

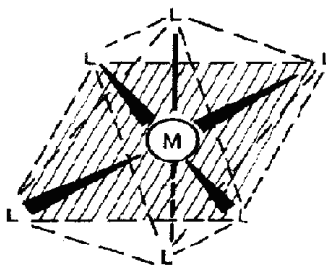
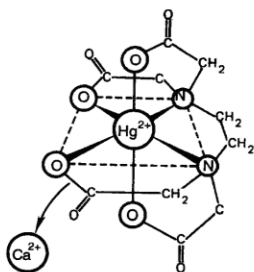
FARMATSEV'TIKA
INSTITUTI
TALABALARI UCHUN

O'QUV
ADABIYOTI

ANORGANIK KIMYO

SOG'LIQNI SAQLASH SOHASI

“FARMATSIYA” -5720500
BAKALAVR TA'LIM YO'NALISHI UCHUN



TOSHKENT – 2014

H.R.To'xtayev

(ma'ruzalar matni)

Taqrizchilar: Toshkent farmatsevtika institutining organik, biologik kimyo kafedrasining professori, A. Karimov.

Toshkent kimyo- texnologiya institutining fizik va kolloid kimyo kafedrasining dotsenti A.S.Siddiqov.

Mazkur ma'ruzalar matnida farmatsevtika instituti talabalari uchun anorganik kimyoning nazariy asoslari berilgan.

Talabalarga qulay bo'lishi maqsadida avval kimyoning qonunlari, reaksiyalarning energetikasi, tezligi, eritmalar to'g'risidagi ta'limot, atom va molekula tuzilishi hamda elementlar kimyosi yoritilib, bu materiallar talabalarga o'qiladigan ma'ruzalarga mos kelishi, mavzuga tegishli nazariy savollar va masalalarni mustaqil ishlash uchun kerakli nazariy asoslar ham keltirilgan.

Ushbu ma'lumotlaridan tibbiyot oily o'quv yurtlarining talabalari, magistrantlar, aspirantlar va tibbiyot kollejarining iqtidorli o'quvchilari ham foydalanishlari mumkin.

Zamonaviy muammolarni hal etishda kimyo fanining o'rni

O'zbekiston respublikasi kimyo sanoati keng rivojlangan mamlakatlar qatoridan biridir. Agar bizda oziq-ovqat, to'qimachilik, teri ishlab chiqarish, kimyoviy o'g'itlar, sintetik yuvish vositalari, neft, metallurgiya, gazni qayta ishlash sanoatlarining barchasi kimyoviy sanoat bilan chambarchas bog'liqligini hisobga olsak, kimyoviy moddalar ishlab chiqarish va ularni sanoat miqyosida turli sohalarga yetkazib berish qanchalik muhimligini his etish mumkin. Yuqoridagilarga yana bir juda muhim sohani qo'shish mumkin. Bu soha dori- darmonlar va ular asosidagi yordamchi moddalarni ishlab chiqarish va sanoat maqsadlari uchun foydalanishdir.

Dori-darmonlar ishlab chiqarishni zamonaviy talablar darajasida tashkil etish va amalga oshirish uchun kimyo fanini chuqur egallagan yosh mutaxassislar kerak bo'ladi. Ular kimyo fani va kimyoviy texnologiyani zamonaviy talab darajasida egallagan bo'lishlari kerak.

Fan va texnika taraqqiyoti davrida kimyo sanoati va dori darmonlar ishlab chiqarish muammolari o'zaro bir-biriga bog'liq bo'lib quyidagilarni e'tiborga olish zarur:

-yangi oziq –ovqat mahsulotlari ishlab chiqarish va ularning samaradorligini oshirish. Oxirgi paytlarda mamlakatimizda qishloq xo'jalik mahsulotlarini qayta ishlash keng ko'lamda e'tibor berilmoqda. Yangi mahsulotlar ishlab chiqarishda konservantlar, bo'yoq moddalari, biologik faol qo'shimchalar, mikroelementlar va boshqalar kerak bo'ladi. Ishlab chiqariladigan mahsulotlarning yangi, tezkor va samarali sifat nazoratini tashkil etish esa yanada muhim vazifa hisoblanadi.

- dori-darmonlar ishlab-chiqarishda yangi kimyoviy moddalar va materiallardan foydalanish, hamda ularni imkoni boricha mahalliy xom ashyo zahiralarga almashtirish. Dori-darmonlar olishda keng ko'lamda kimyoviy moddalar ishlatiladi. Bu kimyoviy moddalarning ichidan bezararlarini, yuqori samaradorligini va mahalliy xom ashyo zahiralari borlarini izlab topish amaliy jihatdan juda dolzarb. Bu sohada respublikamizning boy tabiiy va mineral manbalari e'tiborga olinsa ishlar ko'lamini kengligi va zarurligi ko'rinadi.

-yangi dorivor moddalar olishning tabiiy manbalaridan keng foydalanish. O'zbekistonning juda katta hayvonot va o'simliklar tabiiy zahirasiga ega ekanligi bu sohada dorishunoslar va kimyogarlar hali juda katta ishlarni amalga oshirishi kerakligini ko'rsatadi. O'simlik va hayvonot dunyosidan biofaol moddalar ajratib olish, ulardan yangi sintezlarni amalga

oshirish, turli tarkibiy qismlarga ajratish, ularning ichidan samaradorlarini izlab topish va faolligini baholash katta ahamiyatga ega.

- dori-darmonlar ishlab chiqarish va mahalliy kimyo sanoatining jadal rivojlanishi toza suv ishlab chiqarish, yer osti boyliklaridan to'g'ri foydalanish va eng muhimi ishlatilgan suvning tozalash muammolarini yuzaga keltiradi. Kimyo va farmatsevtika sanoatining kengayishi bilan mahalliy kichik korxonalarining soni borgan sari ortib bormoqda. Bu korxonalarining har biri toza suvdan foydalanadi va ma'lum oqava suv chuqindilari ishlab chiqazadi. Korxonalar chiqindi suvlarini tozalash va iloji boricha aylanma suvdan foydalanish juda muhim vazifalardandir. Keyingi paytlarda metallar, brom, yod, o'g'itlar olishda yer osti suvlaridan keng foydalanilmoqda. Shuning uchun han toza suv ishlab chiqarish va oqava suvlardan o'qilona foydalanish samarali yechimga ega bo'lishi kerak bo'lgan vazifalardan biri hisoblanadi.

-yangi texnologiyalarning ustivor usullaridan foydalanish. Hozirgi paytda kimyoviy o'zgarishlarni amalga oshirish uchun kimyoga yangi texnologiyalar kirib kelmoqda. Bulrga kimyoviy reaksiyalarni yuzaga keltirishning yangi usullari, nanotexnologiya usullaridan foydalanib hayotiy zarur mahsulotlar yaratishning ustivor usullarini ishlab chiqish kiradi. Nanotexnologiya usullaridan foydalanib yaratilgan materiallar o'zining xossalari bilan odatdagi kimyoviy moddalardan keskin farq qiladi. Dori-darmonlar olishda ham zamonaviy usullardan foydalanib samarali dori vositalari yaratilmoqda. Bu o'rinda nanotexnologiya usullaridan foydalanish o'ziga xos yangi ekologik muammolarni ham yuzaga keltirishini hisobga olmoq kerak.

-ilmiy texnik va axborot texnologiyalaridan unumli foydalanish. Kimyo fani juda qiziqarli fan hisoblanib jamiyat hayotida muhim o'rin tutadi. Bu fanda yuzaga keladigan kashfiyotlar jamiyatda juda katta o'zgarishlarni yuzaga keltiradi. Kimyo sohasida ishlayotgan olimlar ilmiy yangiliklarni, nazariyalarni va olingan tajriba natijalarini bir-birlariga yetkazib turadilar. Buning uchun kimyogarlar orasida ma'lum fan sohasida anjumanlar o'tkaziladi. Turli tuman kimyoviy jurnallarda ilmiy maqolalar, risolalar, ma'ruzalar, monografiyalar kimyoning turli sohaları bo'yicha chop etiladi. Turli mamlakatlardagi kimyogar olimlar orasida o'zaro ilmiy aloqalar o'rnatiladi, munozaralar va ilmiy yozishmalar amalga oshiriladi.

O'zbekistonda kimyo fani yangiliklarini bayon etish uchun "O'zbekiston kimyo jurnali", "Tabiiy birikmalar kimyosi", "O'zbekiston fanlar akademiyasi ma'ruzalari", "Farmatsevtika jurnali", "Kimyo va texnologiya" kabi ilmiy jurnallar chiqaziladi. Ayni paytda kimyo sohasida fundamental ilmiy tekshiruv ishlari qator institutlarda olib borilmoqda:

O'zbekiston milliy universiteti kimyo fakulteti, O'zbekiston fanlar akademiyasi umumiy va anorganik kimyo instituti, o'simlik moddolari kimyosi va bioorganik kimyo instituti va boshqalar.

Toshkent farmatsevtika institutining anorganik, analitik, fizik va kolloid kimyo kafedrasida ham uzoq yillardan beri biofaol moddalarning koordinatsion birikmalari olinishi, xossalari va ulardan dori vositalari yaratish bo'yicha ilmiy izlanishlar amalga oshirilmoqda. Dunyoda birinchi bor koordinatsion birikmalar sinfiga mansub bo'lgan feramid preparati ishlab chiqilib tibbiyotda kamqonlik kasalligini davolashga tavsiya etilgan va sanoatda ishlab chiqarish yo'lga qo'yilgan. Bu sohadagi izlanishlar oqibatida amaliyotga kam qonlikda, qandli diabet, yurak qon tomirlari kasalliklarida, gepatitda, hamda qishloq xo'jaligida chorva va qora mollar mahsulдорligini oshirish uchun 20 ga yaqin preparatlar tavsiya etilgan. Bunday preparatlar qatoriga koamid, feramid, kupur, piratsin sanoatda ishlab chiqazildi, kobalt-30, feropir, kogistin, kobalt fitati kabilar tibbiyotga qo'llanishga ruxsat etilgan. Hozirda bu ishlar professorlar O.A.Shobilolov va A.A.Yunusxo'jaevlar tomonidan davom ettirilmoqda. Kafedrada professor S.N. Aminov rahbarligida mahalliy xom ashyolardan dori vositalari yaratish, yangi sirt-faol moddalar sintezi va surtma dorilar uchun asoslar yaratish ustida qiziqarli izlanishlar olib borilmoqda.

I QISM. UMUMIY KIMYO.

1- bob. Kimyonong asosiy qonunlari Kimyoning tarixi

Kimyo fani moddalarni va ular asosidagi o'zgarishlarni chuqir o'rganadi. Kimyoning mustaqil fan sifatida o'rganilayotganiga 200 yildan ortdi. Chymeia- so'zi quyish, tindirish ma'nosini beradi. Bu so'z qadimgi sharq tabiblari –farmatsevtlarini o'simliklar asosida dori moddalari tayyorlash jarayonlarida al-kimyogarlar tomonidan tilga olingan.

Boshqacha fikrlarga ko'ra , alkimyo so'zining ildizi “khem” yoki “chemi” balki “chima”- “qora tuproq” yoki “qora yurt” ma'nosini anglatgan. Qadimgi Misrda kimyogarlar oltin oladigan ustalar 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 al-Farobiy, Beruniy, al-Xorazmiy, ibn Sino butun dunyoga tanilgan olimlar hisoblanadi. Ular turli minerallar, kimyoviy moddalar, o'simliklar asosidagi turli ajratmalar va hayvonlar mahsulotini ajrata bilishgan va o'z asarlarida ana shunday moddalar olinishini bayon etganlar.

IV asrdan XVI asrning o'rtalarigacha bo'lgan davr alkimyo davriga kiritiladi. Bu davrda 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.Yatrokimyo so'zi grekcha iatros- vrach, yani shifikor demakdir. Yatrokimyoning asoschisi nemis olimi T.Parasels(1493-1541) edi. Barcha hayotiy jarayonlar kimyo nuqtai nazaridan tushuntirila boshlandi. Temir, mis, simob, mishyak, qo'rg'shin, surma va boshqa elementlar birikmalarining dori sifatidagi ta'siri o'rganildi. Parasels birinchi marta kasallarni davolashda noorganik moddalarni qo'llay boshladi. Bu shifokorlarda kimyoga boshqacha qarashga olib keldi. Kimyo amaliyotga keng qo'llanila boshladi.

XV11 asrdan boshlab kimyoda flogiston (flogiston-grekcha yonuvchanlik) nazariyasi hukm surgan. Nemis olimi G.Shtal yonish, oksidlanish, qaytarilish- jarayonlarini tushuntirish uchun bu nazariyani yaratdi. Bu nazariyaga ko'ra metall yonsa flogiston ajraladi, shu tufayli og'irlashadi. 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.

Shved farmatsevti K.Sheele (1742-1786) limon, olma, vino, sut va boshqa kislotalarni ochdi. Uning eng muhim kashfiyotlaridan biri kislorod va azotning ochganligidir.

XVIII boshlarida rus olimi M.V.Lomonosov moddalar massasining kimyoviy jarayonda o'zgarmasligini isbotlab, flogiston nazariyasi noto'g'riligini ko'rsatdi.

Nemis vrachi Yu.Mayer (1814-1878) va ingliz olimi J.Joul ish va energiyaning aylanish jarayonlarini tekshirdilar. Yu. Mayerning termodinamikaning I qonunini ochganligi olamshumul voqea bo'ldi. Keyinchalik fransuz olimi A.Lavuaze 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 birikmalarda kimyoviy elementlar qanday nisbatda bo'lishini to'g'ri ko'rsatdi.

Fransus biolog L. Paster(1822-1895) bijg'ish jarayonlarining samaradorligini oshiradigan usullarni ishlab chiqib, dori moddalarni va jarrohlik asboblari zararsizlantirish usullarini ko'rsatib berdi.

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

Nemis bakteriologi P.Erlx kimyoviy terapiyaning ilmiy asoslarini ishlab chiqdi. Hozirgi kunda tibbiyotni kimyoning yangiliklarisiz tassavur qilish mumkin emas. Davolashning samarasi, bemorlarning tez tuzalishi dori turlariga, dorilar to'g'risidagi fan- farmatsiyaning rivojiga bog'liqdir. Kelajakda yangi va samarali kimyoviy moddalar juda zarur. Bu sohada antimikrob, kuyganga qarshi, shamollashni oldini olish uchun, qon to'xtatuvchi, xavfli osmalarga (saraton) qarshi qo'llash mumkin bo'lgan yangi kimyoviy moddalar olish ustida ilmiy ishlar jadal olib borilmoqda.

Keyinchalik O'rta Osiyoda kimyonining rivojlanishida o'zbek olimlari akademiklar S.Yu.Yunusov, O.S.Sodiqov, M.N.Nabiyev, H.U.Usmanov, K.S.Ahmedov, M.A..Askarov, A.S.Sultonov, N.A.Parpiyev, B.M.Beglov, S.T.To'xtayev, A.A.Akbarov,T.Azizov, M.F.Obidova,S.Sh.Rashidova, Z.S.Salimov, S.I. Iskandarov., Yu.S.Toshpo'latov v boshqalarning xizmati katta bo'ldi.

O'zbekiston fanlar Akademiyasi umumiy va anorganik kimyosi instituti kimyo fani bo'yicha yirik tadqiqotlar olib borilayotgan fan o'choqlaridan biridir. Bu dargohda elektrokimyo, kataliz, silikatlar, siyrak–er elementlari, mineral sorbentlar va qator yo'nalishlar bo'yicha anorganik kimyo sohasida ilmiy izlanishlar olib boriladi.

Toshkent farmatsevtika institutida ham uzoq yillar koordinatsion birikmalar kimyosi bo'yicha ilmiy izlanishlar olib borilgan (prof. M.A.Azizov, prof. H.H.Hakimov). Tibbiyotga feramid, kupfur, ferrozink kabi dori moddalari joriy etilgan. Koordinatsion birikmalar kimyosi bo'yicha hozirgi paytda ham ilmiy ishlar keng ko'lamda davom etmoqda (professorlar N.A.Parpiyev, O.A.Shobilalov, O.O.Xojaev, va boshqalar).

1.1. 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.

Kimyo moddalar, ularning tarkibi, xossalari, tuzilishi va ular asosida bo'ladigan o'zgarishlar to'g'risidagi fandir.

Moddalar massasining saqlanish qonuni. Bu kimyoning eng asosiy qonuni. Bu qonun dastlab 1748 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: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

100 + 73 111 + 44 + 18

$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$

100 56 + 44

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 ($c = 3 \cdot 10^8$ m/sek²); m-massa o'zgarishi; E-energiya; m-massa.

Reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni odatdagi tarozi yordami bilan payqash qiyin. Agar kimyoviy jarayonda issiqlik ajralib chiqsa, mahsulotlar massasi kamayishi kerak. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektiga ko'ra mahsulotlarning massasini ortishi yoki kamayishi

to'g'risida xulosa chiqarish mumkin. Aslida kimyoviy reaksiyalarda massa o'zgarishi juda kichik qiymatga ega bo'lib 10^{-11} - 10^{-12} kg qiymatga ega bo'ladi.

Masalan:



Reaksiyada massa o'zgarishi $2,7 \cdot 10^{-9}$ g ni tashkil etadi.

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

Tarkibning doimiylik qonuni. 1781 yilda A.Lavuaze karbonat angidridi gazini 10 xil usul bilan hosil qilib, gaz tarkibidagi uglerod va kislorod massalari orasidagi nisbat (CO_2) 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.

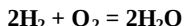
1803 yilda fransuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tekshirishlar asosida kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liq bo'ladi degan xulosa chiqardi.

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:

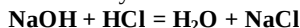
"Har qanday kimyoviy toza birikma, olinish usulidan qat'iy nazar, o'zgarmas sifat va miqdoriy tarkibga ega ."

Masalan, toza suvni bir necha xil usul bilan olish mumkin:

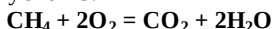
1) vodorod va kisloroddan sintez qilib:



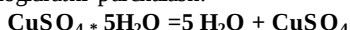
2) neytrallanish reaksiyasi asosida:



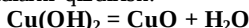
3) metanni yondirib:



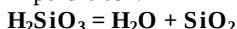
4) kristallogidratni parchalash:



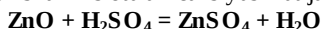
5) gidroksidlarni qizdirish:



6) kislotalarni parchalash:



7) oksidlar bilan kislotalar reaksiyasi natijasida:



Hosil bo'lgan suvlarning tarkibida 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bo'lib, xossalari bir xilligi: suv 0 ° S da muzlaydi, 100 ° S da qaynaydi, 4,5° S da zichligi 1 g/sm³ ga teng, o'zgarmas elektr o'tkazuvchanlikka va qovushqoqlikka ega ekanligi aniqlandi. 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 boshqalar (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 moddalarning kristall tugunlarida alohida atomlar yoki ionlar joylashgan bo'ladi. 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(I) oksidi tarkibi Cu_{1,8}O dan Cu₂O gacha, temir(II) oksidi Fe_{0,89}O dan Fe_{0,95}O gacha, TiO_{1,46} dan TiO_{1,56} gacha o'zgarishi aniqlangan. Bunday moddalar d-elementlarning oksidlari, gidridlari, karbidlari, nitridlari va sulfidlari orasida keng tarqalgan. Ular k'opincha ravshan rangli, yarim o'tkazgich xossasiga ega, ularning reaksiya qobiliyati va katalitik aktivligi ancha yuqori. O'zgaruvchan tarkibli moddalar xossalari 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.

Hozirgi paytda tarkibning doimiylik qonuni quyidagicha yangi ta'rifga ega: **olinish usulidan qat'iy nazar molekulyar tuzilishga ega bo'lgan moddalar o'zgarmas sifat va miqdoriy tarkibga ega.**

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: azot bilan kislorod(1-jadval) bir- biri bilan bir necha quyidagi birikmalarni hosil qiladi. Bir qism azotga to'g'ri keladigan kislorod massasi kichik butun sonlar kabi bo'ladi.

1-jadval. Azot oksidlaridagi azot va kislorodning tarkibiy qismlari va nisbatlari

Formula	Azot massasi	kislorod massasi	1qism azotga to'g'ri kelgan kislorod	1qism azotga to'g'ri kelgan kislorod
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

Ekivalent. Ekivalentlar qonuni. Moddaning ekvivalenti deb, uning 1 mol vodorod atomlari bilan birikadigan yoki kimyoviy raksiyalarda shuncha vodorod atomlarining o'rnini oladigan miqdoriga aytiladi.

Bir ekivalent moddaning massasi ekvivalent massa, normal sharoitdagi hajm esa ekvivalent hajm deyiladi. Vodorodning ekvivalent massasi 1 g, ekvivalent hajmi 11,2 l. Kislorod uchun bu qiymatlar mos ravishda 8 g va 5,6 l bo'ladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar massalari ularning ekvivalent massalariga tog'ri proporsionaldir.

$$m_1 | m_2 = E_1 | E_2$$

Bunda m_1 va E_1 - birinchi moddaning massasi va ekvivalent massasi;

m_2 va E_2 - ikkinchi moddaning massasi va ekvivalent massasi.

Elementning ekvivalent massasini hisoblash uchun uning atom massasini valentligiga bo'lish kerak. Tabiiyki, o'zgaruvchan valentli elementlarning ekvivalenti massalari ham o'zgaruvchandir.

Murakkab moddalarning ekvivalentlarini quyidagi formulalar asosida hisoblasa bo'ladi:

$E_{\text{oksid}} = M_{\text{oksid}} / n \cdot v$. M - molyar massa. n va v - oksid hosil qiluvchi elementning soni va valentligi;

$E_{\text{kislota}} = M_{\text{kislota}} / n_{\text{kislota}} \cdot n_{\text{kislota}}$ kislota asosligi;

$E_{\text{asos}} = M_{\text{asos}} / n_{\text{asos}} \cdot n_{\text{asos}}$ asosning kislotaligi;

$E_{\text{tuz}} = M_{\text{tuz}} / n_{\text{Me}} \cdot v_{\text{Me}}$ va v_{Me} metall atomining soni va valentligi.

Berilgan kimyoviy reaksiyada qatnashayotgan moddalarning ekvivalentini hisoblash uchun ularning reaksiyada qatnashayotgan ionlari, atomlari yoki atomlar guruhi sonini e'tiborga olish kerak.

Masalan, 49 g sulfat kislota 32,5 g rux bilan reaksiyaga kirishganda 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislota o'miga 36,5 g xlorid kislota olinsa

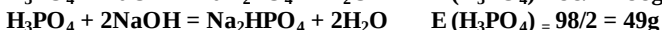
ham o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Ruxning o'rniga alyuminiy olinsa, 1g vodorod ajralib chiqishi uchun 9 g alyuminiy kerak bo'ladi.

Murakkab moddalarning ekvivalent massalari quyidagi formulalar bilan hisoblanadi:

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

Quyidagi birinchi reaksiyada H_3PO_4 faqat bitta vodorod ioni bilan reaksiyada qatnashyapti, shuning uchun bu reaksiyada H_3PO_4 ning ekvivalent massasi 98 g ga teng. Ikkinchi reaksiyada H_2SO_4 ning har ikkala vodorod ioni almashgani uchun uning ekvivalent massasi 49 ga teng:

Masalan:

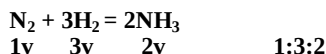
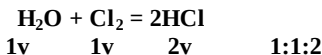


1. 2. Gaz qonunlari

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:



Avogadro qonuni. Harorat 0°S , bosim 101,325 kPa (760 mm simob ustuni, yoki 1 atmosfera) bo'lgan sharoit normal sharoit (n.sh.) deyiladi.

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 uchta xulosa kelib chiqadi:

1) normal sharoitda 1 mol har qanday gazning hajmi 22,4 l ga teng;
2) normal sharoitda 1 mol modda tarkibida $6,02 \cdot 10^{23}$ ta molekula mavjud bo'ladi.

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

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

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

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

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

Agar gazlarning normal sharoitdagi hajmi ma'lum bo'lsa (V_0), uning miqdori quyidagicha aniqlanadi:

$$n = V_0 / 22,4.$$

Boyl-Mariot qonuni. Doimiy haroratda ma'lum miqdor gazning bosimi uning hajmiga teskari proporsional.

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

Gey-Lyussak qonuni. O'zgarmas bosimda gazning hajmi uning mutloq haroratiga to'g'ri proporsional.

$$P = \text{const}; V_1 / T_1 = V_2 / T_2 \quad \text{yoki} \quad V / T = \text{const}.$$

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

$$V = \text{const}; P_1 / T_1 = P_2 / T_2; \quad P / T = \text{const}.$$

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.

$P_0 = 101,325 \text{ kPa}$, $T_0 = 273 \text{ K}$, $V_0 = 22,4 \text{ l}$ bo'lsa bu qiymat $8,31 \text{ J/molga}$ teng.

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'lsa, umumiy bosim shu gaz va suv bug'i bosimlari yig'indisiga teng bo'ladi:

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

Kimyo qonunlarini yaxshi bilish kimyoviy hisoblashlarda juda asqotadi. Jarayonlarni oldindan bilish uni unumini hisoblash uchun zarur bo'lib fizik

kimyo, analitik kimyo va mutaxassislik bo'yicha kimyoviy fanlarni chuqur o'zlashtirishga yordam beradi.

1.3. Asosiy tushunchalar

Atom massasi. Atomlarning massalari juda kichik bo'ladi. Bu o'lchamlar 10^{-25} kg dan 10^{-27} kg gacha boradi. Bunday kichik qiymatlar bilan ishlash qiyin. Shu sababli atomlarning absolyut massasi o'rniga "nisbiy atom massa" tushunchasi qabul qilingan. Unung o'lchov birligi qilib "uglerod birligi" olingan.

1961 y. da atomning massa birligi qabul qilingan. 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. Masalan, mis atomining massasi $A_r = 64$ u.b. deyilsa, mis atomi ^{12}C atomi massasining $1/12$ qismidan 64 marta og'irligini ko'rsatadi. Elementlar nisbiy atom massasini qiymati davriy jadvalda berilgan. Bu qiymatlar hisoblashlarda ishlatiladi.

Molekulyar massa. Modda molekulyar massasiga teng bo'lib uglerod birligida ifodalangan og'irligiga molekulyar massa deyiladi. Molekulyar massa ham uglerod birligida o'lchanadi. Shuning uchun "nisbiy molekulyar massa" deyiladi va M_r bilan belgilanadi. $M_r(\text{Cl}_2) = 71$ u.b. yoki 71 g/mol, $M_r(\text{HNO}_3) = 63$ u.b. yoki 63 g/mol.

Ba'zan molekula tarkibi birgina atomdan tashkil topgan bo'lsa, masalan, He, Ar, Hg, Fe, Cu molekulyar massa atom massasiga teng bo'ladi: $M_r(\text{Cu}) = 63,546$ u.b. yoki 63,546 g/mol.

Mol modda miqdorining birligi. 12 g uglerodning ^{12}C izotopida qancha atom bo'lsa, shuncha molekularlar, atomlar, ionlar, elektronlar va boshqa struktura birliklari bo'lgan modda miqdori mol deyiladi.

Mol tushunchasi nimaga nisbatan qo'llanishiga qarab turli zarrachalarni anglatishi mumkin: mol atomlar(Cl), mol ionlar(Cl^-), mol molekula(Cl_2), 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, son jihatdan u nisbiy molekulyar yoki nisbiy atom massaga teng bo'ladi, lekin g/mol da o'lchanadi.

Moddaning mollar sonini (n) topish uchun uning massasini(m) molekulyar massaga bo'lish kerak: $n = m/M$

Moddaning massasi uning mollar sonini molyar massaga ko'paytirish orqali topiladi:

$$m = n \cdot M$$

Molyar massa modda massasining, miqdoriga nisbatiga teng:

$$M = m/n$$

M—molyar massa, g/mol; m- modda massasi, g; n-modda miqdori, mol.

1.4. Gazlarning molekulyar massasini aniqlash

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

1 l Cl gazi 3,16 g kelsa

22,4 l x g keladi $x = 70,78 \text{ g} = 71 \text{ g}$,

bu Cl₂ ni molekulyar massasini ko'rsatadi.

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, Mendeleyev-Klayperon tenglamasidan foydalanib uning molekulyar massasi hisoblab chiqariladi.

$$mRT$$

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

M - gazlarning molekulyar massasi;

P- gazning bosimi; V- gazning hajmi;

T- gazning harorati; m- gazning massasi.

R- universal gaz doimiysi (8,31 j/mol).

1.5. Atom massani aniqlash usullari

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.

Atom massani aniqlash italiyalik olim S.Kannisaro tomonidan taklif etilgan bo'lib, molekulyar massasi aniqlanishi kerak bo'lgan moddaning imkonini boricha ko'proq uchuvchan birikmasi yoki gaz holatda bo'lgan hosilasi olinadi. Masalan, uglerod birikmalari asosidagi uchuvchan birikmalardan (2-jadval) uglerod atom massasini aniqlash ko'rsatilgan.

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.

2 jadval. 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

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 molyar issiqlik sig'imi deyarli bir xil ekanligi aniqlangan. O'rtacha bu qiymat 26 J/(mol·K) ekanligi topilgan.

1 mol atom moddaning haroratini 1 °C oshirish uchun zarur bo'lgan issiqlik miqdori atom issiqlik sig'imi (C_{atom}) 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.

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

2- bob. Moddalarning agregat holatlari

2.1. Moddalarning qattiq holati

Atomlar, molekular va ionlar moddalarning eng oddiy va sodda tuzilishga ega bo'lgan to'plamlaridir. Odatdagi sharoitda bunday zarrachalar alohida holatda mavjud emas. Kimyoviy jarayonlarda moddaning qattiq,

suyuq va gazlardan iborat tashkiliy tuzilmalari, ya'ni agregat holatlari ishtirok etadi. Ana shu tashkiliy tuzilmalar tarkibida bo'lsa atomlar, molekulalar va ionlar bor.

Tabiati jihatidan bu agregat holatlar modda tarkibidagi elektronlarga u yoki bu jihatdan bog'liqdir. Moddalarning turli agregat holatda bo'lishi ularning tarkibidagi zarrachalarning turli ta'sirlanishi tufayli yuzaga keladi. Moddaning agregat holatlaridagi o'zgarishlarda uning steoxeometrik tarkibi o'zgarmaydi, lekin modda tarkibida strukturaviy o'zgarishlar sodir bo'ladi.

Moddalarning qattiq holati amorf yoki kristall ko'rinishda bo'lishi mumkin. Modda amorf holatda bo'lganida uning molekulasi o'zaro tartibsiz joylashgan bo'ladi, qizdirilsa sekin asta yumshaydi va suyuqlikka o'tadi (shisha). Molekulalar, atomlar va ionlardan tashkil topgan tartibli tuzilmalar kristall holatiga ega. Alohida –monokristallar tabiatda kamdan kam uchraydi. Ko'pincha polikristallar- har tomonga yo'nalgan kichik kristallar to'plami noto'g'ri shaklga ega bo'ladi va ko'p uchraydi. Kristallarning shaklini ko'rsatish uchun fazoviy koordinat sistemasi qo'llaniladi. Kristallarning geometrik shakliga ko'ra: kubsimon, tetragonal, ortorombik, monoklinik, triklinik va romboedrik kristall strukturalar ko'p uchraadi.

Tashqi ta'sir tufayli bir moddanig o'zi bir necha xil kristall hosil qilsa bunday hodisa polimorfizm deyiladi. Masalan, grafit va olmos.

Kristall panjara tugunlarida qanday zarrachalar turganligiga qarab kristallarning 4 xil turi ma'lum: atom, molekulyar, ionli va metal kristall panjara turlari uchraydi.

Atom kristall panjarali moddalarda kristall panjaranong tugunlarida atomlar turadi. Atomlar orasidagi bo'g kovalent xususiyatga ega. Bunday kristall panjara hosil qiladigan moddalar qatoriga olmos, grafit, SiO_2 , kremniy karbid (SiC), bor karbidi (B_4C_3), bor, germaniy oksidlarini olish mumkin. Kristall panjara tugunida atomlar turadigan moddalar juda qattiq, yuqori suyqalanish haroratiga ega.

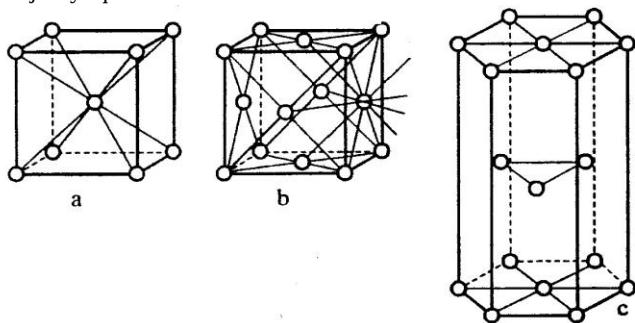
Molekulyar kristall panjarali moddalar tugunlari alohida qutbsiz yoki qutbli kovalent bog'lanishli molekulalardan tashkil topgan. Odatda bunday kristall panjarali moddalar past haroratda qattiq holatga o'tadi. Ularga deyarli barcha organik moddalar, kopgina noorganik moddalar (NH_3 , CO_2 , H_2O , Cl_2 , I_2 , HCl , HBr , HI , H_2S , nodir gazlar, oq fosfor, oltingugurt va kislorod allotropik shakl o'zgarishlari va boshqalar kiradi. Molekulyar kristallar shakli turlicha. Masalan, vodorod va geliy kristallari geksagonal holatda joylashgan. Argon va yodning kristallari bo'lsa hajmi markazlashgan kub panjaraga ega.

Molekulyar kristall panjarali moddalar qatoriga sublimasiyalanadigan qattiq moddalar yod, CO_2 , naftalinni ham kiritish mumkin. Bunday

birikmalar past haroratda qaynaydi yoki suyuqlanadi. Kimyoviy bog'lanish energiyasi yuqori, bog' barqaror. Bunday tuzilishga ega moddalar suvda kam yoki yomon eriydi. Lekin organik erituvchilarda yaxshi erish xossasiga ega bo'ladi.

Ionli kristall panjarali moddalar qatoriga kristall tugunlarida kation va aniondan tashkil topgan moddalarni olish mumkin. Bu holatda har bir ionni teskari ishorali ionlar o'rab oladi. Masalan, osh tuzi ionli kristall panjara hosil qiladi. Har bir natriy ioni atrofida teskari ishorali 6 ta xlor ioni joylashgan. Osh tuzi kristallari hosil bo'lishida tugunlarda molekularlar mavjud emas. Osh tuzi kristallari o'zaro bir butun katta kristall hosil qilib polimer tuzilishga ega.

Ionli kristall panjarali moddalar qatoriga tuzlar, oksidlar, ishqorlar, metall va metalmaslardan tuzilgan moddalar kirishi mumkin. Odatda bunday moddalar qattiq holatda, yuqori haroratda suyuqlanadi, suvda oson eriydi. Eritmalari va suyuqlanmalari elektr tokini yaxshi otkazib, dissotsilanish darajasi yuqori bo'ladi.



1- rasm. Metallar kristall panjalarining asosiy turlari.

Metall kristall panjara hosil qiladigan moddalar qatoriga barcha metallar kiradi. Metallar odatda simobdan tashqari qattiq moddalardir. Metallarda kimyoviy bog'lanishning alohida turi mavjudligi sababli kristall panjara tugunlarida metall ionlari joylashgan. Metall ionlari umumiy "daydi" elektronlar bilan boglangan. Metallarning yuqori elektr va issiq o'tkazuvchanligi, qattiqligi, bog'alanishi, sim va pardalar hosil qilishi "elektron gaz" ga va metall bog'lanishning o'ziga xos taraflariga bog'liqdir.

Metallarning strukturalari bir necha xil holatda bo'lishi mumkin. Hajmi markazlashgan kub panjaralar (1-rasm.a) litiy, natriy, kaliy, xrom, molibden, volfram, vannadiyda ana shunday struktura kuzatiladi. Bu metallar uchun

koordinatsoin son 8 ga teng. Magniy, berilliy, rux, titan, kobalt kabi metallar uchun geksagonal pangara (1-rasm.c) taaluqlidir. Bundan tashqari ba'zi metallarda yoqlari markazlashgan kub panjara (1-rasm.b.) ham uchraydi. Bunday metallar jumlasiga alyuminiy, mis, kumush, oltin, temir, kobalt va nikel kiradi.

2.2. Suyuqliklar tuzilishi

Suyuqliklar uchun eng muhim xossalardan biri ularning oqishi va suyuqlik solingan idish shaklini olishi hisoblanadi. Gazlardan farq qilib suyuqlik bosimini o'zgarishi suyuqlik hajmini o'zgartirmaydi. Suyuqliklar uchun "siqiluvchanlik" xos emas. Suyuqliklar "oqish" xossasiga ega. Har qanday suyuqlik gazsimon holatiga o'tkazilishi mumkin. Suyqlik bug'ga aylanadigan haroratga qaynash harorati deyiladi. Har bir suyuqlik tarkibi va tuzulishiga mos ravishda ma'lum qaynash haroratiga ega bo'ladi. Masalan, suv 101,325 kPa bosimda 100 °S qaynaydi.

Harorat pasayishi bilan suyuqliklar qattiq holatga o'tadi. Suv O°S da muzlaydi. Moddaning qattiq holatdan suyuq holatga o'tadigan harorat suyuqlanish harorati deyiladi. Suyuqliklarda zarrachalarning joylanishidagi tartib qattiq moddalarnikiga o'xshash bo'ladi. Masalan suvning strukturasi muznikiga o'xshaydi. Har bir suv molekulasini to'rtta boshqa molekula o'rab turadi.

Suyuqlik strukturasi ozgaruvchan bo'lib, ayni qattiq moddaning strukturasi bo'lsa o'zgarmaydi. Suyqliklar agregat holati va xossalari bo'yicha gazlar va qattiq moddalar orasidagi oraliq holatni egallaydi. Shuning uchun ham ular ma'lum hajmga ega bo'lgani holda shaklga ega emas.

Suyuq holdagi moddalarning strukturasi va diffuziya, qovushoqlik, to'yingan bug' bosimi, nur sindirish ko'rsatkichi, optik zichligi, zichligi kabi kattaliklar moddaning kimyoviy tarkibi va suyuqlik molekularining o'zaro ta'siriga bog'liq.

2.3. Moddalarning gaz va boshqa holatlari

Moddalarning gazsimon holatida molekularlar yoki atomlar erkin harakatlanadi. Bunday holatda gazlar ma'lum shaklga ega emas. Gazlar qaysi idishga solinsa o'sha idishni to'ldiradi.

Har bir gazni holati uni harorati, bosimi va hajmi bilan tasniflanadi. Gazsimon holatda molekularlarning kinetik energiyasi yuqori, ular siyrak va betartib joylashgan. Gazlarning molekularlari orasidagi masofa bosim ta'siri ostida o'zgartirilishi mumkin. Shuning uchun ham bosim ostida haroratni pasaytirib gazlarni suyultirish mumkin bo'ladi. Bu usul bilan texnikada havo tarkibidagi gazlarni rektifikasiyalab tarkibiy qismlarga ajratiladi.

Gazlarning eng muhim xususiyatlaridan biri ularning diffuziylanishidir. Chunki ikkita gaz qo'shilsa ular bir-biriga o'z-o'zidan aralashib ketadi.

Agar moddani qizdirish orqali harorati ming, yuzming, hatto million °S ga oshirilsa modda ionlashgan gaz- plazma holatiga o'tadi. Moddaning plazma holati tartibsiz harakatlanayotgan atomlar, ionlar va atom yadrolarining aralashmasidir.

10 ming - 100 ming °S dagi haroratda "soviq plazma" hosil bo'ladi. Agar plazma harorati million °S ga etkazilsa u "issiq plazma" deyiladi.

Yerda plazma holati yashin chaqnaganda, elektr yoyida, argon, neon lampalarida, gaz gorelkasi olovida hosil bo'ladi. Plazma holatida yulduzlar, quyosh va galaktikadagi osmon jismlarida uchraydi.

Moddaning holatlari juda yuqori bosimda ham keskin o'zgaradi. Agar bosim 10^9 - 10^{10} ga oshirilsa, kristall panjaradagi atomlar orasidagi masofa keskin kamayib, kimyoviy bog'larning uzilishi ro'y beradi. Xuddi shunday jarayonlar haddan tashqari yuqori bosimda grafitning olmosga aylanishi, borazonning hosil bolishi, kvarsning yangi allotropik shakl o'zgarishi stishovitga aylanishi amalga oshadi. Kvarsning bu yangi allotropik shakl o'zgarishi zichligi 60% ga ortadi. Hozirgi paytda bunday jarayonlar o'ta qattiq materiallar olish maqsadida katta amaliy ahamiyatga ega.

3- bob. Anorganik moddalarning sinflanishi

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

Tarkibi faqat bir xil element atomlaridan tashkil topgan moddalar oddiy moddalar deyiladi. Oddiy moddalarga misol davriy jadvaldagi barcha elementlarni olish mumkin. Masalan: K, Na, Al, H₂, O₂, O₃, N₂, S₈, P₄,

C(grafit, olmos) va boshqalar. Oddiy moddalar tarkibiga ko'ra bir atomli (He, Ne, Ar, Xe, Kr), ko'p atomli (H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , P_4 , S_8) bo'lishi mumkin.

Oddiy moddalar ikkita guruhga bo'linadi: metallar va metallmaslar. Metall va metallmaslarni ajratish uchun 5 –element B dan 85-element At ga qarab diagonal o'tkazish kerak. Diagonalning pastida va diagonal ustidagi qo'shimcha guruhchalarda metallar joylashgan. Diagonal yuqorisidagi asosiy guruhchalarda bo'lsa metallmaslar keltirilgan (3-jadval).

3-jadval. Metallmaslarning davriy jadvalda joylanishi

III	IV	V	VI	VII	VIII
				H	He
B	C	N	O	F	Ne
Si	P	S	Cl	Ar	
		As	Se	Br	Kr
		Te	I	Xe	

Metallmaslar odatdagi holatda gazsimon (N_2 , O_2 , H_2 , F_2 , Cl_2 va inert gazlar), suyuq (Br_2) va qattiq holda (qolgan barcha metallmaslar) uchraydi. Metallmaslar qattiq holda molekulyar yoki atom kristall panjaralar hosil qiladi.

Metallar odatdagi sharoitda (simobdan tashqari) qattiq moddalardir. Ular metallik kristal panjaraga ega.

Bir elementning bir necha oddiy modda hosil qilish xossasi allotropiya deyiladi. Allotropiya hodisasining sababi oddiy modda molekulasining tarkibidagi atomlar sonning turlicha bo'lishi yoki moddaning kristall tuzilishining turlicha ekanligidir.

Masalan: O_2 va O_3 allotropik shakl o'zgarishlarga kiradi. Ular bir-biridan atomlar soni va molekula tuzilishi bilan farqlanadi. Uglerod uch xil allotropik shakl o'zgarishlarga ega. Uglerod olmos holatida (sp^3 gidrlangan)

fazoviy tuzilishli zanjir (tetraedrik) hosil qilgan. Uglerod grafit holatida qavat-qavat joylashgan. Har bir uglerod atomi qo'shni uchta atom bilan bog'langan. Uglerod karbin holatida oddiy yoki qo'sh bog'lar yordamida bog'langan.

Murakkab moddalar molekulasining tarkibi har xil element atomlaridan tuzilgan. Masalan, KOH, H₂SO₄, H₂O, HCl, Al₂O₃ va boshqalar.

Barcha murakkab moddalar asosan to'rt sinfga bo'linadi: oksidlar, kislotalar, asoslar va tuzlar.

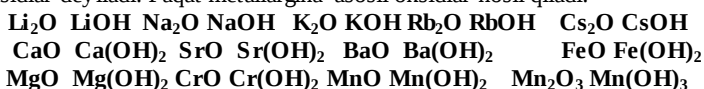
3.1.Oksidlar

Biri kislorod bo'lgan ikki element atomlaridan tashkil topgan murakkab moddalar oksidlar deyiladi.

Oksidlarning umumiy formulasi R_xO_y . Oksidlarni nomlashda kimyoviy element nomi, kichik qavs ichida valentligi va oksidi deb nomlanadi. Cu₂O - mis(I) oksidi, CuO mis(II) oksidi, BaO bariy oksidi, Mn₂O₇ marganes (VII) oksidi.

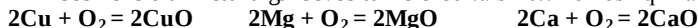
Oksidlar to'rt turga bo'linadi: asosli, kislotali, amfoter va betaraf yoki tuz hosil qilmaydigan oksidlar. Bundan tashqari tarkibida kislorod tutgan boshqa birikmalar ham bor. Ularga peroksidlar va aralash oksidlar kiradi. Masalan, Na₂O₂, K₂O₂ va Mn₃O₄, Pb₃O₄.

Asosli oksidlar. Oksidlariga asoslar mos keladigan oksidlarni asosli oksidlar deyiladi. Faqat metallargina asosli oksidlar hosil qiladi.



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:



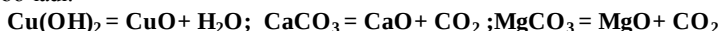
Ba'zi metallarga kislorod ta'sir ettirilganda avval peroksidlar hosil bo'ladi:



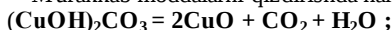
So'ngra bu peroksidlarga metall ta'sir ettirilib oksidlarga aylantiriladi:



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



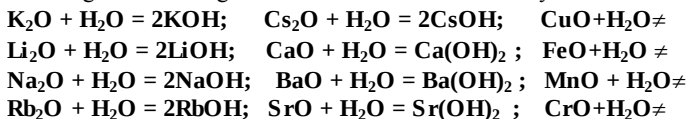
Murakkab moddalarni qizdirishda ham asosli oksidlar hosil boladi:



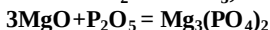
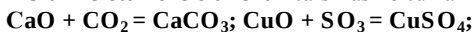


Kimyoviy xossalari. Asosli oksidlar qattiq moddalardir. Ulardan ba'zilar suvda yaxshi eriydi.

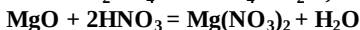
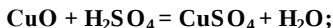
I va II guruh asosiy guruh elementlari metallarining oksidlari BeO va MgO dan tashqari suv bilan ta'sirlashganda asoslar hosil bo'ladi. Qolgan guruhlardagi metallarning oksidlari suv bilan ta'sirlashmaydi:



Ular kislotali oksidlar bilan ta'sirlashib tuzlar hosil qiladi:

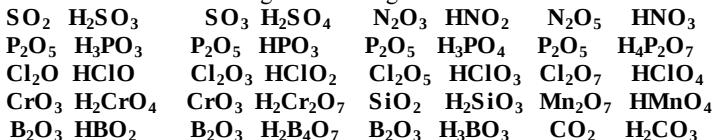


Asosli oksidlar kislotalar bilan ta'sirlashadi va tuz hamda suv hosil qiladi:



Kiislotali 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 (CrO_3 , Mn_2O_7 , MnO_3 , V_2O_5 , MoO_3 , WO_3). Ularni angidridlar (suvsizlantirilgan kislotalar) deb ham yuritiladi.

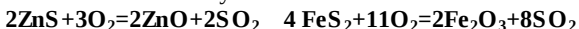
Har bir kislotali oksidga kislota to'g'ri keladi:



Olinishi. Metallmaslarning kislorodda yoki havoda yonishi:



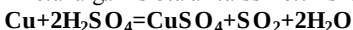
Murakkab moddalarni yondirish:



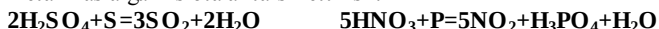
Kislotalarni qizdirish orqali suvsizlantirish:



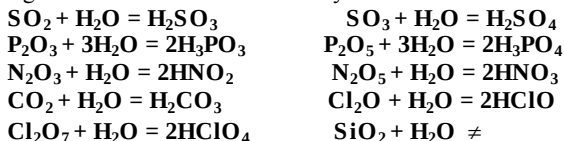
Metallarga kislotalar ta'ssir ettirish:



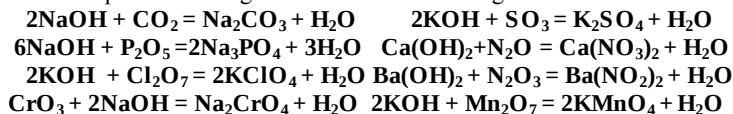
Metallmaslarga kislotalar ta'sir ettirish:



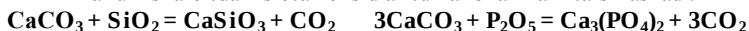
Xossalari. Kislotali oksidlar odatdagi sharoitda gazsimon (SO_2 , NO_2 , CO_2), qattiq holatda (P_2O_5 , CrO_3 , SiO_2 , N_2O_5) uchraydi. Kislotali oksidlarni suv bilan o'zaro ta'siridan kislotalar hosil bo'ladi. Faqat kremniy (IV) oksidgina suv bilan o'zaro ta'sir etmaydi.



Ishqorlar ta'siri etganda kislotali oksidlarning tuzlari hosil boladi:



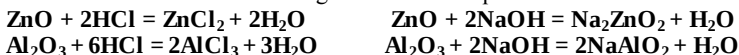
Ma'lum sharoitda kislotali oksidlar tuzlar bilan ham ta'sirlashadi:



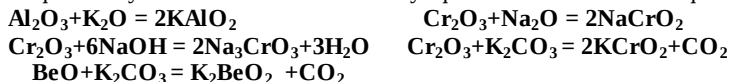
Amfoter oksidlar. Amfoter oksidlar (4-jadval) bir paytning o'zida ham kislota ham asos hosil qiladi. Bunday oksidlar ikki yoqlama xossaga ega. Amfoterlik xossalari ZnO , BeO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2 , PbO_2 , GeO_2 va MnO_2 da ham kuzatiladi.

Xossalari. Amfoter oksidlar suvda erimaydigan qattiq moddalardir.

Amfoter oksidlar ham kislotalar bilan va ham asoslar bilan o'zaro ta'sirlashadi va mos kislotalarining tuzlarini hosil qiladi:



Xrom(III) oksidi kislota va ishqor eritmalarida erimaydi. Lekin ishqorlarda yoki karbonatlar ishtirokida syuqlantirilsa xromitlar hosil qiladi:



4- jadval. Amfoter oksidlarning kislotalari va asoslari

Amfoter oksidlar	Asosli	Kislotalasi*	Kislotaning nomi
ZnO	Zn(OH)_2	H_2ZnO_2	Zinkat
BeO	Be(OH)_2	H_2BeO_2	Berillat

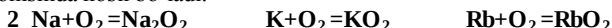
Al_2O_3	$\text{Al}(\text{OH})_3$	HAlO_2 H_3AlO_3	m-alyuminat o-alyuminat
Cr_2O_3	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	HCrO_2 H_3CrO_3	m-xromit o-xromit
MnO_2	$\text{Mn}(\text{OH})_4$	H_2MnO_3 H_4MnO_4	m-manganit o-manganit
SnO_2	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	H_2SnO_3 H_4SnO_4	m-stannat o-stannat
PbO_2	$\text{Pb}(\text{OH})_4$	H_2PbO_3 H_4PbO_4	m-plumbat o-plumbat

*bunday kislotalar erkin holda mavjud emas.

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, N₂O, SiO** kabi oksidlar kiradi.

Peroksidlar. Peroksidlar oq qattiq moddalardir. Bunday birikmalarni vodorod peroksidning H_2O_2 tuzlari sifatida qaralishi mumkin. Peroksidlarga Na_2O_2 , K_2O_2 , BaO_2 , ozonid birikmalar KO_3 kabi moddalarni olish mumkin.

Peroksidlar faol metallardan bo'lgan ishqoriy metallarning havoda yonishida hosil bo'ladi:



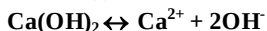
Aralash oksidlar. Bunday moddalar qatoriga oksidlarning aralashmasi yoki ularni tuzlar deb qarashga to'g'ri keladi. Masalan: Fe_3O_4 , Pb_2O_3 , Pb_3O_4 , Mn_2O_3 , Mn_3O_4 , Co_3O_4 . Bu oksidlar biror metallning tuzi ko'rinishida yozilsa $\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$, PbPbO_3 , Pb_2PbO_4 , Mn_2MnO_4 tuzlar sifatida yozilishi mumkin. Aralash oksidlar qatoriga shpinellar, ya'ni II va III valentli oksidlar aralashmasini ham kiritish mumkin. Masalan: $\text{FeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{ZnO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ va boshqalar.

3.2.Asoslar

Asoslar metallar va gidroksil guruhidan tashkil topgan murakkab moddalardir. Ularning umumiy formulasi $\text{Me}(\text{OH})_n$. Me metal atomi, n-metallning valentligi.

Elektrolit sifatida asoslarning dissosilanishida metall kationi va gidroksil anioni hosil bo'ladi.

Bunday moddalar eritmasida lakmus indikator ko'k rangga, fenolftalein indikator qizil - pushti rangga kiradi. Ishqorlar eritmaları to'qimalarni yemirish xossasiga ega. Agar asos ko'p kislotali bo'lsa dissotsilanish bosqichli boradi. Asoslarning kislotaligi ulardagi gidroksid guruhlar soniga teng.

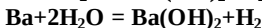
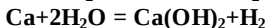
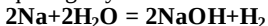


Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyilib, ularga LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂ kiradi. Ular to'liq dissosilanadi. Ishqor so'zi "o'yuvchi" ma'nosini beradi.

Suvda erimaydigan asoslar oz dissosilanuvchi moddalar qatoriga kirib, odatda bunday asoslar bosqichli dissosilanadi. Masalan: Cu(OH)₂, Mn(OH)₂, Fe(OH)₂, Cr(OH)₃, NH₄OH.

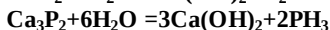
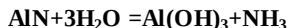
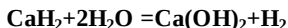
Nomlanishi. Asoslarni nomlash ularga asos yoki gidroksid so'zini qo'shish orqali amalga oshiriladi. NaOH natriy gidroksidi, natriy asosi, o'yuvchi natriy. Agar biror metallning bir necha gidroksidlari bolsa Cr(OH)₂ - xrom(II) gidroksidi, Cr(OH)₃ - xrom(III) gidroksidi va hokazo.

Olinishi. Faol metallardan bo'lgan ishqoriy va ishqoriy-yer metallari suvda eritilsa ishqorlarga aylanib vorodrodi ajratadi:

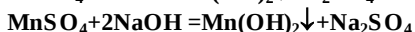
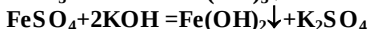
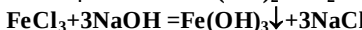
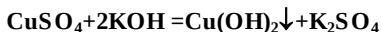


Metall oksidlarini suvda erishidan ham asoslar hosil boladi. Faqat I va II guruh metallarining oksidlarigina suvda oson eriydi (BeO va MgO dan tashqari).

Gidridlar, nitridlar, fosfidlar va sulfidlarining suv bilan ta'sirlashganida ham asoslar hosil bo'ladi:

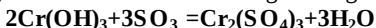


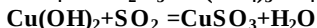
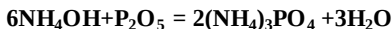
Erimaydigan asoslar olish uchun metallarning tuzlariga ishqorlar ta'sir ettiriladi:



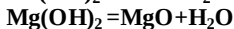
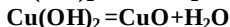
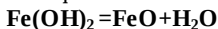
Xossalari. Asoslar odatda qattiq moddalardir. Ularning rangi turlicha bo'lib, rang o'zgarishi ba'zan asoslarni birini ikkinchisidan ajratish imkoniyatini beradi. Faqat NH₄OH ammiakni suvda erishidan hosil bolgan va eritmada mavjud (suyuqlik).

Asoslar kislotali oksidlar bilan ta'sirlashib tuz va suv hosil qiladi. Bunday tuzlar kislotali oksidlarning tuzlariga kiradi:





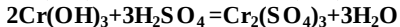
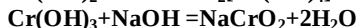
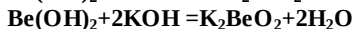
Asoslar qizdirilsa suv va asosli oksidlarga parchalanadi:



Ishqorlarga tuzlar ta'sir ettirilsa erimaydigan asoslar hosil bo'lishi yuqorida ko'rib chiqildi.

Amfoter gidroksidlar. Asoslarning alohida guruhini amfoter gidroksidlar tashkil etadi. Ham kislota ham asos xossasini namoyon etuvchi asoslar amfoter gidroksidlar deyiladi. Bunday asoslar qatoriga: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$ va boshqalar kiradi.

Amfoter gidroksidlar kislotalar bilan ham, asoslar bilan ham ta'sir etishi mumkin. Ular kislotalar ta'sirida ham asoslar ta'sirida ham oson eritmaga o'tadi:

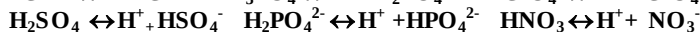
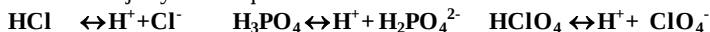


Amfoter gidroksidlar amfoter metallarining tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirib olinadi.

3.3. Kislotalar

Kislotalar. Tarkibida vodorod atomi va kislota qoldig'i tutgan murakkab moddalar kislotalar deyiladi. Kislotalarning umumiy formulasi H_nR . R- kislota qoldig'i. n- kislota qoldig'i valentligi yoki kislotalarning asosligi. Ko'p ishlatiladigan kislotalarning ro'yxati 5 jadvalda berilgan.

Kislotalar eritmada dissotsilanib vodorod kationlarini va kislota qoldig'i anionlarini 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 kiritadi. Fenolftalein indikatorini kislotalar ishtirokida o'z rangini o'zgartirmaydi.

Nomlanishi. Kislorodsiz kislotalarni nomlashda element nomiga - “id” qoʻshimchasi qoʻshiladi. **HCl**- xlorid , **HBr**- bromid, **HI** – yodid, **H₂S** - sulfid, **H₂Se**- selenid, **HCN**- sianid, **HCNS**- rodanid va boshqalar.

Kislota hosil qilgan element turli valentliklar namoyon etsa, ulardan eng past valentlikdagilar (yoki oksidlanish darajasi) birikmaning kislotasiga - “gipo” old qoʻshimchasi qoʻshiladi. **HCIO**- gipoxlorit, **HIO**- gipoyodit, **HBrO**- gipobromit;

Kislotaldagi elementning valentligi oʻrtacha qiymatga ega boʻlsa elementga -“it” old qoʻshimchasi qoʻshiladi. **H₂SO₃**- sulfit , **HClO₂**- xlorit, **HNO₂**- nitrit, **H₂SeO₃**- selenit, **HBrO₂**- bromit;

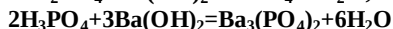
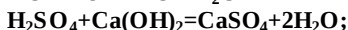
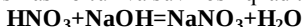
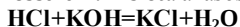
Kislota hosil qilgan elementning valentligi eng yuqori boʻlsa element nomiga - “at” qoʻshimchasi qoʻshiladi. **H₂SO₄**- sulfat, **H₂CO₃**- karbonat, **HClO₃**-xlorat, **HNO₃**- nitrat, **HBrO₃**- bromat va hokazo.

Bir element bir xil valentlikda vodorod atomlari soni bilan farqlanadigan kislotalar hosil qilganida vodorod atomlari soni kamiga - “meta”, vodorod atomlari soni koʻpiga -“orto” old qoʻshimchasi qoʻshiladi. **H₂SiO₃**- meta-silikat, **H₄SiO₄** – orto-silikat, **HBO₂**- meta-borat, **H₃BO₃** –orto-borat, **HPO₃** – meta-fosfat, **H₃PO₄**- orto-fosfat.

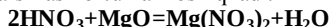
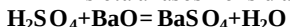
Kislota hosil qiluvchi element eng yuqori valentlini namoyon etganida unga “ per” old qoʻshimchasi qoʻshiladi. **HClO₄**- perxlorat, **HMnO₄**- permanganat, **HIO₄**- periodat.

Baʼzan kislotalardan suv chiqib ketishi hisobiga ham maʼlum nomlanishlar beriladi: **H₄P₂O₇**-piro- yoki difosfat, **H₂Cr₂O₇**– dixromat yoki bixromat.

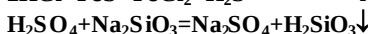
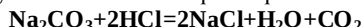
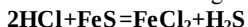
Xossalari. Kislotalar asoslar bilan taʼsirlashib tuz va suv hosil qiladi:



Kislotalar asosli oksidlar bilan taʼsirlashib tuzlar hosil qiladi:



Kislotalar tuzlarga taʼsir etib kuchsiz kislotalarni siqib chiqaradi:

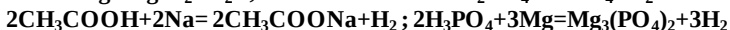
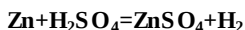
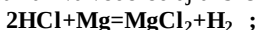


5- jadval. Eng muhim kislotalarning roʻyxati

No	Kislotalarning formulasi va angidridlari	Kislotalarning nomlanishi	Kislota qoldigi anioni	Tuzlari
1	HCl	Xlorid	Cl⁻	NaCl

2	HBr		Bromid	Br⁻	KBr
3	HJ		Iodid	I⁻	NaI
4	HF		Ftorid	F⁻	CaF₂
5	HCN		Sianid	CN⁻	KCN
6	HCNS		Rodanid	CNS⁻	NaCNS
7	H₂S		Sulfid	S²⁻	K₂S
8	HNO₂	N₂O₃	Nitrit	NO₂⁻	NaNO₂
9	HNO₃	N₂O₅	Nitrat	NO₃⁻	KNO₃
10	H₂SO₃	SO₂	Sulfit	SO₃²⁻	Na₂SO₃
11	H₂SO₄	SO₃	Sulfat	SO₄⁻	Na₂SO₄
12	H₃PO₃	P₂O₃	Fosfit	HPO₃²⁻	Na₂HPO₃
13	H₃PO₄	P₂O₅	Ortofosfat	PO₄³⁻	Na₃PO₄
14	HPO₃	P₂O₅	M- fosfat	PO₃⁻	KPO₃
15	H₄P₂O₇	P₂O₅	Difosfat Pirofosfat	P₂O₇⁴⁻	Na₄P₂O₇
16	H₂CO₃	CO₂	Karbonat	CO₃²⁻	K₂CO₃
17	H₂SiO₃	SiO₂	M-silikat	SiO₃²⁻	Na₂SiO₃
17	H₄SiO₄	SiO₂	o-silikat	SiO₄⁴⁻	Na₄SiO₄
18	HclO	Cl₂O	Gipoxlorit	ClO⁻	NaClO
19	HClO₂	Cl₂O₃	Xlorit	ClO₂⁻	KClO₂
20	HClO₃	Cl₂O₅	Xlorat	ClO₃⁻	KClO₃
21	HClO₄	Cl₂O₇	Perxlorat	ClO₄⁻	KClO₄
22	H₂CrO₄	CrO₃	Xromat	CrO₄²⁻	K₂CrO₄
23	H₂Cr₂O₇	CrO₃	Dixromat	Cr₂O₇²⁻	K₂Cr₂O₇
24	HMnO₄	Mn₂O₇	Permanganat	MnO₄⁻	NaMnO₄
25	H₂MnO₄	MnO₃	Manganat	MnO₄²⁻	K₂MnO₄
26	H₃BO₃	B₂O₃	Ortoborat		
27	HBO₂	B₂O₃	Metaborat	BO₂⁻	KBO₂
28	H₂B₄O₇	B₂O₃	Tetraborat	B₄O₇²⁻	Na₂B₄O₇

Kislotalar faol metallar bilan ta'sir etganda (**Mg, Zn, Al, Fe**) va quyidagi kislotalar olinsa va **HCl, H₂SO₄, H₃PO₄, CH₃COOH** olinsa kislotalarning tuzlari va vodorod ajralib chiqadi:

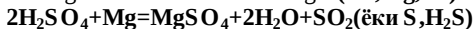


Agar kislotalarga passiv metallar (**Cu, Ag, Hg, Au, Pt**) ta'sir ettirilsa, bu metallarning aktivligi kam bo'lgani uchun ular kislotalar bilan ta'sirlashmaydi.

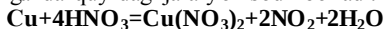
Konsentrlangan sulfat kislota metallar bilan butunlay boshqacha ta'sir etadi. Kons. **Fe, Al, Cr, Au, Pt** kabi metallar ta'sir etmaydi. Agar kons. kislota **Cu, Ag, Hg** kabi metallar ta'sir ettirilsa jarayon quyidagicha sodir bo'ladi:



Konsentrlangan kislota aktiv metallarga (**Ca, Mg, Zn**) ta'sir ettirilganda:

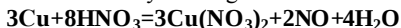


Nitrat kislota ham metallar bilan butunlay boshqacha ta'sir etadi. Konsentrlangan nitrat kislota **Fe, Cr, Al, Au, Ba, Pt** kabi metallar bilan ta'sirlashmaydi. **Cu, Ag, Hg** va **Pb** kabi faolligi kam metallar bilan ta'sirlashganda quyidagi jara'yon sodir bo'ladi:



kons.

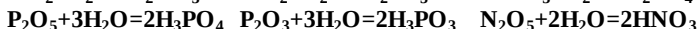
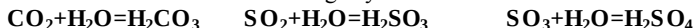
Agar shu metallar suyultirilgan nitrat kislota bilan ta'sirlashsa :



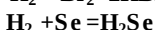
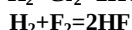
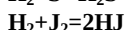
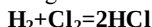
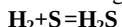
suyul.

Konsentrlangan nitrat kislota faol metallar bilan ta'siri mahsulotlari qatoriga NO_2 , N_2 , N_2O kirishi mumkin. Bunday faol metallar sifatida **Ca, Mg, Zn** olinsa, ana shu metallar bilan suyultirilgan nitrat kislota **NO** yoki **NH_4NO_3** hosil qilishi ko'zda tutiladi.

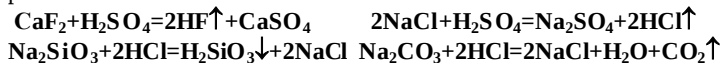
Kislotalarning olinishi. Kremniy (1V) oksiddan boshqa deyarli barcha oksidlar suv ta'sirida mos kislotalarga aylanadi:



Kislorodsiz kislotalar vodorod va metallmaslar ta'siridan hosil bo'lishi mumkin. Olingan gazlar suvda eriganda kislotalar hosil bo'ladi:



Tuzlarga kislotalar ta'sir ettirilganda ham kuchsiz kislotalar hosil bo'ladi va kuchsiz uchuvchan kislotalarning hosil bo'lishi yoki ularning parchalanishi kuzatiladi:

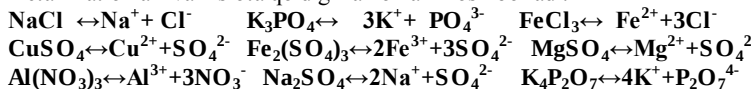


Sanoat miqyosida ishlatiladigan nitrat va sulfat kislotalarning alohida olinish usullari bor.

3.4.Tuzlar

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

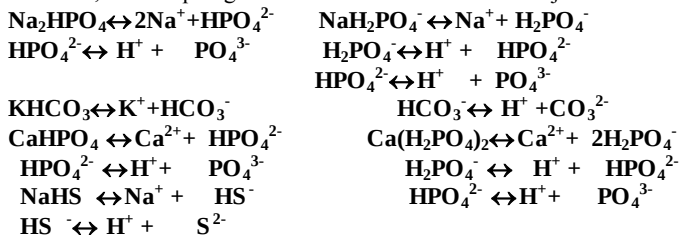
O'rta tuzlar tarkibiga ko'ra faqat metall atomi va kislota qoldig'idan tuzilgan. Ular to'la dissotsilanadi. Shuning uchun ular dissotsilanganda faqat metall kationlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



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 liyapis; Na_2CO_3 – natriy karbonat yoki soda;

Nordon tuzlar. Bunday tuzlar tarkibida metall atomi, vodorod atomi va kislota qoldig'i bo'ladi. Nordon tuzlar (6-jadval) 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:

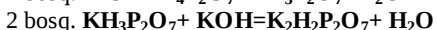
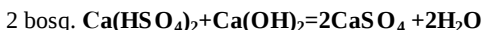
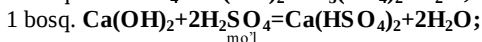
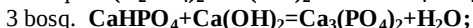
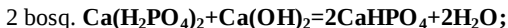
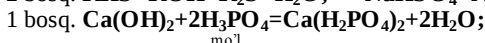
Nordon tuzlarning dissotsilanishi bosqichli boradi. Eritmada metall kationi, kislota qoldig'i anioni va vodorod kationi mavjud bo'ladi.



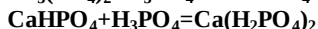
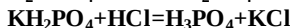
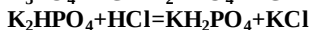
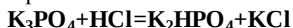
6 -jadval. Nordon tuzlarning hosil qiladigan kislotalar

Kislotalar	Kislota qoldig'i	Nordon tuzlar	Tuzlarning nomlanishi
H₂CO₃	HCO ₃ ^I	NaHCO ₃	Natriy gidrokarbonat
H₂S	HS ^I	NaHS	Kaliy girosulfid
H₂SO₃	HSO ₃ ^I	NaHSO ₃	Natriy gidrosulfit
H₂SO₄	HSO ₄ ^I	KHSO ₄	Kaliy gidrosulfat
H₃PO₄	H ₂ PO ₄ ^I	NaH ₂ PO ₄	Natriy digidrofosfat
	HPO ₄ ^{II}	Na ₂ HPO ₄	Natriy gidrofosfat
H₄P₂O₇	H ₃ P ₂ O ₇ ^I	KH ₃ P ₂ O ₇	Kaliy trigidrodifosfat
	H ₂ P ₂ O ₇ ^{II}	K ₂ H ₂ P ₂ O ₇	Kaliy digidrodifosfat
	HP ₂ O ₇ ^{III}	K ₃ HP ₂ O ₇	Kaliy gidrodifosfat

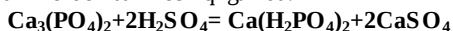
Olinishi. Nordon tuzlarni olishda ko'p asosli kislotalarga kuchli asoslar ta'sir ettiriladi. Reaksiyada kislotalar mo'l miqdorda olinadi. Reaksiya bosqichli borib avval nordon tuzlar keyin esa o'rta tuzlar olinadi:



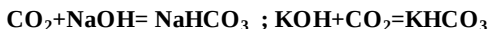
Ko'p asosli kislotalarning o'rta tuzlariga shu kislotalarning o'zini qo'shish orqali nordon tuzlar olish mumkin. Masalan:



Ko'p asosli kislotalarning o'rta tuzlariga kuchli kislota (H₂SO₄) ta'sir etishda ham nordon tuz hosil qilganida:



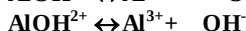
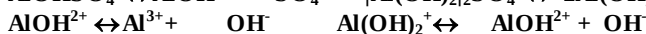
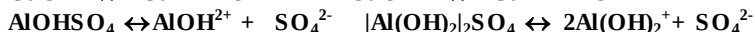
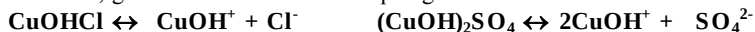
Nordon tuzlarning hosil bo'lishi asoslarga kislotali oksidlarning ta'sirida ham hosil bo'ladi:



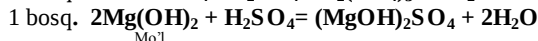
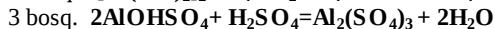
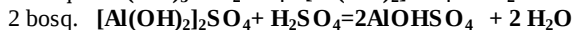
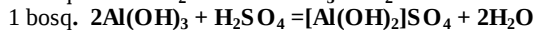
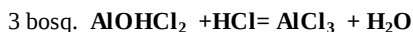
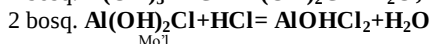
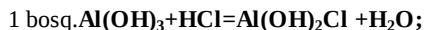
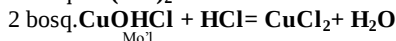
Nordon tuzlarni grafik formulasini yozish uchun shu tuz hosil qilgan kislotalarni grafik formulasini yozib olish kerak. So'ngra kislota qoldig'ini aniqlash va uni asosida nordon tuzni grafik formulasini yozish kerak. Oxirida shu kislota qoldig'iga metall atomi qo'yiladi.

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 (7-jadval).

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



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

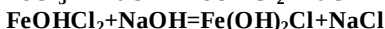
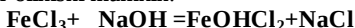


7- jadval. Asosli tuzlar hosil qiladigan asoslarning qoldiqlari

Asoslar	Qoldiq'i	Asosli tuz	Asosli tuzning
---------	----------	------------	----------------

			nomlanishi
Mg(OH) ₂	MgOH ^I	MgOHCl	magniygidrokso xlorid
Cu(OH) ₂	CuOH ^I	CuOHNO ₃	misgidrokso(II) nitrat
Al(OH) ₃	Al(OH) ₂ ^I	Al(OH) ₂ NO ₃	alyuminiy digidrokso nitrat
	AlOH ^{II}	AlOH(NO ₃) ₂	alyuminiy gidrokso nitrat
Cr(OH) ₃	Cr(OH) ₂ ^I	Cr(OH) ₂ NO ₃	xromdigidrokso(III) nitrat
	CrOH ^{II}	CrOH(NO ₃) ₂	xromdigidrokso(III) nitrat
Al(OH) ₃	Al(OH) ₂ ^I	[Al(OH) ₂] ₂ SO ₄	alyuminiy digidrokso sulfat
	AlOH ^{II}	AlOHSO ₄	alyuminiy gidrokso sulfat
Fe(OH) ₃	Fe(OH) ₂ ^I	[Fe(OH) ₂] ₂ SO ₄	temirdigidrokso(III) sulfat
	FeOH ^{II}	FeOHSO ₄	temirgidrokso(III) sulfat
Mg(OH) ₂	MgOH ^I	(MgOH) ₃ PO ₄	magniygidrokso fosfat

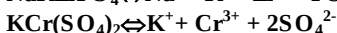
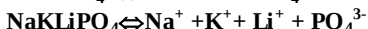
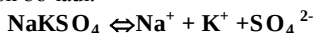
Ko'p kislotali asoslarning o'rta tuzlariga ishqor eritmaları ta'sir ettirib asosli tuzlar olinishi mumkin:



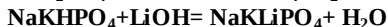
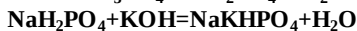
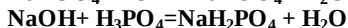
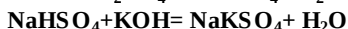
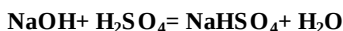
Qo'sh tuzlar. Tarkibida bir paytni o'zida ikkita har xil metall ushlab turadi. Qo'shaloq tuzlar ko'p asosli kislotalardagi vodorod atomlarini har xil metallarga almashinishi tufayli hosil bo'ladi.



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. Tarkibida kompleks hosil qiluvchi va ligandlar tutgan moddalar kompleks birikmalar deyiladi.

Eritmada eriganda kompleks kation, anion yoki neytral zarrachalar hosil qiladigan murakkab moddalar kompleks birikmalarga kiradi.

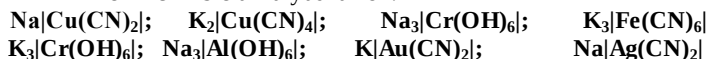
Kompleks birikmalar tuzilishining o'ziga xos quyidagi tomonlari mavjud:

1. Kompleks birikmalar molekulasining markazida metall kationi yoki atomi joylashgan bo'lib (8-jadval) u kompleks hosil qiluvchi ion deyiladi.
2. Kompleks hosil qiluvchi bilan bevosita bog'langan qutbli neytral molekulalar (NH_3 , H_2O , CO , NO) yoki anionlarni (SO_4^{2-} ; NO_3^- ; CO_3^{2-} ; CN^- ; Cl^- ; OH^-) ligandlar deb ataladi.
3. Kompleks hosil qiluvchi ionlar ushlab turgan neytral molekulalar va ionlar soni koordinatsion son deyiladi.
4. Kompleks hosil qiluvchi ion va ligandlar ichki sferani hosil qiladi va o'rta qavsga olib yoziladi.
5. Ichki sferaga kirmagan ionlar tashqi sferani hosil qiladi. Ichki sferani zaryadi turiga qarab musbat, manfiy va hatto neytral bo'lishi mumkin.

Kompleks birikmalarda ichki sfera zaryadi kation :



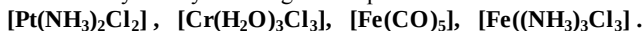
Yoki ichki sfera zaryadi anion:



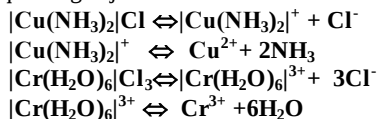
8- jadval. Kompleks birikmalarning hosil bo'lishi

Kompleks birikma	Kompleks h. gil. ion	Ligand	Koor. son	Jchki sfera	tashqi sfera
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	Cu^{2+}	NH_3	4	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	SO_4^{2-}
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	Cr^{3+}	H_2O	6	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Cl^-
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Fe^{2+}	CN^-	6	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	K^+
$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	Al^{3+}	OH^-	6	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$	Na^+
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$	Pt^{2+}	NH_3, Cl^-	4	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$	-
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	Fe^0	CO	5	$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	-

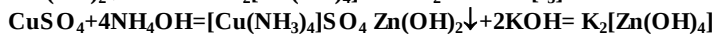
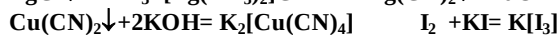
Ichki sfera zaryadi neytral bo'lgan komplekslar birikmalar ham bor:



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



Kompleks birikmalarning hosil bo'lishida cho'kmaning erib ketishi, rang ozgarishi, yoki yangidan cho'kma hosil bo'lishi kuzatiladi:



Kompleks birikmalarning nomlanishi va geometrik tuzilishiga keyinchalik alohida to'xtalinadi.

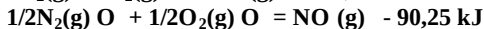
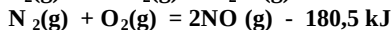
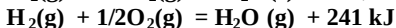
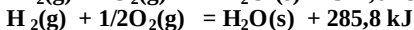
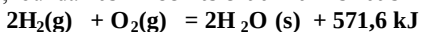
4- bob. Kimyoviy reaksiyalarning energetikasi va yo'nalishi

4.1. Kimyoviy reaksiyalarning energetikasi

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 ekzotermik ($Q > 0$, $\Delta H < 0$), issiqlik yutilishi $Q < 0$, $\Delta H > 0$) bilan boradigan reaksiyalar endotermik reaksiyalar deyiladi.

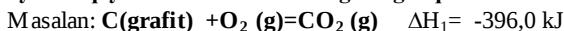
Reaksiyalarning issiqlik effektlarini o'rganadigan bo'lim termokimyoyo deyiladi. Issiqlik effekti ko'rsatilgan reaksiya tenglamalari termokimyoviy tenglamalar deb ataladi. Reaksiyaning issiqlik effekti moddalarning tabiatiga, agregat holatiga sharoitga bog'liq. Reaksiyalarning issiqlik effektlari bir xil standart sharoitda o'rganiladi.

Standart sharoit deganda 298 K (25⁰S) harorat va 101,325 kPa bosim tushuniladi. Termokimyoviy tenglamalarda moddalarning agregat holatlari ko'rsatilib, bunda kasrli koeffitsientlar ham ishlatish mumkin.



Termokimyoning asosi **G.I.Gess(1841 y.) qonunidan** iborat bo'lib, u quyidagicha ta'riflanadi:

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



Bu jarayon ikki bosqichda amalga oshirilishi mumkin. Uglerod grafit holatidan CO gacha oksidlanishi va ikkinchi bosqichda CO ning CO₂ gacha oksidlanishi: $2\text{C}(\text{grafit}) + 0,5 \text{ O}_2 = 2 \text{ CO} \quad \Delta H_2 = -110,5 \text{ kJ}$



Bu yerda dastlabki va oxirgi moddalarning holatlari bir xil bo'lgani uchun: $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

Tajribalar jarayonida ΔH_1 va ΔH_2 juda oson aniqlanishi mumkin. ΔH_3 esa Gess qonuni asosida hisoblab topiladi:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -396,0 - (-110,5) = -285,5$$

Reaksiyaning issiqlik effekti sistema ichki energiyasi va entalpiyasi o'zgarishi natijasidir. Sistemaning ichki energiyasi uning 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 kiradi. Ichki energiyaning mutlaq 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:

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

Bajarilgan ish esa, sistema bosimi doimiy ligida ($p = \text{const}$)

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

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

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

$$H = U + PV \quad \text{yoki} \quad \Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

ΔH - kattalik entalpiya deb ataladi. Entalpiyani kengaygan sistemaning energiyasi deyish mumkin. O'zgarmas bosimda boradigan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti sistema entalpiyasining o'zgarishiga teng.

O'zgarmas hajmda ($V = \text{const}$) boradigan jarayonlar uchun jismga beriladigan issiqlik miqdori uning ichki energiyasini o'zgarishiga sarf bo'ladi:

$$Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U$$

$$Q_v = \Delta U$$

Yuqoridagilar asosida quyidagi xulosaga kelish mumkin:

$$Q_p - Q_v = P\Delta V$$

Doimiy bosim va hajmdagi issiqlik effektlari ayirmasi shu gazning kengayish ishiga teng. Agar bu kattalikni Mendeleyev-Klayperon tenglamasiga qo'yilsa:

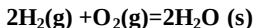
$$P\Delta V = \Delta nRT$$

hosil bo'ladi. Bu erda Δn -reaksiyada ishtirok etayotgan gazsimon moddalarning mol miqdorlarining o'zgarishi. Agar shu tenglamani izobar va izoxor issiqlik effektlari farqiga bog'lansa:

$$Q_p - Q_v = \Delta nRT \quad \text{yoki} \quad \Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

Agar $\Delta n = 0$, bo'lsa $\Delta H = \Delta U$. Agar kimyoviy jarayonda qattiq va suyuq moddalar ishtirok etsa Δn ni hisoblashda ular e'tiborga olinmaydi. Kimyoviy jarayonlarda modda miqdorining o'zgarish soni (Δn) stexiometrik koeffisientlar o'zgarishiga tengligini hisobga olish kerak.

Masalan: suyuq suvning hosil bo'lish issiqlik effektini hisoblang?
298 K da jarayonning o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti -284,2 kJ/mol ga teng.



$$\Delta n = \sum n \text{ mahsulotlar} - \sum n \text{ dastlabki moddalar} = 0 - 3 = -3.$$

Bu qiymatni quyidagi tenglamaga qo'yamiz:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT = -284,2 - 3 \cdot 8,314 \cdot 298 = -284,2 - 7,4 = -291,6 \text{ kJ/mol.}$$

Ekzotermik jarayonlarda sistemaning ichki energiyasi va entalpiyasi kamayadi, shu sababli

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

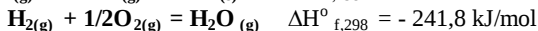
Endotermik jarayonlarda esa sistemaning ichki energiyasi ortadi, shu sababli

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

4.2. Termokimyoviy hisoblashlar

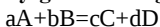
Termokimyoviy hisoblashlarda moddalarning standart hosil bo'lish issiqligi (entalpiyasi) tushunchasi ishlatiladi. Standart sharoitda 1 mol murakkab moddaning oddiy moddalardan hosil bo'lishidagi reaksiyasining issiqlik effekti shu moddaning standart hosil bo'lish issiqligi ($\Delta H^0_{f,298}$) deyiladi. Bu yerda f- ingliz tilidagi "formation" – hosil bo'lish (образование) ma'nosini beradi. Bunda moddaning agregat holatini ko'rsatish zarur. Oddiy moddalarning standart hosil bo'lish entalpiyalari (gazsimon kislorod, suyuq brom, iod kristallari, rombik oltingugurt, grafit ba boshqa oddiy moddalarning) ham hosil bo'lish issiqliklari nolga teng. Ba'zi moddalarning hosil bo'lish issiqliklari 9-jadvalda keltirilgan.

Masalan: $\text{H}_{2(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} = \text{H}_2\text{O}_{(s)}$ $\Delta H^0_{f,298} = -285,3 \text{ kJ/mol}$



Yuqorida ta'rifi keltirilgan Gess qonunidan quyidagi xulosalar kelib chiqadi:

- 1) reaksiyaning issiqlik effekti reaksiya mahsulotlari hosil bo'lish issiqliklari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisining ayirmasiga teng.



$$\Delta H^0_{\text{reaksiya}} = \sum \Delta H^0_{f,298} \text{ mahsulotlar} - \sum \Delta H^0_{f,298} \text{ dast.moddalar}$$

$\sum \Delta H^0_{f,298} \text{ mahsulotlar}$ – standart sharoitda mahsulotlar hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi; $\sum \Delta H^0_{f,298} \text{ dast.moddalar}$ – standart sharoitda dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi. $\Delta H^0_{\text{reaksiya}}$ – standart sharoitda kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti.



Reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang. $\Delta H^0_{f,298} \text{ Al}_2\text{O}_{3(l)} = -1675,1 \text{ kJ/mol}$;

$$\Delta H^0_{f,298} \text{ SO}_{3 \text{ gaz}} = -396,1 \text{ kJ/mol}; \quad \Delta H^0_{f,298} \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = -3434,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^0_{\text{reaksiya}} = (\Delta H^0_{f,298} \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3) - (\Delta H^0_{f,298} \text{ Al}_2\text{O}_3 + 3\Delta H^0_{f,298} \text{ SO}_3) =$$
$$-3434 - [-1675,1 + 3(-396,1)] = -570,6 \text{ kJ/mol}$$

9- jadval. Ba'zi moddalarning standart hosil bo'lish entalpiyalari ($\Delta H^0_{f,298}$) qiymati

Modda	$\Delta H^{\circ}_{f,298},$ kJ/mol	Modda	$\Delta H^{\circ}_{f,298},$ kJ/mol
Al(g)	326,3	H ₂ O(s)	-285,3
Al ³⁺ (s)	-530,0	H ₂ SO ₄ (s)	-814,2
Al ₂ O ₃ (k)	-1676,0	K ⁺ (s)	-251,2
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3442,2	KCl(k)	-435,9
C(olmos)	1,828	KClO ₃ (k)	-391,2
CH ₄ (g)	-74,86	KNO ₃ (k)	-493,2
CO(g)	-110,5	KOH(k)	-425,8
CO ₂ (g)	-393,5	MgSO ₄ (k)	-1301,4
CaCO ₃ (k)	-1206,9	MgSO ₄ *7H ₂ O(k)	-3384
CaCl ₂ (k)	-796,3	N(g)	472,7
CaF ₂ (k)	-1220,5	NO(g)	90,25
CaO(k)	-635,5	NO ₂ (g)	33
Ca(OH) ₂	-986,8	NO ₃ ⁻ (s)	-207,5
(k)	121,3	Na(g)	108,3
Cl(g)	-233,6	Na ⁺ (g)	606,1
Cl ⁻ (g)	-167,2	NaCl(k)	-411,1
Cl ⁻ (s)	217,98	NaOH(k)	-425,6
H(g)	1536,2	Na ₂ SO ₄ (k)	-1384,6
H ⁺ (g)	0	O(g)	246,8
H ⁺ (s)	-35,98	O ₃ (g)	142,3
HBr(g)	-92,3	OH ⁻ (s)	230,2
HCl(g)	-288,6	S(monoklinik)	0,30
HF(g)	25,9	SO ₂ (g)	-296,9
HI(g)	-46,19	SO ₃ (g)	-396,1
NH ₃ (g)	-174,1	SO ₃ (s)	-439,0
HNO ₃ (s)	-241,82	ZnO(k)	-350,8
H ₂ O(g)			

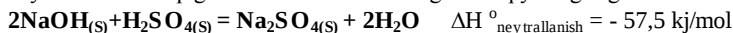
2) Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti reaksiyaga kirishuvchi moddalar yonish issiqlik effektlari yig'indisidan reaksiya mahsulotlari yonish issiqlik effektlari yig'indisining ayirmasiga teng.

Yonish issiqligi deb 1 mol moddani mo'l kislorod ishtirokida oddiy oksidlargacha yonishida ajraladigan issiqlik miqdori tushuniladi. Yuqoridagi ta'rifga ko'ra:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reaksiya}} = \sum \Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ dastl.moddalar} - \sum \Delta H^{\circ}_{f, 298} \text{ mahsulotlar}$$

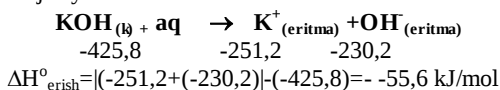
Kislota va asos reaksiyaga kirishib, 1 mol suv hosil bo'lishida ajralib chiqqan issiqlik miqdori neytrallanish issiqligi deyiladi. Kuchli kislota va

kuchli asoslarning suyultirilgan eritmalari reaksiyaga kirishganda neytrallanish issiqligi standart sharoitda o'zgarmas qiymatga ega.

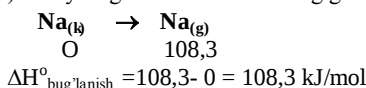


Ko'pdan ko'p moddalarning standart sharoitdagi hosil bo'lish va yonish issiqliklari jadvallarda berilgan bo'ladi. Shu qiymatlar asosida juda ko'p jarayonlarning issiqlik effektlarini hisoblash mumkin.

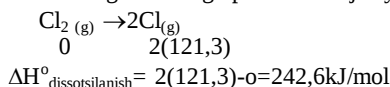
1)erish jarayoni:



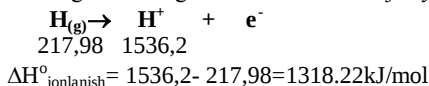
2) natriyning kristall holatdan bug'ga o'tishi uchun:



3)Ikki atomli molekularlarning atomlarga parchalanish jarayoni uchun:



4) Vodorod atomining ion holatga o'tishida ionlanish jarayoni uchun:



Termokimyoviy hisoblar asosida kimyoviy bog'lar energiyasi, kristall panjara energiyasi, suyuqlanish, erish, gidratasiya, molekulararo ta'sirlar, fazalar o'zgarishidagi va boshqa holatlardagi issiqlik effektlarini aniqlash mumkin.

4.3. Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi

Entropiya. Mikroarrachalarga betartib harakat xosdir. Faraz qilaylik, biriga azot ikkinchisiga kislorod to'latilgan ikki idish bir-biri bilan tutashtirilgan bo'lsin. Shu idishlarni tutashtiruvchi jo'mrak ochilsa, gazlar bir-biri bilan aralasha boshlaydi. Aralashish azot va kislorod ikkala idishda bir tekis taqsimlanguncha davom etadi. Bu jarayon hech qanday energiya o'zgarishsiz 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 betartibliigi katta bo'ladi, ajralgan holat esa tartibli holatdir.

Har qanday sistema o'zining betartibliгинi oshirishga intiladi. Tartibsizlikning miqdoriy o'lchovini belgilaydigan holat funksiyasi

entropiya deyiladi va S bilan belgilanadi. Moddaning entropiyasi uning shu holatda turish ehtimolligining logarifmiga to'g'ri proporsionaldir.

$$S = k \ln W$$

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

Sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tgandagi entropiya o'zgarishini o'lchash mumkin. Izolirlangan sistemada entropiyaning o'zgarishi ΔS quyidagi formula bilan ifodalanadi:

2- holatdagi tartibsizlik

$$S = R \ln \text{-----}$$

1 -holatdagi tartibsizlik

Entropiyaning o'lchov birligi - j/mol·K.

Modda qattiq holatdan suyuq holatga, suyuq holatdan gaz holatga o'tganda uning entropiyasi ortadi.

Sistema entropiyasining o'zgarishi issiqlik miqdori o'zgarishini absolt temperaturaga nisbatiga tengdir:

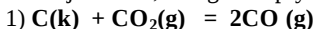
$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

ΔQ -issiqlik miqdori o'zgarishi; T -absolyut harorat,K; entropiya birligi J/K.

Misol: 1 mol muzning erishida entropiya o'zgarishini aniqlang. Q - muzning erish issiqligi, 6016,432 j/mol; $T = 273,15$

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

Sistema hajmi ortsa, uning entropiyasi ortadi.



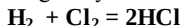
$$\begin{array}{ccc} 1v & 2v & \\ \Delta S_1 & \Delta S_2 & \Delta S_2 > \Delta S_1 \quad \text{demak,} \quad \Delta S > 0 \end{array}$$



$$\begin{array}{ccc} 1v & 3v & 2v \end{array}$$

Sistemaning hajmi kamayganda, entropiyasi ham kichrayadi: $\Delta S < 0$

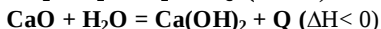
3) Agar reaksiyada sistemaning hajmi o'zgarmasa, uning entropiyasi ham o'zgarmaydi.



$$\begin{array}{ccc} 1v & 1v & 2v \end{array} \quad \Delta S = 0$$

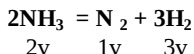
Kimyoviy jarayonlarning o'z-o'zidan sodir bo'lishiga ikki narsa ta'sir qiladi.

Birinchidan 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 $\Delta H < 0$.

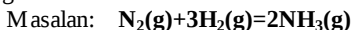
Ikkinchidan yirik zarrachalar parchalanishga intiladi, chunki bunda ularning entropiyasi ortadi:



Kimyoviy jarayon uchun entropiyaning o'zgarishi (ΔS) standart sharoitda mahsulotlar absolyut entropiyasi qiymati yig'indisidan standart sharoitda dastlabki moddalar absolyut entropiyalari yig'indisini ayirmasiga teng.

$$\Delta S_r = \Sigma S^\circ \text{ mahsulotlar} - \Sigma S^\circ \text{ dastlabki moddalar}$$

Ba'zi moddalarning standart entropiyalari (S°_{298}) qiymati 10-jadvalda keltirilgan.



Hajm kamaygani uchun entropiya kamayishi kuzatiladi.

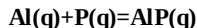
$$\Delta S^\circ_r = 2(192,6) - [199,9 + 3(130,52)] = -206,26 \text{ J/grad}\cdot\text{mol}$$



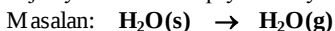
Jarayonda hajm ortgani uchun entropiya ortishsi yuz beradi.

$$\Delta S^\circ_r = 2(197,54) - (5,74 + 213,68) = 175,66 \text{ J/grad}\cdot\text{mol}$$

Agar jarayonda faqat qattiq moddalar ishtirok etsa entropiyaning o'zgarishi nihoyatda kam bo'ladi:



Suyuq moddaning bug'ga o'tishi, kristall moddaning erishi, qattiq moddaning suyuqlanishi kabi jarayonlarda entropiya ortadi. Bug'ning kondensatsiyalanishi, suyuqlikning kristallanishi, hajm kamayishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlarda entropiya kamayadi.



$$\Delta S_r = 188,72 - 70,08 = 118,64 \text{ J/grad}\cdot\text{mol}$$

70,08
188,72

10 - jadval. Ba'zi moddalarning standart entropiyalari (S°_{298}) qiymati

Modda		Modda	S°_{298}	Modda	S°_{298}
-------	--	-------	-----------------	-------	-----------------

	S°_{298}				
Ag(q)	42,55	Fe(q)	60,29	NaCl(q)	72,36
AgBr(q)	107,1	FeO(q)	60,75	Na ₂ CO ₃ (q)	136,4
AgCl(q)	96,07	Ge(q)	31,1	O(g)	160,95
AgI(q)	115,5	H+(s)	O	O ₂ (g)	205,04
Al(q)	28,35	H ₂ (g)	130,52	O ₃ (g)	238,8
BaCO ₃ (q)	112	HNO ₃ (s)	156,6	OH ⁻ (s)	-10,88
BaCl ₂ (q)	126	NH ₃ (g)	192,6	P(oq)	41,1
Ba(NO ₃) ₂ (q)	214	H ₂ O(g)	188,72	P(qizil)	22,8
BaSO ₄ (q)	132	H ₂ O(s)	70,08	Pb(q)	64,81
C(olmos)	2,36	H ₂ O(q)	39,33	S(g)	167,75
C(grafit)	5,74	H ₂ SO ₄ (s)	156,9	S ₂ (g)	228,08
CO(g)	197,54	KCl(k)	82,56	S ₆ (g)	377
CO ₂ (g)	213,68	KClO ₃ (q)	142,97	S ₈ (g)	444,0
CH ₄ (g)	186,19	KOH(q)	79,32	SO ₂ (g)	248,1
CaCl ₂ (q)	113,8	MgCO ₃ (q)	65,7	SO ₃ (s)	122
CaO(q)	39,7	MgO(q)	26,9	Sb(q)	45,69
CaCO ₃ (q)	92,9	N ₂ (g)	199,9	Si(q)	18,82
Cl-(s)	56,54	NH ₄ NO ₃ (q)	151	SiO ₂ (q)	42,09
Cl ₂ (g)	222,9	NO(g)	210,6	SiO ₂ (shisha)	46,9
CrO ₃ (q)	73,2	NO ₂ (g)	140,2	Sn(q)	51,55
Cr ₂ O ₃ (q)	27,15	N ₂ O ₅ (g)	355,7	ZnO(q)	43,64

Izobarik izotermik potentsial. Har ikkala faktorning reaksiya yo'nalishiga ta'sirini o'zida mujassamlashtirgan holat funksiyasi Gibbs energiyasi deb ataladi va G 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) :

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad \text{yoki} \quad G = H - TS$$

formula bilan aniqlanadi. ΔG qiymati $p = \text{const}$ va $T = \text{const}$ izobarik-izotermik kimyoviy jarayondagi 1 mol gazning kengayishidagi bajarilishi mumkin bo'lgan ishning o'lchovi bo'ladi. $P = \text{const}$, $T = \text{const}$ bo'lganda kimyoviy reaksiyalar Gibbs energiyasi kamayadigan tarafga 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, $|\Delta H| \geq T \Delta S$ bo'lishi lozim.

b) agar jarayon endotermik bo'lsa $\Delta H > 0$, $|\Delta H| < T \Delta S$ bo'lganda, yani harorat yuqori bo'lishi kerak:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$$

Entalpiyaning ortishi harorat o'zgarishi bilan boshqariladi. Odatda bu jarayon gazlar ishtirokida amalga oshadi.

Agar $\Delta H > 0$, lekin $|\Delta H| > T \Delta S$ $\Delta G = \Delta H - T \Delta S > 0$

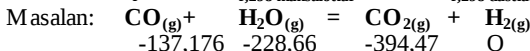
izobar –izotermik potensial qiymati noldan katta bunda jarayon o'z-o'zicha amalga oshmaydi.

Standart sharoitda 1 mol moddani oddiy moddalardan hosil bo'lish standart Gibbs energiyasi $\Delta G_{f,298}^{\circ}$ bilan belgilanadi. Oddiy moddalarning standart hosil bo'lish issiqliklari nolga teng.

Ba'zi moddalarning standart hosil bo'lish Gibbs energiyalari ($\Delta G_{f,298}^{\circ}$) qiymati 11-jadvalda berilgan.

Ayni jarayon uchun standart Gibbs energiyasini o'zgarishi mahsulotlarning standart Gibbs energiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning Gibbs energiyalari yig'indisini ayirmasiga teng bo'ladi.

$$\Delta G_r^{\circ} = \sum \Delta G_{f,298}^{\circ} \text{ mahsulotlar} - \sum \Delta G_{f,298}^{\circ} \text{ dastlabki moddalar}$$



$$\Delta G_r^{\circ} = [(-394,47+0)-(-137,16+(-228,66))]= -28,634\text{kJ/mol}$$

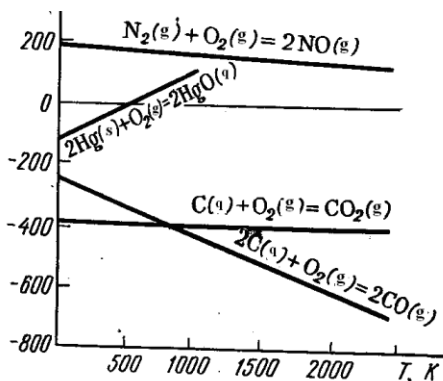
ΔG_r° ning qiymati jarayonning o'z-o'zicha borish ehtimolligini ko'rsatadi. Lekin jarayonning tez yoki sekin borishini baholashga imkon bermaydi.

11- jadval. Ba'zi moddalarning standart hosil bo'lish Gibbs energiyalari ($\Delta G_{f,298}^{\circ}$) qiymati

Modda	$\Delta G^{\circ}_{f,298}, \text{kJ/mol}$	Modda	$\Delta G^{\circ}_{f,298}, \text{kJ/mol}$
Al(g)	288,7	H ₂ O(s)	-237,24
Al ³⁺ (s)	-490,54	H ₂ SO ₄ (s)	-814,2
Al ₂ O ₃ (g)	-1582,0	K ⁺ (s)	-281,3
Al ₂ (SO ₄) ₃ (q)	-3102,9	KCl(q)	-408,0
C(olmos)	2,83	KClO ₃ (q)	-289,9
CH ₄ (g)	-50,79	KNO ₃ (q)	-393,1
CO(g)	-137,14	KOH(q)	-380,2
CO ₂ (g)	-394,47	MgSO ₄ (q)	-1158,7
CaCl ₂ (q)	-750,2	MgSO ₄ ·7H ₂ O(q)	-2868
CaCO ₃ (q)	-1128,8	N(g)	455,5
CaF ₂ (q)	-1161,9	NO(g)	86,68
CaO(q)	-604,2	NO ₂ (g)	51,5
Ca(OH) ₂ (q)	-896,8	NO ₃ ⁻ (s)	-111,7
Cl(g)	105,3	Na(g)	77,3
Cl ⁺ (s)	-131,4	Na ⁺ (s)	-575,6
H(g)	203,3	NaCl(q)	-384,0
H+(g)	1516,99	NaOH(q)	-380,7
H+(s)	0	Na ₂ SO ₄ (q)	-1266,8
HBr(g)	-53,4	O(g)	231,8
HCl(g)	-94,5	O ₃ (g)	162,7
HF(g)	-272,99	OH ⁻ (s)	157,4
HI(g)	1,78	S(monoklin)	0,188
NH ₃ (g)	-16,7	SO ₂ (g)	-300,4
HNO ₃ (s)	-80,9	SO ₃ (g)	-370,0
H ₂ O(g)	-228,61	SO ₃ (s)	-499,0
		ZnO(q)	-320,88

Izoxorik-izotermik potensial. Ba'zan kimyoviy jarayonlar hajm doimiyligi va harorat doimiyligida borib ($v=\text{const}$; $T=\text{const}$), ana shu holatdagi termodinamik funktsiya izoxorik-izotermik potensial (ΔF) yoki Gelmgols energiyasi deyiladi. Bunday jarayonlarda $Q_v=\Delta U$ bo'lgani uchun $\Delta F=\Delta U-T\Delta S$ ga teng bo'lib qoladi. Demak, $F=U-TS$ izoxorik-izotermik potensial shu jarayonda bajarilgan ishni baholashga etarli bo'ladi.

$\Delta G, \text{kJ/mol}$



2-rasm. Kimyoviy reaksiyalarning izobar izotermik potentsiali qiymatining haroratga bog'liqligi.

Kimyoviy jarayonlar uchun Gibbs energiyasi ko'p qo'llaniladi, chunki odatdagi sharoitda reaksiyalar bosim doimiy ligida ro'y beradi. ΔG , ΔF , ΔH va ΔS holat funksiyalari hisoblanib, ularning qiymati sistemaning bir holatdan ikkinchi holatga o'tishiga bog'liqdir. Lekin o'tish jarayoni qanday yo'l bilan amalga oshirilganiga bog'liq emas. Barcha ko'rsatilgan termodinamik funksiyalar reaksiyada ishtirok etuvchi moddalarning tabiatiga, massalariga va haroratga bo'g'liq. Bundan tashqari ΔG sistema bosimiga, ΔF sistemaning hajmiga bog'liq.

Ba'zi reaksiyalarning izobar izotermik potentsialining qiymatini haroratga bog'liqligi 2-rasmda keltirilgan. NO, va CO₂ izobar izotermik potentsiali qiymati haroratga deyarli bog'liq emas. HgO olinish reaksiyasi izotermik potentsiali qiymati harorat ortishi bilan ortsa, CO hosil bo'lish reaksiyasining izotermik potentsiali qiymati harorat ortishi bilan kamayadi.

Kimyoviy potentsial. Izobarik-izotermik (G) va izoxorik-izotermik (F) potentsialning qiymati ochiq sistemalar uchun nafaqat tashqi faktorlar (P, T, V , va boshqalar), balki jarayondagi har bir ishtirokchining miqdoriga bog'liqdir:

$$G = f(T, V, n_1, n_2, n_3, \dots, n_i), \quad (\partial G / \partial n_i)_{V, T, n_{i-1}} = G_i = \mu_i$$

$$F = f(T, P, n_1, n_2, n_3, \dots, n_i), \quad (\partial F / \partial n_i)_{P, T, n_{i-1}} = F_i = \mu_i$$

G va F ning barcha jarayon ishtirokchilari miqdori bo'yicha hosilasi (agar sistemaning bosimi, hajmi, temperaturasi va ishtirokchilarning miqdori o'zgarmas bo'lib, bittasi o'zgaruvchan) parsial molyar potentsial (G_p, F_i) yoki

kimyoviy potensial (μ_i) deyiladi. Kimyoviy potensial modda tabiatiga, bosim, harorat va konsentratsiyaga bog'liq.

Ideal gazlar uchun kimyoviy potensial $T=\text{const}$ bo'lgan holda $dG=VdP$ teng.

$V=RT|P$ ekanligi hisobga olinsa, $dG=d\mu_i=RT dP_i/P_i$ hosil bo'ladi. Bu tenglama doimiy haroratda integrallansa:

$$\mu_i=RT \ln P_i^* + \text{const};$$

$$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln P_i^*$$

Standart sharoit uchun $\text{const}=\mu_i^0$ - standart kimyoviy potensial deyiladi.

Real gazlar uchun kimyoviy potensial qiymatini hisobga olishda bosim o'rniga f_i^* fugitivlik yoki uchuvchanlik olinadi. Uchuvchanlik bosim bilan bir xil o'lchov birligiga ega va ayni haroratda bosimga proporsionaldir:

$$f_i^* = \gamma \cdot P$$

γ - uchuvchanlik koeffitsienti deyiladi, va $P \rightarrow 0$, $\gamma \rightarrow 1$. Agar eritmalar olinsa, uchuvchanlik o'rniga aktivlik olinadi. Aktivlik konsentratsiyaga to'g'ri proporsional:

$$a = \gamma C;$$

γ -aktivlik koeffitsienti. Demak, tenglama:

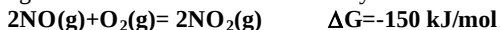
$$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln a$$

$a = 1$ bo'lgan holat uchun μ_i^0 – standart kimyoviy potensial. Aktivlik koeffitsienti real eritmalarini ideal eritmalaridan farqlash imkoniyatini hisobga oladi.

Kimyoviy reaksiyalardagi energetik jarayonlarni bilish kimyoviy reaksiyalarni boshqarish imkoniyatini va dori moddalarni organizmdagi biologik o'zgarishlarni baholashga imkon beradi.

5-bob. Kimyoviy reaksiyalarning tezligi

Kimyoviy reaksiyalarning energetikasini o'rganish u yoki bu jarayonning borish yoki bormaslik ehtimolligini ko'rsatadi. Lekin bu kattaliklar reaksiyalarning tezligini miqdoriy baholashga etarli bo'lmaydi. Masalan, azot(II) oksidining kislorod bilan oksidlanishi reaksiyasini olsak:



Bu reaksiya odatdagi sharoitda ancha tez boradi. Vodorodni kislorod bilan ta'sirlanish reaksiyasi bo'lsa, odardagi sharoitda amalda bormaydi:



Bu jarayon 1000 °S da ($\Delta G = -495,3 \text{ kJ/mol}$) bir lahzada sodir bo'lishi aniqlangan. Kimyoviy reaksiyalarning tezligini topish orqali reaksiyalarning borish mexanizmini va qonuniyatlarini o'rganish mumkin. Kimyoviy reaksiyalarning borish mexanizmi va tezligi kimyoning maxsus bo'limi kimyoviy kinetikada o'rganiladi. Murakkab kimyoviy jarayonlarning mexanizmini bilish esa kimyoviy jarayonlarni boshqarish, jadallashtirish va texnologik jarayonlarni boshqarish uchun zarur bo'ladi.

Kimyoviy reaksiyalar ikkiga bo'linadi: geterogen va gomogen reaksiyalar. Gomogen reaksiyalar faqat bir fazada, ya'ni suyuqlik yoki gaz fazasida amalga oshib, muhit bir jinsli bo'ladi. Reaksiya aralashmaning butun hajmi bo'ylab ketadi.

Geterogen kimyoviy reaksiyalar esa bir jinsli bo'lmagan turli moddalar orasidagi ta'sirda yuzaga keladi. Bir paytning o'zida kimyoviy jarayonda qattiq, suyuq, gaz moddalar ishtirok etishi mumkin. Kimyoviy ta'sirlanish chegara sirtida amalga oshadi.

5.1. Reaksiyalar tezligi

Kimyoviy reaksiyalarning tezligi deganda hajm birligida ma'lum vaqt davomida sodir bo'ladigan moddalar miqdorining o'zgarishiga 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 :

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

Agar vaqt sekundlarda(sek.), modda konsentratsiyasi S (mol/l) bo'lsa reaksiya tezligining o'lchov birligi mol/l*sek.

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:

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

Agar reaksiya tezligi reaksiya mahsulotlari konsentratsiyasini o'zgarishi (dS) bilan vaqt o'zgarishi esa (dt) bo'lsa, hosilaning oldiga (+) ishora qo'yiladi.

Gomogen reaksiyalarda jarayon tezligi modda miqdorini ma'lum hajm(V) davomida o'zgarishi orqali hisobga olinadi:

$$V = \frac{S_1 - S_2}{(t_2 - t_1) \cdot H}; \quad V = \frac{n_1 - n_2}{(t_2 - t_1) \cdot H}.$$

S₂ va S₁ reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi; H-reaksion sistemaning hajmi; n₁ va n₂ reaksiyadagi moddalar miqdorining o'zgarishi;

Geterogen reaksiyalarda reaksiya tezligi modda miqdorining ma'lum yuza birligida o'zgarishi orqali hisobga olinadi.

5.2. Reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi omillar

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.

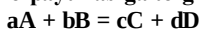
Reaksiya tezligiga konsentratsiyaning ta'sir etishiga sabab shuki, moddalar orasida o'zaro ta'sir hosil bo'lishi uchun reaksiyaga kirishayotgan moddalarning zarrachalari bir-biri bilan to'qnashadi. Lekin to'qnashishlarning hammasi ham kimyoviy reaksiyaga olib kelavermaydi, barcha to'qnashishlarning oz qismigina reaksiyaga olib keladi.

Vaqt birligi ichida ro'y beradigan to'qnashishlarning soni o'zaro to'qnashayotgan zarrachalarning konsentratsiyalariga proporsional bo'ladi. Bu son qanchalik katta bo'lsa, moddalar orasidagi o'zaro ta'sir shunchalik

kuchli bo'ldi, ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi. Reaksiya tezligiga konsentratsiyaning ta'siri massalar ta'siri qonunida o'z ifodasini topgan.

Massalar ta'siri qonuni. 1867 yilda norvegiyalik olimlar Guldberg va Vaagelar tomonidan ta'riflangan:

Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsional.



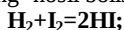
reaksiya uchun reaksiya tezligining ifodasi:

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

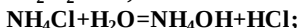
V -reaksiya tezligi; [A] va [B] - reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi; a va b reaksiya tenglamasidagi stexiometrik koeffitsientlar; k- proporsionallik koeffitsientlari bo'lib, tezlik konstantasi deb ataladi, reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga, haroratga va katalizatorga bog'liq bo'lgan kattalikdir.

Tezlik konstantasi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalari 1 mol/l ga teng bo'lgan paytdagi reaksiyaning tezligini ko'rsatadi.

Agar reaksiya eritmalarda borsa reaksiya tezligi moddalar konsentratsiyasini o'zgarishi asosida baholangani ma'qul. Masalan, vodorod iodidning hosil bolishi:

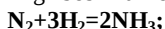


$$V = k[H_2] \cdot [I_2]$$



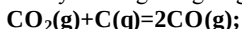
$$V = k[NH_4Cl] \cdot [H_2O]$$

Agar kimyoviy jarayon gazlardan iborat aralashmada amalga oshsa gazlarning bosimlari orqali reaksiya tezligini ifodalash qulaydir:

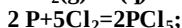


$$V = k[P_{N_2}]^1 \cdot P_{H_2}^3$$

Kimyoviy jarayonda qattiq moddalar ham ishtirok etsa, ularning konsentratsiyasi o'zgarmaganligi uchun:



$$V = k[P_{CO_2}]$$



$$V = k[P_{Cl_2}]^5$$

5.3. Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri

Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun molekularlar 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 molekularidagi atomlar orasidagi bog' bo'shashishi yoki uzilishi darkor. Buning uchun molekularlar ma'lum energiyaga ega bo'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 bilan ifodalanadi:

Harorat har 10°C ga oshirilganda reaksiya tezligi 2-4 marta tezlashadi.

Reaksiya tezligiga harorat ta'sirini baholash uchun yarim empirik Vant-Goff tenglamasidan foydalaniladi:

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

V_{t_2} va V_{t_1} - t_2 va t_1 haroratdagi reaksiya tezligi; t_2 ; t_1 - haroratlar; γ - reaksiyaning harorat koeffitsienti bo'lib, u harorat har 10°C ga ortganda reaksiya tezligi necha marta ortishini ko'rsatadi.

Reaksiya tezlik konstantasining harorat va faollanish energiyasiga bog'liqligi Arrenius tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$K = A \cdot e^{\frac{E_a}{RT}}$$

E_a - faollanish energiyasi; K - reaksiyaning tezlik konstantasi; A - vaqt birligi ichida reaksiyada qatnashuvchi zarrachalar orasidagi to'qnashuvlarning umumiy soni;

e - natural logarifm asosi (2,31);

R - universal gaz doimiysi (8,31 J/mol·K); T - mutloq harorat, K.

Zarrachalar to'qnashganda reaksiya sodir bo'lishi uchun kerak bo'ladigan energiya faollanish(aktivlanish) energiyasi deyiladi. Shunday energiyaga ega bo'ladigan molekulalar faol molekulalar deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalar tezligining haroratga bog'liqligi tajribalar asosida Arrenius tenglamasining grafik yechimi orqali topilgan bo'lib quyidagicha ifodalanadi:

$$\ln K = C - \frac{B}{T}$$

B va C - haroratga bog'liq bo'lmagan doimiy sonlar, ular reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiati bilan aniqlanadi.

Bu tenglama quyidagi ko'rinishga ega:

$$\ln K = C - \frac{E_a}{RT}$$

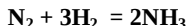
tenglama to'g'ri chiziq tenglamasi bo'lib grafik usulda $\ln k$ bilan $1/T$ orasidagi bog'lanishdan topiladi.

Grafik echim o'rniiga ikku xil haroratdan foydalangan holatda quyidagi tenglamani ishlatish qulayroq:

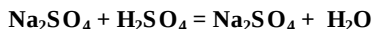
$$E_a = \frac{\ln \frac{K_2}{K_1} \cdot R \cdot T_2 \cdot T_1}{(T_2 - T_1)}$$

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

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

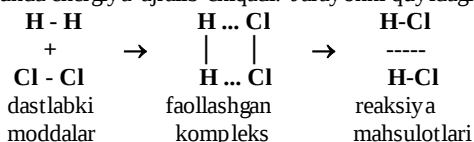


Agar faollanish energiyasining qiymati o'rtacha ($40 < E < 120 \text{ kJ/mol}$) bo'lsa, bu reaksiyalar o'rtacha tezlikda borib, ularning tezliklarini oson o'lchash mumkin.



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 hosil bo'ladi. Faollashgan kompleks beqaror bo'lib, tezda parchalanadi va reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladi.

Bunda energiya ajralib chiqadi. Jarayonni quyidagicha tasvirlash mumkin:



Faollanish energiyasi reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga bog'liq bo'lib, lekin haroratga bog'liq emas.

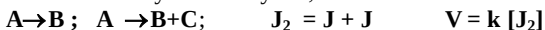
5.4. Reaksiyalarning molekulyarligi va tartibi

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etayotgan molekularlar 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 tezligi konsentratsiyaning nechanchi darajasiga bog'liqligini ko'rsatuvchi son reaksiyaning tartibini ko'rsatadi.

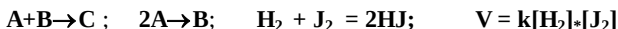
Reaksiyalar birinchi tartibli ($V=kC$), ikkinchi tartibli ($V=KC^2$), uchinchi tartibli ($V=kC^3$), nolinchi va kasr tartibli bo'lishi mumkin. Kasr tartibli reaksiyalar geterogen jarayonlarda kuzatiladi va bunday reaksiyalarda moddaning reaksiyon muhitga kiritilishi uning sarflanishidan yuqori bo'lar ekan. Nolnchi tartibli reaksiyalarda ($V=k$) reaksiya tezligi konsentratsiyaga bog'liq emas.

Monomolekulyar reaksiyalar, odatda birinchi tartibli:

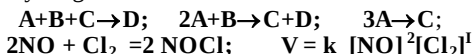


Parchalanish, radioaktiv emirilish, izomerlanish reaksiyalari monomolekulyar reaksiyalar qatoriga kiradi.

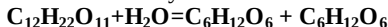
Bi yoki di (ikki) molekulyar reaksiyalar ko'p uchraydi va ular ikkinchi tartibli hisoblanadi:



Tri (uch) molekulyar reaksiyalar kamdan-kam uchraydi, ular uchinchi tartibli reaksiyalarga kiradi:



Agar reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri juda ko'p miqdorda olinsa (saxarozaning gidrolizi) va faqat bir moddaning konsentratsiyasi o'zgarsa molekulyarlik va tartib mos kelmaydi.



Mexanizmiga ko'ra bu reaksiya bimolekulyar, lekin birinchi tartibli. Chunki reaksiya tezligi faqat saxaroza konsentratsiyasiga bog'liq bo'lib, suvning miqdori jarayonga ta'sir etmaydi.

Shuningdek, agar kimyoviy reaksiya bosqichli bolsa reaksiyaning tartibi va molekulyarligi mos kelmaydi. Bunda reaksiyaning tartibi eng sekin boruvchi jarayon bilan belgilanadi.

Reaksiyalarning tartibini aniqlash. Bu usul Vant-Goff tomonidan taklif qilingan bo'lib, agar reaksiya tenglamasi $V=kC^n$ hisoblansa, bu tenglama logarifmlanadi:

$$\lg V = \lg k + n \lg C; \quad y = \lg V; \quad A = \lg k; \quad B = n; \quad x = \lg C; \quad y = A + Bx$$

Bu tenglama to'g'ri chiziqli bo'lishini oladi. Tengamani yechish uchun har xil konsentratsiyalarda reaksiya tezligi aniqlanadi. $\lg V$ bilan $\lg C$ orasidagi bog'liqlik grafigi chiziladi. Absisa o'qidagi $\lg V$ bo'yicha ajralgan kesma $\lg K$ teng bo'ladi. $\lg V$ bilan $\lg C$ orasidagi to'g'ri chiziqlikning og'ishi yoki o'tkir burchak tangensi reaksiyaning tartibidir.

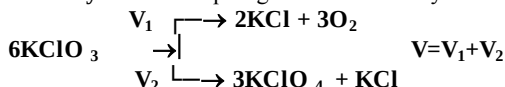
5.5. Murakkab reaksiyalar

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.

Oddiy reaksiyalarda reaksiya tenglamasi haqiqatda ketayotgan reaksiya jarayoniga mos keladi.

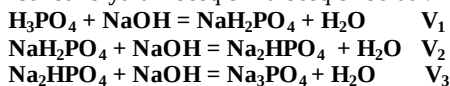
Ko'pchilik reaksiyalar murakkab reaksiyalar bo'lib, ular bir necha bosqichda sodir bo'ladi. Murakkab reaksiyalar parallel, ketma-ket, tutash, zanjir reaksiyalarga bo'linadi.

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



Bunday reaksiyalarning tezligi alohida olingan reaksiyalarning tezliklarining yig'indisiga teng bo'ladi.

Ketma-ket reaksiyalar bosqichma-bosqich boradi:

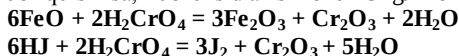


Bosqichli reaksiyalarning tezligi bo'lsa eng sekin boruvchi jarayon (V_3) bilan belgilanadi.

Tutash reaksiyalarda ikki reaksiyadan biri ikkinchisining borishini ta'minlaydi: $\text{A} + \text{B} = \text{D}$; $\text{A} + \text{C} = \text{E}$

Bunday reaksiyalarda B induktor deyiladi. Ayni paytda C modda bo'lsa akseptor deyiladi. Ikkala reaksiya uchun zarur bo'lgan modda A bo'lsa aktor deyiladi.

Masalan: HJ bilan H_2CrO_4 o'zaro reaksiyaga kirishmaydi. Lekin ularga ozroq FeO qo'shilsa, FeO oksidlanishi bilan birga HJ ham oson oksidlanadi.



H_2CrO_4 - aktor, FeO- induktor, HI- akseptor hisoblanadi. Tutash reaksiyalarning kinetikasi anchagina murakkab, ular fizik va kolloid kimyo fanida ancha chuqur ko'rib chiqiladi.

Qaytar reaksiyalar – qarama qarshi ikki yo'nalishda ketadigan reaksiyalardir. Bunday reaksiyalarning tezligi to'g'ri va teskari reaksiyalar tezligini aniqlash orqali baholanadi:



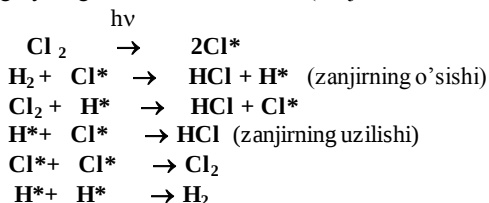
Reaksiya paytida A moddaning konsentratsiyasi kamayib B moddaning konsentratsiyasi ortib boradi. Bu jarayon kimyoviy muvozanat sodir bo'lgunicha davom etadi. Kimyoviy muvozanat sodir bo'lganida esa:

$$V_A = V_B$$

Zanjir reaksiyalar bir-biri bilan ulangan ketma-ket, parallel, tutash reaksiyalar tizimidan tashkil topgan hamda erkin radikallar ishtirokida boradigan bosqichlardan iborat reaksiyalardir. Bunday reaksiyalar qatoriga yonish, oksidlanish, radioaktiv yemirilish, polimerlanish, polikondensatsiya, fotokimyoviy va boshqa reaksiyalar kiradi.

Zanjir reaksiyalar uch bosqichda ketishi kuzatilgan: zanjirning hosil bo'lishi, zanjirning rivojlanishi yoki o'sishi va zanjirning uzilishi. Zanjir reaksiyalarning mexanizmi erkin radikallarning hosil bolishi va ularning aktivligi juda yuqoriligi bilan bog'langan. Radikallar atomlar va molekularlar bilan to'qnashib ularni ham juda faol holatga o'tkazadi.

Vodorod va xlordan vodorod xlorid hosil bo'lish reaksiyasi eng oddiy zanjir reaksiyaga misol bo'ladi. Aktiv markazlar hosil bolishi uchun reaksiya aralashmaga yorug'lik nuri ta'sir ettiriladi (zanjirni hosil bo'lishi):



Aktiv markazlarni hosil qilish uchun nur ta'sir ettirish, qizdirish, barqarorligi kam bo'lgan moddalar (inisiatorlar) qo'shish va boshqalar orqali yuzaga keltiriladi. Zanjir reaksiyalarining kinetikasini o'rganish uchun reaksiya paytida radikallarning va atomlarning konsentratsiyasini aniqlash va o'zgarishlarni topish kerak. Buning uchun turli fiziko-kimyoviy usullar qo'llaniladi. Bunday tekshiruvlarda spektroskopik kolorimetrik, elektron paramagnit rezonans usullari ishlatiladi.

Fotokimyoviy reaksiyalar. Fotokimyoviy reaksiyalar yorug'lik nuri yoki ultrabinafshta nurlar ta'sirida yuzaga keladigan kimyoviy jarayonlarga aytiladi.

Fotokimyoviy reaksiyalar asosida molekularlar yoki atomlar tomonidan yorug'lik kvanti yutilishidan kelib chiqadigan jarayonlar tushuniladi. Barcha fotokimyoviy jarayonlarda ikkita holat kuzatiladi. Avvalo birlamchi jarayonlar, ular moddaning yorug'lik kvanti yutishiga bog'liq ekan. Ikkilamchi jarayon sodir bo'lishi uchun, yoritish shart emas. Shuning uchun ham keyingi jarayon qorong'ida boruvchi reaksiyalar ham deyiladi.

Fotokimyoviy jarayonlar asosida shulalanish (lyuminescent) tahlil usuli ishlab chiqilgan. Sifat tahlilda shulalanish yorqinligi hisobga olinadi. Miqdoriy tahlilda shulalanish ravshanligi tekshirilayotgan moddaning

konsentratsiyasi bilan bog'lanadi. Fotokimyoviy reaksiyalar tufayli fotosintez amalga oshadi.

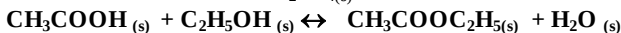
5.6. Kataliz. Katalitik reaksiyalar

Kimyoviy reaksiyalarning tezligi na faqat konsentratsiya va haroratning ortishi bilan emas balki katalizator qo'shish bilan ham ortadi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligini oshirib, o'zi reaksiya mahsulotlari tarkibiga kirmaydigan moddalar katalizatorlar deyiladi.

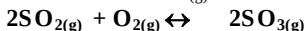
Katalizator ishtirokida reaksiyaning tezligini ortishi kataliz deyiladi. Kataliz uch xil bo'ladi: 1) gomogen, 2) geterogen, 3) fermentativ.

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

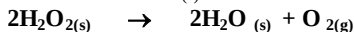
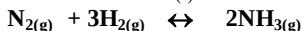


Kislota, asos, tuzlar (ayniqsa d-elementlar –Cr, Mn, Fe, Co, Ni) eritmalari ishtirokida bo'ladigan reaksiyalar gomogen katalizga misol bo'ladi. Gomogen katalizga vodorod peroksidini $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, WO_4^{2-} , MoO_4^{2-} ishtirokida suv va kislorodga parchalanishi ham kiradi. Gomogen katalizga kompleks hosil bo'lishi, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, gidrogenlash, sulfirlash, kislota va asoslarning o'zaro ta'siri va boshqa juda ko'p reaksiyalar kiradi.

Faqat gazlar ishtirokida amalga oshadigan reaksiyalar ham gomogen kataliz hisoblanadi:



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



Katalitik reaksiyalar tabiatda ko'p uchraydi. Sanoatda nitrat, sulfat kislotalarni ishlab chiqarish, ammiakning olinishi, ko'plab dori moddalarning olinishi katalizator ishlatish orqali amalga oshadi. Katalizatorlar sifatida Mn(IV), Ni, Co, Fe, AlCl_3 , ZnCl_2 , TiO_2 va boshqalar ishlatiladi.

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 10000 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 energiyasini 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 qilsa, reaksiyalarning faollanish energiyalari kamayib, shu sababli reaksiya tezlashadi. Bu jarayonlarni quyidagi tasvirlash mumkin:

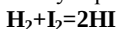


Faollashgan kompleks



faollashgan oraliq faollashgan
kompleks mahsulot kompleks

Katalizatorning kimyoviy reaksiya tezligiga ta'siri vodorod yodidni hosil bo'lish jarayonida ayniqsa yaqqol namoyon bo'ladi:



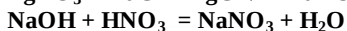
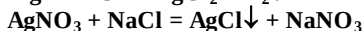
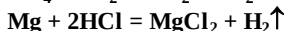
Agar reaksiya katalizatorsiz olib borilsa $E_a = 168$ kJ/mol, shu reaksiyada katalizator (Au) ishlatilsa reaksiyaning faollanish energiyasi $E_a = 105$ kJ/mol, agar shu jarayonda katalizator platina ishlatilsa $E_a = 59$ kJ/mol. Ikkala holda ham katalizator ishtirokida reaksiyaning faollanish energiyasi kamayishi, demak faol molekulalarning soni ko'p va reaksiya tezroq sodir bo'lishi kuzatiladi.

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

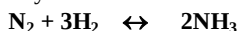
Abdulla Sultonovich Sultonov (1913-1979). U organik reaksiyalarning katalizi sohasidagi yirik olimdir. A.S.Sultonov rahbarligida alyuminiy-rux-molibden katalizatorlari yaratilgan va ishlab chiqarishga joriy etilgan. Uning furfurolni qaytarish, uglevodorodlar tarkibidagi oltingugurtni yo'qotish, furan birikmalarini polimerlash, kauchukni vulkanlash katalizatorlarini yaratish va boshqa ishlarining amaliy ahamiyati katta hisoblanadi. Olim mamlakatimizda organik kataliz sohasida yirik maktab yaratgan. Toshkentdagi farmatsiya ilmiy tekshirish instituti akademik A.S.Sultonov nomiga qo'yilgan.

5.7. Kimyoviy muvozanat

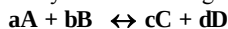
Qaytar va qaytmas reaksiyalar. Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikkiga: qaytar va qaytmas reaksiyalarga bo'lish mumkin. Faqat bir yo'nalishda boradigan reaksiyalar qaytmas reaksiyalar deyiladi. Reaksiya natijasida ko'p miqdorda issiqlik ajralib chiqsa, gaz modda, cho'kma yoki oz dissotsilanadigan moddalar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



reaksiya uchun tezlikning o'zgarishi grafigi

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

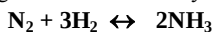
$$[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$$

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

$$[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

[A], [B], [C], [D] – reaksiyaning muvozanat konsentratsiyalari; a, b, c, d-reaksiya tenglamasining stexiometrik koeffitsientlari; K –kimyoviy reaksiyaning muvozanat konstantasi bo'lib, u haroratga bog'liq bo'lgan kattalik.

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari tenglashgan holat kimyoviy muvozanat deyiladi. Moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentratsiyalari muvozanat konsentratsiyasi deyiladi. Yuqoridagi ammiak hosil bo'lishi reaksiyasi uchun to'g'ri va teskari reaksiyalar:



$$V_1 = k_1[\text{N}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^3; \quad V_2 = k_2[\text{NH}_3]^2 \quad K = k_1/k_2$$

$$[\text{NH}_3]^2$$

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

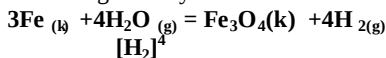
$$[\text{N}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^3$$

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 bog'liq emas.

Geterogen reaksiyalarda qattiq moddalar konsentratsiyasi muvozanat konstantasi ifodasiga kirmaydi:



$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]}$$

Kimyoviy reaksiyalarning muvozanat konstantasi asosida izobarik izotermik potensial hisoblanishi mumkin.

$$\Delta G^0 = - RT \ln K$$

Ko'rinib turibdiki, ΔG^0 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^0 ning musbat qiymatlariga muvozanat holatining dastlabki moddalarning konsentratsiyalari yuqori bo'lgan holati mos keladi. Muvozanat konstantasi haroratga boglangan. Endotermik jarayonlarda haroratni ortishi muvozanat konstantasi qiymati ortishiga olib keladi. Ekzotermik jarayonlarda harorat ortsa muvozanat konstantasi kamayadi.

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

Muvozanatni qay tarafa siljishini **Le-Shatele** printsiipi aniqlab beradi: **muvozanatda turgan sistemaga biron-bir tashqi ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat shu ta'sirni kamaytiruvchi reaksiyaning borishi tarafa siljiydi.** $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 \quad \Delta H < 0$

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

Harorat oshganda muvozanat endotermik reaksiyaning borishi tarafa ya'ni ammiakning parchalanishi tarafa siljiydi.

Bosim oshganda esa, muvozanat gaz modda molekulari soni kamayadigan tarafa ya'ni ammiak hosil bo'lishi tarafa siljiydi.

5.8. 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. Bunday reaksiyalar radikal mexanizm asosida sodir bo'ladi. Erkin radikallarning reaksiya qobiliyati juda yuqori, lekin ular ishtirok etadigan reaksiyalarning aktivlanish energiyasi kichik ($0-40 \text{ kJ/mol}$).

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 $0-80 \text{ kJ/mol}$ ni tashkil etadi. Ionli mexanizm bo'yicha boradigan reaksiyalar ham ancha tez boradi.

Molekulalar ishtirokida ketadigan reaksiyalarning faollanish energiyasi juda yuqori bo'ladi. Masalan, HJ hosil bo'lish reaksiyasining aktivlanish energiyasi 150 kJ/mol ga teng. Bunday reaksiyalar molekulyar mexanizm asosida boradi.

Farmatsiyadagi ahamiyati. Dorivor moddalarni sanoat miqyosida ishlab chiqarish uchun ketayotgan jarayonlarning kinetikasi va mexanizmini yaxshi bilish zarur. O'simliklar, hayvonlar hamda tirik organizmda ketayotgan jarayonlarda barcha organik moddalar juda tez oksidlanishi kerak. Lekin aslida oksidlanish jarayinlari ancha sekin boradi. Bu jarayonlarda oxirgi oksidlanish mahsuloti bo'lsa suv va CO_2 hisoblanadi. Barcha dori moddalarining ta'siri organizmda ketadigan reaksiyalarga bog'liqdir. Dori moddalarining saqlanishi ularni eskirishiga olib keladi. Ularning eskirish reaksiyalarini bilish dori moddalarining saqlanish muddatini baholashga imkon yaratadi.

Kimyoviy va farmatsevtik texnologiya jarayonlarini tushunish va boshqarishni bilish uchun kimyoviy kinetika qonunlari va shu jarayonda ketayotgan reaksiyalarning mexanizmini bilish katta ahamiyat kasb etadi. Kimyoviy reaksiyalar tezligi orqali mahsulotlar unumi, kimyoviy asbob-uskunalar va jarayonning samaradorligi to'g'risida fikr yuritish mumkin.

Kimyoviy reaksiyalarning kinetikasini o'rganish farmatsiyada katta rol o'ynaydi. Ko'p dori moddalarning ta'siri organizmda ketayotgan reaksiyalarga chambar-chas bog'langan. Dori moddalarining saqlanish muddatini baholash, organizmga dori moddalar kiritilishida yuzaga keladigan nojo'ya ta'sirlar, dori moddalarining organizmdagi keyingi taqdiri kimyoviy reaksiyalar tezligini aniqlash orqali baholanadi.

Organizmdagi turli kimyoviy jarayonlarni mo'tadillash uchun ko'pdan ko'p ferment dori-darmonlar ishlab chiqilgan. Oshqozon-ichak tizimi kasalliklarida pepsin, pankreatin buyuriladi. Kuygan, yiringli yaralarni davolashda protolitik fermentlar ishlatiladi. Qon tomirlarining turli kasalliklarini (tromboz) davolashda plazmin, tripsin, ximiotripsin kabi ferment preparatlari samarali ta'sir etadi. Bunday ferment preparatlari ta'siri organizmdagi turli jarayonlarga katalitik ta'sirga asoslangan.

5.9. Kimyoviy jarayonlarning sodir bo'lish shartlari

Kimyoviy moddalarning reaksiya qobiliyatiga **harorat, yo'rug'lik, radiasiya, bosim, mexanik kuchlar va boshqalar ta'sir** etadi.

Kimyoviy reaksiyalarning borishiga haroratning ta'siri batafsil ko'rib chiqildi.

Ko'zga ko'rinadigan yorug'lik **nurining (infra-qizil, ultra-binafsha)** turli moddalarga ta'sir etib kimyoviy jarayonlarni yuzaga keltirishi moddalarning parchalanib ionlar, molekular va radikallar hosil bo'lishi bilan bog'liq. Vodorod xloridning hosil bo'lishi, yonish, oksidlanish, zanjir reaksiyalari fotokimyoviy jarayonlarda katta ahamiyatga ega. Fotografiya, fotosezgir elementlar, polimer moddalar, yangi kimyoviy materiallar fotokimyoviy jarayonlarning amaliy ahamiyati benihoyaligini ko'rsatadi.

Oxirgi paytlarda **lazer nuri** ta'sirida kimyoviy jarayonlarni yuzaga keltirish ancha keng o'rganilmoqda. Ma'lum to'lqin uzunligiga ega bo'lgan yorug'lik nuri kimyoviy reaksiyalarga tanlab ta'sir etadi, va faqat ma'lum yo'nalishdagi kimyoviy reaksiyalarning borishiga sababchi bo'ladi. Lazerlarning qattiq moddalarga ta'siri natijasida harorat birdaniga ko'tariladi va bu jarayon yuqori kuchga ega bo'lgan nurlanishda plazma hosil bo'lishiga olib keladi. Lazer nurlanishi moddaning yuqori haroratdagi jarayonlarini o'rganishga imkon beradi. Lazer nurlanishi tufayli grafitdan olmos olingan. Grafit va vodoroddan uglevodorodlar sintez qilingan. Bu nurlanish moddalarning xossalari, strukturasi tekshirish, so'ngi paytlarda tibbiy jarrohlikda ham keng ko'lamda qo'llanilmoqda.

Kimyoviy moddalarga nur ta'sirida bo'ladigan o'zgarishlarni radiasion kimyo o'rganadi. Ayniqsa bu jarayonlar atom texnikasida, yuqori molekulyar moddalar olish, kimyo sanoatida keng qo'llaniladi.

Mexanik ta'sirlar natijasida kimyoviy jarayonlarni yuzaga keltirish ham oxirgi paytlarda keng qo'llanilmoqda. Mexanik ta'sirlar tufayli maydalash, kukunlash jarayonlarida kimyoviy bog'larning uzulishi va yangi xil molekular hosil bo'lishi kuzatiladi. Mexanokimyoviy sintez polimerlar olinishi va organik sintezda katta amaliy ahamiyatga ega.

Juda **yuqori bosim ta'sirida** ham kimyoviy jarayonlar yuzaga kelib, grafitning olmosga aylanishi, borazonnig hosil bo'lishi juda yuqori bosimda amalga oshadi.

Oxirgi paytlarda turli portlovchi moddalarning **portlash paytida yuzaga keladigan bosim** kuchuning kimyoviy moddalarga ta'siri keng ko'lamda o'rganilmoqda. Ana shunday bosim kuchi bir xil moddalarni parchalab tashlasa, ikkinchi moddalarni bir-biriga biriktiradi. Bunday sintez oddiy moddalarni olishda, organik moddalar sintezi va polimerlar olishda qo'l kelmoqda.

Hozirgi paytda olimlar portlash paytidagi kuchli to'liqlardan foydalanib suvni vodorod va kislorodga parchalashga hamda olingan aralashmani yondirib ichki yonar dvigatellarni yurgazishga muvofiq bo'ldilar. Bosim kuchi ta'sirida kauchuk rezinaga, aminokislotalar oqsillarga aylanishi kuzatilgan. Bu jarayon yuqori haroratda metallurgiyada ishlatilmoqda.

Turli kimyoviy jarayonlarni fizik usullar bilan amalga oshirish va bunday kimyoviy jarayonlarni boshqarishning samarali usullarini ishlab chiqish bo'yicha ilmiy izlanishlar keng ko'lamda olib borilmoqda.

6- bob. Eritmalar

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 suyuqliklari eritmalaridir. Eritmalar kimyoviy birikmalar va oddiy mexanik aralashmalar o'rtasida oraliq holatni egallaydi.

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

Eritma tayyorlash jarayonida agregat holati o'zgaraydigan komponent erituvchi hisoblanadi. Eritmalarda bir komponent ikkinchisida molekular, ionlar, yoki atomlar holatida bir jinsli muhit hosil qilib tarqalgandir. Eritmalar gaz, suyuq va qattiq holatda uchraydi.

Gazlarning eritmaları. Ergan modda va erituvchi ham gaz bo'lgan aralashma sifatida havoni olish mumkin. Havo tarkibida hajm jihatidan 78% azot, 20-21% kislorod, qolgan qo'shimchalar uglerod(IV) oksidi, suv bug'i va boshqalar bo'lishi mumkin. Gazlar aralashmasining umumiy bosimi ularning parsial bosimi deyiladi. Umumiy parsial bosim tashkil etuvchilarning parsial bosimlari yig'indisiga teng bo'ladi.

Harorat ko'tarilishi bilan gazlarning eruvchanligi kamayadi, chunki gazlarning erish jarayoni ekzotermik jarayondir. Gazlar eruvchanligining bosimga bog'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 biror suyuqlikda gazlarning aralashmasi erisa, har bir alohida gazning eruvchanligi shu gazning parsial bosimiga to'g'ri proporsional.

Genri qonuni uncha yuqori bo'lmagan bosimda va konsentratsiyada o'rinli bo'lib erituvchi va erigan moddaning orasida o'zaro ta'sir ro'y bermaydi deb hisoblanadi.

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

$$N = N_0 \cdot e^{-kC}$$

N_o - gazning toza erituvchidagi eruvchanligi; k- Sechenev konstantasi, gaz va elektrolitning tabiatiga va haroratga bogliq bo'lgan kattalik; s- elektrolit konsentratsiyasi, N-gazning elektrolit eritmasidagi eruvchanligi.

Elektrolit eritmalarida gazlarning eruvchanligini kamayishi gidratasiyaga bog'liqdir. Gidratasiya tufayli suv molekulalari ionlar atrofida bog'lanib qoladi va shu tufayli gazlarning eruvchanligi kamayadi.

Suyuq eritmalar. Suyuq eritmalar odatdagi suyuqliklarga o'xshash o'ziga xos strukturaga ega. Suyultirilgan eritmalarining xossalari erituvchilikiga o'xshab ketsa, konsentrlangan eritmalarining xossalari erigan moddaga o'xshab ketishi aniqlangan.

Suyuq moddalarning suvda eruvchanligi turlicha. Ba'zi suyuqliklar masalan: spirt, glisirin suvda cheksiz eriydi. Ba'zilari esa ma'lum miqdorda eriydi. Masalan - fenol sovuq suvda oz eriydi. Harorat ko'tarilganda uning eruvchanligi ortadi. 66,45° S 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.

Genri-Dalton va Sechenev qonunlarining tibbiyotdagi ahamiyati. Inson organizmida gazlarning qonda erishi, qondan turli organlarga borishi sodir bo'ladi. Agar organizmda qon bosimi o'zgarishi bilan qondagi gazlarning eruvchanligi o'zgarsa bu og'ir asoratlarga olib keladi.

Suv ostida ishlaydigan g'ovvoslarda kechadigan kesson kasalligi ana shu Genri qonuniga amal qiladi. Dengiz sathidan 40 m pastda umumiy bosim odatdagidan 4 marta ortib, qondagi bosim ham shuncha marta ko'payadi. Agar g'ovvos tepaga tez ko'tarilsa uning bosimi juda tez pastga tushadi. Gazlarning eruvchanligi bu holatda keskin kamayib qonda gazlarning pufakchalari paydo bo'ladi. Bu pufakchalar tomirlarning tiqilishi va to'qimalarning zararlanishiga va hatto o'limga olib kelishi mumkin.

Bu qonun asosida qorason (gangrena) kasalligida o'lgan to'qimalardagi mikroblarni bosim ostida chiqarib yuborish usuli ishlab chiqilgan. Bunung uchun bemor yuqori bosimli barokameralarga joylashtirilib unga kislorod bilan boyitilgan havo qo'shiladi. Davolash paytida to'qimalarning kislorod bilan ta'minlanishi yaxshilanib kutilgan natijaga natijaga olib keladi.

Sechenev qonuniga ko'ra qonda kislorod va uglerod (IY) oksidning erishiga nafaqat elektrolitlar, balki oqsillar, lipidlar va boshqa moddalar ham kuchli ta'sir etishi mumkin. Shuning uchun ham qondagi o'zgarishlar shifokorlarning doimiy nazoratida bo'lishi tabiiy.

6.1. Eritmalar konsentratsiyasi

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

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

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

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

W - erigan moddaning massa ulushi; $W, \%$ erigan moddaning % miqdori;

m_1 - erigan modda massasi, g; m_2 - eritmaning massasi, g;

m_0 - erituvchining massasi, g.

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

$$S = \frac{m}{M \cdot V}; \quad S = \frac{n}{V}$$

S - molyar konsentratsiya; m - erigan modda massasi, g; M - erigan modda molyar massasi, g/mol; n - erigan modda miqdori, mol.

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

3. Bir kilogramm erituvchida erigan modda miqdoriga molyal konsentratsiya deyiladi:

$$S_m = \frac{n}{M}; \quad S_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot g}$$

S_m - molyal konsentratsiya, 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) konsentratsiya deyiladi:

$$S_n = \frac{m}{E \cdot V}$$

S_n - erigan moddaning molyar konsentratsiyasi yoki ekvivalentning molyar konsentratsiyasi; E - erigan moddaning ekvivalent massasi, g/mol.

0,5 n H_2SO_4 - bu ibora bir litrda 0,5 ekvivalent miqdor (24,5g) H_2SO_4 bo'lgan eritmani ifodalaydi.

5. Eritgan moddaning molyar ulushi deb, erigan modda miqdorining eritmadagi barcha moddalar miqdorlari yig'indisiga nisbatiga aytiladi. Molyar ulush quyidagicha aniqlanadi:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_0}$$

N_1 - erigan modda molyar ulushi; N_0 - erituvchining molyar ulushi;
 n_1 - erigan modda miqdori, mol; n_0 - erituvchi miqdori, mol.

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

$$T = \frac{S_m \cdot M}{1000} \quad T = \frac{S_n \cdot E}{1000}$$

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

$$m = \rho \cdot V$$

m - eritma massasi, g; V - eritma hajmi, ml; ρ - eritma zichligi, g/ml.

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

$$S_m = \frac{w \% \cdot \rho \cdot 10}{M} ; \quad S_n = \frac{w \% \cdot \rho \cdot 10}{E} ; \quad S_m = \frac{w \% \cdot \rho \cdot 1000}{M(100 - w\%)}$$

Dorixonalarda massa ulushlari ma'lum bo'lgan ikkita eritmadan ma'lum miqdor uchinchini massa ulushli eritmani tayyorlash uchun aralashtirish qoidasi ishlatiladi. Bu qoidaga binoan birinchi ustunga mavjud ikkita eritmaning massa ulushlari yoziladi. Tayyorlashimiz lozim bo'lgan uchinchini eritmaning massa ulushi mavjud eritmalar massa ulushlari qiymatlari orasida bo'lishi shart, ya'ni $w_1 > w_2 > w_3$. 2-ustunga tayyorlanishi kerak bo'lgan eritmaning massa ulushi (w_2) yoziladi. 3-ustunga esa, diagonal bo'yicha massa ulushlari orasidagi farq yoziladi. Ho'sil bo'lgan sonlar 1- va 2- eritmalarini qanday nisbatda aralashtirganda 3- eritma hosil bo'lishini ko'rsatadi.

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

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

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

20% li eritma massasi: $x = 60\text{g}$

2% li eritma massasi: $x = 300\text{g}$

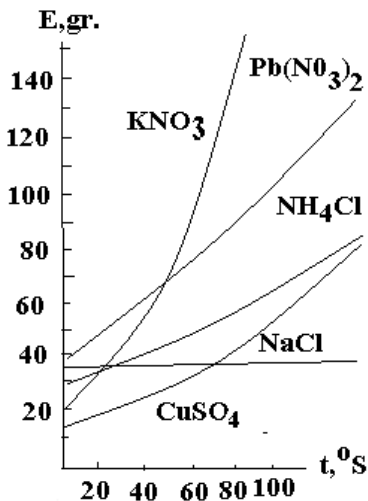
6.2.Eruvchanlik. Erish mexanizmi

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

20 °S 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 deyish mumkin.

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

Ko'p qattiq moddalarning eruvchanligi harorat ortishi (3-rasm) bilan ortadi.



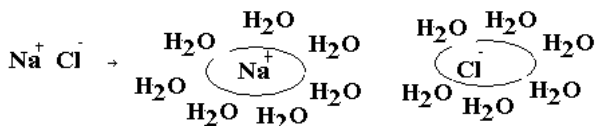
3-rasm. Eruvchanlik egri chiziqlari.

Shuning uchun haroratning pasayishi eruvchanlikni kamayishiga va harorat kamaygan sari kristallanishga olib keladi. Glauber tuzining eruvchanligi harorat ortishi bilan avval ortib, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ hosil bo'lishi hisobiga keyin bo'lsa kamayadi.

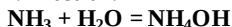
Erish jarayoni murakkab fizik-kimyoviy jarayondir. Erigan modda molekullari bilan erituvchi molekullarining o'za'ro ta'sirini solvatlanish deyiladi. Bu ta'sirlanish mahsulotlari esa solvatlar deyiladi.

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 (H_2O) bo'lsa, erish jarayonini quyidagicha tasvirlash mumkin:



Erituvchi molekulari bilan ionlar o'rtasida donor-akseptor 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 kerak. Birinchisi qattiq moddaning molekularlarga yoki ionlarga parchalanishidir. Bu jarayon endotermik bo'lib, issiqlik yutilishi bilan boradi.

Ikkinchisi - molekula yoki ionlarning suv bilan ta'sirlashib gidratlar hosil qilishidir. Bu jarayon ekzotermik bo'lib issiqlik ajralib chiqishi bilan boradi. Qaysi jarayonning ulushi kattaligiga qarab, qattiq modda eriganda issiqlik yutilishi yoki chiqishi mumkin. Ba'zi qattiq moddalar (KOH, NaOH) eriganda issiqlik chiqadi. Ba'zilar (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: **$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ - mis kuporosi;**

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ – kristall soda

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ - 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'yinmagan 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 yana to'yingan eritma olish mumkin. Agar to'yingan eritma qizdirish ta'sirida eritilib yuborilsa o'ta to'yingan eritma hosil bo'ladi. 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 100 g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan moddaning grammlar soni bilan o'lchanadi.

6.3. Eritmalarning fiziko-kimyoviy xossalari

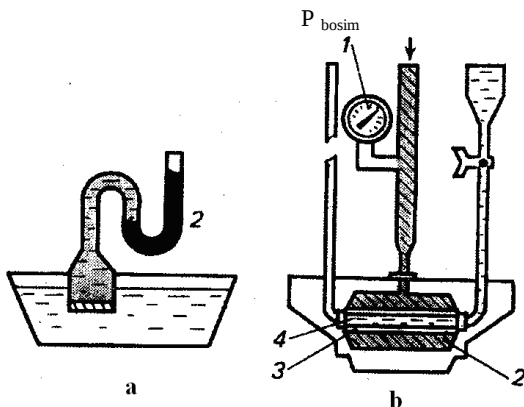
Ideal eritmalar. Ideal eritmalar deb, komponentlari qo'shilganda bir xil va turli molekullar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari bir xil bo'ladi. Agar eritma A va B komponentlardan tashkil topgan bo'lsa, A-A, B-B va A-B molekullar orasidagi o'zaro ta'sir teng kuchlidir. Ideal eritmalarning xossalari alohida komponentlar xossalaridan farq qilmaydi. Bu eritmalar Vant-Goff va Raul qonunlariga bo'ysinadi.

Osmos va osmotok bosim. Turli konsentratsiyali ikki eritmani o'zaro aralashtirilsa, diffuziya jarayoni oqibatida ma'lum vaqtdan so'ng ularning konsentratsiyasi tenglashadi. Agar turli konsentratsiyali ikki eritma o'rtasiga yarim o'tkazgich parda qo'yilsa, diffuziya asosan bir yo'nalishda ro'y beradi. Yarim o'tkazgich parda tirqishlari nihoyatda kichik bo'lib undan faqat erituvchi molekullarigina o'ta oladi, erigan modda molekullari esa o'tmaydi. Erituvchi molekullari asosan konsentratsiyasi kam eritmadan konsentratsiyasi ko'p eritmaga o'tadi. Natijada konsentratsiyasi yuqori eritmaning sathi balandlashib, konsentratsiyasi oz eritmaning sathi pasayadi.

Erituvchi molekullarining yarim o'tkazgich parda orqali bir tomonlama diffuziyasiga osmos deyiladi.

Osmos hodisasini to'xtatish uchun yuqori konsentratsiyali eritmaga berilishi zarur bo'lgan bosim osmotik bosim deyiladi.

4- rasmda osmosni tog'ridan to'g'ri o'lchash uchun mo'ljallangan uskuna berilgan(a). Monometr osmotik bosim o'zgarishini ko'rsatadi. Berkeli va Xartli tomonidan taklif etilgan osmotik bosimni o'lchaydigan qurilma esa osmotik bosim o'zgarishini monometr ko'rsatkichida aks ettiradi (b).



4-rasm. Osmotik bosimni o'lchashga imkon beruvchi uskuna.

a- osmotik bosimni tog'ridan to'g'ri o'lchashga mo'lg'allangan osmometr: 1-sopol idish va 2-monometr.

b -Berkeli va Xartli tomonidan taklif etilgan osmotik bosimni o'lchadigan qurilma: 1-monometr; 2-eritma quyutiladigan idish; 3-yarim o'tkazgich parda; 4-erituvchi saqlanadigan silindr.

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

$$P = SRT$$

P- osmotik bosim, kPa; S - molyar konsentratsiya, mol/l;

R - gaz doimiysi 8,31; T - mutloq harorat, K.

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

Noelektrolit moddalar bunday bog'lanish $1 \cdot 10^{-2}$ mol/l konsentratsiyagacha kuzatiladi. Noma'lum modda eritmasining osmotik bosimini o'lchab, uning molyar massasini aniqlash mumkin:

$$S = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}; \quad P = \frac{mRT}{M \cdot V}; \quad M = \frac{mRT}{P \cdot V}$$

n-erigan moddaning mollar soni; m- erigan moddaning massasi; R- universal gaz doimiysi; V- eritmaning litr soni; P- eritmaning osmotik bosimi, kPa; T- eritmaning harorati, K.

Osmos hodisasi o'simlik va tirik organizmlar hayotida muhim rol o'ynaydi. Osmotik bosimlari teng bo'lgan eritmalar izotonik eritmalar deb, osmotik bosimi yuqori eritmalar gipertonik, past bo'lgan eritmalar esa gipotonik eritma deb ataladi. Dengiz suvi osmotik bosimi $2,83 \cdot 10^6$ Pa ga teng. Hayvonlar hujayralaridagi osmotik bosim 300 kPa ni tashkil etadi. Hujayralarga oziq moddalarning kirib borishi, shuningdek chiqib ketishi osmos hodisasiga asoslangan.

Ko'p dori moddalarning ta'siri osmotik bosimning ortishi yoki kamayishiga asoslangan. Ichni yumshatuvchi dori moddalarining ta'siri oshqozonda tuzlar konsentratsiyasini oshiradi, bu esa oshqozondagi moddalaning suyulishiga olib keladi.

Raul qonunlari. Agar suvda uchuvchan bo'lmagan, qattiq moddalarni eritilsa, (glyukoza, saxaroza, mochevina) eritma ustidagi to'yingan bug' bosimi toza erituvchining ustidagi to'yingan bug' bosimidan har doim kichik bo'ladi. **1887 yilda fransuz olimi Raul** quyidagi qonunlarni kashf etdi.

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

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_1; \quad N_1 = \frac{n_1}{n_0 + n_1}$$

P_0 – toza erituvchining to'yingan bug' bosimi; P - eritmada erituvchining to'yingan bug' bosimi; N_1 - erigan moddaning molyar ulushi; n_0 va n_1 - erituvchi va erigan moddaning mollar soni.

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

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

$$\Delta t_{\text{muz}} = k \cdot S_m; \quad \Delta t_{\text{muz}} = t_{\text{muz}}^0 - t_{\text{muz}}$$

t_{muz}^0 - toza erituvchining muzlash harorati;

t_{muz} - eritmaning muzlash harorati;

Δt_{muz} - muzlash haroratining pasayishi;

S_m - molyal konsentratsiya, mol/kg; k - krioskopik doimiylik, grad.kg/mol

Krioskopik doimiylikning fizik ma'nosi shundaki, u konsentratsiyasi 1 mol/kg bo'lgan nolektrolit modda eritmasining muzlash haroratini toza erituvchiga nisbatan necha gradusga pasayishini ko'rsatadi.

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

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

$$\Delta t_{\text{qay}} = E \cdot S_m \quad \Delta t_{\text{qay}} = t_{\text{qay}} - t_{\text{qay}}^0$$

t_{qay} - eritmaning qaynash harorati

t_{qay}^0 - toza erituvchining qaynash harorati

Δt_{qay} - qaynash haroratining ortishi;

E - ebulioskopik doimiylik, grad.kg/mol.

Ebbulioskopik doimiylik 1 kg erituvhida 1 mol noelektrolit modda eriganda eritmaning qaynash harorati toza erituvchinikidan necha gradusga farq qilishini ko'rsatadi.

Krioskopik va ebbulioskopik doimiyliklar faqat erituvchi tabiatigagina bog'liq kattaliklardir. 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.

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

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

m - erigan modda massasi, g; q - erituvchining massasi, g; M -erigan moddaning molyar massasi.

Eritmaning zarrachalar soniga bog'liq xossalari ya'ni osmotik bosimi, muzlash va qaynash haroratlarining va to'yingan bug' bosimining o'zgarishi ularning kolligativ xossalari deyiladi.

Vant-Goff va Raul qonunlari faqat noelektrolit moddalarning eritmalarigagina qo'llaniladi. Agar eritmada elektrolit modda bo'lsa, elektrolitning dissotsialanishi natijasida zarrachalarning soni ortadi. Shu sababli elektrolit eritmasining osmotik bosimi, muzlash va qaynash haroratlarining o'zgarishi shunday konsentratsiyali noelektrolit modda eritmasinikidan yuqori bo'ladi. Yuqoridagi formulalarni elektrolitlar eritmasiga qo'llash uchun **Vant-Goff izotonik koeffitsient(i)** tushunchasini kiritdi:

$$P = i S R T ; \quad \Delta t_{\text{muz}} = i K S_m ; \quad \Delta t_{\text{qay}} = i E S_m$$

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

$$i = \frac{\Delta P_{\text{taj}}}{\Delta P_{\text{naz}}} = \frac{\Delta t_{\text{muz taj}}}{\Delta t_{\text{muz naz}}} = \frac{\Delta t_{\text{qay taj}}}{\Delta t_{\text{qay naz}}}; \quad i = 1 + \alpha(m - 1);$$

α -dissotsilanish darajasi; m - har bir molekuladan ionlarning hosil bo'lish soni.

Osmotik bosimning tibbiyotdagi ahamiyati. Odam organizmidagi biologik suyuqliklar –qon, limfa, to'qimalardagi suyuqliklar NaCl, KCl, CaCl₂ kabi past molekulyar moddalarning suvli eritmalaridir. Yuqori molekulyar moddalar eritmaları oqsillar, polisaxaridlar, nuklein kislotalar bo'lsa eritrotsidlar, leykotsidlar va trombotsidlarni shakllanishida ishtirok etadi.

Insonning qon bosimi 37°S da 780 kPa bosimga teng bo'lib, shunday bosim 0,9% li NaCl eritmasida yuzaga keladi (0,15 mol/l), bu eritmaning osmotik bosimi qondagi bosim bilan baravar (fizilogik eritma). Ammo qonda Na⁺ va Cl⁻ ionlaridan tashqari boshqa ionlar, yuqori molekulyar birikmalar, shakllangan elementlar (eritrotsidlar, leykotsidlar, trombotsidlar) ham bor. Shuning uchun tibbiyotda qonning o'rmini bosadigan va tarkibi qon bilan bir xil bo'lgan erimalar ishlatiladi.

Achiq tuz (MgSO₄·7H₂O) va glauber tuzi (Na₂SO₄·10H₂O) ichni surish xossasi ham osmos hodisasiga asoslangan. Oshqozonga tushgan bu tuzlar juda yomon so'riladi. Tuzlar bosimlaridagi o'zgarishlar tufayli bu tuzlarga qarab suv harakat qiladi va surgi ta'sir yuzaga keladi.

6.4. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi

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 dissotsiasiya deb ataladi.

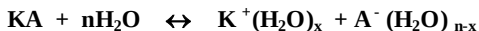
2. Elektr toki ta'sirida musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar anodga tortiladi. Shu sababli ularni mos ravishda kationlar va anionlar deb ataladi.

3. Dissotsiasiya qaytar jarayondir.

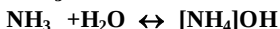
Eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini o'tkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga tuzlar, kislotalar, asoslarning suvdagi eritmaları kiradi.

Eritmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalarni noelektrolitlar deyiladi. Noelektrolitlarga kislorod, shakar, glukoza, mochevina kabi moddalarning suvdagi eritmaları 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:



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 o'tkazuvchanlik 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 o'tkazuvchanligi.

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

Biologik suyqliklarda va to'qimalarda turli ionlar juda mo'l: $NaCl$, KCl , HCl , $CaCl_2$, NaH_2PO_4 , $NaHCO_3$ va boshqalar. Inson organizmidan doimo suv chiqib ketadi: asosan peshob orqali, qisman terlash va nafas olish sistemasi orqali yo'qotiladi. Ayniqsa peshob tarkibida anorganik ionlar ko'p bo'ladi. Organizmda suv almashinuvi tuzlarning kirib kelishi va chiqib ketishiga bog'liq.

6.5. Dissotsialanish darajasi

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

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

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

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

- kuchli kislotalar HCl , HBr , HJ , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HMnO_4$, H_2CrO_4 , $HClO_3$, $H_2Cr_2O_7$ lar kiradi;

- kuchli asoslarga **I va II guruh metallarining asoslari** olnishi mumkin ($\text{Be}(\text{OH})_2$ va $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dan tashqari);
- barcha suvda eruvchan tuzlar ham kuchli elektrolitlarga kiradi. Ba'zi elektrolitlarning 0,1 n eritmaları uchun dissotsiyanish darajasi quyidagi 12-jadvalda keltirilgan. Bu qiymatlarga qarab elektrolitlar kuchi to'g'risida xulosa chiqarish mumkin.

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

- barcha **organik kislotalar** ($\text{R}-\text{COOH}$) va **asoslar** ($\text{R}-\text{NH}_2$; R_2NH ; R_3N);
- kuchsiz asoslar (I va II guruh asosiy guruhi metallaridan boshqa barcha metallar gidroksidlari; NH_4OH)
- ba'zi anorganik kislotalarni : H_2S , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HClO , HCN , H_2SO_3 olish mumkin.

Dissotsiyanish jarayoni eritma konsentratsiyasiga, elektrolit tabiatiga va haroratga bog'liq. Harorat ortishi dissotsiyanish darajasini qiymati yuqori bo'lishiga olib keladi. Kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsiyanish darajasi konsentratsiya kamaysa ortadi (13 jadval).

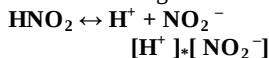
12 -jadval. 18°S da elektrolitlarning 0,1 n eritmaları uchun dissotsiyanish darajasi

Elektrolit	$\alpha, \%$	Elektrolit	$\alpha, \%$
H_2S	0,07	HNO_3	92
HgCl_2	1,0	HI	92
NH_4OH	1,34	HCl	91
CH_3COOH	1,34	KOH	91
HF	8,5	NaOH	91
H_3PO_4	27	KCl	86
H_2SO_3	34	NaCl	86
CuSO_4	38	NaNO_3	83
MgSO_4	42	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	77
H_2SO_4	58	CaCl_2	75
K_2SO_4	72	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	75

13- jadval. 25°S da sirka kislota eritmasi uchun dissotsiyanish darajasining eritma konsentratsiyasiga bo'g'liqligi

C_M	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
$\alpha, \%$	0,95	1,40	1,90	4,20	6,00	12,40

Dissotsialanish jarayonini dissotsialanish konstantasi bilan tasniflash mumkin. Kislota va asoslarning dissotsialanish konstantalari 14- jadvalda keltirilgan:



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

$[\text{H}^+]$ va $[\text{NO}_2^-]$ - ionlarning molyar konsentratsiyasi;

$[\text{HNO}_2]$ - dissotsiyalanmagan ionlarning konsentratsiyasi.

Dissotsialanish konstantasi o'zgarmas haroratda ionlar konsentratsiyasi ko'paytmasining muvozanatdagi ayni elektrolit konsentratsiyasiga nisbatidir.

K elektrolit tabiati va haroratga bog'liq. K qiymati qancha kichik bo'lsa elektrolit kuchsiz hisoblanadi. Ba'zi kuchsiz elektrolitlarning dissotsialanish konstantasi qiymati jadvalda keltirilgan.

Dissotsialanish darajasi bilan dissotsialanish konstantasi orasida quyidagi bog'lanish bor:

$$\text{Agar } [\text{H}^+] = \alpha \cdot C; [\text{NO}_2^-] = \alpha \cdot C; [\text{HNO}_2] = (1 - \alpha) \cdot C$$

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

Bu tenglama Ostvaldning suyultirish qonunini ifodalovchi tenglama deyiladi. α qanchalik katta bo'lsa K ning qiymati ham shuncha yuqori bo'ladi.

14- jadval. Ba'zi elektrolitlarning dissotsialanish konstantalari (25°S da)

Kislotalar	k	Asoslar	k
HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	NH ₄ OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$
HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$	Ca(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-2}$
H ₂ S	$k_1 = 1 \cdot 10^{-7}$	Zn(OH) ₂	$k_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
	$k_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$		$k_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ CO ₃	$k_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$	Pb(OH) ₂	$k_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$
	$k_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$		$k_2 = 3 \cdot 10^{-8}$
H ₃ PO ₄	$k_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$	NH ₂ OH	$1 \cdot 10^{-3}$
	$k_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	N ₂ H ₄	$3 \cdot 10^{-6}$
	$k_3 = 5 \cdot 10^{-10}$	CH ₃ NH ₂	$4,4 \cdot 10^{-4}$
HCOOH	$1,4 \cdot 10^{-4}$	C ₆ H ₅ NH ₂	$3,8 \cdot 10^{-10}$
CH ₃ COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	C ₅ H ₅ N	$1,70 \cdot 10^{-9}$

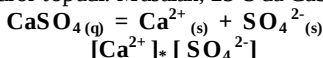
Juda kuchsiz elektrolitlar uchun $1 - \alpha = 1$ bo'lsa, $K = \alpha^2 \cdot C$ qiymatga teng bo'ladi.

$$\alpha = \sqrt{K/C};$$

Agar konsentratsiya 100 marta kamaysa, dissotsiyanish darajasi 10 marta ortadi.

6.6. Eruvchanlik ko'paytmasi

Qiyin eriydigan moddalarning (CaSO_4 , AgCl , BaSO_4 va boshqalar) to'yingan eritmasida cho'kma bilan erigan modda ionlari o'rtasida muvozanat qaror topadi. Masalan, 25°S da CaSO_4 eritmasida:



$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{CaSO}_4]}$$

Kasrning maxrajidagi $K \cdot [\text{CaSO}_4] = K^1$ o'zgarmas qiymat bo'lib uni eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deyiladi.

Ayni haroratda qiyin eriydigan moddalarning to'yingan eritmasida ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi o'zgarmas son bo'lib shu moddaning eruvchanlik ko'paytmasi deyiladi.

EK- haroratga bog'liq bo'lgan kattalik.

$$\text{EK} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-4}$$

Juda ko'p moddalar uchun EK qiymati berilgan (15- jadval) va u moddalarning eruvchanligini hisoblashlarda ishlatiladi. Quyidagi jadvalga ko'ra eng yomon eriydigan birikma HgS deyish mumkin.

Qator farmatsevtik preparatlar tahlilida cho'ktirish usuli keng qo'llaniladi, bu usul yomon eriydigan moddalarning eruvchanligiga asoslangan. Klinik tahlilda ham peshob tarkibini aniqlashda, oshqozon shirasi tekshirilganda, qon tarkibi va sanitariya- gigiyana tekshiruvlarida cho'ktirish usuli keng ko'lamda ishlatiladi.

15- jadval. 25°S da ba'zi qiyin eruvchan tuzlarning eruvchanlik ko'paytmasi

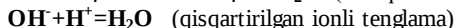
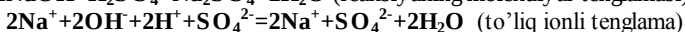
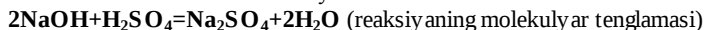
Birikmalar	Eruvchanlik ko'paytmasi	Birikmalar	Eruvchanlik ko'paytmasi
CaSO_4	$2,25 \cdot 10^{-4}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1 \cdot 10^{-17}$
CaCO_3	$5 \cdot 10^{-9}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$1 \cdot 10^{-23}$
MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Cu_2S	$1 \cdot 10^{-48}$
AgI	$1 \cdot 10^{-16}$	HgS	$1 \cdot 10^{-52}$

Moddalarining suvdagi eruvchanligi va uning toksik ta'siri orasida bog'liqlik bor. Agar organizmga Al^{3+} kiritilsa erimaydigan fosfatlar hosil bo'lishi hisobiga raxit paydo bo'ladi.

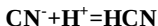
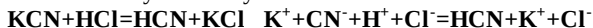
6.7. Ionli reaksiyalar va ionlar muvozanatining siljishi

Barcha elektrolitlar ishtirokida amalga oshadigan reaksiyalar ionlar orasida sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalar ionli reaksiyalardir. Ion almashinish reaksiyalariga quyidagilar kiradi:

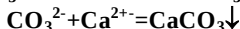
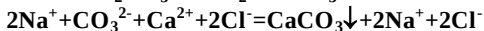
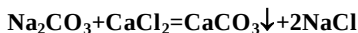
1. Neytrallanish reaksiyalari. Kislota va asoslarning o'zaro ta'siri tufayli tuz va suv hosil bo'lish reaksiyasidir:



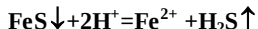
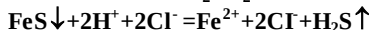
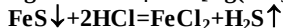
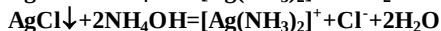
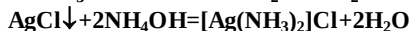
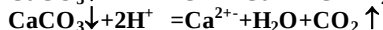
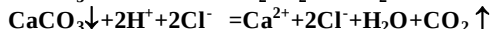
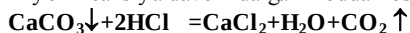
2. Reaksiya paytida kuchsiz elektrolitlarning hosil bo'lishi ham ion almashinuv reaksiyalari tufayli sodir boladi:



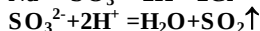
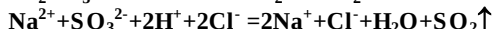
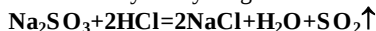
3. Reaksiya davomida yomon eriydigan moddalar hosil bo'lishi yuz bersa:



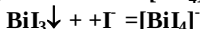
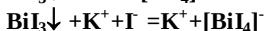
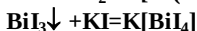
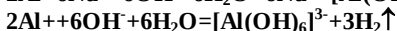
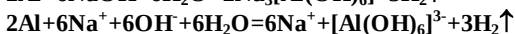
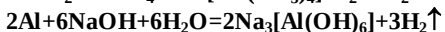
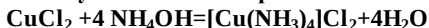
4. Ba'zi reaksiyalarda reaksiya boshida olingan cho'kma reaksiya davomida eritmaga o'tishi mumkin. Bu paytda eruvchanlik yaxshilanadi yoki reaksiya davomida gaz modda hosil bo'lishi kuzatiladi.



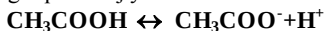
5. Reaksiya paytida gaz moddalarning hosil bo'lishi orqali ham ion almashinish reaksiyalari yuzaga keladi:



6. Reaksiya davomida kompleks birikmalar hosil bo'lsa:



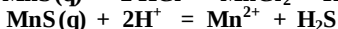
Ionlar orasidagi reaksiyalar doimo muvozanatda bo'ladi. Agar sirka kislota eritmasiga nariy asetat qoshilsa muvozanat chapga, ya'ni molekullar hosil bo'lishi tarafa qarab siljiydi:



Eritmaga kuchsiz elektroliti bilan bir xil ionga ega bo'lgan elektrolit qo'shilsa muvozanat kuchsiz elektrolitning dissotsiylanish darajasi kamayish tarafa qarab suriladi. Agar, sirka kislota eritmasiga biror kuchli kislota, masalan, HCl qo'shilsa muvozanat ionlar konsentratsiyasini kamayishi (chapga) tarafa qarab siljiydi.

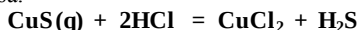
Ionlar konsentratsiyasi ortishi uchun bu eritmaga ishqor qo'shish kerak bo'ladi.

Kam eriydigan tuz $\text{MnS}(\text{q})$ xlorid kislota eritilsa erish jarayoni oson sodir bo'ladi: $\text{MnS}(\text{q}) + 2 \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$



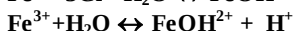
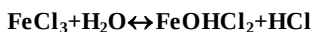
Eruvchanlik ko'paytmasiga ko'ra $EK_{\text{MnS}} = 2,5 \cdot 10^{-10}$ ga teng. $K_{\text{H}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-22}$. Shuning uchun muvozanat o'nga surilgan.

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



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

Ba'zan gidroliz reaksiyalaridagi muvozanatni siljishiga ham ionlarning qoshilishi ta'sir etadi:



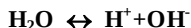
Muvozanatni o'ngga siljitish uchun suyultirish yoki H^+ ionlarini bog'lash, yani ishqor qo'shish kerak. Muvozanatni chapga surulishi uchun esa eritmada H^+ ionlarini ko'paytirish talab etiladi.

Neytrallanish reaksiyalari laboratoriyalarda oshqozon shirasi kislotaligini aniqlashda, xlorid, sulfat, borat kislota kabi anorganik kislotalarni, sirka,

benzoy, limon, salitsilga o'xshash organik kislotalarining miqdoriy aniqlash uchun ishlatiladi.

6.8. Suvning ion ko'paytmasi

Suv ham kuchsiz elektrolitlarga kiradi. Suv molekulasida oz bo'lsada ionlarga dissotsilanadi:



Suv uchun dissotsiylanish konstantasining qiymati yozilsa:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (20}^\circ\text{S da)}$$

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

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 1000/18 = 1 \cdot 10^{-14}$$

K_w – suvning ion ko'paytmasi; $K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$

Agar eritmada vodorod va gidroksil ionlari konsentratsiyasi teng $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ bo'lsa muhit neytral hisoblanadi. Bunda $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/l ga teng bo'ladi.

Agar muhit kislotali bo'lsa vodorod ionlari konsentratsiyasi gidroksil ionlari konsentratsiyasidan dan katta bo'lib $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ bo'ladi.

Agar muhit ishqoriy bo'lsa vodorod ionlari konsentratsiyasi gidroksil ionlari konsentratsiyasidan kichik bo'lib, $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ bo'ladi.

Lekin vodorod ionlari konsentratsiyasi 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 konsentratsiyasining teskari ishora bilan olingan o'nli logarifmi tushuniladi.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

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

Toza suvning **pH** qiymati $\text{pH} = -\lg [10^{-7}] = -(-7) \lg 10 = 7$ 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 bo'lgan sonlarni qabul qiladi.

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

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

6.9. Indikatorlar haqida tushuncha

Eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyasiga 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.

Fenolftalein indikator bir rangli indikatordir. 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 va kolorimetrik usulda pH ni aniqlash usullari ancha aniq usullardan hisoblanadi.

pH ning tibbiytdagi ahamiyati. Biologik suyuqliklar, to'qimalar pH qiymati o'zgarmas qiymatga ega bo'ladi. Quyidagi jadvalda b'zi biologik suyuqliklarning **pH** qiymati keltirilgan. Bu jadvalga ko'ra odam organizmidagi turli suyuqliklarning **pH** qiymati anchagina keng chegarada o'zgaradi. Oshqozon shirasining **pH** qiymati 1 ga yaqin bo'lgan holda qon zardobining **pH** qiymati 7,4 ekanligi ma'lum.

Qondagi, umurtqa pog'onasi-, miya suyuqligining **pH** qiymati, ko'z yoshlari, oshqozon shirasi doimiy **pH** qiymatiga ega. Biologik suyuqliklarda **pH** ning doimiyliqi bufer tizimlar tufayli ushlab turiladi.

Ba'zan toqimalarda ketayotgan reaksiyalardagi fermentlarning biologik faolligi suyuqliklarning **pH** (16-jadval) qiymatiga bog'liq. Oshqozon shirasi fermenti pepsinning faolligi **pH=1** eng faol hisoblanadi. Oqsillar va peptidlar girolizini kuchaytiradigan oshqozon osti bezlari – tripsin va ximiotripsinning faolligi kuchsiz ishqoriy muhitda yuqoridir.

Qondagi **pH** ning odatdagi holatdan (**pH=7,4**) kislotali muhitga qarab o'zgarishi asidoz deyiladi. Agar o'zgarish ishqoriy muhitga qarab borsa alkaloz deb ataladi.

Oshqozon shirasining muhitini aniqlash klinik tekshiruvlarda katta ahamiyatga ega hisoblanadi.

16- jadval. Ba'zi biologik suyuqliklarning pH qiymati

Biosuyuqliklar	Normdagi pH	Biosuyuqliklar	Normdagi pH
Teri(hujayralar ichi, har xil qatlamlar)	6,2-7,5	Ingichka ichak	7,0-8,0
Siydik		O't pufagi	6,6-6,9
Tufuk	4,8-7,5	Umurtqa-miya suyuqligi	7,40±0,05
Oshqozon shirasi	6,35-6,85	Ko'z yoshlari	7,40±0,1
Oshqozon osti bezi shirasi	0,9-1,1	Sut	6,6-6,9
	7,5-8,0	Qon zardobi	7,4±0,05

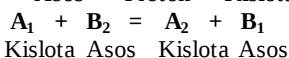
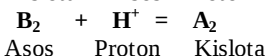
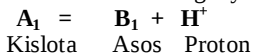
6.10. Kislota va asoslar to'grisidagi zamonaviy tassavurlar

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

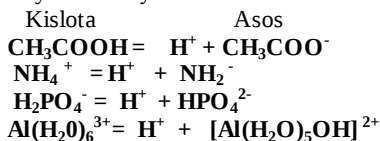
Lekin bunday qarashlar anchagina kamchiliklarga ega bo'lib, ulardan eng muhimlari:

- dissotsilanish sababini va bunda erituvchining o'rni hisobga olinmagan;
- kislota va asoslarning ta'rifi ham juda to'g'ri emas. Shunday organik moddalar borki (sulfadimezin) ular vodorod ioni ajratmaydi, lekin kislota xossalriga ega;
- ayni paytda trimetilamin, geksametilentetramin, amidopirin kabi birikmalar gidroksil guruhiga ega emas, lekin asos xossalarini namoyon etadi;
- bu nazariyani suvsiz elektrolitlar hamda kuchli elektroltlarga qo'llab bo'lmaydi.

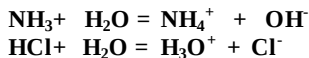
Brensted-Louri ta'rifi. Agar sistema o'zidan proton ajratsa (protonlar donori) kislota, agar o'zi proton bilan biriksa asos hisoblanadi. Demak, neytrallanish reaksiyasi protonning kislotadan asosga o'tishi bilan sodir bo'ladi. Protonni yo'qotib kislota asosga aylanadi, chunki hosil bo'lgan modda proton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



Neytrallanish reaksiyasi protonga ega bo'lish uchun ketadigan konkurent reaksiyadir. A_1 va B_2 tutash sistema deyiladi. Kislota va asoslar neytral molekular, musbat yoki manfiy ionlar bo'lishi mumkin.

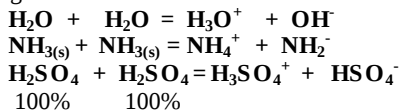


Brensted –Louri ta'rifiga ko'ra suv amfoter elektrolit hisoblanadi. Chunki u kuchli asoslar ishtirokida o'zini asos, kuchli kislotalar ishtirokida asos xossasini namoyon etadi.



Barcha bu jarayonlar muvozanatda bo'lib moddalarning proton berish qobiliyatiga bog'liq. HCl eritmasida muvozanat o'nga surilgan, chunki HCl protonlarni donori hisoblanadi. Cl^- HCl nisbatan kuchsiz asosdir. NH_3 ishtirokida kuchsiz kislota H_2O ga kuchli asos OH^- to'g'ri keladi.

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



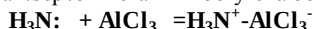
Eriganda o'z kationlarini konsentratsiyasini oshiradigan erituvchilar kislotalar, o'z anionlari konsentratsiyasini oshiradigan erituvchilar asoslar deyiladi. Ko'pgina reaksiyalar eritmada ketgani uchun bunda erituvchini xossalarini bilish juda muhimdir.

Tarkibida proton tutgan va ozmi yoki ko'pmi kislota xossasiga ega bo'lgan 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 yoki kuchsiz qutblangan dissotsilanmaydigan lekin kuchsiz solvatsiyga uchraydigan suyuqliklar kiradi (CCl_4 , C_6H_6 va boshqalar).

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

Lyuis ta'rifi. Luis taklifiga ko'ra kislota elektron juft akseptorlaydigan modda, asos bo'lsa elektron juft beradigan moddadir. 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, koordinatsion to'yinmagan molekula AlCl_3 kislota hisoblanadi.

Lyuis 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 lyuis kislotaligi deyiladi. Ayni holatda ligandning metall ion bilan bog' hosil qilish qobiliyati lyuischa asoslik deyiladi. Lyuisning 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_3 , R_3P , R_3As , R_3Sb).

I guruhga ishqoriy va ishqoriy yer metallarining ionlari kiradi, shuningdek Ti^{3+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Al^{3+} . Bu guruh metall ionlari (kislotalar) kam 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 yumshoq hisoblanadi.

6.11. Aktivlik, aktivlik koeffitsienti. Eritmaning ion kuchi.

Kuchli elektrolitlar. Kuchli elektrolitlar eritmalarida ionlar konsentratsiyasi yuqoriligi sababi eritmadagi elektrostatik ta'sir ancha kuchli hisoblanadi. Kuchli elektrolitlar nazariyasi P. Debay va E. Xyukkel tomonidan ishlab chiqilgan bo'lib, ionlar orasidagi elektrostatik ta'sirni eritma xossalari ta'sirini tushuntiradi.

Bu nazariya asosida har bir ion atrofida qarama-qarshi zaryadli ion atmosferasi borligi asos qilib olingan. Ion atmosferasining hosil bo'lishi, bir xil zaryadlangan ionlarning bir-biridan qochishi va har xil zaryadli ionlarning o'zaro tortilishiga asoslangan. Ana shu hodisa tufayli har bir ion qarama-qarshi zaryadli ionlar bilan o'ralgan. Ion atmosferasining zichligi markaziy ionda eng yuqori bo'lib undan uzoqlashgan sari kamayadi. Ion atmosferasining zichligi va o'lchami elektrolit eritmasining termodinamik xossalari bog'liq.

Odatda kuchsiz kislota va asoslarning dissotsilanish konstantasi o'zgarimas haroratda doimiy qiymatga ega. Lekin elektrolit konsentratsiyasi oshganda ($S > 0,2$ mol/l) eritmadagi ionlar soni ortib, ularning o'zaro va erituvchi molekullari bilan ta'siri kuchyadi, bu esa elektrolit dissotsilanish konstantasini o'zgarishiga olib keladi.

Konsentratsiya va ion kuchi o'zgarishi bilan dissotsilanish konstantasidagi o'zgarishlarni tasniflovchi kattalik aktivlik deyiladi. Aktivlik quyidagi formula orqali aniqlanadi:

$$\alpha = \gamma \cdot S$$

Bu erda α - erigan moddaning aktivligi, mol/l, S –erigan moddaning konsentratsiyasi, γ - aktivlikning molyar koeffisienti (u o'lchamsiz kattalik).

Agar molyal konsentratsiya olinsa, aktivlik koeffisienti molyal aktivlik koeffisienti deyiladi.

Agar konsentratsiya o'rniga aktivlik qo'yilsa dissotsilanish konstantasi konsentratsiyaga bog'liq bo'lmay qoladi. Masalan, **HA** kislota uchun dissotsilanish konstantasini aktivlik bilan bog'lash mumkin:

$$K_{\alpha} = \frac{\alpha_{H^+} \cdot \alpha_{A^-} [H^+] \cdot \gamma_{+} [A^-] \cdot \gamma_{-}}{\alpha_{HA} [HA] \cdot \gamma_{HA}}$$

K_{α} -termodinamik dissotsilanish konstantasi deyiladi. Bu qiymat eritmadagi ion kuchiga bog'liq emas.

Suyultirilgan eitmalarida aktivlik koeffisienti birga teng, aktivlik va molyarlik o'zaro teng bo'ladi. Demak, aktivlik ideal eritmalarining real eritmalaridan farqini baholashda qo'llanilishi mumkin. Aktivlik koeffisienti eritmaning ion kuchiga bog'liq bo'lib, elektrolit tabiatiga bog'liq emas. Turli zaryadi ionlarning kuchi 17 -jadvalda keltirilgan.

Erimaning ion kuchi - elektrolit eritmasidagi ionlarning elektrostatik ta'sirini tasniflab beradigan kattalikdir. Ion kuchi qiymati barcha ionlar konsentratsiyasi va zaryadi ko'paytmasi yig'indisining yarmi qiymatiga teng.

17 -jadval. Eritmalardagi turlicha zaryadlangan ionlarning aktivlik koeffisientlarining qiymati

Eritmaning ion kuchi I	Ionlarning aktivlik koeffisienti		
	Bir zaryadli	Ikki zaryadli	Uch zaryadli
O	1,0	1,00	1,00
0,001	0,97	0,87	0,73
0,002	0,95	0,82	0,64
0,005	0,93	0,74	0,51
0,01	0,90	0,66	0,39
0,05	0,81	0,44	0,15
0,10	0,76	0,33	0,08

$$I=1/2(C_1Z_1^2+C_2Z_2^2+C_3Z_3^2+....)$$

Bu erda C_1 , C_2 , C_3 eritmadagi har xil ionlarning molyar konsentratsiyalari; Z_1 , Z_2 , Z_3 - ionlarning zaryadlari.

Kuchsiz elektrolitlar ion kuchuni topish uchun uning konsentratsiyasi dissotsialanish darajasiga ko'paytiriladi. Dissotsialanmagan molekullarning ion kuchi nolga teng.

Eritmalarning tibbiyotdagi ahamiyati. Biologok suyuqliklar va to'qimalar tarkibida Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , $H_2PO_4^-$, HCO_3^- va boshqa qator ionlar bor. Ko'p biokimyoviy jarayonlar va yuqori molekulyar moddalarning tirik organizmdagi barqarorligi ionlar tabiatiga, konsentratsiyasiga va eritmada boradigan jarayonlarga bog'liq.

Odam organizmi doim suv yo'qotadi. Bu suv terlash, nafas olish va peshob orqali chiqib ketadi. Ayniqsa peshob orqali tuzlarning ionlari organizmdan tashqariga chiqadi. Lekin shunga qaramay to'qimalarda ionlar konsentratsiyasi o'zgarmaydi (ionli gemostaz). Ionlarning organizmga kirishi va chiqib ketishi undagi suvning aylanib turishiga bog'liqdir.

Agar organizm uzoq vaqt chanqab yursa yoki suv etishmagandagi doimiy tashnalikda to'qimalardagi suv ham kamayadi. Endi to'qimalarda ionlar konsentratsiyasi ortib ketadi, bu esa ionlarning asosan peshob orqali chiqib ketishiga olib keladi.

Eritmada K^+ ionlarining almashinuvi nerv va muskul to'qimalarining faoliyati uchun kerak. Ovqatlanish orqali K^+ ionlarini kerakli miqdori organizmga kirib turadi. Hujayra ichida K^+ ionlarining kamayib ketishi vaqtinchalik falaj yuzaga kelishiga sabab bo'ladi. Agar ionlar konsentratsiyasi odatdagi holatga kelsa kasallik o'tib ketadi.

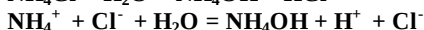
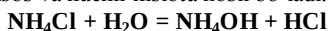
7- bob. Tuzlar eritmalarining gidrolizi

7.1. Gidroliz turlari

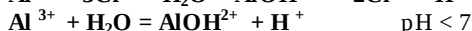
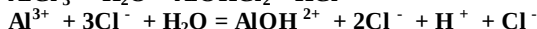
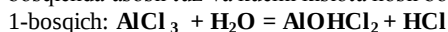
Tuz ionlarining suv bilan ta'sirlashib kuchsiz elektrolit hosil qilish jarayoni tuzlar gidrolizi deyiladi. Barcha tuzlarni ularni hosil qilgan asos va kislotalarning kuchiga qarab to'rtga bo'lish mumkin.

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

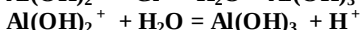
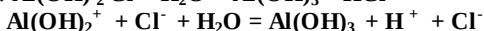
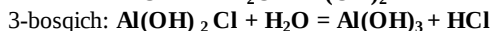
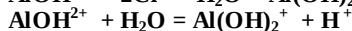
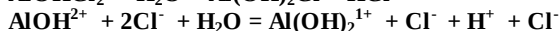
2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar kation bo'yicha gidrolizlanadi, eritma muhiti kislotali bo'ladi. Agar kuchsiz asos bir kislotali bo'lsa, gidroliz reaksiyasi bir bosqichdan iborat bo'lib, bunda kuchsiz asos va kuchli kislota hosil bo'ladi.



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

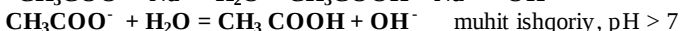
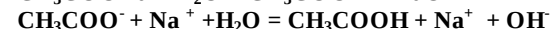
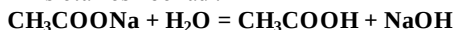


Gidroliz reaksiyasi qaytar bo'lib, qisman sodir bo'ladi. Gidrolizning 2- va 3-bosqichlari eritmani suyultirganda, hamda qizdirganda sodir bo'lishi mumkin.

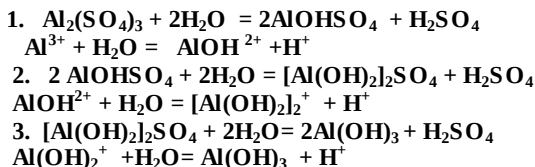


Eritmada vodorod ionlari konsentratsiyasining ortishi gidrolizning 2- va 3-bosqichlarining borishiga to'sqinlik qiladi.

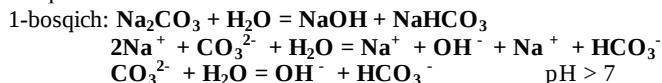
3. Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar anion bo'yicha gidrolizlanadi, eritma muhiti ishqoriy bo'ladi. Agar kuchsiz kislota bir asosli bo'lsa, gidroliz reaksiyasi bir bosqichdan iborat bo'lib, bunda kuchli asos va kuchsiz kislota hosil bo'ladi.



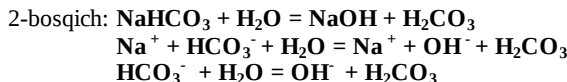
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ko'p kislotali asosdan hosil bo'lgan tuz bo'lgani uchun ham bosqichli gidrolizga uchraydi:



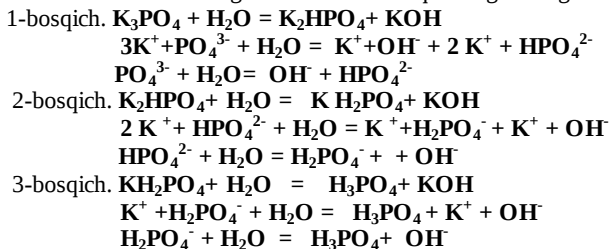
Agar kuchsiz kislotada ko'p asosli bo'lsa, gidroliz bosqichli bo'ladi. 1-bosqichda kuchli asos va nordon tuz hosil bo'ladi.



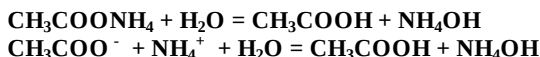
Reaksiyaning 2-bosqichi eritmani suyultirganda yoki qizdirganda sodir bo'ladi.



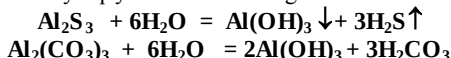
Uch asosli kislotalarning tuzlari uchta bosqichda gidrolizga uchraydi:



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



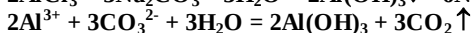
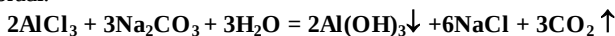
Bunday tuzlar eritmalarida muhit deyarli neytral bo'ladi. Ko'pchilik gidrolizlanish reaksiyalari qaytardir. Agar gidroliz natijasida cho'kma yoki gaz modda hosil bo'lsa, bunday gidroliz to'la gidroliz deyiladi. Chunki bu holda reaksiya qaytmas bo'lib oxirigacha boradi:



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

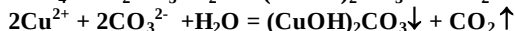
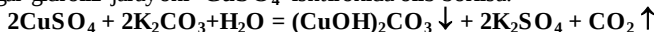
Birgalikdagi gidroliz. Kuchli asos hamda kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuz va kuchsiz asos hamda kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlar eritmalarini aralashtirganimizda ular bir-birining gidrolizlanishini kuchaytiradi. Chunki bunda hosil bo'layotgan H^+ va OH^- o'zaro birikib suv hosil bo'ladi va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

Agar gidroliz jarayonida bir nechta tuz ishtirok etsa gidroliz oxirigacha boradi:



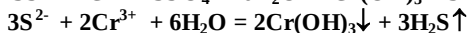
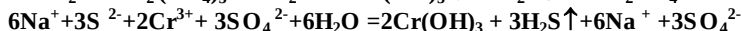
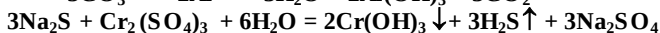
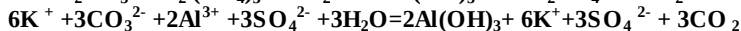
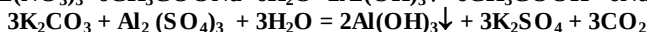
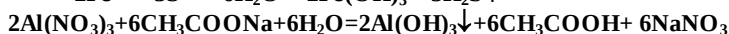
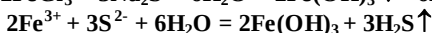
Bu jarayonda $AlCl_3$ o'rniga $Al_2(SO_4)_3$; $CrCl_3$; $Fe(NO_3)_3$; $BiCl_3$; $Fe_2(SO_4)_3$ larni olish mumkin. Na_2CO_3 o'rniga K_2CO_3 , Li_2CO_3 o'xshash karbonatlarni olsa bo'ladi.

Agar gidroliz jarayoni $CuSO_4$ ishtirokida olib borilsa:



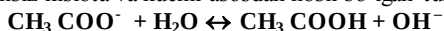
Bu gidroliz jarayonida $CuSO_4$ o'rniga $MgSO_4$, $BeSO_4$ olish mumkin.

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



7.2. Gidroliz konstantasi

Gidroliz reaksiyasi qaytar bo'lganligi uchun unda muvozanat qaror topadi. Muvozanatga massalar ta'siri qonunini tatbiq etamiz. Masalan: kuchsiz kislotaga va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz:



$$K = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_2O]}; \quad K_g = K \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

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

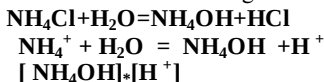
$$K_g = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]} = \frac{[OH^-] \cdot [H^+]}{K_{ls}}$$

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

$$K_g = \frac{K_w}{K_{ls}}$$

Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanish konstantasi, suvning ion ko'paytmasini kuchsiz kislota dissotsiya konstantasiga nisbatiga teng. Gidroliz konstantasi tuzning tabiatiga va haroratiga bog'liq bo'lib, tuzning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

Kuchsiz asos va kucli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizi:



$$K_g = \frac{[NH_4^+]}{[NH_4OH] \cdot [H^+]}$$

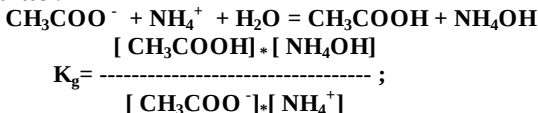
Bu tenglamani ham surat va maxraji $[OH^-]$ ga ko'paytirilsa, unda :

$$K_g = \frac{[NH_4OH] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_{asos}}$$

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

Tuzning gidroliz konstantasi asos yoki kislotaaning dissotsiylanish konstantasi qancha kichik bo'lsa shuncha yuqori bo'ladi.

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



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

$$K_g = \frac{[CH_3COOH] \cdot [NH_4OH] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [NH_4^+] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_{ls} \cdot K_{asos}}$$

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

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

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

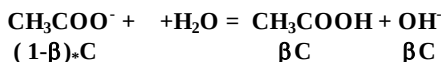
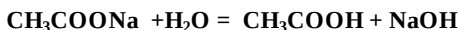
7.3. Gidrolizlanish darajasi

Gidrolizlangan tuz molekulalari sonining (n) umuman erigan tuz molekulalari soniga (N) nisbati gidroliz darajasi (β) deyiladi.

$$\beta = n/N \text{ yoki } \beta = n/N \cdot 100$$

Gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, konsentratsiyasiga va eritmaning haroratiga bog'liq bo'ladi.

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



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

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

Agar gidrolizlanish darajasi juda kichik bo'lsa, $1 - \beta = 1$ bo'ladi va formula soddalashadi:

$$K_g = \beta^2 C ; \beta^2 = \frac{K_g}{C}$$

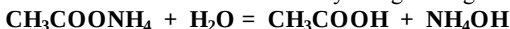
Demak, gidroliz darajasi kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning konsentratsiyasi qancha kichik bo'lsa gidroliz darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

Agar kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanish tenglamasi qarab chiqilsa:

$$\begin{aligned}
 & \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \\
 & \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \\
 & \frac{(1-\beta)\text{C}}{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{\beta\text{C}}{\beta\text{C} \cdot \beta\text{C}} = \frac{\beta^2\text{C}^2}{\beta^2\text{C}} = \frac{\beta^2\text{C}}{(1-\beta)} \\
 & K_g = \frac{\beta^2\text{C}}{(1-\beta)}; \quad (1-\beta)=1; \quad \beta^2\text{C} = K_g; \quad \beta^2 = \frac{K_g}{\text{C}}
 \end{aligned}$$

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

Agar ammoniy asetatning ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) gidrolizlanishi hisobga olinsa, bu modda ham anion va ham kation bo'yicha gidrolizga uchraydi:



$$\begin{aligned}
 & \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \\
 & \frac{\beta\text{C}}{K_w} = \frac{\beta\text{C}}{(1-\beta)\text{C} \cdot (1-\beta)\text{C}} = \frac{(1-\beta)\text{C}}{(1-\beta)^2} \\
 & K_g = \frac{\beta\text{C}}{K_{as} \cdot K_{kis}} = \frac{\beta\text{C}}{\beta\text{C} \cdot \beta\text{C}} = \frac{\beta^2}{\beta^2} \\
 & K_g = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2}; \quad \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2} = \frac{K_w}{K_{as} \cdot K_{kis}}
 \end{aligned}$$

Demak, kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzning gidroliz darajasi eritma konsentratsiyasiga bog'liq emas.

Gidroliz jarayoni farmatsiyada katta ahamiyatga ega. Ko'pgina dori moddalari eritmada tayyorlanadi. Ayniqsa tuzlar, oqsillar, va boshqa holatlarda gidroliz jarayoni hisobga olinishi kerak. 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 ekan.

Qondagi va biologik suyuqliklarda kuchli va kuchsiz elektrolitlar borligi uchun ular **pH** doimiy ushlab turiladi. Buning sababi biologik suyuqliklarda Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , H_2CO_3 , NaHCO_3 va boshqalarning borligidir.

Tirik organizm yashashi uchun energiya kerak. Odam o'ziga kerak bo'ladigan energiyani oziq moddalarning bosqichli gidrolizlanish jarayonida oladi. Ayniqsa oqsillar, yog'lar, uglevodlar, murakkab efirlar, peptidlar, glukozidlar gidrolizida ancha miqdorda energiya ajraladi.

Biokimyoviy jarayonlarda gidrolizning ahamiyati beqiyosdir. Polisaxaridlar va disaxaridlarning o'zlashtirilishi sababi ularning fermentlar ta'sirida monosaxaridlarga to'la gidrolizlanishidir. Shuningdek oqsillar va lipidlar ham to'la gidrolizlangandan so'ng o'zlashtiriladi.

8- bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

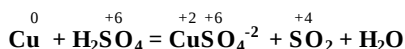
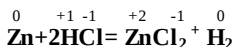
Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalari tabiatda keng tarqalgan bo'lib ularga nafas olish, oksidlanish, fotosintez kabi reaksiyalarni olish mumkin. Analitik kimyoda keng qo'llaniladigan oksidometriya oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga asoslangan bo'lib, eritmadagi oksidlovchi va qaytaruvchilarning miqdorini hajmiy analiz bilan aniqlash usulidir.

Oksidometriya farmatsiyada, biologik kimyoda, tibbiy va klinik tekshiruvlarda, masalan, Cu^{2+} , K^+ ionlari konsentratsiyasini, aseton, gidroxinon, antipirin, askorbin kislotani, fermentlardan katalaza peroksidini aniqlashda keng qo'llaniladi.

Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikkiga bo'lish mumkin. Birinchi xil reaksiyalarda jarayonda ishtirok etayotgan moddalar tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmay qoladi. Masalan, neytrallanish reaksiyasi, almashish, ba'zi parchalanish va birikish reaksiyalarini olish mumkin:



Ikkinchi xil reaksiyalarda bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi:



Yuqoridagi misollarda (neytrallanish, almashinish, parchalanish) elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmagan edi. Ikkinchi xil reaksiyalarda bo'lsa elementlarning oksidlanish darajasi, masalan Zn^0 dan Zn^{+2} ga o'zgardi. Cu^0 dan $+2$ ga, oltingugurt bo'lsa $+6$ dan $+4$ ga o'zgardi.

Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarga oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deyiladi.

Oksidlanish darajasi atomning molekuladagi shartli zaryadi bo'lib, u molekula hosil qilishda atom nechta elektron bergani yoki olganini ko'rsatadi. Oksidlanish darajasi umumlashgan elektron juftning elektomanfiyiligi kattaroq element atomi tomon siljishi tufayli vujudga keladi. Elektron juftni o'z tomoniga siljitgan element atomi manfiy oksidlanish darajasiga, o'zining elektron juftini berayotgan element atomi esa musbat oksidlanish darajasiga ega bo'ladi. Oksidlanish darajasi musbat, manfiy yoki nolga teng bo'lishi mumkin. Ba'zan kasr oksidlanish darajasiga ega bo'lgan elementlar ham uchraydi.

Barcha oddiy moddalar uchun oksidlanish darajasi nolga teng. P^0 , Cl_2^0 , H_2^0 , C^0 , Al^0 , Cr^0 va hokazo.

Vodorodni birikmalardagi oksidlanish darajasi +1 ga teng. Faqat metal gidridlarida vodorodni oksidlanish darajasi -1ga teng ($K^{+1}H^{-1}$, $Ca^{+2}H^{-2}$, $Al^{+3}H_3^{-1}$).

Kislorodning oksidlanish darajasi ko'pchilik birikmalarda -2 bo'ladi: H_2O^{-2} , PbO_2^{-2} , HNO_3^{-2} , $KMnO_4^{-2}$ va hokazo. Faqat peroksidlarda kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng: $H_2O_2^{-1}$, $Na_2O_2^{-1}$, BaO_2^{-1} va boshqalar. Faqat birgina birikma, u ham bo'lsa OF_2 da kislorodning oksidlanish darajasi +2 ga teng bo'ladi.

Metallarning oksidlanish darajasi har doim musbat va odadda son jihatdan metallning valentligiga teng: $Na^{+1}_2SO_4$, $Ca^{+2}(NO_3)_2$, $Al^{+3}_2(SO_4)_3$ va boshqalar.

Agar murakkab modda ikkita elementdan tashkil topgan bo'lsa bu elementlarning oksidlanish darajasi valentlikka teng, lekin u + yoki - ishoraga ega bo'ladi. Masalan, H^+Cl^- , $H_2^{+1}S^{-2}$, $S^{+6}O_3^{-2}$, $Mn_2^{+7}O_7^{-2}$ va boshqalar.

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 da fosforning oksidlanish darajasi +5; H^{+1} , O^{-2} . Vodorod va kislorodning oksidlanish darajalari yig'indisidan oksidlanish darajasi noma'lum element topiladi. $HMnO_4$; $H+1$, $O-8$; $+1-8=+7$ +7 marganesning oksidlanish darajasini ko'rsatadi.

Murakkab ionlarda atomlar oksidlanish darajalarining yig'indisi ion zaryadiga teng.

$NH_4^{+}(-3+4=+1)$, $MnO_4^{+}(+7-8=-1)$, $Cr_2O_7^{2-}(+12-14=-2)$, $SO_4^{2-}(+6-8=-2)$, $PO_4^{3-}(+5-8=-3)$ va hokazo.

Bir elementni oksidlanish darajasining qiymati bir nechta bo'lishi mumkin. H_2S , S , SO_2 , SO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 dagi oltingugurtning oksidlanish darajasi -2, 0, +4, +6, +4 va +6 ga teng. Ularni ichida eng kichik oksidlanish darajasiga

ega bo'lgan element birikmasi (H_2S) qaytaruvchi va eng yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan element birikmasi (SO_3 , H_2SO_4) oksidlovchi bo'ladi.

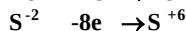
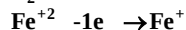
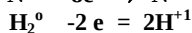
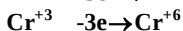
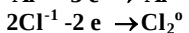
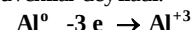
NH_3 , N_2 , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , HNO_2 va HNO_3 birikmalardagi azotning oksidlanish darajasi -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +3 va +5 ga teng. Bu birikmalardan -3 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikma (NH_3) qaytaruvchi va +5 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikma (HNO_3 , N_2O_5) oksidlovchilardir.

Ba'zi bir birikmalar, masalan, Fe_3O_4 da kislorodning oksidlanish darajasi -2, lekin Fe uchun bunday hisoblash kasr son +8/3 ga teng.

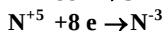
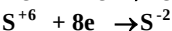
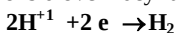
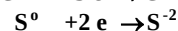
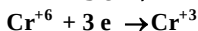
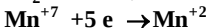
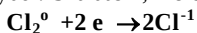
Organik birikmalarda ham oksidlanish darajasini topish ancha qiyinroq hisoblanadi. Masalan, CH_3COOH da C^{-3} va C^{+3} ga teng. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ birikmada uglerod atomlarining oksidlanish darajasi -3, -2, -2, -3 ga teng.

8.1. 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.

8.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish

Bu reaksiyalarni tenglashtirishni ikki xil usuli bor:

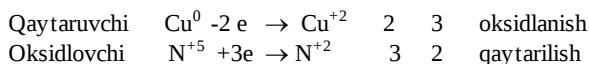
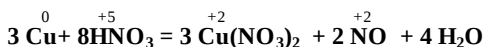
- elektron balans usuli;
- yarim reaksiyalar usuli.

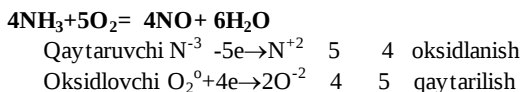
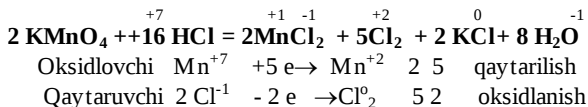
Birinchi usulda tenglashtirish maktab dasturi asosida keng o'rganilgan. Tenglashtirish asosida oksidlovchi va qaytaruvchilarning oksidlanish darajasi o'zgarishi asosida tenglama koeffitsientlarini topish yotadi. Quyida

oksidlanish-qaytarilish tenglashtirishda tenglashtirishda ko'p ishlatiladigan oksidlovchi va qaytaruvchilar keltirilgan(18- jadval).

18- jadval. Eng muhim qaytaruvchi va oksidlovchilar.

Qaytaruvchilar	Oksidlovchilar
Na,K,Ca,Zn,Fe,Mg,Al,C,Si,H₂; Uglerod (II) oksidi CO; Vodorod sulfid H₂S; Natriy sulfid Na₂S; Oltinugurt(IV) oksid SO₂ ; sulfid kislotasi va uning tuzlari Na₂SO₃; Natriy tiosulfat Na₂S₂O₃; vodorod xlorid HCl, vodorod bromid HBr, vodorod yodid HI; temir(II) sulfati FeSO₄; Marganes sulfati MnSO₄; Vodorod peroksid H₂O₂; Nitrit kislotasi HNO₂ va uning tuzlari; ammiak NH₃; Gidrazin N₂H₄, Gidroksilamin NH₂OH, azot(II)oksid NO; fosfit kislotasi H₃PO₃, arsenit kislotasi H₃AsO₃, aldegidlar ; spirtlar ; chumoli kislotasi va aldegid; shavel kislotasi; glukoza; katoddagi elektr toki.	Galogenlar F₂,Cl₂,Br₂,J₂, Marganes (VII)oksid Mn₂O₇, MnO₂; kaliy permanganat KMnO₄, Kaliy manganat K₂MnO₄ ; Xrom (VI)oksid CrO₃, kaliy xromati K₂CrO₄, kaliy dixromati K₂CrO₇; nitrat kislotasi HNO₃ va uning tuzlari;kislorod O₂, ozon O₃, vodorod peroksidi H₂O₂ va uning tuzlari; sulfat kislotasi H₂SO₄(kons). Mis(II) oksidi CuO, kumush oksidi Ag₂O; qo'rg'oshin oksidi PbO₂; AuCl₃,AgCl; Ammoniy persulfati (NH₄)₂S₂O₈ gipoxloritlar KClO; xloratlar KClO₃; perxloratlar KClO₄; zar suvi (3HCl+HNO₃); HNO₃ va HF aralashmasi ; anoddagi elektr toki.



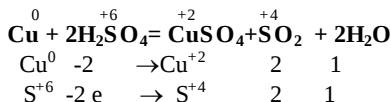


8.3. Oksidlanish-reaksiyalarining turlari

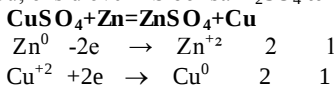
Oksidlanish –qaytarilish reaksiyalari 4 ga bo'linadi:

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

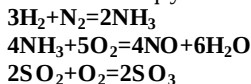
Molekulalaro oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlanish darajasi o'zgaradigan element atomlari turli moddalar molekulari tarkibiga kiradi:



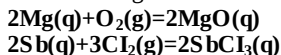
Qaytaruvchi Cu, oksidlovchi S bo'lsa H_2SO_4 tarkibiga kirgan:



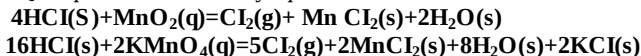
Molekulalaro oksidlanish –qaytarilish reaksiyalari gazlar orasida:



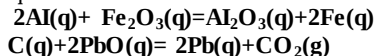
Qattiq moddalar orasida va gazlar orasida:



Qattiq moddalar bilan suyuqliklar orasida:



Faqat qattiq moddalar orasida:

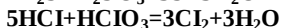
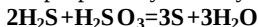


Aksariyat oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari eritmada ketadi:

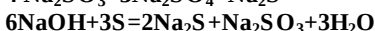
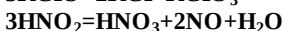




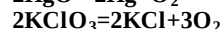
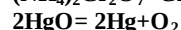
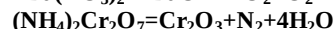
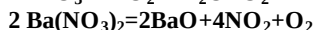
Bunday reaksiyalar qatoriga oksidlanish darajasi turlicha bo'lgan lekin bir xil atomlardan iborat moddalar orasidagi reaksiyalarni ham olish mumkin, ushbu reaksiyalarni sinproprsiatsiya reaksiyalari ham deb ataladi:



Disproporsiyalanish yoki o'z-o'zidan oksidlanish –qaytarilish reaksiyalarida bitta element atomlarining o'zi ham oksidlovchi va ham qaytaruvchi bo'ladi. Molekula tarkibidagi bir xil element atomining oksidlanish darajasi ham ortadi, ham kamayadi:

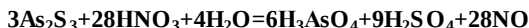
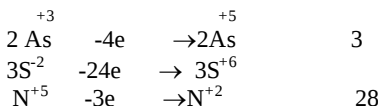
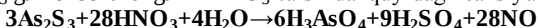


Ichki molekulyar-oksidlanish qaytailish reaksiyalarida oksidlanish darajasi o'zgarayotgan turli xil atomlar bitta modda molekulasi tarkibiga kiradi:



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 :



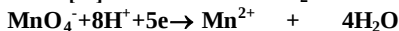
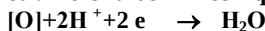
Elektron balans usuli maktab dasturi bo'yicha to'la o'rgailganligi uchun faqat yarim reaksiyalar usuli (ion –elektron) usulga to'xtalamiz. Bu usul faqat eirtmada sodir bo'ladigan oksidlanish qaytarilish reaksiyalarini tenglastirish uchun ishlatiladi. Elektron balans usulidan farq qilib oxirgi

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 boshqa 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 hisoblanadi. Yarim reaksiyalar usulida atomlarning oksidlanish darajasini bilish shart emas va reaksiya mahsulotlarini ham reaksiyani tenglashtirish jarayonida oson topish mumkin bo'ladi.

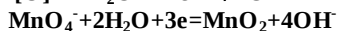
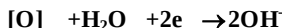
Yarim reaksiyalar usulida tenglashtirishda quyidagilarni hisobga olish kerak. Bunda oksidlovchi va qaytaruvchi hamda ularning reaksiya mahsulotlari ion holda yozilib ular asosida yarim reaksiyalar tuziladi. Kuchli elektrolitlar ion holda yozilib, kuchsiz elektrolitlar molekulyar holda (cho'kma, gaz) yoziladi. Reaksiya mahsulotlarini yozishda 19- jadval asos qilib olinadi:

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

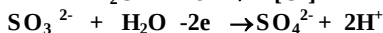
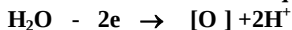
1) Kislotali muhitda oksidlovchi tarkibidagi ortiqcha kislorod vodorod ioni bilan bog'lanib suv molekulasini hosil qiladi va qaytariladi:



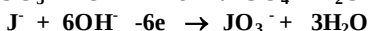
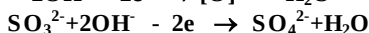
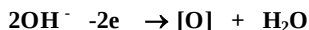
2) Neytral va ishqoriy sharoitda oksidlovchi tarkibidagi ortiqcha kislorod suv molekulasi bilan bog'lanib gidroksid ionini hosil qiladi va qaytariladi:



3) kislotali va neytral sharoitda qaytaruvchi tarkibidagi yetishmayotgan kislorodni suvdan olib vodorod ionini hosil qiladi:

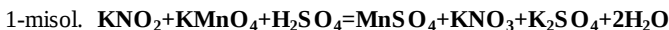


4) Kuchli ishqoriy muhitda qaytaruvchi yetishmayotgan kislorodni gidroksid ionidan olib oksidlanadi va suv hosil qiladi:

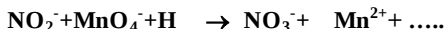


19-jadval. Eng ko'p qo'llaniladigan qaytaruvchi va oksidlovchilar va ularning reaksiya mahsulotlari

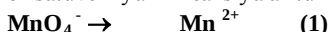
Oksidlovchilar	Qaytaruvchilar
Galogenlar va ularning birikmalari $F_2 \rightarrow 2HF$; $Cl_2 \rightarrow 2HCl$ $Br_2 \rightarrow 2HBr$; $J_2 \rightarrow 2HJ$	Vodorodgalogenidlar $2HBr \rightarrow Br_2$
Galogenlarning kislorodli birikmalari $HClO \rightarrow HCl$; $KClO_3 \rightarrow KCl$	$HCl \rightarrow Cl_2$
Sulfatlar va sulfitlar $H_2SO_4 \rightarrow SO_2$ $H_2SO_4 \rightarrow H_2S$ $H_2SO_4 \rightarrow S$ $Na_2SO_3 \rightarrow S$	Sulfidlar va sulfitlar $H_2S \rightarrow S$ $SO_2 \rightarrow SO_3$ $S \rightarrow SO_2$
Nitratlar va nitritlar $HNO_3 \rightarrow NO_2$ $HNO_3 \rightarrow N_2O$ $HNO_3 \rightarrow NO$ $KNO_2 \rightarrow NO$ $HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$	$NH_3 \rightarrow N_2$ $NH_3 \rightarrow NO$ $NH_3 \rightarrow KN_3$
Permanganatlar va Mn^{+4} birikmasi $KMnO_4 \rightarrow MnSO_4$ (kislotali) $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$ (neytral) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4$ (ishqoriy) $MnO_2 \rightarrow MnSO_4$	Mn^{+2}, Mn^{+4} va Mn^{+6} birikmalari $MnSO_4 \rightarrow MnO_2$ $MnSO_4 \rightarrow K_2MnO_4$ $MnSO_4 \rightarrow KMnO_4$ $MnO_2 \rightarrow KMnO_4$ (kislotali) $MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4$ (ishqoriy) $K_2MnO_4 \rightarrow KMnO_4$
Xromatlar va dixromatlar $K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ kucli kislotali (H_2SO_4)	Cr^{3+} birikmalari $CrCl_3$ (ishqoriy) $\rightarrow K_2CrO_4$
Pb^{+4} birikmalari $Pb^{4+} \rightarrow Pb^{2+}$	Pb^{2+} birikmalari $Pb^{2+} \rightarrow Pb^{4+}$
Sn^{4+} birikmalari $SnCl_4 \rightarrow SnCl_2$	Sn^{2+} birikmalari $SnCl_2 \rightarrow SnCl_4$
K_3AsO_4	K_3AsO_3 ; As_2S_3



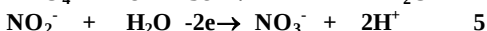
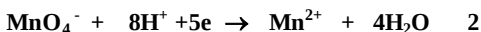
Reaksiya paytida eritmani pushti rangi o'zgarib rangsizlanadi. Yarim reaksiya usulini ishlatish uchun reaksiyada qatnashgan ionlarni alohida ko'chirib yoziladi:



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

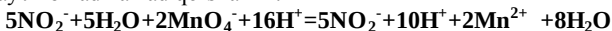


(1) yarim reaksiyaga 1 qoidani (2) yarim reaksiyaga (3) qoidani qo'llaymiz.

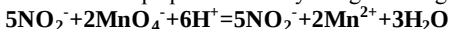


Bu reaksiyalardagi strelkalarni tenglik ishorasiga aylantirish uchun o'ng va chap tomondagi zaryadlar sonini tenglashtirish kerak.

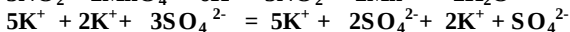
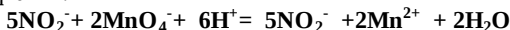
Umumiy reaksiyani tuzish uchun oksidlovchi qabul qilgan va qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar sonidan foydalanib va eng kichik ko'paytuvchiga ko'paytirib hadma had qo'shamiz:



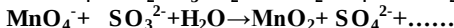
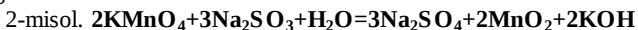
O'xshash ionlarni qisqartirib reaksiyaning ion tenglamasini hosil qilamiz:



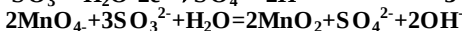
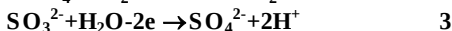
Ion tenglamadan molekulyar tenglamaga o'tish uchun ion tenglamaning chap va o'ng tomoniga mos keladigan anion va kationlarni qo'shamiz, shundan so'ng ionlarni molekullarga birlashtirib molekulyar tenglamani hosil qilamiz.



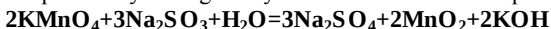
Oxirgi tenglama oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasi hisoblanadi.



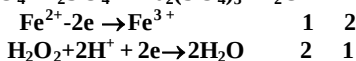
Oksidlovchi uchun (2) qoidani va qaytaruvchi uchun (3) qoidani qo'llab yarim reaksiyalarni yozamiz:



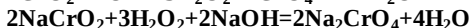
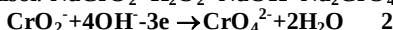
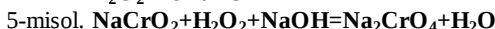
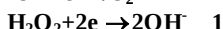
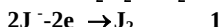
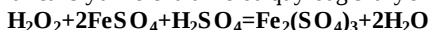
To'liq molekulyar tenglama yozish uchun mos ionlar qo'shiladi:



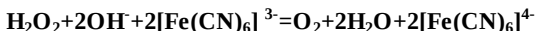
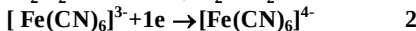
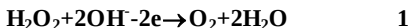
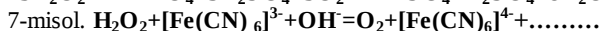
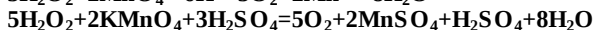
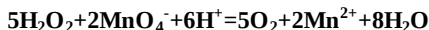
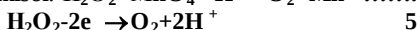
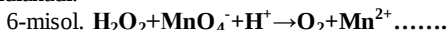
Vodorod peroksidi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida sharoitga qarab ham oksidlovchi ham qaytaruvchi xossasini namoyon etadi. 3-misol.



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.



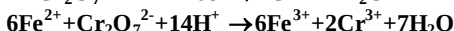
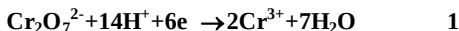
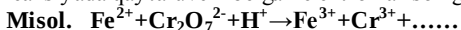
8.4. Oksidlovchi va qaytaruvchining ekvivalenti

Oksidlovchi va qaytaruvchilar doim ekvivalent miqdorda reaksiyaga kirishadilar.

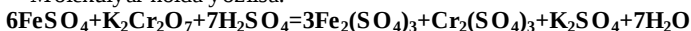
Oksidlovchi yoki qaytaruvchining ekvivalenti deb, ularning 1 mol elektronlariga mos keladigan miqdorga aytiladi.

Oksidlovchining ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu reaksiyada oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga bo'lish kerak.

Qaytaruvchining ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu reaksiyada qaytaruvchi bergan elektronlar soniga bo'lish kerak.



Molekulyar holda yozilsa:



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

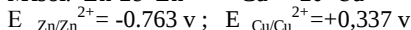
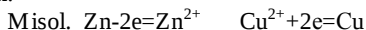
Qaytaruvchining ekvivalenti . $E \text{ FeSO}_4 = M/1 = 152 \text{ g/mol}$.

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

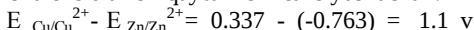
8.5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari potentsiallari

Reaksiya uchun olingan oksidlovchi va qaytaruvchi orasida reaksiya ketishi yoki ketmasligini bilish uchun ularning normal oksidlanish–qaytarilish potentsiallarini bilish kerak. Ularning qiymati jadvallarda (20-jadval) keltirilgan.

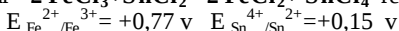
Normal elektrod potentsiali qancha kichik bo'lsa , metall shuncha aktiv bo'lib, osonlik bilan oksidlanadi, tuzlaridan qiyinlik bilan qaytariladi. Har bir metall normal elektrod potentsiali o'zinikidan yuqori bo'lgan barcha metallarni ularning tuzlaridan siqib chiqaradi. Galvanik elementlarda ham oksidlanish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



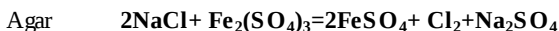
Unda shu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi uchun:



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



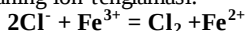
Bu qiymatlarga ko'ra $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ jufti qaytaruvchi, $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ jufti esa oksidlovchi bo'la oladi. Oksidlovchining standart elektrod potentsiali qaytaruvchinkidan katta shuning uchun bu reaksiya chapdan o'ngga bora oladi.



20-jadval. 298 K da standart oksidlanish-qaytarilish (elektrod) potentsiallari

Elektroddagi yarim reaksiya	$\varphi_{\text{oks/red, V}}$	Elektroddagi yarim reaksiya	$\varphi_{\text{oks/red, V}}$
$\text{Li}^+ + e \rightarrow \text{Li}^0$	-3,05	$\text{F}_2 - 2e \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{K}^+ + e \rightarrow \text{K}^0$	-2,92	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{Ba}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ba}^0$	-2,90	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e \rightarrow$	+1,69
$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,76	$\rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}^0$	-2,71	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e$	+1,68
$\text{La}^{3+} + 3e \rightarrow \text{La}^0$	-2,37	$\rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mg}^0$	-2,37	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 3e$	+1,51
$\text{H}_2 + 2e \rightarrow 2\text{H}^-$	-2,23	$\rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{Al}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Al}^0$	-1,71	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mn}^0$	-1,03	$\text{Ge}^{4+} + e \rightarrow \text{Ge}^{3+}$	+1,44
$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}^0$	-1,71	$\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,76	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cr}^{3+} + e \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Co}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Co}^0$	-0,41	$\text{Br}_2(\text{S}) + 2e \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,21
$\text{PbSO}_4 + 2e \rightarrow$	-0,40	$[\text{AuCl}_4]^- + 3e \rightarrow \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,09
$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,35	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,99
$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,23	$2\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}_2^0$	+0,96
$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,14	$\text{Ag}^+ + e \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,91
$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,13	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e \rightarrow 2\text{Hg}^0$	+0,80
$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2^0$	0,00	$\text{Fe}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,80
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e \rightarrow$	+0,20	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	+0,77
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,27	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e \rightarrow \text{MnO}_2 +$	+0,68
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow$		$+ 4\text{OH}^-$	
$2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,34	$\text{MnO}_4^- + e^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,59
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,56	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,34
$\text{I}_2 + 2e \rightarrow 2\text{I}^-$			+0,40

Reaksiyaning ion tenglamasi:



$2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ jufti uchun $E = +1,36$ v; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ jufti uchun $E = +0,77$ v;

Oksidlovchining standart elektrod potentsiali qaytaruvcinikidan kichik shuning uchun bu reaksiya to'g'ri yonilish bo'yicha bormaydi. $2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ jufti oksidlovchi, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ jufti esa qaytaruvchi bo'la oladi. Demak, reaksiya bu yerda teskari tarafga boradi. Elektronlar elektrod potentsiyali kichik

metallardan potentsiali katta metallga o'tadi. Bir qancha elektrodning 298 K da standart oksidlanish-qaytarilish(elektrod) potentsiallari qiymati 20 jadvalda berilgan.

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 bog'langan.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari klinik analizda ishlatiladigan qondagi kalsiyni aniqlash, siydik kislotasi, katalaza va peroksidaza fermentlari, xlor, xlorli ohak, ichimlik suvlardagi qoldiq xlorini aniqlash va oksidimetriya usullarida qo'llaniladi.

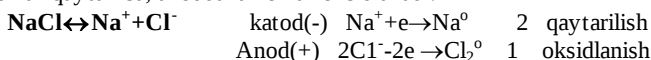
8.6. Elektroliz

Elektroliz jarayoni. Elektr toki ta'sirida suyuqlanma yoki eritmada ketadigan oksidlanish qaytarilish reaksiyalari elektroliz deb ataladi.

Elektroliz jarayoni suyuqlanma yoki eritmada amalga oshadi.

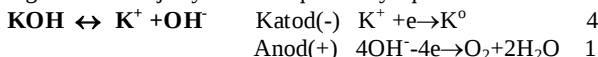
Suyuqlanmalar elektrolizi. Elektroliz jarayonini belgilaydigan ko'rsatkichlardan biri elektrodlardir. Agar tuzlarning suyuqlanmasiga biror inert modda, masalan, grait, ko'mir yoki platina elektrod tushirilgan bo'lsa, shu suyuqlanmada oksidlanish – qaytarilish reaksiyasi sodir boladi.

Suyuqlanmada ham Na^+ va Cl^- ionlari hosil bo'lgani uchun katodda kationlar qaytarilsa, anodda anionlar oksidlanadi.



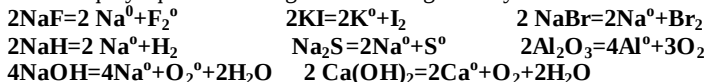
Elektrolizning umumiy tenglamasi: $2\text{NaCl} = 2\text{Na}^0 + \text{Cl}_2^0$.

Agar elektroliz jarayonida ishqorlar suyuqlanmasi ishtorok etsa:



Elektrolizning umumiy tenglamasi: $4\text{KOH} = 4\text{K}^0 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

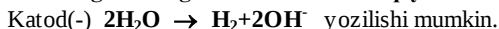
Suyuqlanmalar elektrolizi natijasida juda faol bo'lgan metallarni va metallaslarni olish mumkin bo'ladi. Suyuqlanmalar elektrolizida ishqoriy va ishqoriy er metallari, alyuminiy, ftor, xlor olinadi. Bu moddalarning birikmalari faqat yuqori haroratdagina elektrolizga uchraydi:



Eritmalar elektrolizi. Tuzlarning, kislota va asoslarning suvdagi eritmaları elektrolizida suv molekullari ham ishtirok etganligi uchun bu

jarayon ancha murakkabroq bo'ladi. Agar elektrolizda inert elektrodlar (ko'mir, grafit va platina) ishlatilsa katodda boradigan jarayonlar uchun quyidagi qoidalariga amal qilinadi.

Agar eritmada metallarning kuchlanishlar qatorida litiydan alyuminiygacha bo'lgan metallarning kationlari turgan bo'lsa katodda metall ionlari o'rniga suvdagi vodorod ionlari qaytariladi:

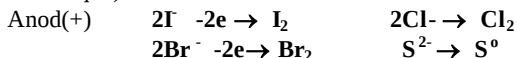


Agar eritmada metallarning kuchlanishlar qatorida alyuminiy va vodorod orasida joylashgan metallarning kationlari bor bo'lsa, u holda bir paytni o'zida ham metall ham vodorod katoinlarining qaytarilishi kuzatiladi:

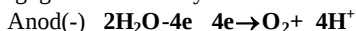


Agar eritmada metallarning kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin turgan metallar kationlari (Cu, Ag, Hg, Au, Pt) bo'lsa, eritmada faqat shu metall kationlarining o'zi qaytariladi.

Eritmalar elektrolizi anodning qanday moddadan tayyorlanganligiga bog'liq. Agar anod inert hisoblansa, u erimaydi. Bunday elektrod sifatida ko'mir, grafit, platina olinishi mumkin. Anoddagi jarayonlar anionlari kislorodsiz kislotalardan iborat bo'lgan anionlar uchun shu ionlarning oksidlanishi hisobiga amalga oshadi. Bunday ionlar qatoriga Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} (ftor anionidan tashqari) ionlari kiradi:

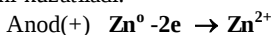


Agar eritmadagi anionlar kislorodli kislotalardan iborat bo'lsa (SO_4^{2-} , NO_3^- , ClO_4^- , MnO_4^{2-} , CO_3^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} va boshqalar) bu holda suvdagi giroksid ionlari yoki suv molekulari oksidlanadi:

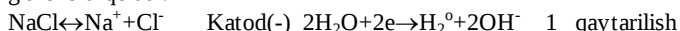


Eritmada ftor anionlari bor bo'lganda ham, ularning o'rniga suv molekularining oksidlanishi kuzatiladi va shuning uchun ham suvdagi eritmalaridan erkin ftor ajratib olib bo'lmaydi.

Elektroliz jarayonida eriydigan elektrod ishlatilgan bo'lsa, bunday elektrodlar qatoriga mis, kumush, rux, kadmий, nikel, xrom olinganida, ana shu anod sifatida olingan metallarning oksidlanishi ya'ni anod metallining erishi kuzatiladi:



Eritmalarda elektroliz jarayoniga misollar ko'ramiz. Masalan, osh tuzining suvdagi eritmasini olaylik. Osh tuzining eritmasi elektroliz qilinsa katodda vodorod gazi, anodda xlor gazi ajralib chiqadi, eritmada esa natriy gidroksid qoladi.



$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ Anod (+) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2^0$ 1 oksidlanish
 Elektrolizning umumiy tenglamasi: **$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$**

Agar FeCl_2 ning suvdagi eritmasi elektrolizi olinsa:

$\text{FeCl}_2 \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ Katod (-) $\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}^0$ qaytarilish
 $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ qaytarilish
 Anod (+) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2^0$ oksidlanish
 $2\text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}^0 + \text{H}_2^0 + 2\text{Cl}_2^0 + \text{Fe}(\text{OH})_2$

Agar elektroliz mis(II) xlorodning suvdagi eritmasida amalga oshirilsa, eritma elektrolizi xuddi suyuqlanmaga o'xshab ketadi va ham Cu va ham Cl_2 ajraladi:

$\text{CuCl}_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ Katod (-) $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$ qaytarilish
 $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ Anod (+) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2^0$ oksidlanish
 $\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^0 + \text{Cl}_2^0$

Na_2SO_4 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_4 , KOH , NaOH kabi moddalarning suvdagi eritmalari elektroliz qilinsa faqat suv parchalanib, vodorod va kislorod gaz holda ajralib chiqadi. Bu moddalarning o'zi esa eritmada saqlanib qoladi, ular eritmaning elektr o'tkazuvchanligini oshirib elektroliz jarayonini tezlashtiradi va eritmaning konsentratsiyasi ortishi kuzatiladi.

Rux sulfat eritmasining elektrolizi tenglamasi:

Katod (-) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow \text{H}_2 + \text{Zn}^0 + 2\text{OH}^-$

Anod (+) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

$\text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{Zn} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Mis(II) sulfat eritmasining elektrolizi:

Katod (-) $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$

Anod (+) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$

Elektrolizning miqdoriy qonunlari. Elektrolizning miqdoriy qonunlari M. Faradey formulalarida o'z ifodasini topgan.

Faradeyning I qonuni. Elektroliz natijasida elektrodda ajralib chiqqan moddalar massasi eklektrolit eritmasi orqali o'tgan elektr tokining miqdoriga to'g'ri proporsionaldir: **$m = k \cdot Q$**

m-elektrolizda ajralib chiqqan moddaning massasi; **Q**- tokning miqdori; **k**- proporsionallik koeffitsienti bo'lib, moddaning kimyoviy ekvivalenti deyiladi.

Faradeyning II qonuni. Agar turli elektrolit eritmalaridan bir xil miqdorda elektr toki o'tkazilsa elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalarning miqdori ularning kimyoviy ekvivalentiga to'g'ri proporsional bo'ladi: **$m = I \cdot E \cdot t / F$**

m-elektrolizda ajralgan modda miqdori, g; **I**- amperlarda o'lchangan tok kuchi; **E**- elektrolizda ajralgan moddaning kimyoviy ekvivalenti;

$E = A/v;$

Kimyoviy ekvivalent element atom massasini valentlikka bo'lgan nisbati orqali topiladi.

F- faradey soni bo'lib, uning son qiymati 96500 Kl ga teng.

Har qanday moddaning bir ekvivalent miqdorini olish uchun eritma va suyuqlanmadan bir xil miqdorda elektr miqdorini ya'ni 96500 Kl elektr miqdorini o'tkazish kerak.

Elektrolizning amaliy ahamiyati. Elektroliz jarayoni Na, K, Ca, Ba, Mg, Al kabi anchagina aktiv metallarni olishning usullaridan biri hisoblanadi. Metallmaslarning eng faoli bo'lgan ftor faqat ftoridlarning suyuqlanmalarini elektroliz qilib olinadi.

Elektroliz metallarning yuzalarini metallar qatlami bilan qoplashda ham keng qo'llaniladi. Bunda metallarning yuzasiga Ni, Cr, Ag, Cu qoplanadi.

Metallar yuzasini ko'rinishi chiroyli bo'lgan va himoya metall qatlamlari bilan qoplash galvanostegiya deyiladi. Metallar yuzasini shu tariqa xromlash, qalaylash, nikellash va mislash mumkin.

Tipografik, fotonusxalar olish maqsadida qavariq yuzalardan qoplamalar olish va ularni ketyinchalik ko'paytirish galvanoplastika deyiladi.

8.7. Metallar korroziyasi

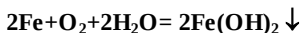
Metallar va ular qotishmalarining tashqi muhit ta'sirida o'z-o'zidan emirilishi korroziya deb ataladi. Korroziyani ikki qismga bo'lish mumkin: kimyoviy va elektrokimyoviy korroziya.

Kimyoviy korroziya metallar va ular qotishmalarining sirtqi qavati havodagi turli gazlar (kislorod, vodorod sulfid, sulfid anhidrid, azot oksidlari va boshqalar) ta'sirida emirilishi tushuniladi. Bu jarayonda metallarning agressiv muhit ta'sirida oksidlari, sulfidlari va boshqa birikmalari hosil bo'lishi kuzatiladi.

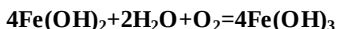
Korroziya tufayli kumush o'zini yaltiroqligini yo'qotadi, temir zanglaydi, rux, qalay, zanglamaydigan po'lat xitalanib qoladi. Lekin metallarning aktivlik qatorida eng oxirida joylashgan oltin va platina atmosfera ta'siridan korroziyaga uchramaydi.

Namlik va havo kislorodi ta'sirida elektrokimyoviy korroziyasi yuzaga keladi. Ba'zi metallar o'z sirtida oksid pardasi hosil qilish xossasiga ega, shuning uchun alyuminiy, rux, xrom, berilliy, nikel, magniy kabi metallar korroziyaga chidamlidir.

Temir va uning qotishmalari korroziyaga chidamsiz hisoblanadi. Korroziya jarayonida oksidlovchi kislorod bo'lgani uchun quyidagi jarayon sodir bo'ladi:

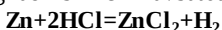


Temir(II) gidroksid havo kislorodi va namlik ta'sirida yana oksidlanib $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ga aylanadi:



Agar bu jarayon agressiv muhit (CO_2 , SO_2 , NO_2) ishtirokida amalga oshsa korroziya yanada tezlashadi.

Agar ikkita metal bir-biriga ulangan holatda korroziyaga uchratilsa, bu metallarning eng faoli birinchi navbatda korroziyaga uchrashi aniqlangan:



Ruxning kislotada erishi kuzatiladi. Shu jarayon rux metali bilan tutashtirilgan mis ishtirokida amalga oshirilsa, rux metalining korroziyalanishi yanada kuchayadi. Bu erda elektrokimyoviy korroziyalanish yuzaga kelib, bir metal musbat, ikkinchisi manfiy zaryadlanib qoladi.

Korroziyaga qarshi kurash. Metallar sirtini himoya qatlamlari bilan o'raladi. Metallar sirtiga lak, bo'yoq, emal bilan qoplanadi. Metallarning sirtiga havo va boshqa agressiv muhitni ta'siri kamayib korroziya sekinlashadi.

Metallarning yuzasi boshqa metallar bilan (**Ni, Cr, Zn, Cd, Sn, Cu, Ag, Au** va boshqalar) qoplanadi. Metallarning yupqa pardasi ichkaridagi metallni keyingi oksidlanishdan saqlaydi.

Metallardan yasaladigan mashina va mexanizmlar metallning o'zidan emas, balki korroziyaga chidamli qotishmalardan yasaladi. Bunday qotishmalar juda ko'p. Ruxlangan, qalaylangan, xromlangan qotishmalar korroziyaga chidamli va xossalari toza metallardan ustun turadi.

Metallarni korroziyadan saqlash uchun elektrokimyoviy himoya usullaridan foydalaniladi. Metall buyumlarga faolligi yuqori bo'lgan boshqa metallardan tutgich (zaklyopka) ulab qo'yiladi. Bunda agar faol metal emirilib tugamaguncha asosiy metall korroziyaga uchramaydi. Dengizdagi kemalar, er osti quvurlari, gaz o'tadigan quvurlar korroziyasini sekinlashtirish uchun protektor himoya ishlatiladi. Bunday sharoitda ko'pincha po'lat quvurlarni himoyalash uchun aktiv metal (masalan, rux) ishlatiladi. Protektor sifatida magniy, rux, alyuminiy qotishmalari ham qo'llanilsa yaxshi natijalar olingan. Protektor emirilib bo'lsa unga yangisi ulab qo'yiladi. Kemalarni korroziyalanishdan saqlash uchun ular mis bilan qoplanadi. Misli qoplamaga protektor (**Zn, Fe, Mg**) ulab qoyilsa kema korpusini korroziyalanishi sekinlashadi.

Metallar saqlanadigan muhitga korroziyani sekinlashtiruvchi moddalar – ingibitorlar qo'shib qoyiladi. Ingibitorlar organik moddalar, nitrit, xromat, silikat, fosfat kislotatuzlarining samaradorligi yuqoriligi ma'lum.

9-bob.

D.I.Mendeleyvning davriy qonuni va elementlar davriy sistemasi

Elementlarni birinchi marta sinflashga bo'lgan urinish fransuz olimi A.Lavuazye va Ya. Bersilius tomonidan amalga oshirilgan. Ular barcha elementlarni metal va metallmaslarga bo'lgan edilar.

Nemis kimyogari Deberneyer elementlarni o'xshash kimyoviy xossalariga ko'ra birlashtirib elementlarning "triadalarini" hosil qildi.

1857 yilda ingliz Odling va fransuz Shankurtua elementlarning atom massalari ortib borishi bilan ularning kimyoviy xossalari o'zgarishida davriylik borligini payqadilar. O'tgan asrning 60- yillarida 64 ta kimyoviy elementlar ma'lum bo'lib, ular qatoriga oltin, kumush, temir, mis, oltingugurt va boshqalar kirgan edi. Keyinchalik azot, kislorod, vodorod va boshqa elementlar ochildi.

1864 yilda Nyulendes "oktavlar" qonunini ochdi. Bu qonunga ko'ra har bir ettita elementdan keyin elementlarning xossalari qaytarilishi kuzatildi. Nyulendes elementlarning eng asosiy kattaligi sifatida ularning ekvivalent massalarini oldi. U o'sha paytda ma'lum bo'lgan 64 ta elementni ettidan qilib sakkizta guruhga bo'lib chiqdi. U ba'zan bir katakka ikkita elementni joylashtirib, hali yangi elementlar ham ochilishini hisobga olmadi.

L.Meyer e'lon qilgan jadvalida o'sha paytda ma'lum bo'lgan 64 ta elementdan 44 tasini joylashtirib, ularni atom massasi ortib borishi va vodorodga nisbatan yuqori valentligi ortishiga ko'ra jadvalga qo'yib chiqdi. 1868 yilda L.Meyer davrlar ham ko'rsatilgan yarim uzun ko'rinishda elementlar jadvalini chop etdi. Bu jadvalga vodorod, bor, indiy, uran va ko'pgina boshqa elementlar kiritilmagan edi. Bu jadvalda 12 ta elementning joylanishi noto'g'ri ko'rsatilgan bo'lib, bir davrda vodorod va geliyning joylanishi mulaqo hisobga olinmagan edi.

1869 yilda rus kimyogari D.I.Mendeleyv elementlarning eng asosiy kattaligi sifatida ularning atom massasi deb hisobladi. U elementlarning bir-biriga o'xshamaydigan tabiiy guruhlarini taqqoslab, atom massasini o'zgarishiga qarab elementlar xossalarini davriy ravishda o'zgarishini aniqladi. Shularga asoslangan holda D.I. Mendeleyv elementlar davriy qonunini quyidagicha ta'rifladi:

Kimyoviy elementlar va ular hosil qilgan oddiy va murakkab moddalarning xossalari shu elementning atom massaiga davriy ravishda bog'liqdir.

Boshqalardan farqli ravishda D.I.Mendeleyv galogenlar, ishqoriy metallar, ishqoriy-er metallarining atom massalarini o'zgarishini ko'rsatib, elementlarning va ularning birikmalari xossalarini davriy ravishda

o'zgarishiga alohida e'tibor berdi. Bu qonun asosida u elementlar atom massasini ortib borishiga asoslanib davriy jadval yaratdi.

1871 yilda D.I.Mendeleyv davriy sistemadagi 17 elementni davriy jadvaldagi o'rni atom massalari ortib borish tartibidan boshqacha bo'lsa ham o'zgartirdi. Keyinchalik bu tuzatishlar to'g'ri ekanligi ma'lum bo'ldi. Davriy qonun va elementlar davriy jadvaliga asoslangan holda D.I.Mendeleyv oltita element hali ochilishi mumkinligini ko'ra bildi, ularga bo'sh joy qoldirdi, hamda ularning xossalari tasniflab berdi. Shu orada uchta element – skandiy, galliy va germaniy ochildi. Keyinchalik bo'lsa qolgan elementlar ham (texnisiy, reniy va polloniy) kasf etildi. Davriy qonun asisida keyinchalik yana 20 ta yangi elemental ochilib, kimyo fanining jadal rivojlanishiga turtki bo'ldi.

Davriy qonun va davriy sistema atom tuzilishini jadal rivojlanishiga, atom tuzilish nazariyasi esa davriy qonunni yanada chuqur ma'noga ega bo'lishiga sabab bo'ldi. Keyinchalik elementlarning tartib raqami ham chuqur ma'noga ega ekanligi va u elementlarning atom yadrosini zaryadini va atomdagi elektronlar sonini ko'rsatishi ma'lum bo'ldi.

Hozirgi vaqtda D.I.Mendeleyvning elementlar davriy qonuni quyidagicha ta'riflanadi: **“Elementlarning xossalari, birikmalarining shakli va xossalri ularning atom yadrolari zaryadiga davriy ravishda bog'liqdir”.**

D.I.Mendeleyvning kimyoviy elementlarning davriy qonuni va davriy sistemasi kimyo fani rivojlanishida juda katta ahamiyatga ega.

9.1. Davriy sistemaning tuzilishi

Elementlar davriy sistemasi davriy qonunning grafik tasviridir. Hozirgi paytda elementlar davriy sistemasida 110 ta element keltirilgan.

D.I.Mendeleyvning 1869 yilda taklif etgan uzun shakldagi jadvalda davrlar bir qatorga joylashgan edi. 1870 yilda D.I.Mendeleyv davriy sistemaning ikkinchi xili qisqacha shaklni e'lon qildi. Bu sistemada davrlar qatorlarga, guruhlar bo'lsa asosiy va qo'shimcha guruhldrga bo'lingan.

Hozirgi paytda davriy sistemaning 500 xili ma'lum bo'lib, ulani ichida eng ko'p qo'llanilyotgani D.I.Mendeleyv taklif etgan variantlar hisoblanadi. Qisqa shakldagi davriy sistemaning eng asosiy kamchiligi xossalari keskin farq qiladigan asosiy va qo'shimcha guruh elementlarinig bir guruhda joylashganligidir. Shuning uchun ham ba'zan davriy jadvalning uzun shakli ko'proq ishlatiladi. Ba'zan jadvaldagi lantanoidlar va aktinoidlar jadvalda alohida qatorga joylashtirilib, davriy sistema yarim uzun variantga aylantirilgan.

Davriy sistemada xossalari o'xshash elementlar guruhlariga bo'lingan. Elementlar davrlarga ham bo'lingan bo'lib davrlar ishqoriy metallardan

boshlanib tipik metallmaslar bilan tugallanadi. D.I.Mendeleyvning davriy jadvalida ettita davr bo'lib, faqat birinchi davrda ikkita element joylashtirilgan (vodorod va geliy). Qolgan davrlar ishqoriy metallardan boshlanib, inert gaz bilan tugallanadi. 2- va 3- davrlar kichik davrlar hisoblanadi va ularda 8 tadan element joylashgan. 4-, 5-, 6- davrlar bo'lsa katta davrlar deyiladi. 4- va 5- davrlarda 18 tadan element bor bo'lgan holda, 6-davrda 32 element joylashtirilgan. Oxirgi 7-davr tugallamagan davr hisoblanib, bu davrda unda hozir 24 ta element keltirilgan. Bu davr tugallanishi uchun unga yana 10 ta element etishmaydi.

6-davrdagi elementlar tarkibiga 14 ta element kiritilgan bo'lib, ular lantanoidlar deyiladi. Bu elementlar lantandan keyin keladigan elementlar, ular o'xshash kimyoviy xossalarga ega. Shunga o'xshash 7-davrga 14 element- aktinoidlar kiritilgan. Bu elementlarning barcha xossalari aktiniyga o'xshaydi. Ba'zan aktinoidlarning xossalari lantanoidlarga ham o'xshab ketadi.

Elementlar davriy jadvalida vertikal joylashgan elementlar qatori kimyoviy xossalari o'xshash bo'lib, ular guruhlar deyiladi. Guruhlar asosiy(A) va qo'shimcha(B) guruhlariga bo'lingan. Davriy jadvalda guruhlar soni 8 taga bo'lingan. Bosh guruhcha elementlari kichik davrlardan, qo'shimcha guruh elementlari katta davrlardan boshlangan. Ko'pchilik bosh va qo'shimcha guruh elementlari orasida kimyoviy o'xshashlik va o'ziga xos tafovutlar uchraydi.

Barcha elementlar ichida vodorod o'ziga xos xossaga ega bo'lganligi tufayli u davriy jadvalda ham I guruhga ham 7-guruhga joylashtirilgan. Vodorod xossalari jihatidan metallarga ham o'xshab ketadi, galogenlar bilan birikmalar hosil qiladi. Metallar bilan hosil qiladigan birikmalarda bo'lsa metallmaslarga o'xshaydi.

I va II A guruhcha elementlari (VIII guruhdagi geliy ham) s- elementlar, qolgan III-VIII guruhcha elementlari p-oila elementlari hisoblanadi. D- elementlar katta davrda joylashgan, ular qo'shimcha (B) guruhcha elementlariga kiritilgan.

Litiydan ftorga qarab elementlarning metallik xossalari kamayib, metallmaslik xossalari ortib boradi. Nodir gazlar tipik metallmaslar bilan metallarni ajratuvchi chegara hisoblanadi. Birinchi davrdagina shunday qonuniyat kuzatilmaydi.

Katta davrlarda elementlarning xossalari kichik davrdagilardan ko'ra sust o'zgaradi.

9.2. Elementlar va ularning birikmalari xossalariidagi davriylik

D.I.Mendeleyv elementlar davriy jadvalida davr boylab, chapdan o'ngga qarab elementlarning metallmaslik xossalari ortib boradi. Bosh guruhcha elementlarida bo'lsa yuqoridan pastga qarab elementlarning elementlarning atom yadro zaryadi ortishi bilan metallik xossalari kuchayib boradi.

Elementlarning atom radiusi. Davriy jadvalda elementlarning atom radiusi davr bo'ylab chapdan o'ngga qarab kamayib keladi. Bosh guruhcha elementlari uchun guruhcha bo'ylab yuqoridan pastga qarab elementlarning atom radiusi ortib boradi. Shuni e'tiborga olish kerakki, metallarda ionlar radiusi ham yuqoridagi qonun bo'yicha o'zgaradi.

Ionlanish energiyasi(I). Atomdan bitta elektron uzib chiqarish uchun kerak bo'ladigan energiyaga ionlanish energiasi deyiladi. Bu energiyani miqdori elektron-Voltlarda(eV) o'lchanadi (1 eV 96,32 kJ/molga teng). Davrda ionlanish energiasi chapdan o'ngga qarab ortib boradi. Guruhda yuqoridan pastga qarab ionlanish energiyasi kamayadi. Atom radiusi va ionlanish energiyasining o'zgarishi atomlarning kimyoviy xossalari belgilaydi. Bu xossalarga qaytaruvchilik, oksidlovchilik va kislota-asos xossalari kiradi.

Elektronga moyillik energiyasi(E). Elektronga moyillik energiyasi deb, atomga bitta elektron birlashtirganda ajraladigan energiyaga aytiladi (birliqi eV). Elektronga moyillik energiyasining qiymati ionlanish energiyasiga o'xshash o'zgaradi. Odatda atom elektron birlashtirsa anion holatiga o'tadi. Bunday xossa metallmaslarga tegishli. Metallmaslarda eng yuqori elektronga moyillik energiyasi qiymati galemlarida kuzatiladi. Ularning orasida bo'lsa ftorning elektronga moyillik energiyasi eng yuqoridir. Ftorning elektronni tortib oladigan boshqa element yo'q.

Elektrmanfiylik(X=I+E). L. Poling taklifiga ko'ra atomning o'ziga elektron tortish xususiyatiga elektrmanfiylik deyiladi. Bosh guruhchalarda elementlarning elektrmanfiyligi yuqoridan pastga qarab va davrlarda o'ngdan chapga qarab elektrmanfiylik kamayib boradi. Elektrmanfiylik kimyoviy bog'lanishni aniqlashda keng qo'llaniladi. Bu qiymatlar asosida elementlarning oksidlanish darajasi aniqlanadi.

Litiyning nisbiy elektrmanfiyligi bir deb qabul qilingan. Ftorning nisbiy elektrmanfiyligi 4,1 ga teng. Qolgan elementlarning elektrmanfiyliliklari shu qiymatlar orasida joylashgan.

Atomlarning oksidlovchilik-qaytaruvchilik xossalari. Element atomlarining oksidlovchilik-qaytaruvchilik xossalari atomlar yoki ionlar radiusi hamda atomlarning elektron tuzulishi bilan bog'liq. Odatda metallar qaytaruvchilardir. Metallmaslarda oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalari kuzatiladi. Ftor faqat oksidlovchi xossasiga ega.

Agar atom kichik radiusga ega bo'lsa, unga elektronlarning tortilishi oson va atomning oksilovchilik xossasi kuchayadi. Shuning uchun ham galogenlar ichida fluor eng kuchli oksidlovchidir.

Metallarda esa atom radiusining kattalashganligi hisobiga elektronlarni berish osonlashadi va ularning qaytaruvchilik xossalari ortib boradi. Davrlar bo'yicha bo'lsa chapdan o'ngga qarab elementlarning qaytaruvchilik xossasi zaiflashadi.

Qo'shimcha guruh elementlarida bo'lsa, element atom radiusi ortgan sari yadro zayadi ortib, qaytaruvchi xossalarning zaiflashishi yuz beradi. Bu holatda metallarning kimyoviy faolligi kamayadi.

Element atomlarining kislota- asos xossalari. Odatda tipik metallarning oksidlari asosli oksidlardir. Ular davrlarning boshlaridan o'rin olgan. Davrlarning oxirida joylashgan metallarning oksidlari kislotali oksidlar hisoblanadi. Davriy jadvaldagi ba'zi elementlarning oksidlari amfoter oksidlardir. Ularga Al, Zn, Be, Sn, Pb, Ge kabi metallarning oksidlari va ba'zi metallarning oksidlari ham kiradi.

Agar element bir necha valentlikka ega bo'lganida past valentlikka ega bo'lgan element oksidlari asosli, o'rtachasi amfoter va yuqori valentlikka ega bo'lganda esa, ularning oksidlari kislotali xossasga egaligi kuzatiladi. Masalan, xrom birikmalarida shunday qonuniytlar topilgan. CrO – asosli oksid, Cr_2O_3 – amfoter va CrO_3 – kislotali oksiddir.

9.3. Davriy jadvaldagi qonuniyatlar

Davriy jadvaldagi elementlarning elektron tuzilishi asosida bir element atomidan ikkinchisiga o'tganda ba'zi o'xshash qonuniyatlar kuzatiladi.

Chala o'xshash elementlar. Bu xil elementlar elektron konfiguratsiyalari ba'zan kichik oksidlanish darajasi uchun o'xshash (C, Si va Ge, Sn, Pb) yoki yuqori oksidlanish darajasida bir xil elektron strukturali valent pog'onaga ega bo'ladi (Si va Ti).

To'la o'xshash elementlar. Bunday elementlar turli xil oksidlanish darajasida tashqi elektron pog'onalari bir xil tuzilishga ega. Bunday guruhlash V.B.Nekrasov tomonidan kiritilgan bo'lib, ularga II guruhda Be, Mg, IV guruhda C, Si, ishqoriy-yer metallardan Ca, Sr, Ba, Ra, qo'shimcha guruh elementlaridan Zn, Cd, Hg, IV guruh elementlaridan Ge, Sn, Pb va Ti, Zr, Hf lar kabi o'xshash elementlar kiradi.

Diagonal o'xshashlik. Bir guruhdagi element atomlarining xossalari keyingi davrdagi qo'shni guruhning xossalariga o'xshab ketadi. Masalan, II davrda joylashgan berilliy atomining xossalari III davrda joylashgan alyuminiy xossalariga o'xshab ketadi. Diagonal o'xshashlik $\text{Li}^+ \text{---} \text{Mg}^{2+}$

$\text{Ga}^{2+}—\text{Sn}^{2+}—\text{Bi}^{3+}$ va $\text{Be}^{2+}—\text{Al}^{3+}—\text{Ga}^{2+}—\text{Ge}^{4+}—\text{Sb}^{5+}$ qatorida yaqqol kuzatiladi.

Bunday o'xshashlik bir guruhdagi juft davr elementlari atomlarining xossalari o'zaro va toq davr elementlari atomlariga o'xshashdir. Fosfor va surma bir-biriga (ular toq davrda joylasgan), mishyak va vismut (toq davrda) atomlarining o'zaro o'xshashligi tufayli fosfor va mishyakda (mos ravishda toq va juft) o'xshashlik kuzatiladi.

Ichki davriylik. Bir davrning ichida element atomlarining ba'zi xossalari ichki davriylik qonuniyati kuzatiladi. Bunday xossalar 2 va 3 davr elementlarining yadro zaryadi bilan ionlanish potentsiali ortishida o'ziga xos maksimum va minimumlar yuzaga kelishi bilan amalga oshadi. Agar I davrda joylashgan elementlarning litiydan neongacha qatori e'tiborga olinsa, berilliy va azotda atomlarning ionlanish potentsiali maksimumga ega bo'ladi. 2 davrda joylashgan magniy va fosforda ham ionlanish energiyasining yadro zaryadiga bog'liqligida ana shunday maksimumlar aniqlangan. Ikkala guruhdagi bor, kislorod, alyuminiy va oltingugurtda bo'lsa bu qiymatlar kichiklashib minimum qiymatga ega bo'lib qolgan. Bu qonuniyatlar tashqi elektron pog'onadagi elektronlar bilan yadro orasidagi tortishish kuchini ichki elektron pog'onadagi elektronlar zaiflashtirishi bilan tushuntiriladi.

Ikkilamchi davriylik. Bunday qonuniyat asosiy guruhcha elementlarida (s- va p- elementlarda) kuzatilgani uchun uni vertikal davriylik ham deyiladi. Ikkilamchi davriylik yuzaga kelishi d- va f- pog'onachalarning elektronlar bilan to'lib, yadro zaryadining to'silishi tufayli valent elektronlarning yadroga tortilishining zaiflashishi hisoblanadi. Bu ta'sir tufayli atom radiusi, ionlanish potentsiali, elektronga moyillik energiyasi va atomlarning elektromanfiyliklari o'zgaradi. Yuqoridagi sababga ko'ra faqat IV guruhda emas, boshqa guruh elementlarida ham o'xshashlik ko'rinadi. Masalan, litiyning xossalari magniyga, berilliy alyuminiyga, titan niobiya, vannadiy esa molibdenga o'xshash xossalarga ega.

10- bob. Atom tuzilishi

Fanga uzoq vaqt atomlar bo'linmasdir degan fikr 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 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. Fransuz 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 geliy atomlaridan 2 ta elektron yo'qolishidan 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 va 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.

10.1. Atomning yadroviy tuzilishi

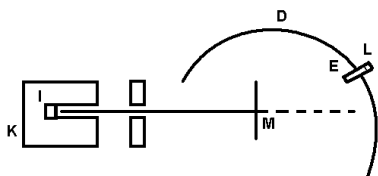
Birinchi atom tuzilishi to'g'risidagi nazariya 1903 y. ingliz olimi Tomson tomonidan yaratildi. Bu nazariya ion-elektron yoki statik nazariya deyiladi.

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.

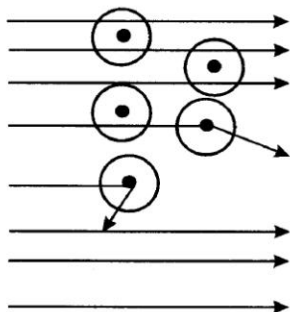
Agar nur manba'si (K) dan tirqish (L) orqali α -zarrachalar yuborilsa, ular to'g'riga o'tib, E ekranda chaqnash yuzaga keltiradi. Rezerford yupqa

metall plastinkadan (M) α - zarrachalarni o'tishini o'rgandi, bunda α - zarrachalarni bir qismini o'z-o'zidan ma'lum burchakka og'ishini topdi (5-rasm). Bu hodisa α - zarrachalarni tarqalishi hodisasi sifatida dunyoga mashhur. Bunday jarayonni Tomson nazariyasi yordamida tushuntirib bo'lmaydi. Chunki o'rtada musbat zaryadni toplanishigina plastinkaga tushayotgan musbat zarrachalarning yo'nalishini o'zgartirishga qodir. Shu tufayli Tomson nazariyasidan voz kechishga to'g'ri keldi.



5- rasm. α - zarrachalarning yupqa metal pardadan o'tishi.

Agar qalinligi yuz ming atomlar tutgan juda yupqa metal pardadn α - zarrachalar o'tkazilsa, nur manbasidan chiqqan α -zarrachalar asosan yupqa pardadan o'tib ketadi. Bu rux sulfid bilan qoplangan ekranda chaqnash ro'y berganligi uchun tirqishda ko'rinadi. Lekin kamdan kam α - zarrachalar o'z yo'nalishini o'zgartirishi aniqlandi. Ana shu tajribalarga ko'ra Rezerford atomning markazida yadro turadi, shu sababli α - zarrachalarning og'ishi sodir bo'ladi degan xulosaga keldi(6-rasm).



6-rasm . α - zarrachalarning metallndan o'tishida og'ishi.

E.Rezerford α - zarrachalarning 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 yadrolarning yaqinidan o'tsa ular og'adi. α -zarrachalar yadrolar mavjudligini isbot etibgina qolmay, balki ularning zaryadini ham 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 quyidagi bog'lanish borligini aniqladi:

$$\sqrt{\nu} = A(z-b)$$

Bu yerda z elementning tartib nomeri; A , b o'zgarmas sonlar; ν - rentgen nurining to'lqin chastotasi, uni o'rniga $\nu = 1/\lambda$ nurning to'lqin uzunligi ham olinadi.

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 bog'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. D.I.Ivanenko va Geyzenberg** yadro tuzilishini proton-neutron nazariyasini yaratdilar. Bu nazariyaga ko'ra yadroda protonlar va neytronlar turadi:

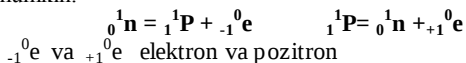
$$N = A - Z$$

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

Be atomining α zarrachalar bilan ta'sirini o'rganib 1932 yilda ingliz fizigi Dj. Chedvik zaryadsiz zarrachalarni aniqladi va ularga neytron nomini berdi (${}_0^1n$).

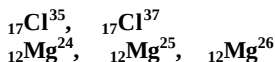
Yadrodagi protonlar va neytronlarni ushlab turuvchi kuchlar yadro kuchlari deyiladi. Ular juda qisqa masofada ta'sir etadi (10^{-16} m).

Yadrodaga protonlar neytronlarga aylanishi yoki teskari jarayon sodir bo'lishi mumkin.

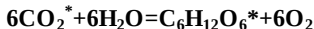


10.2. Izotoplar, izobarlar va izotonlar

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

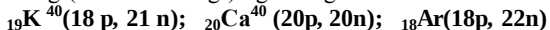


Kimyoviy va biologik jarayonlarda izotop indikatorlar (nishonlangan atomlar) yoki "mechenniy" ko'p ishlatiladi. Bunday indikator atomlar sifatida O^{18} va C^{13} ishlatilishi mumkin. Masalan, fotosintez hodisasidagi kislorod suvdan olinadimi yoki CO_2 dan, isbotlash uchun O^{18} izotopi (O^*) ishlatilgan:

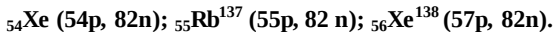


Radiokimyoviy usullar farmatsevtik tahlilda ko'p qo'llaniladi. Farmakopiyadagi radioaktiv preparatlarning sifatini baholash uchun β - yoki γ - zarrachalarning konsentratsiyasi spektrometrlar yordamida o'lchanadi.

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.



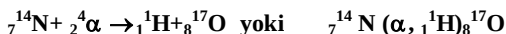
Turli tog' jinslari, minerallar va organik tabiatga ega bo'lgan moddalarning yoshini aniqlashda izotoplardan foydalaniladigan bir necha usullar mavjud. Bu usullarga qo'rg'oshin, geliy, uglerod izotoplaridan foydalanish kiradi. Uglerodning C^{14} izotopi yarim emirilish davri 5710 yilni tashkil etadi. Bu izotop atmosferada turli kosmik nurlanishlar natijasida hosil bo'lib, organizm uni o'zlashtiradi. Organizm halok bo'lganidan so'ng uning konsentratsiyasi kamaya boshlaydi. Atmosferadagi uglerod konsentratsiyasi va topilmadagi uglerod konsentratsiyasini solishtirib organik topilma yoshini aniqlash mumkin bo'ladi.

10.3. Yadro reaksiyalari

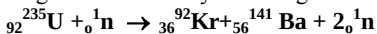
Atom yadrolarida bo'ladigan o'zgarishlar va yadrolarda ketadigan reaksiyalarni yadro kimyosi o'rganadi. Yadro reaksiyalarida atomning yadrosida protonlar va neytronlarning qayta taqsimlanishi natijasida yangi kimyoviy elementlar hosil boladi.

Hozirgi paytda yadro reaksiyalari yordamida davriy jadvaldagi deyarli har qanday elementning radioaktiv izotoplarini olish mumkin. Atomning yadrosiga neytronlar, protonlar, deytronlar, α - zarrachalar yoki boshqa element yadrolarini ta'sir etish natijasida yadro reaksiyalari amalga oshiriladi. Yadro reaksiyalari amalga oshihi uchun ta'sir etuvchi zarrachalar juda katta energiya va tezlikka ega bo'lishi kerak. Atomning yadrosi biror bir zarrachani birlashtirganda va yangi yadro hosil bo'lganda uning yashash davri 10^{-7} sek. atrofida bo'ladi. Bu yangi yadro o'z navbatida atrofga elementar zarrachalar tarqatib, yangi va engilroq yadroga aylanishi yoki biror kimyoviy elementni hosil qilishi mumkin.

Yadro reaksiyalari birinchi marta 1919 yilda E.Rezerfird tomonidan amalga oshirilgan. U ${}^{14}_7\text{N}$ elementini geliy bilan ta'sirlashtirib ${}^{17}_8\text{O}$ elementini sintez qilgan edi:



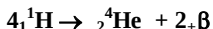
Og'ir metallarning atomlarini juda katta energiyali tez harakat qiluvchi zarrachalar oqimi bilan bombardimon qilish orqali qator yangi elementlar kashf etilgan. Agar uran tezlashtirilgan neytronlar bilan bombardimon qilingansa 93- element neptuniy hosil bo'ladi. Bu erda ketme-ket bir necha yadro reaksiyasi sodir bo'ladi. 1939 yilda issiq neytronlar ta'sirida uran yadrosining bo'linish reaksiyasi amalga oshirilgan:



Og'ir yadrolarni o'z-o'zidan ikkiga bo'linishi (ba'zan uch yoki to'rtga) ikki xil yangi yadrolar paydo bo'lishiga olib keladi. Yadrolarning bo'linishi nihoyatda katta energiya chiqishi bilan amalga oshadi. Yuqoridagi reaksiyada 200 MeV energiya ajraladi. Bu energiya qiymati $19,2 \cdot 10^9$ kJ/mol ga teng yoki bu energiya qiymati 2 million kg yuqori sifatli tosh ko'mir yonganida chiqadigan energiyaga teng.

Yadro reaksiyalarida bir sarflangan neytrondan yadro reaksiyasida ikki yoki uchta yangi neytronlar hosil bo'lib, ular o'z navbatida zanjir reaksiyasini yuzaga kelishiga sababchi bo'ladi. Bunda juda kuchli portlash sodir bo'lib atom bombasining ta'siri ana shu holatga asoslangan. Uran va plutoniyning boshqariladigan yadro reaksiyalarini amalga oshirish asosida yadro reaktorlari ishlaydi.

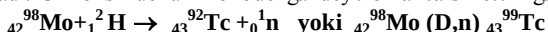
Yangi energiya manbalarini izlash bo'yicha boshqariladigan termoyadro reaksiyalari ham juda katta amaliy ahamiyatga ega. Termoyadro reaksiyalari juda yuqori haroratda 10^7 K da boradi. Bu reaksiyada vodorod yadrosidan geliy yadrosining sintezi kuzatilib:



Termoyadro reaksiyalarida ham juda katta energiya ajralib chiqadi, uni qiymati 1 g vodorodga nisbatan 6,87 MeV yoki 644 million kJ/mol qiymatga ega.

Bu qiymat yuqori sifatli tosh ko'mir yonganda chiqadigan energiyadan 15 million marta ko'pdir.

Yadro reaksiyalari asosida olingan birinchi kimyoviy element texnisiy hisoblanadi. Uni olish uchun molibdenga deytronlar ta'sir ettirilgan:



Keyinchalik 85- element astat, 61- element prometi, 87- element fransiy ham olingan.

Transuran elementlari olish uchun yadro reaksiyalarida neytronlar, α -zarrachalar, deytronlar yuqori energiyali holatda ko'p zaryadli ionlar bilan ta'sirlashtiriladi. Yadro reaktorlarida neytronlarni ta'sir ettirish orqali barcha transuran elementlarining izotoplarini olish mumkin. Ana shu usuillarda 100- element fermiygacha bo'lgan transuran elementlar izotoplari olingan. Kelajakda yangi elementlar sintezi barqaror og'ir elementlar izotoplarini olish yo'nalishida amalga oshirilsa kerak.

Radioaktiv preparatlar ko'p kasalliklarni davolashda va kasallik sabablarini aniqlashda keng qo'llanishga ega. Ular bilan ishlashni yaxshi bilmaslik bemorni hamda texnik xizmat ko'rsatuvchilarni hayotiga xavf soladi. Radiopreparatlar sifatida H^3 , C^{11} , C^{14} , O^{15} , P^{30} , P^{32} , K^{43} , Fe^{52} , Fe^{55} , Co^{57} , Co^{58} , I^{126} , Hg^{203} izotoplar hozirgi paytda keng ko'lamda ishlatiladi. Radio izotoplarning chinligi va ulardagi qo'shimchalarni aniqlash farmatsevtik tahlilning dolzarb masalalardan biridir. Bu preparatlarning miqdoriy aniqlash uchun yadro spektrometriya va radiometriya usullari ishlatiladi.

Saraton kassaligidagi xavfli o'smalar borligini aniqlash uchun, o'smalardagi to'qimalarning radioaktiv elementlarni yutib qolish xossasidan foydalaniladi. Masalan, xavfli o'smalarni aniqlashda nishonlangan fosfor -32 izotopi bo'lgan natriy fosfati ishlatiladi. Agar yod -31 bo'lgan natriy yodid qo'llanilganda qalqonsimon bezdagi kasalliklarni tahlil qilishda foydalaniladi.

Tibbiyot amaliyotida radioaktiv izotoplar turli xavfli o'smalarni davolashda qo'llaninlgan holatlar ham ma'lum. Xronik leykozni

davolashda, nishonlangan fosfor-32 izotopi, rux-65 va oltin-198 nuklidlari va natriy fosfati buyriladi.

Tajribalar asosida radioaktiv nurlanish saraton kassaligida xavfli o'samalarda to'qimalarning rivojlanishini sekinlashtirishi va hatto to'qimalarni parchalashi ma'lum. Shuning uchun ham radioaktiv kobalt-60 izotopi tarqatadigan γ - nurlar bilan saraton kasalliklarini davolashda ishlatiladi. Bu izotop tez parchalangani uchun ham uni organizmga kiritiladi.

Biologik, biokimyoviy va tibbiy tekshiruvlarda mis-64, kumush-110 va oltin-198 radionuklidlari organizmdagi moddalar almashinuvi jarayonlarini o'rganish uchun radioaktiv indikator sifatida ishlatiladi.

10.4. 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.

-atomning 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 chiziqli bilan bir-biridan ajralgan bo'ladi. Masalan, kaliyning atom spektrida uchta chiziqli bor (2 qizil va 1 binafsha). Bunday spektrlar chiziqli spektrlar deyiladi va ular har bir element uchun xarakterli bo'ladi.

10.5. Nurning kvant nazariyasi

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

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

$$E = h \cdot \nu$$

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

1905 y.da Albert Eynshteyn fotoelektrik effektini o'rganish jarayonida elektromagnit to'liqlari (nuri) kvantlar holida, nurlanish bu fotonlar holatida tarqalishini aniqladi. Bundan yorug'liq to'liqlari 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'liq xossasiga ega bo'lib bu holat yorug'lik nurining interferensiyalanishi va difraksiyalanishida o'z aksini topadi. Demak, fotonga ham korpuskulyar ham to'liq 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 postulatlaridan 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" orbitalar 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 yutuqlari 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 ham tushuntirib bera olmadi.

10.6. Kvant mexanikasining nazariy asoslari

1924 y. da fransuz fizigi de-Broyl korpuskulyar to'lqin 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 xossalari 1927 y. da **Verner Geyzenberg** tomonidan ta'riflangan noaniqlik prinsipi tushuntiradi.

Mikrojismlarning tezligi (yoki impulsi $p = m \cdot v$) va fazoviy holatini (koordinatlarini) bir paytni o'zida aniqlash mumkin emas.

Bu noaniqlik prinsipi quyidagicha formulaga ega:

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

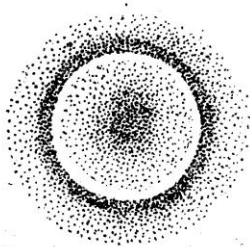
Holat noaniqligi (Δq) va tezlik noaniqligi ko'paytmasi h/m dan kichik bo'lishi mumkin emas. Noaniqlik prinsipi mikrojismlar uchun butunlay boshqacha qonunlar qo'llanishini ko'rsatadi.

10.7. Elektron bulut

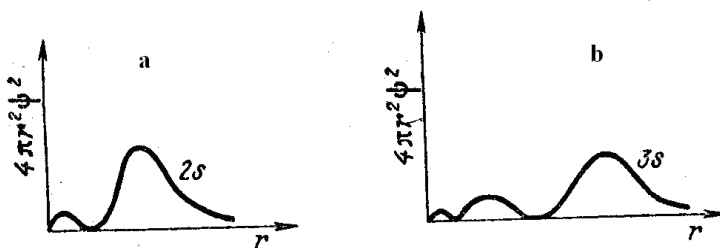
Kvant mexanikasida elektronning atomdagi holati elektron bulut orqali ko'rsatiladi. Bunday bulut yadro atrofidagi elektron bulut zichligiga to'g'ri proporsional bo'ladi. Atomdagi elektronning harakati to'lqin tabiatiga ega bo'lgani uchun, kvant mexanikasida u to'lqin funksiyasi bilan tasniflanadi. Bu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

To'lqin funksiyasini kvadrati (ψ^2) atomlararo fazoda elektronning bo'lish ehtimolligini ko'rsatadi. Yadro atrofida 90% elektronning bo'lish ehtimoli bo'lgan fazo orbital (7-rasm) deyiladi. Atomdagi elektronni bo'lish ehtimolligini hisoblash va uni energiyasi bilan bog'lanishni topish ancha murakkab vazifa bo'lib u Shredinger tenglamasi orqali yechiladi. Yadro atrofidagi elektron bulut zichligi ularning radial taqsimlanish egiligi orqali ham topilishi mumkin. Elektron shar radiusi ichida bo'lish ehtimoli ($4\pi r^2 dr$) ψ^2 ga teng, 2 s (8 a-rasm) va 3 s (8 b) elektronlar uchun elektronlarning radial taqsimlanishi ko'rsatilgan.

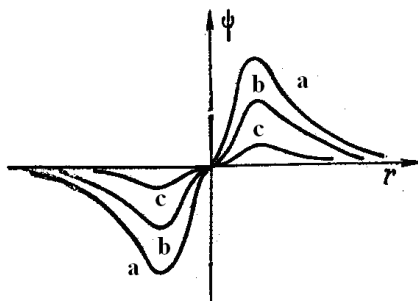
2p- elektronning to'liq funksiyasi 9-rasmda ko'rsatilgan (uchta p- holat uchun a,b va c). 2- p elektronning radial taqsimlanish egriligi 10- rasmda yaqqol ko'rinib turibdi. 11-12 rasmlarda p- va d- elektronlarning fazoviy shakli berilgan.



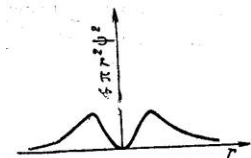
7-rasm. 2-s elektronga tegishli elektron bulut.



8-rasm. 2s- va 3s- elektronlarning radial taqsimlanish grafigi.

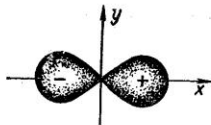


9-rasm. 2p- elektronlarning to'liq funksiyasi grafigi.

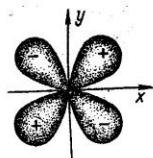


10-rasm. 2p- elektronlarning radial taqsimlanish ehtimolligini ko'rsatuvchi egri chiziqlar.

11-rasm. 2p- elektron bulutning ko'rinishi.



12- rasm. 3d- elektronlar bulutininining fazoviy shakli.



10.8. 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.

10.9. 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 zahirasini va energetik pog'onaning nomeriga teng bo'ladi. Odatda bosh kvant son butun sonlar to'plamidan iborat. Haqiqatda bosh kvant son 1 dan 7 gacha bo'lgan sonlar to'plamini qabil qiladi. Bosh kvant son qiymati ortgan sari elektronning umumiy energiya zahirasi va elektron bulutning o'lchami ortib boradi (20 jadval).

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
s	p	d	f	g	h

Orbital kvant soni elektron bulut shaklini va elektronning energiya zahirasini ifodalaydi. $n=1$ va $l=0$ yozuv elektron bulut shakli shar holatda ekanligini va elektron pog'onalar soni birga 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 bo'lib $m_l=2l+1$; u $-l$ dan $+l$ gacha bo'lgan butun sonlar qiymatini qabul qiladi.

20 –jadval.Orbital va magnit kvant son orasidagi bog'liqlik

Elektronlar	Orbital kvant soni, l	Magnit kvant soni(m_l)	Orbitalar soni($(2l+1)$)
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 $\pm l$ qiymatlar to'plamidan iborat bo'ladi.

4. Spin kvant soni s harfi bilan belgilanadi (spin-urchug'). Elektronning o'z o'qi atrofida aylanish yo'nalishini tasniflaydi. Unining qabul qiladigan qiymatlari ikkita $+1/2$ va $-1/2$.

10.10. Atomlarning elektron qavatlarini tuzilishi

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

Kvant sonlar atomdagi elektronlarning holatini yani spini, energiyasi, fazodagi elektron bulutning hajmi va shakli hamda yadro atrofida bo'lish ehtimolligini ko'rsatadi.

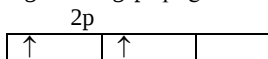
Atomning bir kvant holatdan ikkinchisiga o'tishida kvant son o'zgarib, elektron bulut o'z tuzilishini o'zgartiradi. Bunda atom energiya kvantlarini yutadi yoki chiqaradi.

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. $n=1, l=0, m=0$ elektrolardan 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 $1s^2 2s^2 2p^1$. Tashqi qavatdagi p-elektron uchun $n=2, l=1, m=-1, s=+1/2$ ga teng. Uglerodning elektron formulasi $1s^2 2s^2 2p^2$. Uglerodning p- pog'onachasidagi elektronlar 2 ta:

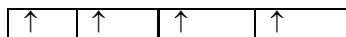


Bu elektronlar uchun $n=2, l=1, m=0$ yoki $m=-1$ va $s=+1/2$.

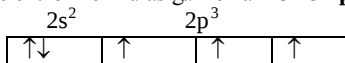
Xund qoidasi. Yadro zaryadi ortishi bilan elektronlarning kvant yacheykalarni to'ldirish spin kvant soni yig'indisi qiymati maksimal bo'lish tartibida amalga oshiriladi.

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. Uning elektron formulasi $1s^2 2s^1 2p^3$.



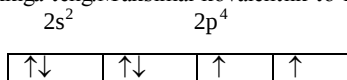
Azotning elektron formulasiga ko'ra $1s^2 2s^2 2p^3$.



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

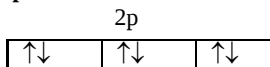
Azotdagi toq elektronlar soni 3 ta. Agar 2s va 2 p –pog'onachalar hisobga olinsa eng ko'p valentlik imkoniyati 4 ga teng bo'ladi. Shuning uchun azotning valentligi 5 bo'lishi mumkin emas.

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. Maksimal kovalentlik to'rtgacha boradi.



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:

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

Birinci energetik pog'onada 2 tagacha, ikkinchi energetik pog'onada 8 tagacha, uchinchi energetik pog'onada 18 tagacha, to'rtinchi energetik pog'onada 32 tagacha elektron bo'ladi.

$$l=0 \quad s\text{-pog'onachada} \quad N_0 = 2(2 \cdot 0 + 1) = 2$$

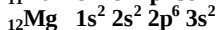
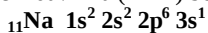
$$l=1 \quad p\text{-pog'onachada} \quad N_1 = 2(2 \cdot 1 + 1) = 6$$

$$l=2 \quad d\text{-pog'onachada} \quad N_2 = 2(2 \cdot 2 + 1) = 10$$

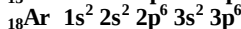
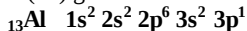
$$l=3 \quad f\text{-pog'onachada} \quad N_3 = 2(2 \cdot 3 + 1) = 14$$

Oxirgi elektroni tashqi pog'onaning s-pog'onasida joylashadigan elementlarni s- elementlar deyiladi. Ularga barcha davrlarning boshidagi 1- va 2- elementlari kiradi. Ularning umumiy soni 14 ta.

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

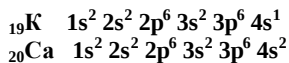


Al dan boshlab p-pog'onacha to'la boshlaydi. p-pog'onachaning to'lishi inert gaz Ar(18) gacha davom etadi.



Oxirgi elektronlari tashqi pog'onaning p-pog'onachasida joylashadigan elementlarni p- elementlar deyiladi. Ularda 1-davrdan boshqa davrlarning oxirgi 6 tadan elementlari kiradi. Ularning soni 30 taga etadi. 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 qavatcha to'la boshlaydi.



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

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

Klechkovskiyning I qoidasi. Atomning yadro zaryadi ortishi bilan elektronlarni pog'onachalarga to'ldirish ketma-ketligi bosh va orbital kvant sonlari 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.

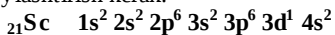
Agar 4p holat to'ldirilsa edi n=4, l=1, n+l=5. Klechkovski qoidasiga ko'ra 4s holat uchun n+l qiymati eng kichikligi ko'rinib turibdi.

21 element scandiy atomining tuzilishi qaralsa, bunda 3d, 4s, 4p pog'onachalar to'ldirilishi mumkinligi hisobga olinsa 3d uchun n=3 l=2 n+l=5. 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.

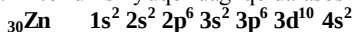
Elektron orbitalarda n qiymati qancha katta bo'lsa elektronning energiyasi shuncha yuqori bo'ladi. Kvant yacheykalarni elektronlar bilan to'ldirish Klechkovskiyni ikkinchi qoidasiga ko'ra olib boriladi.

Klechkovskiyni II qoidasi. Atomning yadro zaryadi ortishi bilan bosh va orbital kvant sonlari yig'indisi bir xil bo'lganda (n+l) elektronlarni pog'onachalarga to'ldirish bosh kvant sonining qiymati ortib borish tartibida amalga oshiriladi.

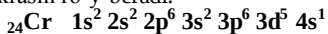
Sc atomida shu qoida amalga oshirilgan va elektronlarni d-pog'onachaga joylashtirish kerak.

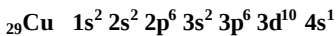


Oxirgi elektroni tashqaridan ikkinchi pog'onang d- pog'onachasida joylashadigan elementlarni d-elementlar deyiladi. Ular katta davrlarda s- va p- elementlar orasida joylashadi. Keyingi keladigan elementlarda elektronlarni to'ldirish yuqoridagi qoida asosida olib borilgan.



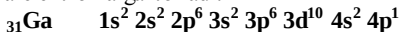
Sc - Zn orasida keladigan elementlar d-elementlar jumlasiga kirib, ularda elektronlarni to'lishi tashqaridan ikkinchi qobiqni joylanishi bilan amalga oshadi. Lekin 24 element Cr va 29 element Cu da bu qoidadan chetlanish ro'y beradi. Xrom va mis atomlarida elektronlarning 4s holatdan 3d holatga sakrashi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



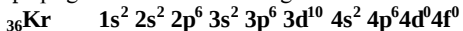


Xrom va misning bunday holati pog'onachalardagi elektronlarning s-dan d-ga o'tishida yuqori energetik barqaror holatga o'tishi bilan tushuntiriladi. Atomning ayni holatga o'tishida kamroq energiyali holatga o'tish kuzatiladi.

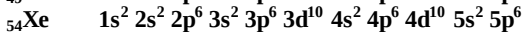
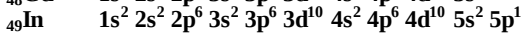
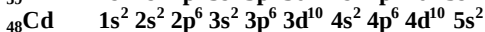
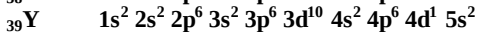
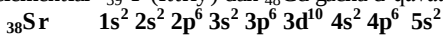
31 element galliy p-elementlar qatoriga kiradi. Shu tufayli galliyda p-pog'onacha elektronlarga to'radi:



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

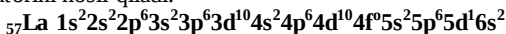


Beshinchi davr elementlari ^{37}Rb va ^{38}Sr s-elementlar qatoriga kiradi. Ularning atomlari quyidagi tashqi elektron konfiguratsiyaga ega: $5s^1$ va $5s^2$. Keyingi elementlar ^{39}Y (Ittriy) dan ^{48}Cd gacha d-qavat to'lishi davom etadi.

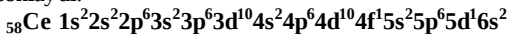


Oltinchi davr elementlari Cs va Ba boshlanib ular s-elementlarga kiradi. Bularda orbitallar $n+1$ orbit borish tartibida to'lib boradi. Bu elementlar tashqi elektron konfiguratsiyasi: $6s^1$ va $6s^2$.

6 davrning 3 guruh elementi qatoriga La kiradi. Bu element lantanoidlar qatorini hosil qiladi.

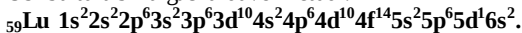


Lantanda 4f pog'onacha to'lishi kerak edi. Bu chetlanish vaqtinchalik sodir bo'ladi. Keyingi element seriydan boshlab 4f pog'onacha to'la boshlaydi:

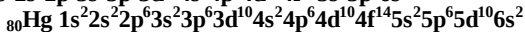
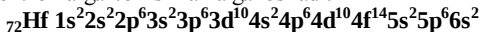


Oxirgi elektroni tashqaridan uchinchi pog'onaning f pog'onachasiga joylashadigan elementlarni f-elementlar deyiladi.

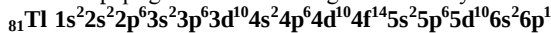
Ushbu tartib Lu gacha davom etadi:



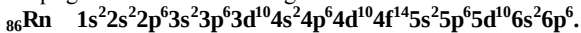
72 element gafniy d-element qatoriga kiradi. Hf dan Hg gacha d-pog'onani elektronlarga to'lishi amalga oshadi:



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

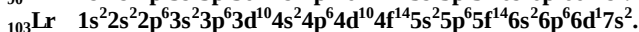
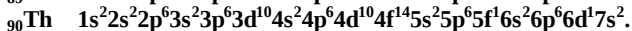
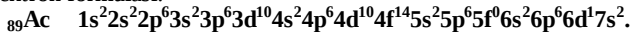


Bu pog'onachani to'lishi Rn gacha davom etadi.



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}Cr , ^{29}Cu , ^{41}Nb , ^{42}Mo , ^{44}Ru , ^{45}Rh , ^{47}Ag , ^{78}Pt , ^{79}Au), yana bir elementning tashqi qavatida elektron yo'q (^{46}Pd). 104 elementdan 109 elementgacha hozirgi paytda o'rganilgan. Ular d-elementlar qatoriga kirib radioaktiv elementlardir.

11- bob. Kimyoviy bog'lanish va molekula tuzilishi

11.1. Kimyoviy bog'lanishning tabiati

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

Kimyoviy bog'lanishning uchta asosiy turi ma'lum: kovalent, ion va metal bog'lanish.

Kovalent bog'lanish. O'zaro ta'sir etuvchi atomlar elektron bulutlarining umumlashuvi hisobiga vujudga keladigan bog'lanish kovalent bog'lanish deyiladi. Kovalent bog'lanishni tushuntiradigan ikkita usuli bor. Ularga: valent bog'lanish usuli (VBU), molekulyar orbitalar usuli (MOU) kiradi.

Bu bog'lanish VBUIDa quyidagicha tushuntiriladi:

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

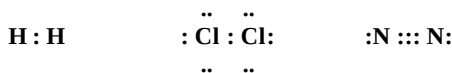


2) kimyoviy birikmada elektron bulutlar bir-birini qanchalik ko'p qoplasa, bog' shunchalik mustahkam bo'ladi.

Kovalent bog'lanishning ikki xil turi ma'lum: qutbli va qutbsiz kovalent bog'lanish.

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. Bunday holatda bog'lanuvchi atomlarning elektromanfiyligi bir xildir:

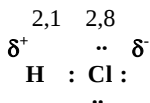
2,1 2,1 2,8 2,8 3,07 3,07



Bunda umumlashgan elektron jufti hech qaysi atom tomon siljimagan bo'ladi, chunki har ikkala atomning o'ziga elektronni tortish qobiliyati, ya'ni elektromanfiyligi bir xil.

Qutbli kovalent bog'lanish. Qutbli kovalent bog'lanishda elektron jufti (elektron buluti) elektromanfiyligi kattaroq element atom tomon siljigan bo'ladi. Bog'lovchi elektron juftining siljishi polarizatsiya (qutblanish) deyiladi. HCl molekulasida bir taraflama qutblanish bo'lgani uchun xlor yadrosi yaqinidagi elektron bulut zichligi katta. Molekuladagi musbat (+) va manfiy (-) elektrik markazlari bitta nuqtaga tushmaydi. Ular bir-biridan qandaydir ma'lum masofaga siljigan bo'ladi. Molekula kichik elektrik dipolga aylanadi. Natijada molekulaning bir qismi (+) musbat, ikkinchi qismi

(-) manfiy zaryadlangan bo'lib qoladi. Molekulaning ionlilik darajasi 18% ga teng. Demak, bu molekulada 82% boglanish kovalent tabiatlidir:



Molekuladagi bunday bog'lanishlar polyar yoki geteropolyar bog'lanishlar deyiladi.

H₂O, **H₂S**, **HCl**, **NH₃**, **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 qutbliligi dipolning elektr momenti (e·l) yoki dipol momenti bilan o'lchanadi: $\mu = q \cdot l$; q-atomlardagi effektiv zaryadi (kulonlarda o'lchanadi); l- qutblararo masofa (m).

Dipol momenti debaylarda (D) o'lchanadi (golland fizigi Debay sharafiga). $1D = 10^{-18}$ elektrostatik zaryad birligiga yoki $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$ kulon·metrga teng. SI birligida dipol moment kulon·metr (Kl·m) ifodaladi.

Molekula tarkibidagi bog'larning dipol momenti vektor yo'nalishiga qarab molekulada qutblilik ozgarishi mumkin. Ikkita turli atomlardan tuzilgan molekulalar turlicha nisbiy elektomanfiylikka ega bo'lsa ular qutbli molekula hosil qiladi. Masalan, **HCl**, **HBr**, **HI** molekulalarining dipol momenti 1,04; 0,79 va 0,87 D tashkil etib, atomlarning elektromanfiyliklari zaiflanishi bilan kamayadi.

BeCl₂, **CO₂**, **BeH₂**, **BF₃**, **SO₃** kabi molekulalar simmetrik tuzilishga ega, shuning uchun ularning dipol momenti nolga teng. Bu molekulalarda bog'larning vektorlari yig'indisi ham nolga teng. **NH₃** ($\mu = 1,46$ D), **H₂O** ($\mu = 1,84$ D), brombenzol ($\mu = 1,64$ D), asetonitril ($\mu = 3,90$ D) qutbli molekulalardir. **CO₂** va **SO₂** molekulalarida E-O bog'i qutbli, manfiy qutb kislorodga yaqin joylashgan. Lekin **CO₂** ning qutbsiz bo'lishi uning molekulasini chiziqli tabiatidan kelib chiqadi. Chiziqli molekulada vektorlar yig'indisi nolga teng bo'lib qoladi. **SO₂** –molekulasi burchakli tuzilishga ega bo'lgani uchun vektorlar yig'indisi nolga teng bo'lmaydi.

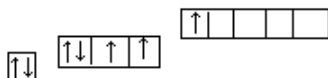
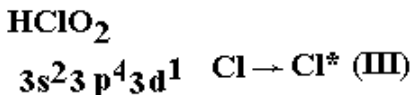
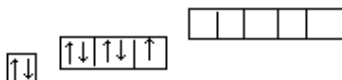
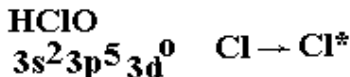
CH₄, **CCl₄** molekulari qutbsiz bo'lgan holda **CHCl₃** ($\mu = 1,15$ D), **CH₂Cl₂** ($\mu = 1,58$ D) va **CH₃Cl** ($\mu = 1,97$ D) molekulari qutbli tabiatga egadir.

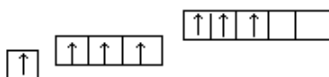
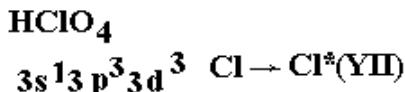
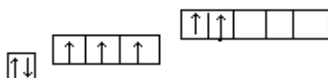
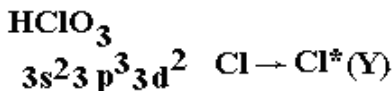
CO_2 va CH_4 larda uglerod atomi qo'zg'algan holatga o'tganligi uchun 4 ta kovalent bog' hosil qiladi. Bunda bog' hosil bo'lish jarayoni ko'p energiya ajralib chiqishi bilan boradi:



Kislorod va fluor 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 qoplaymaydi va shuning uchun yangi bog' hosil bo'lmaydi. Kislorod atomida faqat ikkita, fluor atomida bitta juftlashmagan elektron bor. Bu elementlar uchun doimiy valentlik xarakterli bo'lib, u kislorod uchun doimiy ikkiga va fluor uchun birga tengdir.

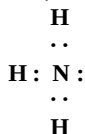
Atomlarning juft elektronlarini qo'zg'algan holatga o'tishi hisobiga. III va boshqa davr elementlari d pog'onachadagi elektronlarni qo'zg'olgan holatda keyingi pog'onaning s-, p- va d- pog'onachalariga o'tkazilishi mumkin. Bunda juftlashmagan elektronlar soni ortadi. Masalan: xlorning qo'zg'almagan holatda bitta juftlashmagan elektroni bor:





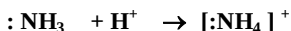
Shuning uchun fluor atomidan farq qilib, xlor 1, 3, 5, 7 valentli bo'lishi mumkin. Oltinugurt atomida 3d pogonacha ham bor va u 4, 6 valentliklarni ham namoyon qiladi - SO_2 , SCl_4 , SF_6 .

Donor akseptor bog'lanish hisobiga. Ko'pchilik holatlarda kovalent boglanishlar juftlashmagan elektronlarning juftlashishlari tufayli sodir bo'ladi. Masalan, ammoniy ioning hosil bo'lishi qaralsa:



Bu yerda azot atomi bog' hosil qilishda beshta elektroni bilan, uchta vodorod atomi bo'lsa bittadan elektroni bilan bog' hosil qilishda ishtirok etgan. 8 ta elektron dan 6 tasi 3 ta kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etadi. Lekin ikkita 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: H^+

Shuning uchun ham ammiakning vodorod ionini 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:

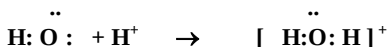


Bunda kovalent bog'lanish oldin azot (donor)ga tegishli elektronlar hisobiga vodorod atomi (akseptor)dan orbital berilishi hisobiga hosil bo'ladi.

Bir atomning bo'linmagan elektron jufti, ikkinchi atomning esa bo'sh orbitali hisobiga hosil bo'lgan kovalent bog'ni donor akseptor bog'lanish deyiladi.

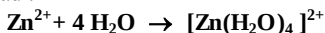
Tajribalar natijasida to'rttala N-H bog'lari ham bir xilligi topilgan. Bundan donor-akseptor bog'lanish tufayli hosil bo'lgan boglar juftlashgan elektronlar hisobiga hosil bo'lgan bog'lardan farq qilmaydi degan xulosa kelib chiqadi.

Suv molekulasidagi kislorod ikki juft bo'linmagan elektronlarga ega. Agar suvga H^+ ioni ta'sir ettirilsa, unda kisloroddagi bo'linmagan elektronlar jufti hisobiga yangi donor akseptor bog' yuzaga keladi:



Ana shunday bog'lanish hisobiga gidroksoniy ioni hosil bo'ladi. Gidroksoniy ionidagi musbat zaryad butn ionga tegishli. Protonning o'zi juda kichik o'lchamga ega u erkin holda mavjud emas. U suv molekulasiga birikkanligi tufayli endi barqaror bo'lib qoladi.

Suv molekulasida ham metal ionlari atrofida tortilib koordinatsion bog' hosil qilishi mumkin. Metall ionlarining gitratlanishi hisobiga akva komplekslar hosil bo'ladi:



Hosil bo'lgan kompleks birikmada to'rtta donor-akseptor bog'i yuzaga kelgan. Bunda Zn^{2+} ioni elektronlar akseptori, suv molekulari bo'lsa elektronlar donoridir. Ana shunday donor akseptor bog'lar barcha kompleks kation va anionlarda yuzaga kelib kompleks ionlarni hosil qiladi.

Donor-akseptor bog'lar nitrat kislota va uning tuzlarida, ammoniyli tuzlarda, barcha kompleks birikmalarda uchraydi.

Kovalent bog'lar:

- 1) qo'zg'almagan atomdagi juftlashmagan elektronlar;
- 2) qo'zgalgan atomdagi elektronlar juftining yakkalanishi;
- 3) donor-akseptor usulida hosil bo'lishi mumkin.

Kovalent bog'ning to'yinganligi. Ayni atomning kovalent bog'lari soni chegaralangan. U valent orbitalalar soni bilan aniqlanadi, bu orbitalalar soni kovalent bog' hosil qilishdagi energetik jihatdan qulay holatlar sonidir. Kvant-mexanik hisoblashlar bunday orbitalarga tashqi s-, p- va tashqaridan ikkinchi d- orbitalar kirishini ko'rsatadi.

I davr elementlarining maksimal kovalentligi birga teng. Chunki bu davr elementlarida birgina orbital va unda eng ko'p ikkita elektron bor.

II davr elementlarida maksimal kovalentlik 4 ga boradi. Bu davr elementlarida eng ko'p orbitalar soni 4 taga etadi ($2s2p$).

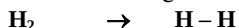
III va keyingi davr elementlarida kovalent bog' hosil qilishda s-, p-hamda d- orbitalar ishtirok etadi. D- elementlarning shunday birikmalari borki, bunda kovalent bog' hosil qilishda s, p ($4ta$) va d ($5ta$) orbitalar ishtirok etadi va maksimal valentligi 9 ga teng bo'ladi.

Atomning ma'lum bir kovalent bog'lar hosil qilish qobiliyati kovalent bog'ning to'yinganligi deyiladi.

Kovalent bog'ning yo'nalganligi. 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 - σ (s-s), π (p-p) va Δ (d-d) bog'larga bo'linadi.

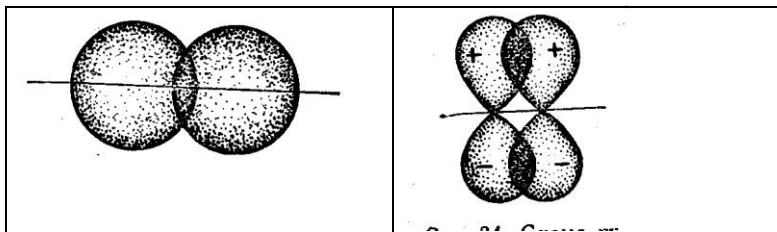
s - s bog'lanish o'zaro birikuvchi atomlar orasida birgina valent chiziq bilan tasvirlanadigan yakka bog'lanish hosil bo'lganda s elektron bulutlarning o'zaro qoplanish fazosi atom markazlarini tutashtiruvchi chiziqda yotsa hosil bo'ladi. Masalan, H_2 molekulasida (13-rasm) hosil bo'lishida ikkita s - elektronlarning o'zaro qoplanishi amalga oshadi.

s - orbitalarning elektronlari σ bog'lanishda ishtirok etadi:



p - p bog'lanishda elektron bulutlarning qoplanish fazosi atom markazlarini tutashtiruvchi chiziqning ikki tarafida (14 rasm) yotadi.

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



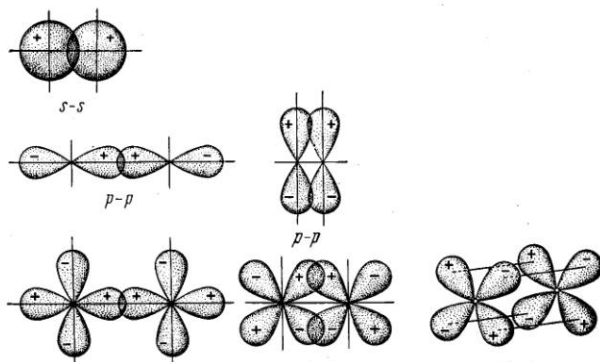
13-rasm. Vodorod molekulasida hosil bo'lishida atomlar elektron bulutlarining qoplanishi.

14-rasm. π -bog' hosil bo'lishida elektron bulutlarni qoplanishi.

σ -bog'lanishda p-elektronlar ham ishtirok etadi. HF molekulasida vodorodning bitta s elektroni va fluorning p-elektroni bitta sigma bog' hosil

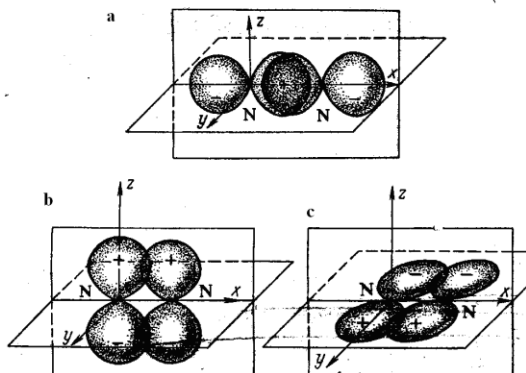
qiladi. F_2 molekulasida ikkita p-elektron σ bog' hosil qilib ikkita atomni bog'laydi.

d-elektronlar ham σ , π - va Δ -bog'lar hosil qilishda (15-rasm) qatnashadi.



15-rasm. σ -, π - va Δ - bog'larning hosil bo'lishida elektron bulutlarning qoplanish sxemasi.

Azot molekulasining hosil bo'lishini ko'rib chiqamiz (16-rasm). Har bir azot atomi uchadan p-elektronlarga ega. Elektron bulutlar o'zaro perpendikulyar uch xil yo'nalishda bir-birini qoplagan. Bu bog'lar bir xil emas: bittasi σ (a) ikkitasi esa π (b,c) bog. Demak, azot molekulasining hosil bo'lishida uch bog' ishtirok etadi.



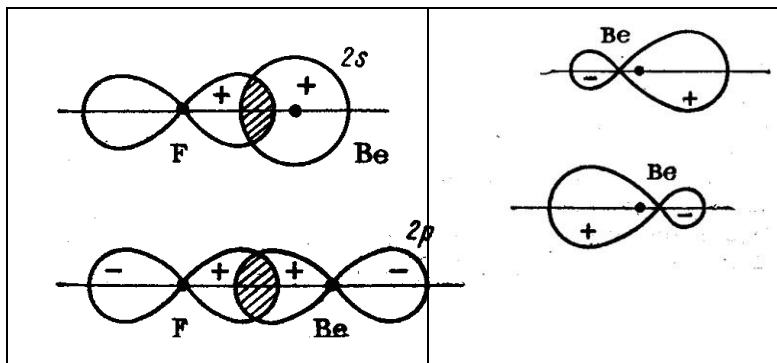
16-rasm. Azot molekulasidagi 2p-elektron bulutlarning qoplanishi.

11.3. Gibridlanish nazariyasi

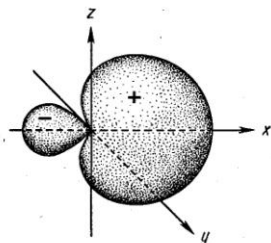
Atomlar orasidagi boglanish odatda har xil energetik holatlarda bo'lgan elektronlar orasida yuzaga keladi. Atom orbitallarning orniga hosil bo'lgan gibrid orbitallar molekula hosil qilishda bir-birini yaxshi qoplashi kimyoviy bog'ning mustahkam bo'lishiga va molekulaning energetik barqaror bo'lishiga sabab bo'ladi.

Valent orbitallarning gibridlanish nazariyasi 1934 yilda J.Slater va L. Poling tomonidan ishlab chiqilgan. Bu nazariyaga ko'ra kimyoviy bog' aralash yoki gibrid orbitallar hisobiga amalga oshadi. Gibridlanish jarayonida orbitallarning energiyasi va shakli o'zgaradi. Gibrid orbitallarning qoplanishidagi yuza alohida olingan orbitallardan ko'ra ko'proq bo'ladi. Gibridlanish jarayonida dastlabki atom orbitallarning soni o'zgarmay qoladi.

sp- gibridlanish. Masalan, BeF_2 molekulasi (17- rasm) 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 bir elektronga va 2p holatda bir elektronga ega bo'lib, bu elektron bulutlarning qo'shilishidan sp gibridlanish yuzaga keladi. Shunday qilib, berilliy xlorid molekulasi chiziqli tuzilishga ega. Valent bog'lar orasidagi burchak 180° . Shu tariqa yuzaga kelgan bog'lanish sp-gibridlanish (17- va 18-rasmlar) deyiladi.



17-rasm. BeF_2 molekulasi hosil bo'lishida 2s- va 2p-orbitallarining qoplashi.



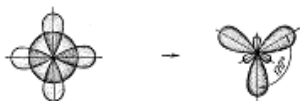
18. rasm. sp -gibrid orbitallarining alohida hosil bo'lish sxemasi.

sp^2 gibridlanish. Bor ftorid molekulasida 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 bitta s va ikkita p orbitallar ishtirokida hosil bo'lsa, bunday gibridlanish sp^2 gibridlanish (19-rasm) deyiladi. BCl_3 , SO_3 , $CH_2=CH_2$ molekulalarida sp^2 gibridlanish mavjud.

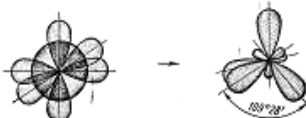
sp^3 -gibridlanish. Metan va uglerod(IV) xlorid molekulalarida esa bog'lanish hosil qilishda markaziy atom uglerod bo'lib, u qo'zg'algan holatda bir s va uchta p elektronga ega. Shuning uchun ham metanda markaziy atom sp^3 (19-rasm) gibridlangan. Molekula tetraedrik tuzilishga ega, valent burchaklar bo'lsa $109^\circ 28'$ ni tashkil etadi.



(s+p)orbitallar 2 ta sp -orbital



(s+p+p) orbital 3 ta sp^2 orbital



(s+p+p+p) orbital 4 ta sp^3 -orbital

19-rasm. Valent orbitallarining gibridlanishi.

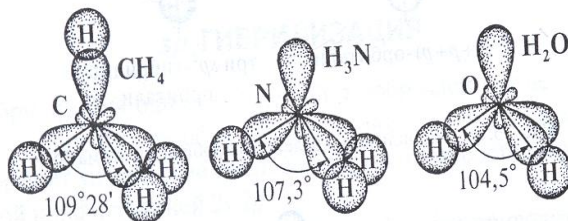
22- jadval. Turli molekullarning geometrik shakli va gibrirlanish turi

Gibrid l. turi	Molerkulaning geometrik shakli	Markaziy atomning joylanishi*	Valent burchak, °	Misollar
sp	Chiziqli	A-E-A	180	F-Be-F
sp	Chiziqli	A-E-A	180	O=C=O
sp	Chiziqli	A-E-B	180	H-C≡N
sp ²	Tekis uchburchak	EA ₃	120	BCl ₃ , SO ₃ , BF ₃
sp ²	Burchakli	EA ₂ (:) EA ₂ (:)	120dan kam	SO ₂
sp ²	Burchakli	AEB (:)	130	H ₂ SO ₃
sp ²	Burchakli	EA ₂ (:)	120dan	[NO ₂] ⁻
sp ³	Burchakli	EA ₃ (::)	kam	
sp ³	Burchakli	EAB(::)	120	
sp ³	Trigonal piramida	EA ₃ (:)	104,5	H ₂ O
sp ³	Trigonal piramida	EA ₃ (::)	104, 107,3	HOCl
sp ³	Tetraedr		104,5; 100 106	NH ₃ , H ₃ O ⁺ , PCl ₃
sp ³	Tetraedr	EA ₄	109°28	HClO ₃ CH ₄ , CF ₄ , CCl ₄ , SiH ₄ , SiCl ₄
		EABCD	109°28	HClO ₄ , H ₃ PO ₄ H ₂ SO ₄
dsp ²	Tekis kvadrat	EA ₂ B ₂		Pt(NH ₃) ₂ Cl ₂
sp ³ d	Trigonal bipiramida	EA ₅		PF ₅ , PCl ₅
sp ³ d ²	oktaedr	EA ₆		K ₃ [FeCN] ₆ Ba ₂ [XeO ₆]

(:) bo'linmagan elektronlar jufti.

Markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar juftining molekula tuzilishiga ta'siri. Metan, suv va ammiak molekullari (20-rasm) valent burchaklar qiymati metanda 109°28', ammiakda 107,5° va suvda 104,5°. Valent bog'lanishlar nazariyasiga ko'ra buning sababi, markaziy atomdagi bo'linmagan elektron juftlarning ta'siridir. Ammiak va suv qatorida markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar jufti bir juftdan to ikki juftgacha ortadi. Ana shu tufayli valent burchaklarda qisqarish kuzatiladi. Markaziy

atomning gibrirlanishi va undagi bo'linmagan elektronlarning molekula tuzilishiga ta'siri 22-jadvalda keltirilgan.



20-rasm. Metan, suv va ammiak molekulasidagi kimyoviy bog'larning hosil bo'lishi.

sp- gibrirlanish kuzatilgan BeF_2 , CO_2 molekulari chiziqli tuzilishga ega valent burchaklar 180° ga teng. Agar markaziy atom atrofida EA_3 holatda bog'lanish amalga oshsa, markaziy atomning hosil qilgan burchaklari tekis uchburchak bo'lib, burchak 120° ga teng. Bunday molekularlar odatda qutbsiz tabiatga ega. Masalan, BF_3 , SO_3 va boshqalar.

Agar markaziy atom atrofida ikkita bir xil atom joylashgan va markaziy atomda bir juft bo'linmagan elektron mavjud ($:\text{EA}_2$) bo'lsa, burchaklar ozgarib molekula qutbli bo'lib qoladi. Shunday bog'lanish SO_2 , NO_2 , H_2SO_3 va HNO_2 molekularida kuzatiladi.

sp^3 gibrirlanish markaziy atom to'rtta bir xil yoki xar xil atomlar bilan o'ralganda va bog'lanmagan elektronlar jufti bo'lmaganda hosil bo'lsa (CCl_4 , CF_4 , CH_4 , HClO_4 , H_2SO_4 , H_3PO_4), markaziy atom atrofida undan kamroq atomlar joylashsa ham gibrirlanish sp^3 , lekin markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar jufti hisobiga valent burchaklarda o'zgarish kuzatiladi (NH_3 , HClO , HClO_2 , H_3O^+ , PCl_3).

11.4. Kimyoviy bog'ning asosiy tavsiflari

Kimyoviy bog'ni tavsiflaydigan kattalikar qatoriga bog'ning uzunligi, bog'lar orasidagi burchak (valent burchaklar), bog'lanish energiyasi va bog'lanish tartibi kiradi.

Bog'ning uzunligi bog'lanishda ishtirok etgan atomlarning yadrolari orasidagi masofadir. Bog'larning uzunligi nanometrda (nm) yoki $\text{\AA}$ da o'lchanadi.

Atomlardagi bog'lanishda bir atom turli xil atomlar bilan bog'langan bo'lsa ularning uzunligi ham o'zgaradi. Masalan, **C-F**, **C-Cl**, **C-Br**, **C-I** bog'larida eng qisqa bog' **C-F** hisoblanib, uning uzunligi 0,138 nm, eng uzuni esa **C-I** hisoblanib, uning uzunligi 0,214 nm ga teng. Atomlar orasidagi bog'larning soni ortgani sari ularning qisqarishi (23-jadval) ko'rinib turibdi. Agar oddiy bog', qo'sh bog' va uch bog' solishtirilsa ularning ichida eng qisqasi uch bog' hisoblanadi (**C-C** da 0,154 nm dan **C≡C** da 0,120 nm gacha o'zgaradi). Oddiy va qo'sh bog'larning o'zgarishi **C-F**, **H-H**, **O=O** va **N≡N** qatorda hisobga olinsa, bog'larning uzunligi 0,142; 0,074; 0,0121; 0,110 nm gacha kamayadi.

Bog'larni hosil qilishda har xil atomlar qatnashganda ham ularning orasidagi bog'lar uzunligi har lil ekanligini ko'rish mumkin: **C-O**, **O-H**, **S=O**, **N-H**, **N=O** bog'larining uzunligi mos ravushda 0,116; 0,095; 0,143; 0,101; 0,115 nm ni tashkil etadi.

Kimyoviy bog'ni uzish uchun zarur bo'ladigan eng kam energiyaga bog'lanish energiyasi deyiladi.

Bog'lanish energiasi kJ/mol da o'lchanadi. Bog'lanish energiyasi qancha katta bo'lsa bog' shuncha mustahkamdir. Agar oddiy, qo'sh bog' va uch bog' solishtirilsa ularning ichida eng bog'lanish energiyasi yuqorisi va mustahkami uch bog' hisoblanadi. Masalan, **C-C**, **C=C**, **C≡C** qatorida 486,2 kJ/mol dan 945,3 kJ/mol gacha o'zgaradi. Agar bog'lanuvchi atomlarning turi o'zgarishi bilan bog'ning barqarorligi ham o'zgaradi. Masalan, **C-F** va **C-I** bog'larining barqarorligi solishtirilsa ularning ichida eng barqarori **C-F** bog'idir (486,1 kJ/mol).

Kimyoviy bog'lanishlar orasidagi burchak valent burchaklar deyiladi.

Kimyoviy bog'lanishlar yoki valent burchaklar molekullarning fazoviy tuzilishiga bog'liq. Molekulada bog'lanmagan elektronlar juftini bo'lishi valent burchaklarga ta'sir etadi (23-rasm).

Masalan, suv burchakli tuzilishga ega. Valent burchaklar $104,5^\circ$. Suv molekulasida ikki juft bo'linmagan elektronlar jufti bor. Ammiakda bo'linmagan elektronlar jufti faqat bir juft, shuning uchun valent burchaklar $107,5^\circ$. Metan molekulasida bo'lsa bo'linmagan elektronlar jufti yo'q shu tufayli valent burchaklar $109^\circ 28'$. Markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar juftini ortishi valent burchaklarni kamayishiga olib kelar ekan.

23- jadval. Kimyoviy bog'larning uzunligi va bog'lanish energiyasi

Bog'lanish turlari	Birikmalar	Bog'larning uzunligi, nm	Bog'lanish energiyasi, kJ/mol
C-C	alkanlar	0,154	486,2
C=C	alkenlar	0,134	587,3
C≡C	alkinlar	0,120	822,1
F-F	F ₂	0,142	155
H-H	H ₂	0,074	436
O=O	O ₂	0,121	493,6
N≡N	N ₂	0,110	945,3
C-F	CHF ₃	0,138	486,1
C-Cl	CHCl ₃	0,176	316,8
C-Br	CBr ₄	0,194	264,4
C-I	Cl ₄	0,214	197,3
C-O	CO ₂	0,116	798,8
O-H	H ₂ O	0,095	460,2
S=O	SO ₂	0,143	526,2
N-H	NH ₃	0,101	384,6
N=O	NO	0,115	624,5

Atomlarning orasidagi boglanishlar soni bog'ning karraligidir.

Bunday bog'lanishlar bir bog', ikki bog'(qo'sh bog') yoki uch bog' bo'lishi mumkin. Boglanish karraligining ortishi bog'ning qisqarishiga va uning bog'lanish energiyasining ortishiga olib keladi. Oddiy bog'dan ko'ra qo'sh bog', undan ko'ra uch bog'ning uzulishi qiyin. Shuning uchun ham azot molekulasini kimyoviy reaksiyalarga qiyin kirishadi. Uni uzish ancha mushkul hisoblanadi.

11.5. Molekulyar orbitallar usuli

Valent bog'lanishlar usuli, elektron orbitalarning gibridlanish usuli bilan uyg'unlashgan holda turli tuman moddalarning tuzilishi, molekuladagi valent bog'larning yo'nalishi, molekulalarning geometriyasini juda ko'p moddalar uchun to'g'ri tushuntiradi. Valent bog'lanishlar usuli quyidagi kamchiliklarga ega:

- ba'zi moddalarda elektron juftlar yordamisiz bog'lanish yuzaga kelib chiqadi. Masalan, XIX asrning oxirida Tomson molekulyar vodorod ionini vodorod (H₂⁺)molekulasini elektronlar bilan bombardimon qilib oldi. Bunga

asoslanib 2 yadro bir-biri bilan birgina elektron yordamida bog'langan bo'lsa degan xulosa kelib chiqadi.

-tarkibida toq elektronlar bo'lgan moddalarga 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 bera olmaydi.

-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 orbitalar nazariyasi nomini oldi.

Molekulyar orbitalar nazariyasini yaratishda atom orbitalarning 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 orbitalar ta'sirida bo'lishi e'tiborga olinadi.

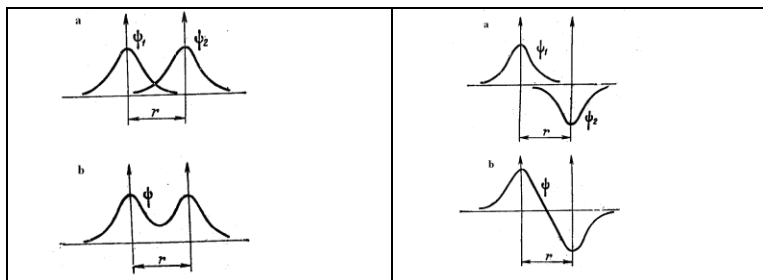
Molekulyar orbitalar (MO) usulining bir necha turlari bor. Atom orbitalarining chiziqli kombinatsiya usuli (AOCHK) eng ko'p qo'llaniladi. Bu usulda elektronning molekulyar to'lqin funksiyasi, o'sha molekulani tashkil etgan barcha atomlardagi elektronlarning to'lqin funksiyalaridan kelib chiqadigan chiziqli kombinatsiya, ya'ni molekulyar orbitalarni tasvirlovchi funksiyalarni molekulani tashkil etgan atomning funksiyalarini bir-biriga qo'shish va bir-biridan ayirish natijasida topiladi.

Agar biz tarkibida bitta elektron va ikkita yadro bo'lgan molekulani nazarda tutsak, ayni sistemada elektron harakatini ikkita to'lqin funksiya bilan izohlash mumkin.

Bog'lovchi simmetrik funsiya: $\omega_1 = C_1 \varphi_1 + C_2 \varphi_2$

Bo'shashtiruvchi antisimmetrik funksiya: $\omega_2 = C_1 \varphi_1 - C_2 \varphi_2$

C_1, C_2 - koeffitsientlar; φ_1, φ_2 - ayni elektronning birinchi va ikkinchi yadroga oid to'lqin funksiyalari; ω_1 - simmetrik funksiya (21- rasm a va b); ω_2 - antisimmetrik funksiya (21- rasm a va b).



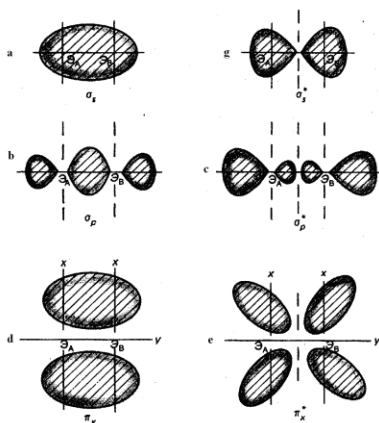
21-rasm. 1s-atom orbitallardan bog'lovchi (chapdagi a va b) va bo'shashtiruvchi (o'ngdagi a va b) orbitallarning hosil bo'lishi.

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 (22- rasm g, c, e) mos keladi. Bunday molekulyar orbitalda ikkita yadro oralig'ida elektronlarning zichligi juda kichik bo'ladi. Bunday orbital molekulaning turg'unligini kamaytiradi.

Agar elektronning harakati simmetrik funksiya bilan ifodalansa, elektron buluti yadrolar orasida juda zich holatni egallaydi (22-rasm a, b, d), 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 birgina bo'shashtiruvchi orbital hosil bo'lsa, u bir 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 **φ** 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.



22-rasm. Ikki atomli molekulalarning molekulyar orbitallari: a,b - bog'lovchi σ -molekulyar orbitallar; g,c - bo'shashtiruvchi σ -molekulyar orbitallar; d- bog'lovchi π - va c-bo'shashtiruvchi π - orbitallar.

Molekulada elektronning harakat momenti proeksiyasini atom yadrolarini bo'shashtiruvchi o'zga 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 2 ga teng.

$\lambda = \pm 1$ bo'lsa, π -holat deyiladi. Bu holatda eng ko'pi bilan 4 ta elektron joylanishi mumkin.

Molekulyar orbitallarning elektronlar bilan to'lib borishi ham xuddi atom orbitallardagi kabi Pauli prinsipiga va Xund qoidasiga bo'ysinadi. MO usulida bog'lovchi orbitallardagi elektronlar soni bo'shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar sonidan ko'p bo'lsa, kimyoviy bog' hosil bo'ladi. Kimyoviy bog'lar tartibi (BT) quyidagi formula bo'yicha hisoblanadi:

$$BT = \frac{n_{\text{bog' e}} - n_{\text{bo'shash e}}}{2}$$

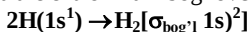
$n_{\text{bog' e}}$ – bog'lovchi orbitallardagi elektronlar soni;

$n_{\text{bo'shash e}}$ – bo'shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar soni;

$\lambda = 0$, bo'lgan holat uchun 1 s -atom orbitallardan elektronlarni bog'lovchi molekulyar orbitallarga o'tishi kimyoviy bog'ni yuzaga keltiradi

va jarayonda energiya ajralishi sodir bo'ladi. Agar 1s atom orbitallardan elektron bo'shashtiruvchi molekulyar orbitalarga o'tganida esa energiya sarflanishi kerak bo'ladi. Shu sababli ham $\sigma_{\text{bogl. 1s}}$ ga elektron joylanishi kam energiya talab qiladi.

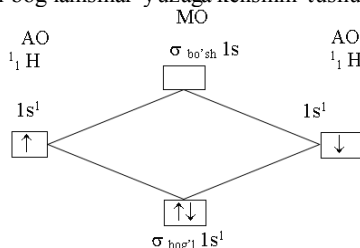
1. Vodorod molekulasining hosil bo'lishini molekulyar orbital usulida quyidagicha tushuntirish mumkin: Ikkita vodorod atomining har biri 1s elektronga ega va bittadan elektron orbital mavjud. Molekulyar orbitallarda ham bitta boshashtiruvchi va ikkinchisi bog'lovchi orbitalga ega bo'lib, ikkala elektron ham bog'lovchi orbitalga joylashadi:



bog'lanish tartibi l ga teng:

$$BT = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

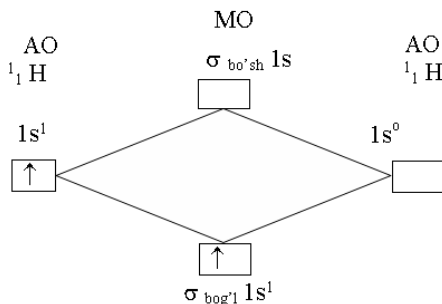
Vodorod molekulasini hosil bo'lishida 435 kJ/mol issiqlik ajralib chiqadi. Demak, bog'lovchi orbitallarda birgina elektron bo'lsa ham u bog'lanishni yuzaga keltiradi. Shuning uchun ham molekulyar orbitallar usuli birgina elektron bilan ham bog'lanishlar yuzaga kelishini tushuntira oladi.



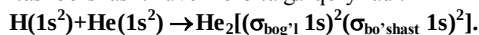
2.Molekulyar vodorod ioni. Agar H_2^+ ioninhg hosil bo'lishi qaralsa, $\text{H}(1s^1) + \text{H}^+(1s^0) \rightarrow \text{H}_2^+[(\sigma_{\text{bog'1 1s}}^1)]$.

Bu holda molekula hosil bo'lishida birgina elektron ishtirok etgan va u ham bog'lovchi orbitalga joylashgan.

$$\text{Molekulyar vodorod ioni uchun } (\text{H}_2^+), BT = \frac{1 - 0}{2} = 0,5.$$



1. **He₂ molekulasi**ni hosil bo'lishida har bir geliy molekulasidan ikkitadan elektron ishtirok etib, ulardan ikkitasi bog'lovchi orbitalga va ikkitasi bo'shashtiruvchi orbitalga qo'yiladi.

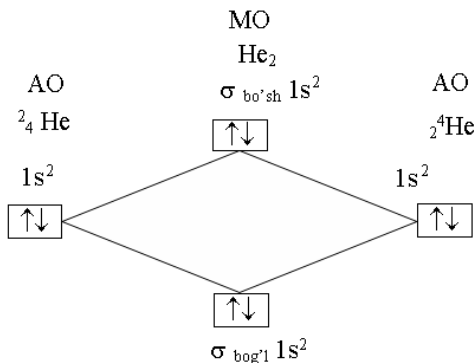


Bu jarayonda ham 259 kJ/mol issiqlik ajralib chiqadi.

Bu molekulani hosil bo'lishida bir bog'lovchi orbital ta'sirini ikkinchi bo'shashtiruvchi orbital yo'qqa chiqazgani uchun, He₂ dagi bog'lanish tartibi :

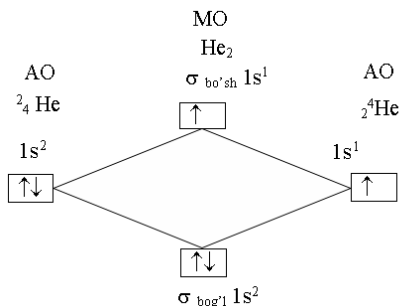
BT= 2-2/2=0 , ya'ni bunday molekula mavjud emas.

Geliy molekulasi molekulyar orbitallarda hosil bo'lishi:



3. **He₂⁺ ioning** hosil bo'lishida molekulyar orbitallar quyidagicha yoziladi:

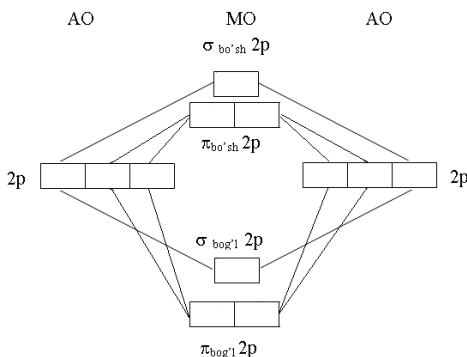




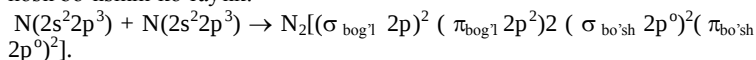
Molekulyar geliy ioni hosil bo'lishida 293 kJ/mol issiqlik ajraladi.

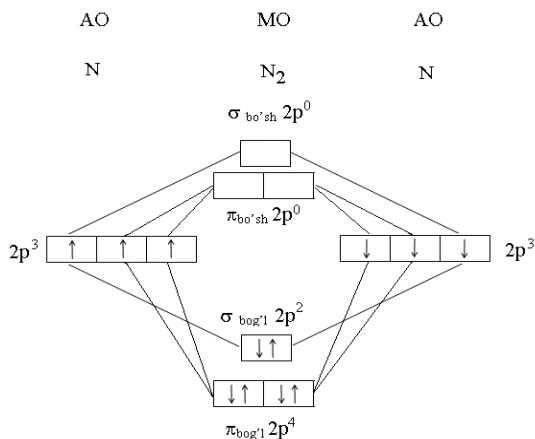
$$BT = 2 - 1/2 = 0,5$$

$\lambda = \pm 1$ bo'lganda, π holat uchun molekulyar orbitallarning hosil bo'lishida uchta bog'lovchi orbitallar va uchta bo'shashtiruvchi orbitallar ishtirok etadi. Ulardagi elektronlarning eng ko'p miqdori 6 tagacha boradi. Ana shulardan bitta bog'lovchi va bitta bo'shashtiruvchi orbital σ orbital hisoblanadi. Bog'lardan ikkitadan bog'lovchi va bo'shashtiruvchi orbitallar π ga tegishli.



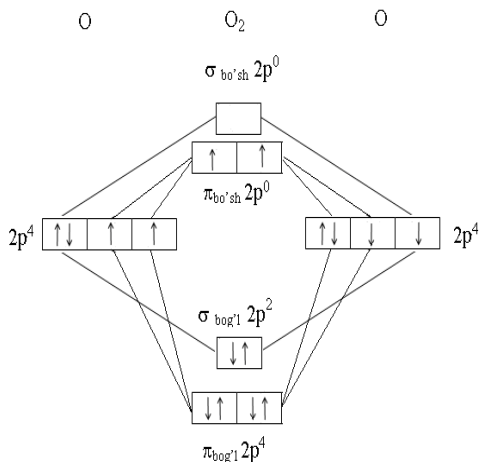
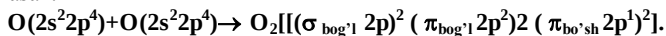
Masalan, azot molekulasining molekulyar orbitallar usulida bog'lanish hosil bo'lishini ko'raylik:





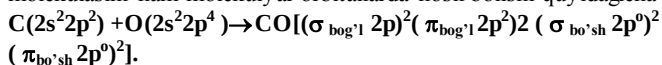
Azot molekulasi uchun bog'lanish tartibi $6-0/2=3$ ga teng.

Molekulyar orbitallar usulini O₂ molekulasining hosil bo'lishiga qo'llasak.



Bo'shashtiruvchi ($\sigma_{\text{bo'sh}} 2p$) orbitalardagi ikkita toq elektronlar kislorod molekulasi qattiq va suyuq holda magnit xossalarini to'g'ri tushuntiradi.

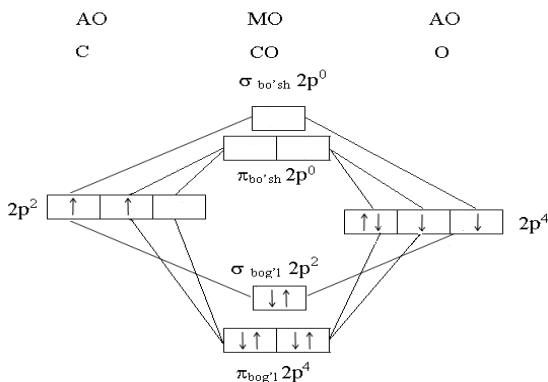
Shunga o'xshash agar ikkita har xil atomdan tashkil topgan CO molekulasi ham molekulyar orbitalarda hosil bolishi quyidagicha bo'ladi:



CO molekulasi ham barcha elektronlar bog'lovchi orbitalarga joylashgani uchun bog'lanish tartibi $6-0/2=3$ ga teng. Demak, CO da bog'lanish uch bog' holatida ekanligini ko'rish mumkin.

Demak, molekulyar orbitalar usuli molekularning tuzilishi va xossalarini to'g'ri tushuntiradi.

Molekulyar orbitalarning afzalliklari. Valent bog'lanishlar usulidan molekulyar orbitalar usuli bir qancha afzalliklarga ega:



-bu usul har qanday yadrolar sistemasi va elektronlar barqarorligini tushuntira oladi;

-molekulyar orbitalar usuli molekularning va kompleks birikmalarning magnit va optik xossalarini to'g'ri tushuntiradi;

-molekuladagi har bir elektronning holatini baholash imkoniyatini beradi.

11.6. 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.

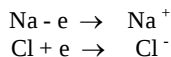
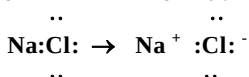
2,81 2,81

Cl : 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 mexanizmiga 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 $\mu = 0$ bo'lsa, qutbsiz kovalent bog', $0 < \mu < 4$ bo'lsa, qutbli kovalent bog', $\mu > 4$ ion bog'lanish yuzaga keladi.

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^+ ioni atrofida eng ko'p 6 ta Cl^- ioni Cs^+ ioni atrofida esa ko'pi bilan 8 ta Cl^- ioni bo'ladi.

Biri musbat, biri manfiy iondan iborat ion bog'lanishli molekular odatdagi sharoitda yakka-yakka holda mavjud bo'la olmaydi. Ular o'zaro birikib juda ko'p molekullardan iborat kristallarni hosil qiladilar. Shuning uchun NaCl, CsCl emas, Na_nCl_n ; Cs_nCl_n yozish to'g'riroq bo'ladi.

Ion bog'lanishda yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossasi bo'lmagani uchun ionlarning assosilanish xossalari yuqori bo'ladi. Osh tuzining

gazsimon holatida NaCl molekulari bilan bir qatorda $(\text{NaCl})_2$ va $(\text{NaCl})_3$ assosiatlari ham mavjud. Suyq holatga o'tganda, ayniqsa qattiq holatda ion birikmalarining assosilanishi yanda kuchayadi. Shu sababli ion bog'lanishga ega bo'lgan birikmalar yuqori suyqlanish va qaynash haroratiga ega. Ionli birikmalarining eritmalarida molekularlar yo'q. Ular qutbli erituvchilarda (suv, spirtlar, ammiak) oson eriydi va to'la dissosilangan bo'ladi. Ion tuzilishli birikmalar odatda qutbsiz erituvchilarda (benzol, uglerod to'rt xlorid) erimaydi.

Barcha ion bog'lanishli birikmalar qattiq holda ionli kraistall panjaraga ega bo'lib, har bir ion teskari ishorali boshqa ion bilan o'ralgan.

11.7. Ionlarning qutblanishi va qutblanish darajasi

Ma'lumki hatto ishqoriy metallarning galogenidlarida ham to'la ionli bog' hosil bo'lmaydi. Masalan CsF dagi bog'ning 95 % ionli tabiatga 5 % esa qutbli kovalent tabiatga egadir. Agar xuddi shunaqa tahlil CsCl da qaralsa, undagi ion bog'hissasi 73% bo'lsa qutbli kovalent bog'ning hisssasi 27% ga teng. Ionlarning o'zaro ta'siri tufayli molekulada yuzaga keladigan qutblanish orieyntasion qutblanish deyiladi. Ionlarda paydo bo'ladigan dipol momenti kattaligi (μ) zaryadlarni hosil qilgan kuchlanishiga (E) to'g'ri proporsional:

$$\mu = k \cdot E$$

k- proporsinallik koeffitsienti bo'lib qutblanuvchalik yoki qutblanish darajasi ham deyiladi. Qutblanuvchanlik birligi Kulon $\cdot$ m²/V. K ning qiymati qancha katta bo'lsa molekula shuncha oson deformatsiyalanadi.

Tarkibi bir xil atomlardan tuzilgan (H_2 , O_2 , N_2 va boshqalar) yoki ko'p atomli molekularlar ham (CO_2 , CS_2 , C_6H_6) agar molekuladagi elektronlarning yadroga nisbatan siljishi simmetrik bo'lsa, bunday molekularlar qutbsiz hisoblanadi. Qolgan molekulalarda atomlar orasidagi bog'lar qutblidir. Bu holat atomlarning o'lchami va zaryadiga bog'liq bo'ladi.

Agar molekulada yadrolarga nisbatan atomlarning elektron bulut zichligi simmetrik joylashgan bo'lmasa, bunday molekularlar qutbli molekularlar hisoblanadi (NH_3 , H_2O , SO_2 , PCl_3 , HCl). Qutbli molekulalarda yadrolarning elektrik zaryadlari bitta nuqtaga tushmaydi. Shuning uchun ham molekulada q^+ va q^- doimiy dipol paydo bo'ladi. Molekulaning dipol momenti (μ) uning qutblanishini hal qiladi. Qutbsiz molekularlar uchun $\mu=0$ dipol momenti molekulaning simmetriyasini ko'rsatadi. Molekulaning dipol momenti molekulaning uning qutblanuvchanligini ko'rsatadi. Ba'zi moddalarning dipol momenti 24 jadvalda keltirilgan.

24-jadval. Ba'zi moddalarning dipol momenti

Modda	Dipol momenti,D	Modda	Dipol momenti,D
H ₂ O	1,84	NH ₃	1,46
CH ₄	O	H ₂ S	1,10
CH ₃ Cl	1,85	SO ₂	1,61
CH ₃ Br	1,45	HCl	1,03
CH ₃ I	1,35	HBr	0,79
CH ₂ Cl ₂	1,59	HI	0,30
CHCl ₃	1,15	N ₂ O	0,14
CCl ₄	O	CO	0,12
H ₂	O	C ₂ H ₅ OH	1,70
Cl ₂	O	C ₆ H ₅ OH	1,70
CO ₂	O	C ₆ H ₅ NH ₂	1,56

25- jadval. Ba'zi suyuqliklarning dielektrik doimiyligi

Suyuqliklar	Dielektrik doimiyli (0°S)	Suyuqliklar	Dielektrik doimiylik (0°S)
Geksan	1,874	Ammiak	15,50
Benzol	2,283	Atseton	21,40
Toluol	2,387	Methanol	33,10
Xlorbenzol	5,940	Suv	81,00

Dipol momentini tajribada o'lchash uchun moddaning dielektrik doimiyligi(ϵ) turli haroratda o'lchanadi. Dielektrik doimilik bu ayni muhitning elektrik maydon kuchlanishini vakuumga nisbatan qanday o'zgarishini ko'rsatadi. 25-jadvalda ba'zi moddalarning dielektrik doimiyligi qiymati keltirilgan. Barcha suyuqliklar ichida eng yuqori dielektrik doimiyligiga suv egadir.

Moddaning dielektrik doimiyligi asosida unung qutblanuvchaniligi quyidagi formula asosida topiladi:

$$P = (\epsilon - 1) \cdot M / (\epsilon + 2) \cdot \rho = 4/3 \pi N_A (\alpha_{el} + N_A \cdot \mu^2 / 3R \cdot T)$$

M-moddaning molyar massasi; **ρ** -uning zichligi; **N_A** – Avagadro soni; **R**-universal gaz doimiyisi; **T**- absolyut harorat; **P**- molyar qutblanuvchanlik; α_{el} -yadroga nisbatan elektron orbitallarning surulishidan yuzaga kelgan qutblanuvchanlik.

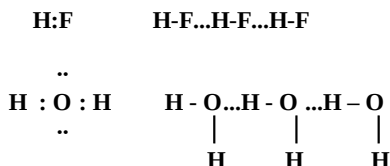
Bir guruhda turgan elementlar uchun elektron qobig'ining tuzilichi bir xil va ularda ionlarning hajmi va zaryadi kattaligi ortishi bilan qutblanish

kuchayib boradi. Ionlarning bittasi ta'sirida ikkinchisining qutblanishi ortadi. Harorat ham ionlarning qutblanishiga ta'sir ko'rsatadi. Harorat ortganda ularning qutblanishi ortib boradi.

Bir guruhda joylashgan ionlarning qatorida Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ qatorida ionning qutblash xossasi kamayadi, qutblash darajasi esa ortib boradi. Agar anionlarning qatorini hisobga olsak H^- , F^- , Cl^- , Br^- , I^- qatorida ionlarning qutblash xossasi kamayib, uning qutblanish darajasi ortib boradi. Odatda anionlarning qutblanish xossasi yuqori bo'ladi.

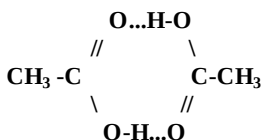
11.8. Vodorod bog'lanish

Vodorod atomi yuqori elektromanfiylikka ega bo'lgan atomlar **F, O, N, Cl, Br, S** lar bilan bog'langan molekular orasida yuzaga keladigan bog'lanish vodorod bog'lanish deyiladi. Bunday molekullarda umumiy elektron juft elektromanfiyligi 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 xossalriga ta'sir qiladi. Yuqorida keltirilgan suv va vodorod fluorid molekulari 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 molekulari orasida ham sodir bo'ladi.



Katta molekulalarda vodorod bog'lanish bitta molekula ichida ham sodir bo'ladi. Salitsil kislota molekulasida karboksil va gidroksil guruhlar orasida vodorod bog' hosil bo'ladi. Oqsillar, nuklein kislotalar, kraxmal, tsellyuloza molekulalarida kuchli vodorod bog'i bor.

11.9. 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 orbitallar 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.

Masalan, litiy hajmi markazlashgan kub kristall panjaraga ega. Har bir litiy atomi 8 ta qo'shni atomlar bilan bog'langan. Bog' hosil qilish uchun litiy atomi bitta elektron, lekin 4 ta valent orbitallar berishi mumkin. Kristallarda elektronlar soni orbitallar sonidan ko'ra kam, shu sababli elektronlar bir orbitaldan ikkinchisiga oson o'tadi. Bu elektronlar metalldagi barcha atomlar orasida bog' hosil bo'lishida ishtirok etadi.

11.10. Molekulalararo ta'sirlar

Molekulalar orasida orientasion, induksion va dispersion ta'sirlar mavjud.

Dispersion - ta'sirlar qutbsiz 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.

Orientasion 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.

Induksion ta'sir - qutbli va qutbsiz molekulalar orasida vujudga keladi. 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 molekulalaro ta'sir ikkita narsaga bog'liq: 1) molekulaning qutblanganligiga 2) molekulaning deformatsiyalanishiga.

Agar qutblanganlik ko'p bo'lsa orientasion ta'sir ustun bo'ladi. Agar deformatsiyalanish ko'p bo'lsa dispersion ta'sir ustun bo'ladi. Induksion ta'sir esa 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 suyuqlikka 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 bog'lanishni yaxshi bilish dorivor moddalarning eritmalardagi ta'sir mexanizmini to'g'ri anglashda katta ahamiyatga ega bo'ladi.

12 - bob. Kompleks birikmalar

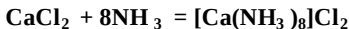
Kompleks birikmalar markaziy atomdan va ligandlar tutgan murakkab birikmalardir. Ular eritmada kompleks kation yoki anion, ba'zan neytral molekulalar hosil qiladi.

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 ikkita polyar molekulalarning o'zaro ta'siridan hosil bo'lishi mumkin. Ammik gaz, vodorod xlorid ham gaz, lekin hosil bo'lgan kompleks birikma ammoniy xlorid qattiq moddadir:

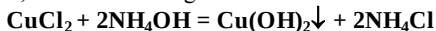


Kalsiy xlorid va ammiak ta'siridan hosil bo'lgan murakkab modda kompleks hisoblanadi:

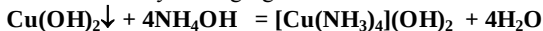


Kristall

Ba'zan kompleks birikmalar hosil bo'lishida keskin rang o'zgarishi sodir bo'lib, cho'kma eritmaga o'tadi:

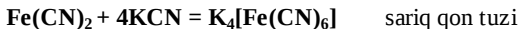


Agar havo rang cho'kmaga mo'l miqdorda NH_4OH qo'shsak, cho'kma eriydi va ko'kish-siyoh rangdagi eritma hosil bo'ladi:

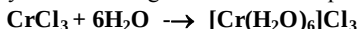


ko'k-siyoh rangli eritma

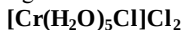
Ba'zan kompleks birikmalar hosil bo'lishida cho'kmalar eritmaga o'tadi:



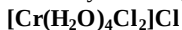
Agar reaksiya sharoiti o'zgartirilsa ham kompleks birikmalar hosil bo'lib:



bu kompleks birikma ko'k binafsha rangli. Undan bir molekula suv ajralsa, to'q yashil rangli birikma:



yana bir mol suv ajralsa och-yashil rangli birikmaga aylanadi:



Ko'rinib turibdiki, sharoit o'zgarishi bilan kompleks birikmalarning molekulyar formulasi va xossalari o'zgarish ro'y beradi. Shunday qilib bir kompleks ikkinchisiga o'tadi.

Tirik organizmda ketadigan biologik jarayonlarda ularning ahamiyati benihoyadir. Gemoglobin Fe^{2+} , xlorofill Mg^{2+} larning kompleks birikmalaridir.

Kompleks birikmalar asoslar, kislotalar, tuzlar holatida 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: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.		

12.1. Verner nazariyasi

Kompleks birikmalarning tuzilishini 1893 yilda shved olimi Alfred Verner o'zining koordinatsion nazariyasida tushuntirdi. Bu nazariyaga ko'ra:

1. Ko'pchlik elementlar asosiy valentliklaridan tashqari qo'shimcha valentliklarni ham namoyon etadi;
2. Har qaysi element o'zining asosiy va qo'shimcha valentliklarini to'yintirishga intiladi;
3. Markaziy atomning qo'shimcha valentliklari fazoda ma'lum yo'nalishga ega bo'lishga intiladi.

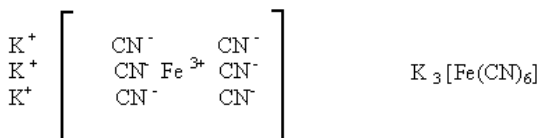
Kompleks hosil qiluvchi ion yoki atom atrofida u bilan bog'langan ma'lum sondagi anionlar yoki neytral molekular bilan o'ralgan. Bu anion yoki neytral molekular ligandlar deyiladi. Ularning soni esa, koordinatsion son (k.s.) deyiladi. Kompleks birikmalarda koordinatsion son qiymati 2-12 chegarasida bo'ladi.

Kompleks birikmalar markazida kompleks hosil qiluvchi ion bo'ladi. Kompleks hosil qiluvchi ion, odatda metall ionlari (Ag^+ , Cu^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} va boshqalar), yoki metallmaslar atomlari (**N**, **Si**, **B**, **O**) bo'lishi mumkin.

Kompleks hosil qiluvchi bilan bevosita bog'langan neytral molekular (H_2O , NH_3 , CO , NO , Cl_2 , I_2 va boshqalar), shuningdek ionlar (F^- , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_2^- , NO_3^- , OH^- , CN^- , CNS^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ va boshqalar) olinishi mumkin.

Kompleks hosil qiluvchi ion va ligandlar ichki sferani tashkil etadi $[\text{Me}(\text{L})_n]$ va ichki sfera kvadrat qavs ichiga olinadi.

Ichki sferaga kirmagan ionlar tashqi sferani tashkil etadi.



Kompleks birikmaning formulasini yozish uchun:

- 1) kompleks hosil qiluvchi ionning zaryadini;
- 2) ligandlarning zaryadini;
- 3) koordinatsion sonni;
- 4) tashqi sfera ionlarini bilish kerak.

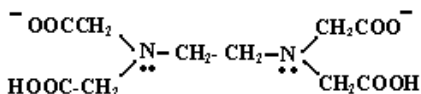
Kompleks hosil qiluvchi ionlar asosan D.I.Mendeleev davriy jadvalidagi d -elementlarning ionlaridir. Ular: Ag^{1+} , Au^{1+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Cu^{1+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Pd^{2+} , Pd^{4+} . Ligandlar sifatida:

a) dipol xarakterga ega bo'lgan molekularlar: 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 ham olinib, odatda ular kislotalarning qoldiqlaridir: 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-} ;

Ligandlarning kompleks hosil qiluvchi ion atrofida nechta joyni egallashiga qarab ularning dentantligi yoki koordinatsion sig'imi aniqlanadi. Monodentant ligandlar, odatda bir valentli kislota qoldiqlaridir. Ular metall ioniga bir juft elektron berib donor-akseptor bog' hosil qiladi.

Bidentant ligandlarga ikki valentli kislota qoldiqlari kirib, ularga etilendiamin ($\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$), glisin yoki aminoasetat ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$), oksalat ioni va boshqalar kiradi. Tetradentant ligand sifatida etilendiamintetrasirka kislotasining dinatriyli tuzi (trilon B) olinishi mumkin:



Ichki sferadagi neytral molekularlar yoki ionlar ya'ni ligandlar sekin-asta boshqa ligandlarga almashinishi mumkin. Masalan: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ molekulasidagi ammiak NO_2^- ionlariga almashinishidan $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_2)]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ lar hosil bo'ladi.

Bunda kompleks birikma ichki sfera zaryadi $3+$ dan $3-$ ga o'zgaradi. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ dan $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ ga aylanadi.

12.2. Kompleks birikmalarning nomlanishi

Kompleks birikmalarda tuzlarga o'xshash dastlab kation, so'ngra anion nomlanadi. Agar ligandlar bir necha marta takrorlansa grekcha di(2), tri(3), tetra (4), penta(5), geks(6) so'zlari ishlatilib, avval manfiy zaryadli ligandlar, keyin neytral ligandlar o'qiladi.

Manfiy zaryadli ligandlar oxiriga "o" qo'shimchasi qo'shiladi. F^- - ftoro, Cl^- - xloro, Br^- -bromo, I^- -iodo, CN^- - siano, SO_4^{2-} -sulfato, $S_2O_3^{2-}$ - tiosulfato, CO_3^{2-} -karbonato, CH_3COO^- -asetato, OH^- -gidrokso, $-O-O-$ - perokso, H^- gidrido va hokazo. Neytral ligandlar suv -akva, ammiak - ammin, CO- karbonil, NO-nitrozil, I_2 -iodo, S-tio va hokazo.

Kompleks birikmalar kompleks ion zaryadiga qarab kation, anion va neytral komplekslarga bo'linadi.

Kation komplekslarni nomlashda dastlab ligandlar soni va nomi o'qilib, so'ngra kompleks hosil qiluvchining o'zbekcha nomi o'qiladi va qavs ichida uning valentligi yoki oksidlanish darajasi ko'rsatiladi. Ligandlarni nomlashda avval anion, so'ngra neytral ligandlar va oxirida tashqi sfera ionlari o'qiladi. Ular ikki so'zni hosil qiladi, masalan, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ - tetramminmis(II) sulfat;

$[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$ -xloropentaamminplatina(IV) xlorid;

$[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ -bromopentaamminkobalt (III) sulfat.

Agar markaziy atom o'zgarmas oksidlanish darajasiga ega bo'lsa (**Ag, Al, Mg, Zn**) uning valentligi ko'rsatilmasa ham bo'ladi:

$[Ag(NH_3)_2]NO_3$ diamminkumush nitrat;

$[Al(H_2O)_6]Cl_3$ geksaaakvaalyuminiy xlorid.

Anion komplekslarni nomlashda dastlab tashqi sfera kationi o'qilib, so'ngra ligandlar soni va nomi o'qiladi. Oxirida kompleks hosil qiluvchining lotincha nomiga - at qo'shimchasi qo'shiladi va oksidlanish darajasi ko'rsatiladi. Anionlarni nomlashda dastlab oddiy anion, keyin esa ko'p atomli anionlar aytiladi. Masalan:

$K[Ag(CN)_2]$ -kaliy disianoargentat;

$K_3[Fe(CN)_6]$ - kaliy geksasianoferrat(III);

$K_4[Fe(CN)_6]$ - kaliy geksasianoferrat(II);

$H[CuCl_2]$ -vodorod dixlorokuprat(I);

$K_2[Be(OH)_4]$ – kaliy tetragidroksoberillat (II);

$Na[BiJ_4]$ - natriy tetraiodovismutat (III);

$(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$ – ammoniy tetraxlorodigidroksoplatinat(IV);

$Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$ - bariy tetraarodanidodiamminxromat(III).

Neytral kompleks birikmalarni nomlashda dastlab ligandlar soni va nomi o'qilib, songra markaziy atom o'qiladi, lekin uning valentligi yoki

oksidlanish darajasi ko'rsatilmaydi. Neytral komplekslar bir so'z bilan nomlanadi. Masalan:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{PO}_4]$ – fosfatotriakvaxrom;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$ – dirodanidodiamminmis;

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – pentakarboniltemir;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ – tetraxlorodiamminplatina.

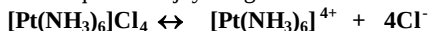
12.3 Kompleks birikmalarning molekulyar tuzilishini aniqlash

Kompleks birikmalarning tuzilishini bir necha usul bilan aniqlash mumkin.

Almashinish reaksiyasi orqali quyidagi komplekslarning tuzilishi aniqlangan:

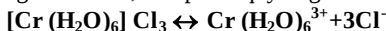
Agar $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ birikmaga sovuq holda kumush nitrat ta'sir ettirilsa 2 mol AgCl cho'kadi. Bu esa kompleks birikma formulasi $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ bo'lishi mumkinligini ko'rsatadi.

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.



geksaaminplatina (IY) xlorid

Agar $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ eritmasiga ortiqcha AgNO_3 qo'shilsa, 3 mol AgCl cho'kmaga tushgan. Demak, kompleks quyidagi formulaga ega:



Geksakvaxrom(III) 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.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ diamintetraxloroplatina – neytral kompleksdir.

$\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ eritmasida ham kumush nitrat ta'siridan cho'kma hosil bo'lmagan. Demak, barcha xlor ionlari ichki sferadadir:



kaliy geksaxloroplatina (IY)

Bundan tashqari kompleks birikmalarning tuzilishini **molyar elektr o'tkazuvchanlik (μ)** va rentgenstrukturaviy tahlil orqali ham aniqlash mumkin.

1 mol modda eritmasining elektr o'tkazuvchanligi molyar elektr o'tkazuvchanlik deyiladi. Uning birligi $\text{Om}^{-1} \cdot \text{sm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ ga teng.

μ - qiymati 500 bo'lishi (26 jadval) uni tarkibidagi ionlar soni 5 ta ekanligini ko'rsatadi. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ yoki $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – shu formulaga javob beradi. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ – da yoki $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ 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.

26-jadval. Ba'zi kompleks birikmalarning molyar elektr o'tkazuvchanlik qiymati

Kompleks birikma	Hosil bo'ladigan ionlar soni	Molyar elektr o'tkazuvchanlik, $\text{Om}^{-1} \cdot \text{sm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} (\mu)$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	2	100
$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$	3	250
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	4	400
$\text{K}_4[(\text{Fe}(\text{CN})_6)]$	5	500

Ko'pincha kompleks birikmalar tuzilishini aniqlashda bir necha usullar ishlatiladi va ular bir-birini to'ldiradi. Masalan, molyar elektr o'tkazuvchanlik orqali $\text{PbCl}_2 \cdot \text{ReCl}_5$ kompleksida ikkita ion borligi aniqlangan. Shu asosda birikmaning formulasi $[\text{PbCl}_4]^+ [\text{ReCl}_6]^-$ deb taxmin qilingan, shu moddaning infra-qizil spektrini olish ana shunday formula to'g'riligini tasdiqlagan.

Kompleks birikmalarning **krioskopik usulda** molekulyar massasini eritmada aniqlash orqali tuzilishini tasdiqlash keng ishlatiladi. Bu moddalarning **infra-qizil, ultra-binafsha, elektron spektrlarini, hamda yadro-magnit rezonans** usuldagi tekshiruv usullarini ishlatib molekulyar tuzilishi yanada oydinlashtiriladi.

Ayniqsa **infra-qizil spektrda** adabiyotlar tahlili birikmalarda qanday koordinatsiya uzaga kelganini ham aniqlab berishi mumkin. Masalan, nitrit ionida koordinatsiya kislorod atomi orqali sodir bo'lsa infra-qizil spektrda 1460 cm^{-1} va 1065 cm^{-1} xos belgilar kuzatilsa, agar koordinatsiya azot orqali bo'lsa $1430, 1315$ va 825 cm^{-1} da yutilish manbalari kuzatiladi.

Rentgenostrukturaviy 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.

12.4. Kompleks birikmalarning turlari

Kompleks birikmalar quyidagi turlarga bo'linadi:

1. Ammiakatlar - ularda ligandlar rovida ammiak va aminlar ishtirok etadi.

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]$. Quyida geksaamminkobalt(III) va koordinatsion son 6 bo'lganda komplekslarning fazoviy tuzilishi keltirilgan(23-rasm).

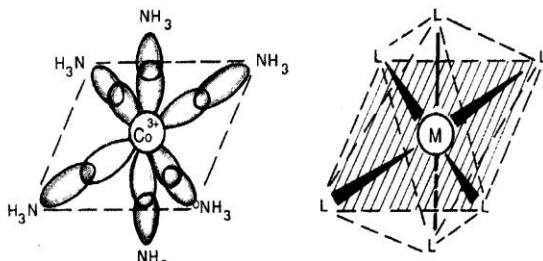
2. Akvakomplekslar - ligandlar vazifasini suv molekulasini o'taydi.

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - geksaakvakobalt (III) xlorid

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - geksaakvaaluminium (III) xlorid

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$ -geksaakvaxrom(III) nitrat

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ -geksaamminkobalt(III) xlorid (23-rasm)



23-rasm. Koordinatsion son 6 bo'lgandagi amminlarning tuzilishi.

Ba'zi kristall holidagi akvakomplekslar tarkibiga kristallizatsiya suvi ham kiradi. Kristallizatsiya suvlari bo'sh bog'langani uchun qizdirilsa chiqib ketadi.

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - tetraakvamis (II) –sulfat gidrati

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - geksaakvatemir(II)-sulfat gidrati.

3. Asidokomplekslar-ligandlari kislota qoldig'i bo'lgan kompleks birikmalar.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksatsianoferrat (II)

$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_6]$ - kaliy geksanitritoplatinat (IV)

Ularining tarkibi qo'shaloq tuzlarga o'xshaydi.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN}$

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$

$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$

$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$

4. Kompleks kislotalarda tashqi sferada vodorod ionlari bo'ladi:

$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ - geksافتورasilikat kislota

$\text{H}_2[\text{CoCl}_4]$ - tetraaxlorokobaltat kislota

$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ - geksaxloroplatinat kislota

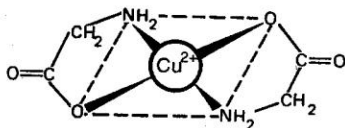
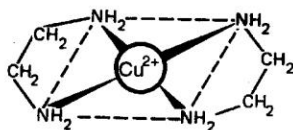
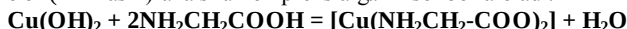
5. Gidrosokomplekslarda ligand gidroksil ionidan iborat:

$\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ - natriy tetragidrosostannat (II)

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ - natriy geksagidroksaalüminat (III)

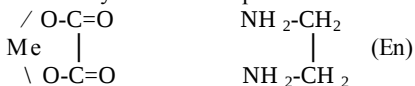
$\text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$ - natriy tetragidrosodiakvaalüminat (III)

6. Siklik yoki xelat kompleks birikmalar. Ular tarkibida ikki va ko'p dentantli ligandlar bo'ladi. Masalan, etilendiamin $[\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_2]\text{Cl}_2$ va glisinning mis(II) bilan hosil qilgan kompleks birikmalari (24- rasm) ana shu komplekslarga misol bo'la oladi:



24-rasm. Dietilendiaminomis(II) va diglisinatomis(II) komplekslarining hosil bo'lish sxemasi.

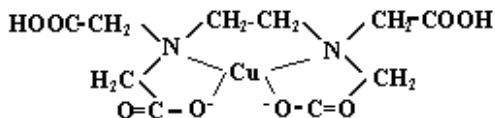
Siklik yoki xelat komplekslar oksalatlardan ham hosil bo'ladi:



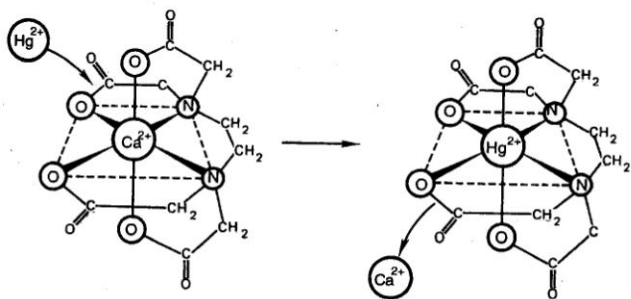
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ - kaliy trioksalatoferrat (III)

$[\text{Pt}(\text{En})_3]\text{Cl}_4$ - tri(etilendiamin)platina (IV) xlorid

Trilon B - etilendiamintetrasirka kislotaning natriyli tuzi mis bilan kompleks birikma hosil qiladi:



Xelat kompleks birikmalar analitik kimyoda ishlatiladi. Xelat komplekslar organizmdan og'ir metallarni olib chiqib ketishda amaliy ahamiyatga ega (25-rasm).

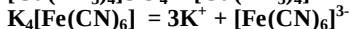
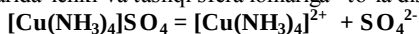


25- rasm. Trilon B asosidagi xelat komplekslarning Hg^{2+} ionlarining ushlab qolishi va organizmdan olib chiqib ketishi.

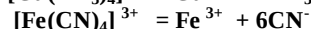
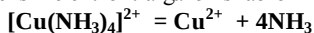
Kompleks hosil qiluvchi ionlar o'rnida metallmaslar bo'lgan birikmalar. Bunday birikmalar juda ham ko'p. Kompleks hosil qiluvchi ionlar sifatida quyidagi metallaslarni olish mumkin: azot, bor, kremniy, kislorod, fosfor, iod va boshqalar. Masalan, $[\text{NH}_4]\text{Cl}$ -ammoniy xlorid, $[\text{N}_2\text{H}_4]\text{Cl}_2$ -gidrazin digidroxlorid, $[\text{NH}_4]\text{OH}$ - ammoniy gidroksid, $\text{Na}[\text{BF}_4]$ -natriy tetraftorborat, $\text{Na}[\text{BH}_4]$ -natriy tetragidroborat, $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ - vodorod geksaftorosilikat, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ -gidroksoniy ioni, $\text{H}[\text{PF}_6]$ - vodorod geksaftorofosfat, $\text{K}[\text{I}_3]$ - kaliy triyodat, $\text{K}[\text{I}_5]$ -kaliy pentayodat va hokazo.

12.5. Kompleks birikmalarning eritmada 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 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.

$$K_{\text{beq}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] [\text{NH}_3]^4}{\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\}}$$

$$K_{\text{beq}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] [\text{CN}^-]^6}{\{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}\}}$$

Kompleks hosil qiluvchi ion va ligandlar konsentratsiyalari ko'paytmasining kompleks ion konsentratsiyasiga 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.

$$K_{\text{barqarorlik}} = \frac{\{ [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \}}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4} = \frac{1}{K_{\text{beqaror}}}$$

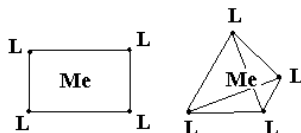
K barqarorlik qancha katta qiymatga ega bo'lsa, kompleks birikma shuncha mustahkam bo'ladi.

12.6 Kompleks birikmalarning fazoviy 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:

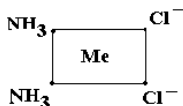


Koordinatsion son 4ga teng bo'lsa, kompleks birikma tekis kvadrat yoki tetraedr shaklda bo'ladi:

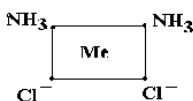


Yassi kbadrat tetraedr

Tekis kvadrat shakliga ega bo'lsa, uning tsis va trans izomerlari bo'ladi. Masalan: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$



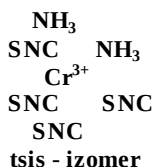
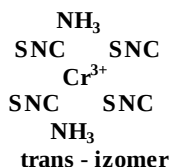
tsis - izomer



trans – izomer

Izomerlar bir-biridan rangi, eruvchanligi, dipol momenti, reaksiyaga kirishish qobiliyati bilan farq qiladi.

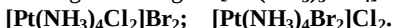
Agar koordinatsion son 6 ga teng bo'lsa, kompleks birikma shakli oktaedr ko'rinishda bo'ladi. Bu shakl uchun ham 2ta izomer mavjud.



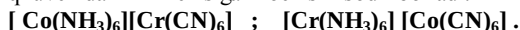
Geometrik izomeriyadan tashqari ichki sferada ligandlarning joylanishiga doir bo'lgan izomeriya ma'lum:

1) Suvning ichki va tashqi sferada o'zgarishiga qarab gidrat izomeriyani olsh mumkin: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

2) Ionizatsion izomeriya; Ionlarning ichki va tashqi sferada almashinishiga asoslangan: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$;



3) Koordinatsion izomeriyada esa ligandning bir kompleks hosil qiluvchidan ikkinchisiga kochishi sodir bo'ladi:



4) Tarkibiga ko'ra dimer yoki trimer holatda uchraydigan izomerlar: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$; $\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$.

12.7. Kompleks birikmalarda kimyoviy bog'lanishning tabiati

Kompleks birikmalarning tuzilishini 3 xil yo'l bilan tushuntirish mumkin.

- 1) kristall maydon nazariyasi
- 2) valent bog'lanish usuli (VBU)
- 3) molekulyar orbitalar 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-orbitalari har xil energetik orbitalga ajraydi. Shu tufayli kompleks birikmaning fazoviy shakli ham turlicha bo'ladi. Erkin ionda markaziy atomning d-orbitalari bir xil energiyaga ega bo'ladi:

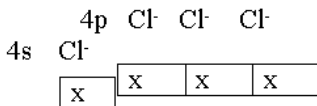
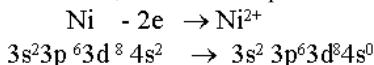
shuning uchun elektronlar dastlab energiyasi kichik bo'lgan d_e orbitallarga joylashadi, natijada unda juftlashmagan elektronlar qolmaydi.

26-jadval. Kristall maydon nazariyasini $[\text{CoF}_6]^{3-}$ va $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ ionlari uchun qo'llanilishi

a) sferik ion $d_{xy} d_{xz} d_{yz} d_z^2 d_x^2 d_y^2$	b) ligandning oktaedrik maydoni ta'siridagi ion	
	$[\text{CoF}_6]^{3-}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$

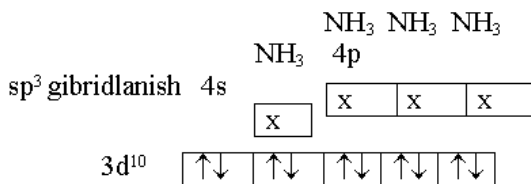
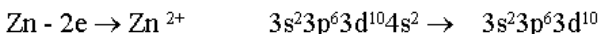
2. Valent bog'lanishlar usuli. Bu nazariyaga binoan kompleks hosil qiluvchi va ligandlar orasida kovalent bog' donor-akseptor mexanizm bo'yicha sodir bo'ladi. Kompleks hosil qiluvchining bo'sh orbitallari bor, ya'ni u akseptor bo'ladi. Ligandlarda esa bo'linmagan elektronlar jufti bo'lib uni kompleks hosil qiluvchining bo'sh orbitallariga joylashtiriladi, ya'ni ligandlar elektronlar donoridir. Ammiak molekulasi azot atomi sp^3 gibrirlangan holda bo'lib, gibrir 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 elektrondonor, Ni^{2+} ioni akseptor bo'ladi.



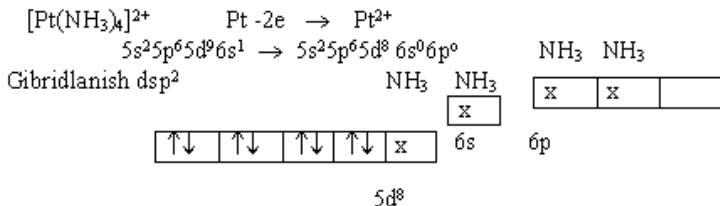
Cl- ioning elektronlari (x) 4s4p gibrid orbitallarga joylashuvi oqibatida $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ionida sp^3 gibridlanish yuzaga kelib, markaziy atom va uning atrofida ligandlarning joylanishi tetraedrik qurshovga ega bo'lib qoladi. 3 d orbitallardagi ikkita juftlashmagan elektron hisobiga bu kompleks birikma magnit xossaga ega.

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ kompleks birikma ham tetraedrik tuzilishga ega:

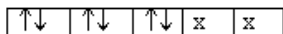
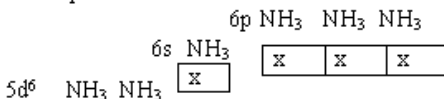
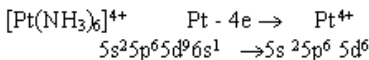


Bu holatda Zn^{2+} ioni uchun 3d orbitallar band, shuning uchun gibridlanish sp^3 hisoblanadi.

Agar atomdagi d- orbitallarning to'rttasi band bo'lgan ionlarda, koordinatsion soni 4 ga teng bo'lsa, bitta d, bitta s va ikkita p-orbital ishtirok etadi. Bunda dsp^2 gibridlanish bo'lib, molekula tekis kvadrat shakliga ega bo'ladi. Markazda kompleks hosil qiluvchi ion, ligandlar bo'lsa kvadratning uchlarida joylashadi:

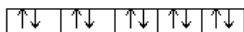
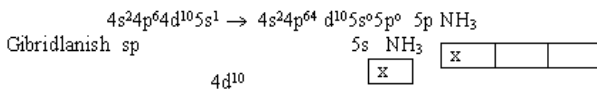


Koordinatsion son 6 ga teng bo'lganda d^2sp^3 gibridlanish bo'ladi. Kompleks birikma oktaedr shaklida bo'lib, ligandlar oktaedr uchlarida joylashgan:



Shunga o'xshash konfiguratsiya $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}$ larda ham kuzatiladi.

Agar koordinatsion son 2 ga teng bo'lsa, sp gibridlanish kuzatiladi, chiziqli konfiguratsiya amalga oshib:

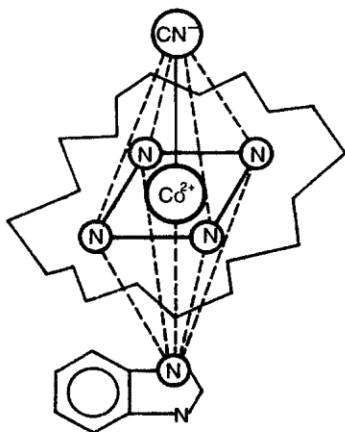


Bu misollarda valent bog'lanish usuli kompleks birikmalarning koordinatsion soni, geometrik shakli va magnit xossalarini to'g'ri tushuntiradi. Lekin yutilish spektrlarini valent bog'lanish usuli bilan tushuntirib bo'lmaydi. Shunday ligandlar borki, ular metaldagi elektronlarni o'zining vakant orbitalariga qabul qila oladi.

PF₃ yoki SnCl₄ ioni o'zining bo'shashtiruvchi orbitalariga CO, NO kabi molekullarni qabul qila oladi. Bu kompleks birikmalarning tuzilishini molekulyar orbitalar nazariyasi tushuntirib beradi.

Kompeks birikmalarning farmatsiyadagi ahamiyati. Odam organizmida 3% atrofida metallar borligi ma'lum. Ana shu metallar inson hayot faoliyatini to'la ta'minlaydi. Isqoriy va ishqoriy – yer metallari kaliy, natriy, kalsiy, magniy eritmada akva ionlar hoatida uchraydi. Ular qon, limfa, to'qimalardagi suyqliklarda nerv impulslari harakatini ta'minlaydi.

Odam organizmida 100 mg atrofida siankobalamin (yog'da eriydigan vitamin B₁₂) uchraydi. Bu modda gemlarga o'xshash makrosiklik kompleks birikmadir (26-rasm). Bu birikmada makrosiklik ligand sifatida tetradentant azot tutgan ligand porfin turadi. B₁₂ vitamini eritrositlarning shakllanishi va rivojlanishida muhim rol o'ynaydi. B₁₂ etishmasligi og'ir kasallik - kamqonlikka olib keladi.



26-rasm. Vitamin B₁₂ yoki siankobalamin molekulasining tuzilishi.

d- elementlarning organik ligandlar bilan hosil qilgan kompleks birikmalari organizmdagi oksidlanish –qaytarilish jarayonlarida katalizator sifatida ishtirok etadi. Bu metallardan odam organizmida eng ko‘p tarqalgani temirdir. Liganlar tabiatiga qarab, temir +2 osidlanish darajasiga ega bo‘lgan kompleks birikmalar (mioglobin, gemoglobin) va +3 oksidlanish darajasiga ega bo‘lgan katalaza va oksidazaga o‘xshash kompleks fermentlar hosil qilgan.

O‘simliklar hayotidagi muhim modda xlorofil ham tuzilishi jihatidan gemoglobinga o‘xshab ketadi, lekin bu birikmada kompleks hosil qiluvchi ion Mg^{2+} hisoblanadi.

Saraton kasalligidagi xavfli o‘smalarning o‘rishini platina(II) kompleks birikmalari sekinlashtirishi aniqlangan (sis- $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$). Iridiyning kompleks birikmalaridan $(NH_3)_2[IrCl_6]$ ham saraton kasalligida foyda beradi. Oltinnig α -tiospirtlar bilan hosil qilgan kompleks birikmalari esa sil va moxov kasalligini davolashda qo‘llaniladi.

Kompleks birikmalar holatida juda ham ko‘p dori moddalari ma‘lum. Ulardan vitamin B₁₂, feramid, koamid, krizanol, temir(III) gliserofosfati, temir(II) laktati va boshqalar kompleks birikmalar holatidagi dorilarga kiradi. Ayniqsa temir yetishmaydigan anemiya kasalligida ishlatiladigan feramid Toshkent farmatsevtika institutining markaziy ilmiy laboratoriyasida ishlab

chiqazilgan. O'zbekistondagi Toshkent kimyo-farmatsiya zavodida ishlab chiqariladi.

Kompleks birikmalar faramatsevtik tahlilda keng qo'llaniladi. Nesler reaktivi, vismut birikmalarini, temir birikmalarini aniqlashda ishlatiladi.

Kompleks birikmalar yordamida platina metallari, oltin, kumush, mis, xrom, nikel va kobalt olinadi va tozalanadi. Siyrak-yer elementlarini ajratishda ular juda qo'l keladi.

Azizov Manon Azizovich-(1913-1987) -O'zbekistonda xizmat ko'rsatgan fan arbobi, kimyo fanlari doktori, professor. U Toshkent farmatsevtika institutida yangi koordinatsion birikmalar olish va ular orasidan istiqbolli fiziologik faol moddalar yaratish borasida dunyoga mashhur maktab yaratgan olimdir. Hozirgi kunda M.A.Azizov maktabi tomonidan koamid, kobalt-30, feramid, kupir va boshqa preparatlar anemiya, qon kasalliklari, gepatit, vitiligo, sil, radoiprotektor preparatlar sifatida keng qo'llanilmoqda va turli kasalliklarda tavsiya etilgan.

Parpiyev Nusrat Ag'zamovich(1931 yilda tug'ilgan). O'zbekiston Respublikasi fanlar akademiyasining haqiqiy a'zosi, kimyo fanlari doktori, professor. Mamlakatimizda anorganik kimyo fanining koordinatsion birikmalar sohasida ilmiy izlanishlar olib boruvchi yirik olim. Kompleks birikmalarning tuzlishi, fiziko-kimyoviy xossalari, biologik xossalari, katalitik ta'sirini o'rganish bilan shug'ullanuvchi yirik maktab yaratgan. N.A. Parpiev yaratgan koordinatsion birikmalar xalq xo'jaligining turli sohalarida keng qo'llanilmoqda.

II QISM. ANORGANIK KIMYO.

13-bob. Biogen elementlar kimyosi

Yerning kimyoviy tarkibini, kimyoviy elementlarning yerda tarqalish va taqsimlanish qonuniyatlarini hamda ularning o'zgarish sharoitlarini geokimyo fani o'rganadi. Bu fan geologiya va mineralogiya kabi fanlar bilan uzviy bog'langan. U kimyoviy qonunlarga tayangan holda yer qobig'idagi foydali qazilmalarni aniqlashda katta ahamiyatga ega. Geokimyo fanining shakllanishida amerikalik olim **F.Klark**(1847-1931), Rus olimlari **V.I.Vernadsky**(1863-1945), **A.E.Fersman**(1883-1945), o'zbek olimi **H.A. Abdullayev** katta hissa qo'shganlar. Yer qobig'ida tirik organizmlar ishtirokida sodir bo'ladigan kimyoviy jarayonlarni o'rganadigan geokimyoning bo'limi biogeokimyo deyiladi.

Yer yuzasining o'simliklar va tirik organizmlar bilan egallangan qismi biosfera deyiladi.

V.I.Vernadskiy ta'rifiga ko'ra, biosfera – tirik organizmlar va kosmik nurlar bilan qayta ishlangan ma'lum darajada ta'mirlangan muhit bo'lib hayotga moslasgandir. Uning yuqori chegarasi (troposfera) 12-15 km balandlikda, quyi chegarasi (litosfera)- 5 km chuqurlikda joylashgan. Biosfera o'z ichiga atmosferaning quyi qismini, gidrosferaning hammasini, litosferaning yuqori qismini oladi.

13.1. Tabiatda biogen elementlarning tarqalishi

Kimyoviy elementlarning yer qobig'ida tarqalishi turlicha. Yer qobig'ini nisbatan kam elementlar hosil qilgan. Yer qobig'ining 50% ni kislorod, 25% ni kremniy tashkil etadi. O'n sakkizta element – **kislorod, kremniy, alyuminiy, temir, kalsiy, natriy, kaliy, magniy, vodorod, titan, uglerod, xlor, fosfor, azot, oltingugurt, marganes, ftor, bariylar** yer qobig'i massasining 99,8% ni tashkil etadi. Qolgan barcha elementlarning massa ulushlari birgalikda 0,2 % ga teng.

Tirik organizmlar yer qobig'ida kimyoviy elementlarning qayta taqsimlanishida faol qatnashadi. Yer yuzasida tirik organizmlar faoliyati natijasida turli miqdorda minerallar, tabiiy kimyoviy moddalar hosil bo'ladi. Masalan, suyakli tirik organizmlar atrof – muhitdan kalsiyni ajratib olib o'z tanasiga yig'adi. Tog' jinslari, masalan temir rudasi hosil bo'lishida mikroorganizmlar faoliyati natijasi ekanligi aniqlangan.

O'z navbatida yer qobig'ining ustki qismida ro'y berayotgan o'zgarishlar tirik organizm kimyoviy tarkibiga ham ta'sir qiladi. Yer qobig'i, tuproq, dengiz suvi, o'simliklar, hayvonlar kimyoviy tarkibini o'rganish (27-jadval) shuni ko'rsatadiki, yer qobig'i va dengiz suvi tarkibidagi barcha kimyoviy elementlar tirik organizmlarda ham uchraydi. Demak, yer qobig'i va tirik

organizmlarning kimyoviy tarkibi bir-biriga o'xshashdir. Biomolekulalarning organik qismi bilan kovalent bog'langan kimyoviy elementlarning organizmdagi miqdori davriy jadvalning II A-IY A guruhlarida yadro zaryadi ortishi bilan kamayib boradi (masalan, O, S, Se, Te qatorida). Organizmda ion holatida mavjud bo'ladigan elementlar (I A, II A guruh elementlari, s-elementlar, YII A guruh p-elementlari) miqdori esa yadro zaryadi ortishi bilan dastlab ortadi, so'ngra kamayadi. Masalan, II A guruhda, berilliydan kalsiygacha elementning organizmdagi miqdori ortadi, so'ngra bariydan radiyga kamayadi. Shunga o'xshash YII A guruhda ftordan xlogacha elementning organizmdagi miqdori ortadi, so'ngra bromdan yodgacha kamayadi.

Kimyoviy elementlar odam organizmiga turli yo'llar bilan kiradi. Tirik organizmdagi mavjud elementlar yer qobig'ida ham ko'p tarqalgan. Lekin ba'zan chetlanish ro'y bergan. Masalan, yer qobig'ida kremniyning massa ulushi 27,6% bo'lsa, tirik organizmda uning miqdori $1 \cdot 10^{-5}$ % ga teng. Alyuminiy ham yer qobig'ida 7,45% bo'lgan holda tirik organizmda juda kam ($1 \cdot 10^{-5}$ %).

Kimyoviy elementlarning organizm tomonidan o'zlashtirilishi, shu element tabiiy birikmasining suvda eruvchanligiga bog'liqdir. Kremniy va alyuminiyning tabiiy birikmalarining suvda erimasligi, ularning o'zlashtirilishiga to'sqinlik qilsa kerak. Aksincha uglerodning yer qobig'idagi miqdori kam bo'lishiga qaramay (0,15%) organizmdagi miqdori ikkinchi o'rinda (21%) turadi.

27.Jadval. A.P.Vinogradov bo'yicha kimyoviy elementlarning(mass. %) yer qobig'ida,tuproqda, dengiz suvida, o'simliklar va hayvonlar tarkibidagi miqdori

E	Yer obig'i	Tuproq	Dengiz suvi	Osimliklar	Hayvonlar
O	49,4	49,0	85,82	70,0	62,4
Si	27,6	33,0	$5 \cdot 10^{-5}$	0,15	$1 \cdot 10^{-5}$
Al	7,45	7,12	$1 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
Fe	5,0	3,8	$5 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
C	0,15	2,0	0,02	18	21
Ca	3,5	1,37	0,04	0,3	1,9
K	2,5	1,36	0,038	0,3	0,27
Na	2,6	0,63	1,06	0,02	0,1
Mg	2,0	0,6	0,14	0,07	0,03
Cr	0,02	0,019	-	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$

F	0,027	0,02	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-4} - 1 \cdot 10^{-5}$
Ti	0,6	0,46	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7} - 1 \cdot 10^{-7}$
N	0,02	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$	0,3	3,1
H	1,0	-	10,72	10	9,7
P	0,08	0,08	$5 \cdot 10^{-6}$	0,07	0,95
S	0,05	0,05	0,09	0,05	0,16
Mn	0,09	0,085	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Zr	0,04	0,62	-	$5 \cdot 10^{-4}$	-
Sr	0,04	0,03	$1 \cdot 10^{-3}$	10^{-4}	$1 \cdot 10^{-3}$
Ba	0,04	0,04	$5 \cdot 10^{-6}$	10^{-4}	10^{-5}
Cl	0,048	0,01	1,89	10^{-2}	0,08
Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$
Ni	$1 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-7}$	$5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$
Cu	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
B	$3 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Li	$5 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-4}$
I	$3 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$10^{-5} - 10^{-4}$
Mo	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
As	$5 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
Br	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$7 \cdot 10^{-3}$	-	$1 \cdot 10^{-4}$
Se	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	-
Hg	$7 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$10^{-6} - 10^{-7}$
Ag	$1 \cdot 10^{-5}$	-	10^{-9}	-	$3 \cdot 10^{-6} - 5 \cdot 10^{-5}$
Au	$5 \cdot 10^{-7}$	-	$4 \cdot 10^{-10}$	-	$1 \cdot 10^{-7}$

Tabiiy tanlanish natijasida tirik organizmlarning asosini 6 ta element tashkil qiladi: uglerod, kislorod, vodorod, azot, fosfor, va oltingugurt. Bu elementlar organogenlar deb ataladi.

Ularning organizmdagi massa ulushi 97,4% ni tashkil etadi.

Shubhasiz, eng muhim organogen ugleroddir. Uglerod mustahkam kovalent bog'lar hosil qilish xossasiga ega. Kislorod va vodorod organik birikmalarning oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalirini mujassamlashtiradi. Biomolekuladagi kislorod va vodorodning nisbati moddaning disproporsialanishga va tirik organizm muhiti bo'lmish suv bilan ta'sirlashishga moyilligini belgilaydi. Organogenlar suvda yaxshi eriydigan birikmalar hosil qiladi. Bu ularning organizmda konsentrlanishiga imkoniyat yaratadi.

Organogenlar va ba'zi metallar ham (temir, magniy) turli xil bog'lar hosil qila oladi. Bu esa tirik organizmdagi biomolekulalarning turli tuman bo'lishiga olib keladi.

13.2. Odam organizmida makro- va mikroelementlar

Odam organizmidagi kimyoviy elementlarni sinflarga ajratishning bir necha turlari mavjud. V.I.Vernadskiy kimyoviy elementlarni tirik organizmdagi massa ulushlariga binoan quyidagi uch guruhlariga (28-jadval) bo'ldi:

- makroelementlar. Ularning organizmdagi massa ulushi 10^{-2} % dan yuqori. Ularga **O, H, C, N, P, S, Ca, Mg, Na, K** va **Cl** kiradi;
- mikroelementlar. Ularning organizmdagi massa ulushi 10^{-5} % dan 10^{-2} % gacha boradi. Bu elementlarga **Fe, I, Cu, As, F, Br, Sr, Ba, Co** kiritiladi;
- ultramikroelementlar. Ularning organizmdagi miqdori 10^{-5} % dan kam bo'ladi.

Bu elementlarga **Hg, Au, U, Th, Ra** kabi elementlar tegishlidir.

Hozirgi paytda ultramikroelementlarni ham mikroelementlar jumlasiga kiritilmoqda. Quyidagi jadvallarda odam organizmidagi kimyoviy elementlarning massa ulushlari keltirilgan. Bunday sinflash organizmdagi kimyoviy elementlarning faqat miqdorinigina ifodalaydi, lekin ularning biologik ahamiyatini ko'rsatmaydi.

28-jadval. Odam organizmidagi kimyoviy elementlarning miqdori

Elementlarning massa ulushlari, %	Kimyoviy elementlar (mass. %)
10 va undan ko'p	O(62), C(21), H(10)
1-10	N(3), Ca(2), P(1)
0,01-1,0	K(0,23)S(0,16), I(0,1), a 0,08), Mg(0,027)
10^{-3} - 10^{-2}	Fe(0,01)
10^{-4} - 10^{-3}	Zn, Sr
10^{-5} - 10^{-3}	Cu, Co, Br, Cs, Si
10^{-5} - 10^{-4}	I
10^{-6} - 10^{-3}	Mn, V, B, Cr, Al, Ba
10^{-7} - 10^{-4}	Mo, Pb, Ti
10^{-8} - 10^{-5}	Be, Ag
10^{-7} - 10^{-5}	Ni, Ga, Ge, As, Hg, Bi
10^{-7} - 10^{-6}	Th
10^{-12} - 10^{-4}	Ru

V.V. Kovalskiy kimyoviy elementlarni ularning hayot uchun muhimligi jihatidan uch guruhga bo'ldi:

- hayot uchun eng zarur elementlar. Ular odam organizmida doimo mavjud. Ular fermentlar, gormonlar, vitaminlar tarkibiga kiradilar: **C, H, N, P, S, Ca, Mg, Na, K, Cl, I, Fe, Mn, Cu, Co, Zn, Mo, V**. Bu elementlarning yetishmasligi kishi organizmi faoliyatining buzulishiga olib keladi;

-aralash elementlar. Ular odam va hayvon organizmida har doim bor, ularning biologik ahamiyati to'la o'rganilgan emas: **Ga, Sb, Sr, Br, F, B, Be, Li, Si, Sn, Cs, Al, Ba, Ce, As, Pb, Ra, Bi, Cd, Ni, Ti, Ag, Th, Hg, U, Se**.

-odam va hayvonlar organizmida topilgan, lekin miqdori va biologik ahamiyati aniqlanmagan elementlar: **Sc, Tl, In, La, Pr, Sm, W, Re, Th** va boshqalar.

Turli xil hujayra va organizmlarning tuzilishi va hayot faoliyati uchun zarur bo'lgan elementlarni biogen elementlar deyiladi.

Biogen elementlarning aniq sonini ko'rsatish hozirgi vaqtda juda mushkul ish, chunki juda oz miqdorda bo'ladigan mikroelementlarni aniqlash, ularning biologik ahamiyatini ko'rsatish nihoyatda murakkabdir. Hozirgi paytda 24 ta elementning biologik ahamiyati to'la aniqlangan bo'lib, bu elementlarga yuqoridagi hayot uchun zarur elementlar va aralash elementlar kiradi.

13.3. Odam organizmida biogen elementlarning joylanishi

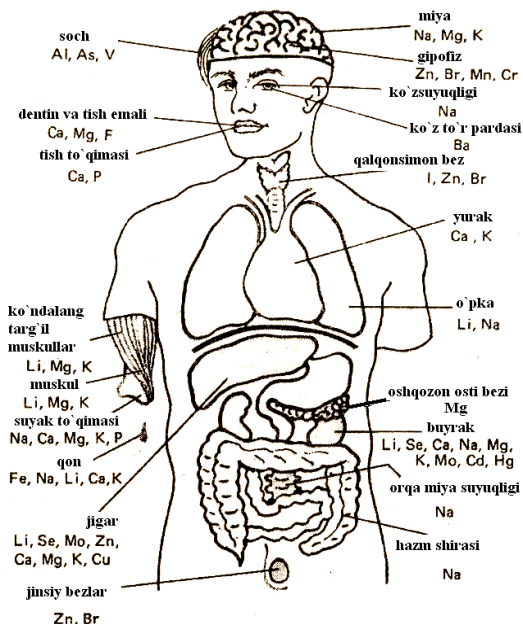
Odam organizmining to'qimalarida va a'zolarida makro va mikroelementlar turli miqdorda toplanadi. Ko'pchilik mikroelementlar suyak, jigar va muskul to'qimalarida yig'iladi. Bu a'zolar organizmning mikroelementlar saqlovchi zahiralari hisoblanadi.

Elementlar ma'lum a'zoga nisbatan moyillik ko'rsatadi va ularning konsentratsiyasi yuqori bo'ladi. Ma'lumki rux- oshqozon osti bezida, yod qalqonsimon bezda, ftor tish emalida, alyuminiy, mishyak, vannadiy soch va tirnoqlarda, kadmiy, simob, molibden buyrakda, qalay ichak to'qimalarida brom, marganes, xrom gipofiz bezida yig'iladi. Ba'zi makro- va mikroelementlarning odam organizmida joylanishi 27-rasmda keltirilgan.

Organizmida mikroelementlar bog'langan holda ham erkin ion holda ham uchraydi. Kremniy, alyuminiy, mis va titan bosh miya to'qimalarida oqsil komplekslari tarkibida, marganes esa ion shaklida bo'lishi aniqlangan.

Vodorod va kislorod makroelementlardir. Ular odam organizmida o'rtacha 65% ni tashkil qiladigan suv tarkibiga kiradi. Suv kishi tanasida turlicha taqsimlangan. Oshqozon shirasida, so'lakda, qon plazmasida, limfada suvning massa ulushi 90-99,5 % gacha boradi. Siydikda, miyaning oq moddasida, jigarda, terida, orqa miyada, muskullarda, o'pkada, yurakda 70-80% suv bor. Suvning suyakdagi massa ulushi 40%ga etadi.

Uglerod, vodorod, kislorod, azot, oltingugurt, fosfor kabi makroelementlar organizmdagi oqsil, nuklein kislotalari va boshqa biologik faol moddalar tarkibiga kiradi. Oqsilda (29- jadval) uglerodning massa ulushi 51-55% , kislorodniki 23-24%, azotniki 15-18%, vodorodniki 6,5-7% oltingugurtniki 0,3-2,5 % , fosforniki esa 0,5% ga yaqin bo'ladi. Odam va hayvonlarning turli xil a'zo va to'qimalarida oqsilning miqdori jadvalda keltirilgan. Oqsilning miqdoridan , ulardagi C, H, N, S, P larning taxminiy tarkibi haqida xulosa qilish mumkin.



27- rasm. Odam organizmida kimyoviy elementlarning tarqalishi.

Oqsilning eng ko'p miqdori taloqda, o'pkada, muskullarda joylashgan. Suyak va tishda esa uning miqdori eng oz (24%).

Uglerod, vodorod va kislorod uglevodlar tarkibiga ham kiradi. Lekin uglevodlarning organizmdagi miqdori ko'p emas, taxminan 2 % ga yaqin. Bu elementlar lipidlar (yog'lar) tarkibiga kiradi. Fosfolipidlar tarkibida fosfor

bo'lad. Eng ko'p lipidlar bosh miyada(12%), so'ngra jigarda(5%) va qon tarkibida(0,6%) bor.

Fosforning asosiy qismi suyak to'qimalarida to'plangan. Bu odam organizmidagi barcha fosforning 85 % ini tashkil etadi. Fosfor tishning qattiq to'qimalarida $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$ shaklda yig'iladi ($\text{X}=\text{F}, \text{Cl}, \text{OH}$). Kalsiy asosan suyak va tish to'qimalarida yig'iladi.

29- jadval. Hayvonlar va odamning turli a'zolarida oqsilning miqdori (quruq massaga nisbatan,%larda)

A'zolar va to'qimalar	Oqsilning massa ulushi,%	A'zolar va to'qimalar	Oqsilning massa ulushi,%
Taloq	84	Bosh miya	45
O'pka	82	Ichak	63
Muskul	80	Teri	63
Buyrak	72	Suyak	28
Jigar	57	Tish	24

Natriy va xlor asosan tashqi hujayraviy suyuqlikda yigiladi. Ftoridlar holatida natriy va kaliy suyak va tish to'qimalari tarkibiga kiradi. Magniy esa fosfat holatida tishning qattiq to'qimalari tarkibiga kirishi aniqlangan.

Tirik organizm uchun zarur bo'lgan 10 ta metal " hayot metallari" deb nom olgan. Massasi 70 kg bo'lgan odamda hayot metallarining miqdori quyidagicha: 1700g-Ca, 250 g-K, 70 g-Na, 42 g-Mg, 5 g-Fe, 3 g-Zn, 0,2 g-Cu, 0,1 g yaqin Mn, Mo, va Co bo'ladi. Katta odam tanasida 3 kg yaqin mineral tuzlar bo'lib uning 2,5 kg suyak to'qimalariga to'g'ri keladi.

Ba'zi makroelementlar(Mg, Ca) va ko'pchilik mikroelementlar organizmdagi bioligandlar- aminokislotalar, oqsillar, nuklein kislotalar, gormonlar, vitaminlar bilan kompleks birikmalar hosil qiladi. Masalan, Fe^{2+} kompleks hosil qiluvchi sifatida gemoglobin tarkibida, Co^{2+} vitamin B_{12} tarkibida, Mg^{2+} xlorofil tarkibida bo'ladi. Boshqa elementlarning (Cu, Zn, Mo va boshqalar) ham biokomplekslari organizmda muhim rol o'ynaydi.

Turli xil kasalliklar kimyoviy elementlarning organizmdagi miqdoriga ta'sir ko'rsatadi. Masalan, raxit kasalligida fosfor-kalsiy almashinish jarayoni buzulib, organizmda kalsiyning miqdori kamayadi. Nefrit kasalligida bo'lsa elektrolit almashinuv jarayoni buzulib organizmda kalsiy, natriy va xlorning miqdori kamayib, magniy va kaliylarning miqdori ortib ketadi. Organizmda makro- va mikroelementlarning miqdorini ma'lum me'yorda ushlab turishda gormonlar ham qatnashadi.

13.4. Organizmdagi kimyoviy elementlarning biologik o'rni

Organizmda makroelementlarning asosiy vazifasi to'qimalarni hosil qilish, shuningdek osmotik bosimni, ion va kislota-asos tarkibini meyorida ushlab turishdir.

Mikroelementlar esa fermentlar, gormonlar, vitaminlar, biologik faol moddalar tarkibiga kompleks hosil qiluvchi yoki faollashtiruvchi sifatida kirib modda almashinish, to'qimaning nafas olishi, zaharli moddalarning zararsizlantirishi kabi jarayonlarda qatnashadi. Mikroelementlar qon hosil bo'lish, oksidlanish-qaytarilish, a'zo va to'qimalarning oksidlanuvchanligi kabi jarayonlarga faol ta'sir ko'rsatadi. Kalsiy, fosfor, fluor, yod, alyuminiy, kremniy kabi makro va mikroelementlar suyak to'qimalarining shakllanishini ta'minlaydi.

Odam organizmida kimyoviy elementlar miqdorining yosh o'tishiga qarab o'zgarishi aniqlangan. Masalan, buyrakda kadmiy miqdori, jigarda molibden miqdori yosh ulg'ayishi bilan ortar ekan. Organizmda ruxning miqdori jinsiy kamolotga etishish davrida maksimal qiymatga etadi, so'ngra yosh ulg'ayishi bilan kamayib boradi. Yosh ulg'ayishi bilan organizmdagi xrom, vannadiy kabi mikroelementlar miqdori ham kamayishi kuzatiladi.

Organizmda mikroelementlarning etishmasligi yoki ortiqcha to'planishi hisobiga vujudga keladigan turli xil kasalliklar aniqlangan. Ftorning etishmasligi tish kariysiga, yodning etishmasligi endemik bo'qoq kasalligiga, molibdenning ortiqchaligi endemik padagra kasalligiga olib keladi. Bunday qonuniyat odam organizmida hayot uchun zarur bo'lgan mineral moddalar konsentratsiyasi oshganda zararli ta'sir ko'rsatadi.

Bir qancha elementlar (kumush, simob, kadmiy va boshqalar) zaharli hisoblanadi, chunki ularning organizmga oz miqdorda kirishi ham og'ir kasalliklarga olib keladi.

Boigen elementlar qishloq xo'jaligida ham keng qo'llaniladi. Tuproqqa oz miqdorda bor, mis, marganes, rux, kobalt, molibden kabi mikroelementlar qo'shilsa ko'pgina o'simliklarning hosildorligi keskin ortadi.

Mikroelementlar o'simliklardagi fermentlarning faolligini oshirib, oqsillar, vitaminlar, nuklein kislotalar, uglevodlar sintezini ta'minlaydi. Kimyoviy elementlarning ba'zilari fotosintez jarayoniga ijobiy ta'sir qilib, o'simliklarning o'sishi va rivojlanishini, urug'larning etilishini tezlashtiradi. Mikroelementlar hayvonlar ovqatiga ham qo'shiladi.

Turli xil kimyoviy elementlarning birikmalari dori modda sifatida keng qo'llaniladi. Kimyoviy elementlarning biologik rolini o'rganish, ularning biologik faol moddalar- fermentlar, gormonlar, vitaminlar bilan ta'sirlanishini aniqlash – yangi dori moddalari yaratish imkoniyatlarini kengaytiradi.

14 bob. Metallarning umumiy xossalari

Metallar uchun umumiy xususiyatlardan biri ularning tashqi elektron pog'onalarida 1tadan 3 tagacha elektron bo'lishidir. Metallarga barcha s-elementlar kiradi (vodorod va geliydan tashqari). Metallarga barcha d- va f-elementlar ham mansub. IY A guruhdagi barcha p-elementlar ham (bordan tashqari) metallar hisoblanadi. IY A va YA guruhdagi p-elementlar –Ge, Sn, Pb, As, Sb va Bi ham metallar va ularning tashqi valent elektronlari 4 ta yoki 5 tadan ekanligini inobatga olish kerak.

Metallar uchun xos bo'lgan umumiy fizik xossalarga: o'ziga xos yaltiroqlik, elektr tokini o'tkazuvchanlik, sim hosil qilishi, oson parchinlanishi va metallik kristall panjarali tuzilishga ega bo'lishidir.

Metallar uchun eng muhim xossalardan biri metallga xos yaltiroqlik va qattiqlik. Simobdan tashqari barcha metallar qattiq holda uchraydi. Metallar orasida eng qattiq'i xrom. Bu metall hatto oynani kesadi. Eng engil metallar jumlasiga kaliy, rubidiy va tseziy kiradi. Bu metallarni yog'ga o'xshatib pichoq bilan kesish mumkin.

Metallarning bolg'alanishi ham muhim ko'rsatkichlardan biridir. Bolg'alanish deganda og'ir narsalar bilan urilganda shaklini o'zgarishi, yupqa qatlam hosil qilishi va simga aylanishi nazarda tutiladi. Bolg'alanish paytida metallning kristall panjarasi biri ikkinchisiga nisbatan suruladi. Metallarning bolg'alanishi quyidagi qatorda kamayadi: Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Metallar ichida oltin juda yupqa zar qog'oz hosil qila oladi. Uni juda ingichka sim qilib cho'zish mumkin.

Metallar yaxshi elektr va issiq o'tkazuvchanlikka ega. Bu xossalar metallarning elektron tuzilishi bilan bog'langan. Elektr va issiq o'tkazuvchanlik sababi metallarning o'ziga xos kristall panjarasi va ularning tarkibidagi erkin elektronlardir. Odatda metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat ortishi bilan kamayadi. Absolyut nol haroratda metallarning qarshiligi kamayib, elektr o'tkazuvchanlik juda ortib ketadi.

Metallar zichligi bilan ham farqlanadi. Eng engil metall litiy hisoblanadi ($\delta=0,53 \text{ g/cm}^3$). Eng og'ir metall osmiy ($\delta=22,6 \text{ g/cm}^3$). Agar metallarning zichligi 5 g/cm^3 gacha bo'lsa engil metallar, zichligi 5 g/cm^3 dan ortiq bo'lgan metallar esa og'ir metallar hisoblanadi.

Metallar asosidagi biogen elementlar. Birinchi, ikkinchi va uchinchi guruh s-elementlar makroelementlar (natriy, magniy, kaliy, kaltsiy) jumlasiga kiradi. Metallardan litiy, storntsiy va alyuminiy fiziologik aktiv metallar jumlasigan hisoblanadi.

d-elementlar orasida hayotiy muhim elementlardan: marganes, temir, rux, mis, kobalt hisoblanadi. Oxirgi paytlarda titan, xrom va vannadiyning

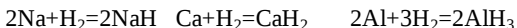
fiziologik roli kattaligi aniqlandi. Molibden ko'pgina oksidlanish-qaytarilish fermentlari tarkibiga kirishi topilgan.

Ba'zi f- elementlarning organizmda juda ham oz ekanligi ma'lum. Lekin ularning biokimyoviy jarayonlardagi turli reaksiyalarni o'zgartirishi shubhasiz.

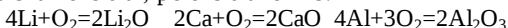
14.1. Metallarning kimyoviy xossalari

Metallarning kimyoviy xossalari ularning elektron berishi va metall ionlariga aylanishiga bog'liqdir. Metallar orasida ishqoriy metallar kuchli qaytaruvchilardir. Davrda qaytaruvchilik xossasi o'ngdan chapga qarab, guruhda yuqoridan pastga qarab ortadi.

1. **Metallarning metallmaslar bilan birikmalari.** Ular vodorod bilan gidridlar hosil bo'lib:



Kislorod bilan oksidlar, peroksidlar olinib:



Galogenlar bilan ftoridlar, xloridlar, bromidlar hosil qilsa, oltingugurt bilan sulfidlar, fosfor bilan fosfidlar, azot bilan nitridlar, uglerod bilan karbidlar, kremniy bilan silitsidlar hosil qiladi.

2. **Metallarning kislorod bilan birikmalari.** Ishqoriy metallar faqat litiy bilan oksid hosil qiladi. Boshqa ishqoriy metallar bilan (hatriy) peroksidlar hosil qilsa, kaliy va rubidiy va tseziylar bilan superoksidlar hosil bo'ladi. Qolgan ko'p metallar oksidlar hosil qiladi.

Agar metall o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lsa metallning eng kichik valentligi asosli xossaga, o'rtacha valentligi amfoter xossaga, eng yuqori valentligi esa kislotali xossaga ega bo'ladi.

CrO asosli oksid unga asos $\text{Cr}(\text{OH})_2$; Cr_2O_3 -amfoter oksid, unga ham asos $\text{Cr}(\text{OH})_3$ va ham kislota (HCrO_2 –metaxromit va H_3CrO_3 – ortoxromit kislota); CrO_3 -kislotali oksid bo'lib uning kislotalari H_2CrO_4 xromat va $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dixromat kislotalidir.

Shunga o'xshash xossalari MnO va Mn_2O_3 bolib, bu oksidlar asosli ($\text{Mn}(\text{OH})_2$ va $\text{Mn}(\text{OH})_3$); MnO_2 - amfoter oksid ($\text{Mn}(\text{OH})_4$; H_2MnO_3 ; H_4MnO_4) MnO_3 va Mn_2O_7 kislotali oksidlar (H_2MnO_4 va HMnO_4).

3. **Metallarning kislotalar bilan ta'siri.** Fe, Al, Zn, Mg kabi aktiv metallar H_2SO_4 suyult., HCl, H_3PO_4 , CH_3COOH o'xshash kislotalar bilan ta'sir etib shu metallning tuzini hosil qiladi va reaksiyada vodorod ajraladi.

Xuddi shu kislotalar bilan Cu, Ag, Hg, Au, Pt kabi passiv metallar eritmada ta'sir etmaydi. Bunda tuz hosil bo'lmaydi va vodorod ajralmaydi.

Kons. sulfat kislota (96%) Fe, Al, Cr, Au, Pt kabi metallar bilan eritmada ta'sirlashmasdan ularni passivlaydi. Cu, Hg, Ag ga o'xshash

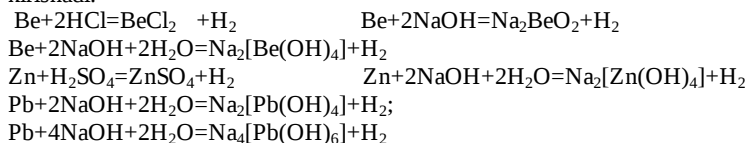
metallar kons. kislota ta'sirida shu metallning tuzini hosil qilib oltingugurt (1Y) oksidini hosil qiladi (SO_2). Zn, Mg, Ca kabi faol metallar kons. sulfat kislota ta'sirida shu metallning tuzini va SO_2 (yoki S va H_2S) hosil qiladi.

Kons. nitrat kislota ham (63%li) Fe, Al, Cr, Au, Pt kabi metallar bilan ta'sirlashmaydi. Cu, Hg, Ag ga o'xshash passiv metallar bilan ta'sirlashib, shu metallning tuzini va azot (1Y) oksidini hosil qiladi (NO_2). Agar shu metallar suyultirilgan nirtat kislota bilan ta'sirlashsa

(3 - 50%li) , bu holda metallning tuzi va azotning (II) oksidi hosil bo'ladi. Zn, Mg, Ca ga o'xshash aktiv metallarning kons. nitrat kislotalari bilan ta'sirida, shu metallarning tuzi va azotning turli oksidlari, hatto azot hosil bo'lishi (NO_2 , N_2O va N_2) kuzatiladi. Agar shu metallar va Al, Fe suyultirilgan kislotalar bilan ta'sirlashsa, metallarning tuzi bilan birga azot oksidlari va hatto ammiak tuzlari hosil bo'ladi (NO , N_2 va NH_4NO_3).

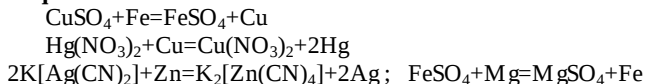
4. Metallarning suv bilan ta'siri. Ishqoriy va ishqoriy yer metallari suv bilan shiddatli ta'sir etadi. Bunda metall gidroksidi va vodorod hosil bo'ladi. Fe, Mg, Zn ga o'xshash metallar esa suv bilan yuqori haroratda ta'sir etadi.

5. Metallarning ishqorlar bilan ta'siri. Ishqorlar bilan faqat amfoter metallar ta'sir etadi. Bunday metallar qatoriga **Be, Zn, Al, Ge, Sn, Pb** kabi metallar kiradi. Bu metallar ham kislotalar ham asoslar bilan reaksiyaga kirishadi.



Ge, Sn, Al kabi metallar ham kislotalar va ham ishqorlar bilan ta'sirlashadi.

6. Metallar o'zlaridan aktivligi kam bo'lgan metallarni tuzlaridan siqib chiqaradi:

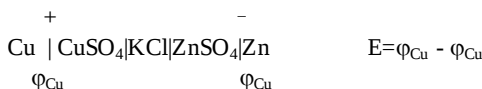


14.2. Metallarning standart elektrod potentsiyallari qatori

Agar metall o'zining tuzi eritmasiga tushirilgan bo'lsa, qattiq modda bilan suyuqlik chegarasida uch xil holat kuzatiladi. Metall eritmaga ion holatida o'tib, plastinka manfiy zaryadlanishi, suyuqlik esa musbat zaryadlanishi amalga oshadi. Bunday holat faol metallar bilan kuzatiladi. Metall va suyuqlik chegarasida qo'sh elektr qavat hosil bo'lishi mumkin. Umuman bu jarayonlar muvozanatda sodir bo'ladi.

Aksincha agar metall passiv bo'lsa, metallning sirtiga kationlar cho'kadi va metall dan elektronlar olinishi hisobiga qattiq faza musbat zaryadlanadi. Anionlar hisobiga suyuqlik manfiy zaryadlanishi mumkin. Ba'zan metall inert bo'lib metall bilan suyuqlik chegarasida qo'sh elektr qavat yuzaga kelmasligi ehtimolligi ham bor. Agar shu tartibda o'zgarishga uchragan ikki metallni bir-biriga bog'lansa va ularni suyuqliklari ham maxsus kaliy xloridli naylar bilan tutashtirilsa elektronlarning tartibli harakati kuzatiladi va zanjirda elektr toki paydo bo'ladi. Kimyoviy reaksiya asosida zanjirda elektr toki hosil qiladigan tizimlar galvanik elementlar deyiladi.

Ana shunday galvanik element sxemasi va ko'rinishi 28- rasmda keltirilgan:



Agar jarayon qaytar bo'lsa, ikkita elektrod potentsiallarining farqi zanjirning elektr yurituvchi kuchiga teng bo'ladi. Bu yerda mis va rux elektrodlaridan iborat galvanik zanjir tuzilgan. Bu elementning elektr yurituvchi kuchi alohida elektrodlar potentsiallarining ayirmasiga teng.

30-jadval. Metallarning elektrod potentsiallarining qiymati

Li	Cs	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺
-	-	-	-2,87	-	-2,37	-	-1,18	-	-
3,04	3,01	2,92		2,71		1,68		0,76	0,74

←qaytaruvchilik

oksidlovchilik→

Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺
-	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+	+0,85	+1,50
0,44						0,8		

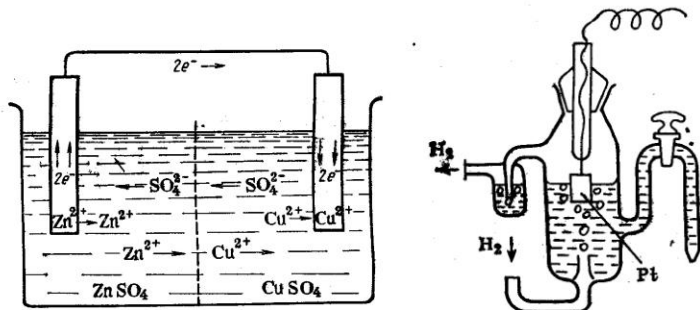
Bu yerdagi elektrodlar potentsiallari farqi ayni galvanik elementning elektr yurituvchi kuchini aniqlashga imkon beradi. Hozirgi paytda ko'p metallarning o'zini tuzlari eritmasiga botirilganda elektrod potentsiallari qiymati aniqlangan.

Qaytar elektrodlar uchun metal elektrodlarining potentsiallari ularning konsentratsiyalari asosida Nernst formulasi yordamida hisoblanishi mumkin:

$$\varphi = -RT \ln [Me^{n+}]$$

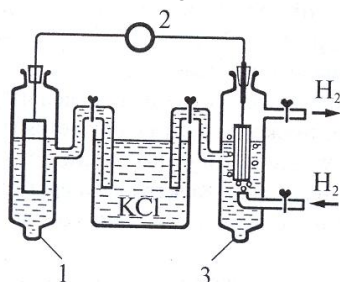
φ - metallning elektrod potentsiali; R-gaz doimiysi; T- absolyut harorat; $[Me^{n+}]$ - metall ioning konsentratsiyasi.

Tajribalarda metallarning potentsiali (30-jadval) standart, yani potentsiali ma'lum elektrod(larga)(vodorod, kalomel) nisbatan aniqlanadi. Standart elektrod(lardan) biri normal vodorod elektrodi (29-rasm) hisoblanadi. Bu elektrodga patinalangan platina vodorod ionlari konsentratsiyasi birga teng bo'lgan va 101,3 kPa bosimda vodorod gazi yuborib turiladigan elektrodan iborat. Bunday elektrodning potentsiali nolga teng. Bu elektrod va sinaladigan elektrod(lardan) zanjir tuzilib, tajribada avval elementning elektr yurituvchi kuchi va so'ngra elektrodning potentsiali aniqlanish mumkin.



28-rasm. Mis va ruxdan iborat galvanik zanjirda ionlarning harakatlanishi.

29. rasm. Vodorod elektrodining ko'rinishi.



30-rasm. Noma'lum elektrod(lar) potentsialini o'lchash uchun ishlatiladigan elektrod(lar) zanjirini ko'rinishi.

30- rasmda potentsiali aniqlanishi kerak bo'lgan elektrod (1) va vodorod elektrod(lar)dan (3) zanjir tuzilib avval ularning elektr yurituvchi kuchi va

son'gra elektrod potentsiali aniqlanish sxemasi ko'rsatilgan. Hosil bo'lgan zanjirdagi tok 2 voltmetr bilan o'lchanishi mumkin.

Metallarning qotishmalari. Metallarning bir nechtasini yoki ularga oz miqdorda metallmaslar qo'shib qotishmalar olish mumkin. Qotishmalar xossalari keng chegarada o'zgaradi. Odatda qotishmalarining suyuqlanish haroratlari dastlabki metallarnikidan ko'ra kamayishi aniqlangan. Lekin, qotishmalarining qattiqligi yuqori bo'ladi. Eng muhim qotishmalarga cho'yan va po'lat kiradi.

Po'lat temirning kam miqdordagi uglerod (1,7 % gacha) bilan hosil qilgan qotishmasi. Qotishmalarda Mn, Si, S, P va boshqa 10 dan ortiq qo'shimchalar bor. Po'lat temirga nisbatan qattiq bo'ladi.

Cho'yan temirning uglerod (2% dan ko'p) bilan hosil qilgan qotishmasi. Cho'yan tarkibida Si, Mn, P va S bo'ladi. Hozirgi paytda texnikada 5000 dan ortiq har xil qotishmalar ishlatiladi. Ularga bronza, latun, nixrom, dyuralumin va boshqalar kiradi.

14.3. Metallarning olinish usullari

Metallarning olinish usullari to'g'risidagi soha va fan metallurgiya deyiladi.

Metallurgiya qora va rangli metallurgiyaga bo'linadi. Qora metallurgiya asosan temir, cho'yan va po'lat olish bilan shug'ullanadi. Cu, Ag, Au, Cr, Ni, Mn va boshqa metallar olish sohasi rangli metallurgiyaga tegishlidir.

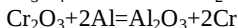
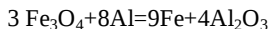
Tabiatda metallar erkin holda ham uchraydi. Odatda bunday metallarning aktivligi kam. Bularga Au va Pt kiradi. Cu, Ag, Hg, Sn va boshqa metallar bo'lsa ham erkin holda va ham birikma holda uchraydi.

Ba'zi metallarning tabiatda faqat birikmalari uchraydi. Bunday birikmalarga olsidlar, karbonatlar, sulfidlar va murakkab minerallar kirib, minerallrda bir paytni o'zida bir necha metallar bo'lishi mumkin.

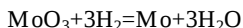
Metallarni olinish usullari uchga bo'linadi: pirometallurgiya, gidrometallurgiya va elektrometallurgiyalar hisoblanadi.

Pirometallurgiya jarayonida oksidlar, sulfidlar, karbonatlar va boshqalardan yuqori haroratda qaytarib metallarni ajratib olish tushuniladi. Qaytaruvchilar sifatida ko'mir, CO, faol metallar, vodorod, metan va boshqalardan foydalaniladi. ZnS tutgan ruda kislorodda yoqilib, oksidaga aylantiriladi, keyin CO yoki ko'mir bilan qaytarilib metallga aylantiriladi. Fe, uning qotishmalari, Cu, Zn, Cd, Sn, Ge, Pb va boshqa metallar pirometallurgiya usullarida olinadi.

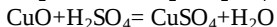
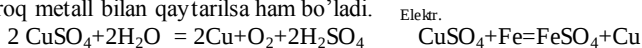
Agar metallarni qaytarish jarayonida alyuminiy ishlatilsa, alyuminatermiya deyiladi. Masalan, shu usul bilan magnetitdan temir olinadi:



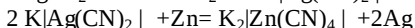
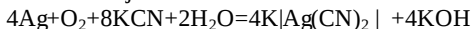
Mn, Cr, Ti, Mo, W larni olishda uglerod ishlatilsa karbidlar hosil bo'lib qolgani uchun ular faqat metallotermik usullarda olinadi. Qaytarishda vodorod ishlatilsa vodorodtermiya deyiladi. Bu usulda Mo, W kabi metallar olinadi.



Gidrometallurgiya metallarni rudalardan eritmaga o'tkazish orqali ajratib olishdir. Eritmadan metallar turli usullar bilan ajratib olinadi. Masalan, mis(II) oksiddan mis olishda, avval mis birikmasi eritmaga o'tkazilib, so'ngra elektroliz usuli bilan ajratib olinishi mumkin. Eritmadan birorta faolroq metall bilan qaytarilsa ham bo'ladi.



Gidrometallurgiya jarayoni Cu, Au, Ag olishda juda qo'l keladi. Masalan, Au yoki kumush olishda ruda tarkibidagi metall avval eritmaga kompleks birikma hosil qilish orqali o'tqazilib, songra birorta arzonroq metal (Zn) orqali eritmadan ajratib olinadi.



Ag, Au, Cu, Zn, Cd, U, Mo ana shu usullar yordamida olinadi.

Elektrometallurgiya usulida metallarni ajratib olishda elektrolizdan foydalaniladi. Bu usul ishqoriy, ishqoriy -er metallari, alyuminiy olishda qo'l keladi. Bunda inert (grafit, ko'mir, iridiy, tantal) kabi erimaydigan elektrodlar va eriydigan (Cu, Ni, Zn) elektrodlar ishlatiladi. Ba'zan elektroliz metallarni tozalash (rafinatsiya) uchun ham kerak bo'ladi.

15-bob. s-elementlar

15.1.Vodorod

Vodorod (Hudrogenium). XV1 asrning birinchi yarmida nemis shifokori Paracelsus tomonidan kashf etilgan. 1776 yilda ingliz olimi G.Kavendish uning xossalari va boshqa gazlardan farqini o'rgandi. 1783 yilda A.Lavuaze vodorodni birinchi marta suvdan oldi va suv ham vodorod va kisloroddan tashkil topishini ko'rsatdi.

Vodorodni qayn. harorati -252°C , suyuql. harorati $-252,2^{\circ}\text{C}$. 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. ^3_1H – tritiy tabiatda nihoyatda kam uchraydi, faqat atmosferaning yuqori qatlamlarida, koinot nurlari ta'sirida va yadro reaksiyalarida hosil bo'ladi. Tritiyning yarim emirilish davri 12,42 yil, radioaktiv izotop.

Hozirgi paytda deyteriy turli dorivor moddalarning farmakokinetikasini tekshirishda radioaktiv nishon sifatida qo'llaniladi. Shu maqsadda o'zidan α - zarrachalar tarqatadigan tritiy ham ishlatiladi. Tritiy organizmdagi suvning umumiy miqdorini aniqlashda kerak bo'ladi. Ayniqsa fermentlar mexanizmini tekshirishda, turli kasalliklarni tahlil qilishda foydalaniladi.

H atomi yadrosi birgina protondan iborat, atom massasi 1,00797 vodorod atomi musbat va manfiy zaryadlangan ionlar hosil qilishi mumkin.

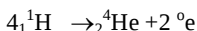


H^{+} bu, yadro, ya'ni erkin proton. H^{-} inert gaz geliyning elektron qavatiga o'xshash. H^{-} anchagina beqaror.

Molekulyar vodorod metallarda (Fe, Ni, Pt va Pd) yaxshi eriydi. Bir litr palladiy 900 l vodorodni eritishi ma'lum. Bu jarayonda palladiy hajmi kattalashadi.

Tabiatda uchrami. Vodorod tabiatda keng tarqalgan kimyoviy element. Yer sharida uning miqdori 1 % (atmosfera, litosfera va gidrosfera). U torp 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.

Quyosh sistemasida vodorod asosida quyidagi termoyadro reaksiysi boradi:

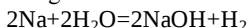


Labaroariyada olinishi. Laboratoriyada vodorod quyidagi usullar bilan olinadi:

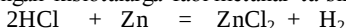
1. Natriy gidroksid yoki KOH ni(34%) eritmasini elektroliz qilish orqali olinadi: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

NaOH yoki KOH suvni elektr o'tkazuvchanligini yaxshilash uchun kerak.

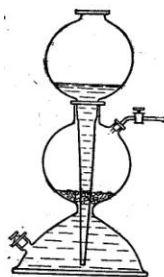
2. Aktiv metallarga suv ta'sir ettirish tufayli ham vodorod olish mumkin:



3. Suyultirilgan kislotalarga faol metallar ta'sir ettirish:

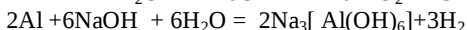
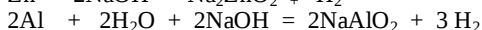
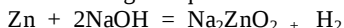


Buning uchun Kipp qurilmasiga(31-rasm) suyultirilgan xlorid yoki sulfat kislota quyiladi. Uning o'rtadagi shariga maxsus polimer moddadan yasalgan to'siq ustiga donador rux solinadi. Agar o'rta sharga o'rnatilgan jumrak ochilsa naydan vodorod ajralib chiqadi. Jumrakni kattaroq yoki kichikroq ochib vodorod ajralib chiqishini boshqarib turiladi.



31-rasm. Vodorod olish uchun Kipp qurilmasi.

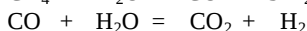
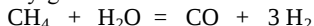
4. Amfoter metallarga ishqorlar ta'sir ettirish:



Xuddi shunaqa reaksiyalar Be, Pb, Sn, Ge bilan ham boradi.

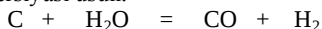
Sanoatda olinishi. Sanoatda quyidagi usullarda olinadi:

1. 800°S da tabiiy gaz nikel katalizatoridan o'tkaziladi:



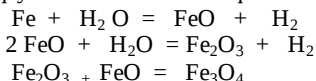
2. Kuchli sovutish usuli. Vodorodni koks va suv gazidan gazlar aralashmasini sovutish usuli bilan past temperaturada olinadi.

3. Ko'mir konversiyasi usuli.



CO+H₂ aralashma suv gazi deyiladi. Reaktsiya 500 °C da 25 atmosfera bosimda katalizator Fe₂O₃ yoki Cr₂O₃ ishtirokida amalga oshiriladi.

4. Temir bug' usuli Markaziy hamdo'stlik mamlakatlarida keng tarqalgan usul. Bu usulda 600-700 °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.

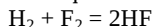


Kimyoviy xossalari. Tarkibida bitta elektron bo'lgan vodorod ikki atomli. H_2 - protiy, D_2 - deyteriy, T_2 -tritriy, HD, HT, DT molekularini hosil riladi. $\text{H}_2 = 2\text{H} - 435$ kJ/mol.

Vodorod molekulasida kichik o'lchamga va massaga ega, qutblanishi oz, lekin molekula juda barqaror. Shu sababli suvda va organik erituvchilarda oz eriydi. Qattiq vodorod geksagonal kristal panjaraga ega. Molekulaning atomlarga parchalanishi yuqori haroratda 2000°Sda sezilarli tezlikda boradi.

Vodorod ham oksidlovchi, ham qaytaruvchilik xossalari namoyon qiladi.

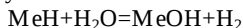
Odatdagi haroratda faqat fluor bilan reaksiyaga kirishadi:



Qizdirilganda fluor xlor, brom, kislorod bilan reaksiyaga kirishadi.

Elementlarning vodorod bilan hosil qilgan birikmalari gidridlar deyiladi. Gidridlar quyidagi guruhlarga bo'linadi:

- ion tuzilishga ega bo'lgan gidridlar. Bunday birikmalar qatoriga ishqoriy va ishqoriy- yer metallari gidridlari (LiH kovalent tabiatli) kiritilishi mumkin. Gidridlar oq qattiq moddalar. Ular yuqori suyuqlanish haroratiga ega. Bunday gidridlar suyuqlanmasi elektrolizida vodorod ajraladi. Gidridlar oson gidrolizga uchraydi:

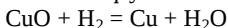


- kovalent bog'lanish hosil qiladigan gidridlar. CH_4 , SiH_4 , NH_3 , H_2O , H_2S , HF , HCl va boshqalar. Bunday birikmalar vodorod va metallmaslarga tegishli. Odatda bunday gidridlar gaz moddalardir. H_2O va HF vodorod bog'lanish mavjudligi sababli suyuqliklar;

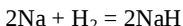
- polimer tabiatli gidridlar. Be, Mg, Al, In, Tl kabi elementlarga tegishli. Ularning formulasi $(\text{BeH}_2)_n$ yoki $(\text{TiH}_2)_n$. Gidridlar o'zaro molekulararo vodorod bog'lari hosil qilgan;

- vodorodning metall tabiatli birikmalari. d- va f- elementlarning vodorodli birikmalari metallik tabiatga ega. Ular metallga o'xshash qora qo'ng'ir rangli, mo'rt, issiq va elektr o'tkazuvchanlik metallarga o'xshab ketadi. Ularning formulalari o'zgaruvchan tarkibli MeH (VH , NbH , TaH), MeH_2 (TiH_2 , ZrH_2 , HfH_2 , ScH_2), va MeH_3 (UH_3 , PdH_3).

Vodorodning qaytaruvchilik xossasidan ba'zi oddiy moddalarni ularning oksidlari va galidlaridan qaytarish uchun foydalaniladi:



Oksidlovchi sifatida vodorod aktiv metallar bilan reaksiyaga kirishadi:



Vodorod kimyo sanoatida ammiak, metanol, xlorid kislota kabi moddalarni olishda shuningdek yog'larni, suyuq yog'larni gidrogenlashda ishlatiladi. Vodorod kelajak yoqilg'isi hisoblanadi. Oxirgi paytlarda kuchli tovush to'liqlari suvni vodorod va kislorodga parchalashi va ajralgan vodorod va kislorodni qaytadan yoqib dvigatellarni yurgazish tog'risidagi injenerlik echimlari matbuotda e'lon qilingan.

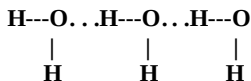
15.2. Suv va uning xossalari

Suv. Vodorod va kislorodning kimyoviy birikmasi. Yer sharining 3/4 qismi suv bilan qoplangan. Miqdori 2.10^{18} t. Ko'p moddalarning 90% miqdori suv bo'ladi. Hayvon va o'simlik organizmida 75-86% suv bo'ladi.

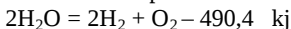
Fizik xossalari. Suv rangsiz suyuqlik. 18°C da toza suvning elektr o'tkazuvchanligi $4.4 \cdot 10^{-8} \text{ om}^{-1} \text{ sm}^{-1}$. Toza suv elektr tokini deyarli o'tkazmaydi. Agar 1 atm bosim, 0°S haroratda u muzga aylanadi. 100°S dan yuqorida suv bug'ga aylanadi. 4°S da suv eng katta zichlikka ega bo'lib, $\rho = 1 \text{ g/sm}^3$ ga teng.

Muz - rangsiz, $\rho = 0.9168 \text{ g/sm}^3$. 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 $d = 1.5$; suyuql. harorati $T_{\text{suyq.}} = +76^\circ\text{S}$ u issiq muz deyiladi.

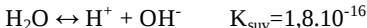
Kimyoviy xossalari: Suv molekulasi dipol momenti $\mu = 1.74 \cdot 10^{-18} \text{ sp}^3$ gibridlangan, lekin gibrid orbitallarning ikkitasida bog'lanmagan 2 elektron jufti aylanadi. Suvning dielektrik doimiysi 81 ga teng. Etanolniki 27, efirniki 2. Qattiq va suyuq holatda suv molekulasi $(\text{H}_2\text{O})_n$. 4°C da $n=2$, 0°S da $n=3$. Molekulalarning assotsiatsiyalanishi vodorod bog'lari hisobiga sodir bo'ladi.



1000°S da suv parchalanadi:

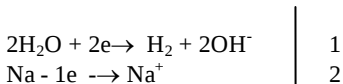
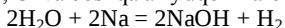


Bu reaksiya qaytar bo'lib 5000°S da suv vodorod va kislorodga to'la parchalanadi. Suv kuchsiz elektrolit. 555 mln molekuladan bittasi ionlarga ajralgan bo'adi.

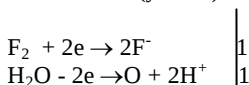


Oksidlanish -qaytarilish reaksiyalarida suv odatda muhit vazifasini bajaradi.

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.

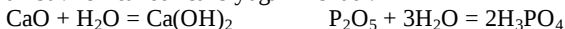


Kuchli oksidlovchilar ta'sirida suv qaytaruvchilik xossalarini namoyon qiladi: $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O}$ (yonadi)

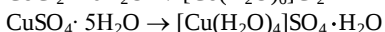
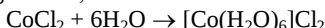


Boshqa moddalarning molekulariga suvni birikishining 3 xil turi ma'lum: 1) ion, 2) koordinatsion, 3) adsorbsion.

- ishqoriy va ishqoriy-yer metallari, ularning oksidlari va kislotali oksidlar bilan suv **ion turda** reaksiyaga kirishadi.



- akvakomplekslarda dipol xarakterga ega bo'lgan suv molekulari musbat zaryadlangan kompleks hosil qiluvchi ionga tortilish xususiyatiga ega bo'lib, bu **koordinatsion birikish** bo'ladi.



Akvakomplekslarning parchalanishi tuz rangining o'zgarishi bilan boradi.

- molekulararo kuchlar ta'siri tufayli har qanday modda ham ma'lum miqdorda suvni o'z sirtiga **adsorbsiya qilish** xossasiga ega. Adsorbsiya jarayonida moddaga birikkan suv gignoskopik suv deyiladi. U 100°C da qizdirilsagina suv chiqib ketadi. H_2SO_4 , CaCl_2 , P_2O_5 suvni adsorbsion yutadi.

Og'ir suv. ^2D izotopi kislorod bilan D_2O birikma hosil bo'ladi. 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 $T_{\text{suyur}} = 3,8^\circ\text{S}$, qaynash harorati $T_{\text{rayn}} = + 101,4^\circ\text{S}$. D_2O yadro texnikasida katta ahamiyatga ega. U yadro reaktorida neytronlarni

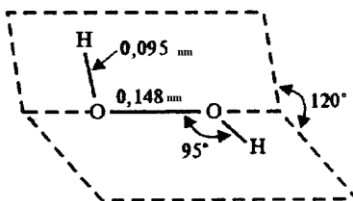
sekinlashtiruvchi modda sifatida, deyteriy olish uchun xom ashyo sifatida va termoyadro reaksiyalarida ishlatiladi.

Odam organizmida vodorod uglerod, azot, oltingugurt bilan kovalent bog'langan. Vodorod oshqozon shirasida gidroksoniy ioni holatida. Shu ion ham mikroblarga qarshi ta'sirga ega, ham oqsillar, polisaxaridlar va boshqa biologik birikmalarning gidrolizlanishiga ta'sir etadi.

15.3. Vodorod peroksidi va uning xossalari

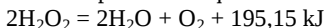
Vodorod peroksidi. H_2O_2 rangsiz, siropga o'xshagan suyuqlik. Zichligi $d=1,4633 \text{ g/sm}^3$, Suyuqlanish harorati $T_{\text{suyq}}=0,43^\circ\text{S}$, 26 mm simob ustuni bosimda qaynash harorati $T_{\text{qayn}}=68^\circ\text{S}$, 65 mm sim. ustunida 85°C , atmosfera bosimida $T_{\text{qayn}}=150,2^\circ\text{S}$.

$\begin{matrix} +1 & -1 & -1 & +1 \\ \text{H} & - & \text{O} & - & \text{O} & - & \text{H} \end{matrix}$ Vodorod molekulasining struktura formulasi 32 -rasmدا keltirilgan. H-O- orasining uzunligi 0,095 nm, O-O orasidagi masofa 0,148 nm ga teng. H-O-O bog'lari orasidagi burchak 95°S ni tashkil etadi.

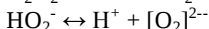


32-rasm. Vodorod peroksid molekulasining tuzilishi.

Vodorod peroksid beqaror birikma. Oson parchalanadi.



151°S da vodorod peroksid portlaydi. Suvli eritmalarida vodorod peroksid kuchsiz kislota va 2 bosrichda dissotsiatsiyalanadi.

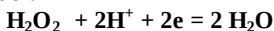


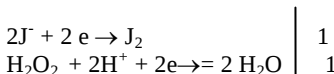
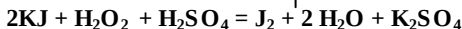
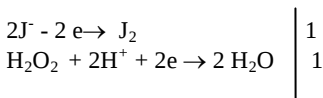
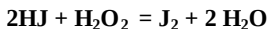
H_2O_2 nordon va asosli tuzlar hosil qiladi. NaHO_2 , Na_2O_2 , BaO_2 .

H_2O_2 oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalari namoyon qiladi. H_2O_2 kisloroddan kuchliroq oksidlovchi.

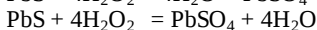
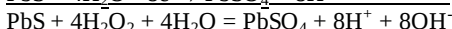
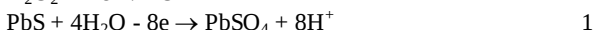
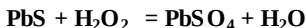
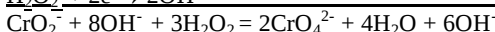
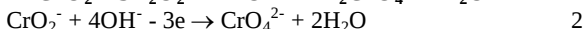
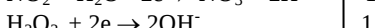
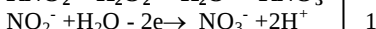
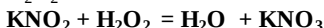
Vodorod peroksidi oksidlovchi. H_2O_2 oksidlovchi bo'lganda:

1. Kislotali muhitda H_2O_2 H^+ ionlari bilan birikib suv molekulasini hosil qiladi.



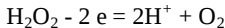


2. Neytral va ishqoriy muhitda oksidlovchi H_2O_2 2ta elektron biriktirib OH^- ionlarini hosil qiladi.

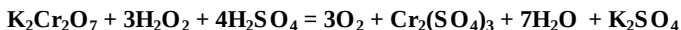
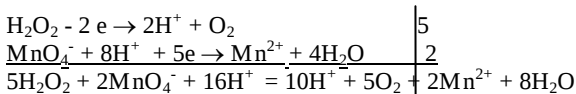


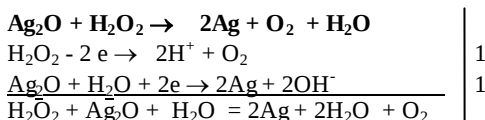
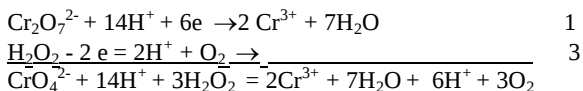
Vodorod peroksidi qaytaruvchi. Oksidlovchilar KMnO_4 , Ag_2O , CrO_3 va b. ishtirokida vodorod peroksid qaytaruvchilik xossasini namoyon qiladi.

1. Kislotali va neytral muhitda vodorod peroksid 2ta elektron berib, vodorod ionlari va kislorod molekulasini hosil qiladi.

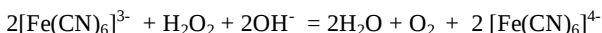
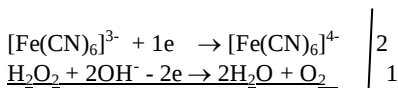
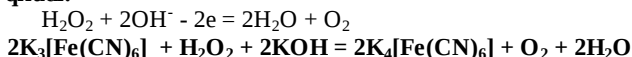


Misol: $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{O}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

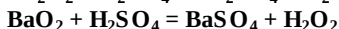
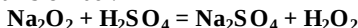




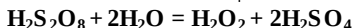
2. Neytral va ishqoriy muhitda OH^- ionlarini biriktirib suv va kislorod hosil qiladi.



Olinishi. Vodorod peroksid natriy yoki bariy peroksidlarga kislotaga ta'sir ettirib olinadi.



Dunyoda ishlab chiqariladigan vodorod peroksidlarning 30% i 50% li sulfat kislotani elektroliz qilish orqali olinadi.



Ishlatilishi. 30% li vodorod peroksid eritmasi (pergidrol) va 73-90% li eritmalarini sotiladi. Vodorod peroksid ko'p bo'yoqlarni oqartiradi. Shu xossasi tufayli 6% vodorod peroksidi ipak, soch, par va boshqalarni oqartirish uchun ishlatiladi. U harbiy va raketa texnikasida, 3% li eritmasi tibbiyotda dezinfektsiyalovchi modda sifatida qo'llaniladi.

H_2O_2 ning ishlatilishi uning oksidlovchilik xossalariga va qaytariish mahsulotlarining mutlaqo bezararligiga asoslangan. Yaralarga ishlov berilganda ajraladigan kislorod: mikroblarga, teri rangiga qarshi va yarani tozalash, ko'pik hosil qilish hamda teri to'qimalarini parchalash xossalariga ega.

30% li vodorod peroksidi eritmasi kosmetikada osmirlarda hosil bo'ladigan xafsiz o'sma va yunglarni olib tashlashda ham ishlatiladi.

15.4. I A guruh elementlari

Bu guruh elementlariga litiy, natriy, kaliy, rubidiy, seziy va fransiy kiradi. Barcha guruh a'zolarining tashqi elektron qavatida bittadan s elektronlar bor. Ularning asosiy kattaliklari 31- jadvalda berilgan.

Element tartib nomeri ortishi bilan atom va ionlarning radiusi ortadi. Shu metallarning suyuqlanish harorati kamayadi. Metallarning eng engili litiydir.

31- jadval. I A guruh metallarining eng muhim kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
At. m.	6,94	22,99	39,1	85,47	132,9	
Elektron formulasi	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	[223]
At. rad.,nm	0,155	0,189	0,236	0,248	0,268	$7s^1$
Ion rad,nm	0,066	0,095	0,133	0,148	0,268	0,280
Suyuql. harorati,°S	1790,53	980,97	630,85	39	29	-
Zichligi,g/sm ³	5,39	5,14	4,34	1,5	1,9	3,98
	0,02	2,4	1,4	4,18	3,89	-
Ionlanish energiyasi $M \rightarrow M^+$				$7 \cdot 10^{-3}$	$9,5 \cdot 10^{-9}$	
Yer po'stlog'ida tarqalishi,mol qism						

Faqat litiyning tashqaridan ikkinchi qavatida ikkita ta elektron bo'lsa, boshqa ishqoriy metallarning tashqaridan 2-qavatida 8 tadan elektronlar bor. Shuning uchun ham litiyning xossalari boshqa ishqoriy metallardan kimyoviy xossalari jihatdan farq bo'lishiga olib keladi. Bu metallarning ishqoriy metallar deyilishi, arabchadan ishqor “emiruvchi” degan ma'no beradi.

Barcha ishqoriy metallar ns^1 valent elektronga ega, lekin bu elektron yadro bilan bo'sh bog'langan. Ular birikmalarda +1 oksidlanish darajasini namoyon etadi. Litiydan seziiygacha metallik xossalari kuchayadi.

Fransiy barcha ishqoriy metallardan eng faoli va og'iri hisoblanadi. Radioaktiv uni yarim yemirilish davri 22 minut.

Tabiatda uchrashi. Ishqoriy metallar kimyoviy faolligi yuqoriligi sababli faqat birikmalar holida uchraydi. Tabiatda uchraydigan izotoplari: ${}^7\text{Li}$ (92,5%), ${}^6\text{Li}$ (7,3%).

Litiyning birikmalari nihoyatda ko'p. Uni 150 dan ortiq minerallari bor. Texnik ahamiyatga spodumen $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ va litiy smolasi yoki lepidolit $\text{KLi}_2\text{Al}(\text{Si}_6\text{O}_{10})(\text{F},\text{OH})_2$, petalit $(\text{Li},\text{Na})\text{AlSi}_4\text{O}_{10}$.

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 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; yer sharining asosiy po'stlog'i-ortoklaz $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

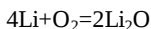
Rubidiy va seziiy natriy va kaliy bilan birga lekin kamroq uchraydi.

Olinishi. Natriy, litiy va kaliy asosan elektroliz usuli yordamida olinadi. Elektrolizga tuzlar yoki gidroksidlar uchratiladi. Rubidiy va seziiy unung xloridlaridan kalsiy metali bilan qaytarish orqali olinadi.

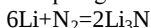
Xossalari. Ishqoriy metallar kub krisall panjaraga ega. Yangi kesilgan metallar ko'rinishi odatdagi metallarga o'xshaydi. Metallik yaltiroqlikka ega. Barcha ishqoriy metallar kerosin (tseziiy havoda portlaydi) ostida yoki inert gaz muhitida saqlanadi. Ishqoriy metallar engil metallar hisoblanib, pichoq bilan oson kesiladi. Litiy kerosindan engil, shuning uchun parafin ostida berk idishga yg'iladi. Ularni ichida eng qattiq holatda uchraydigani kaliy u yuqori issiq va elektr o'tkazuvchanlikka ega.

Litiy. Odatdagi sharoitda oq, yaltiroq, yumshoq va engil metall. LiCl va KCl aralashmasini suyuqlanmadan elektroliz qilib olinadi.

Xona haroratida kislorod billan ta'sirlasib litiy oksidini hosil qiladi.



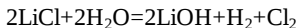
Litiy oksidi kul rangli, suvda yaxshi eriydi. Litiy odatdagi sharoitda azot bilan ta'sirlashib oq rangli litiy nitridini hosil qilishi kuzatiladi:



Qizdirilganda galogenlar Cl_2 , Br_2 va I_2 bilan kuchli alanga berib yonadi va LiCl , LiBr va LiI ni hosil qiladi.

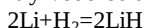
Birikmalaridan LiF , Li_2CO_3 va Li_3PO_4 kam eriydi. Peroksidlari Li_2O_2 , persulfidlari Li_2S_2 , perkarbidlari Li_2C_2 ma'lum.

LiOH ni olish uchun LiCl ni suvdagi eritmasi elektroliz qilinadi:



Litiiy ioni eng kichik o'lchamga ega bo'lib, eng yuqori qutblanuvchanligi bilan boshqa ishqoriy metallardan farqlanadi. Shuning uchun u koordinasion soni 4 bo'lgan $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ akvakomplekslar hosil qiladi.

Litiiy vodorod atmosferasida qizdirilganda litiiy gidridini hosil qiladi:

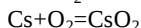
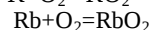
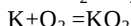
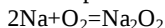


Litiiy gidridi oq kristall modda, 680°S suyuqlanadigan ion bog'lanishli birikma.

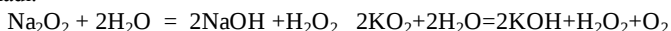
Boshqa ishqoriy metallar. Tabiatda uchraydigan natriy izotopining massa soni 23. Kaliy uch xil atom massali izotop holatida uchraydi: 39, 40 va 41.

Barcha ishqoriy metallar kuchli qaytaruvchilar. Ular juda oson +1 zaryadli ionlarga o'tadi. Ionlanish entalpiyasining kichikligi, ionlarning sharsimonligi, kam qutblanuvchanligi ularning kimyoviy xossalari belgilaydi. Kovalent bog' hosil qilish qobiliyati litiiyda eng yuqori. Metallarning bug'larida Li_2 , Na_2 hosil bo'lishida bog' kovalent. Boshqa bog'larda ion bog' hissiati ortib boradi.

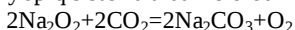
Kislorodda yondirilganda faqat litiiy oksid hosil qilib boshqa ishqoriy metallar peroksidlar va superoksidlar aylanishi kuzatiladi:



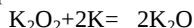
Peroksidlarni suv bilan ta'siridan vodorod peroksidi yoki kislorod hosil bo'ladi.



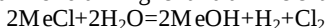
Peroksidlar yopiq sistemalarda kislorod manbasi sifatida ishlatiladi:



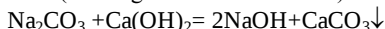
Peroksidlardan oksidlarni metallar qo'shib olish mumkin:



Natriy va kaliy oksidlari oq rangli, rubidiy va seziiy oksidlari sariq rangli. Ishqoriy metallar oksidlari suv bilan shiddatli ta'sirlashadi. Oksidlarning faolligi Li_2O dan Cs_2O qarab ortib boradi. Ishqoriy metallarning gidroksidlari oq qattiq moddalar. Ular tabiatda uchramaydi. Ular ishqoriy metallar xloridlarining eritmalarini elektroliz qilish orqali olinadi.

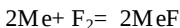


Eng ko'p qo'llaniladigan natriy gidroksidi olish uchun ohakka soda qo'shib olinadi (shuning uchun kaustik soda):

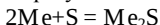


Soda olish usullari keyinchalik uglerod mavzusida alohida ko'rib chiqiladi.

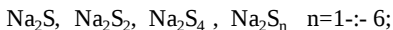
Ishqoriy metallar galogenlar bilan shiddatli va issiqlik chiqishi bilan ta'sirlashadi:



Juda oson ishqoriy metallarning sulfidlari hosil bo'ladi:

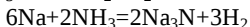


Me_2S larni oltingugurt bilan qo'shib suyuqlantirilsa persulfidlar hosil bo'ladi.



Ishqoriy metallar vodorod bilan oson ta'sirlashadi. Bunda metall gidridlari hosil bo'ladi. Ularning bog'lanishi ion tabiatli.

Suyuq ammiak bilan ishqoriy metallarning reaksiyasida amidlar, imidlar va nitridlar hosil bo'ladi.



Natriy va boshqa ishqoriy metallar simobda eriydi va intermetallik birikmalar- amalgamalarga aylanadi.

Litiy – alangani qizil-binafsha rangga bo'yaydi. Natriy ishtirokida alanga sariq-g'isht rangga bo'yaladi. Kaliy alangani binafsha-siyoh rangga, pubidiy qizil, seziiy esa binafsha tusga bo'yaydi. Shu usul bilan bu metallar borligi aniqlanadi.

Ishqoriy metallarning tuzlari. Deyarli barcha kislotalar bilan tuzlari ma'lum. Bu tuzlar suvda yaxshi eriydigan, ionli kristal panjaraga ega birikmalardir.

Analitik kimyoda litiiy va natriyning tuzlaridan 4,4'-dimetilaminodifenil metanning metanoldagi eritmasi holatida cho'ktirishi mumkin. Natriy va ruxning aralash uranilasetatlari ham [$\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$] suyuqlantirilgan sirka kislotasidan cho'ktiriladi. Kaliy tuzlaridan $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ (gidrotartaratlar) va $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ suvda yomon eriydi. Ular ishqoriy metallarning sifat va miqdoriy tahlilida ishlatiladi.

Kalsinirlangan soda (Na_2CO_3), kristall soda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), ichimlik sodasi (NaHCO_3) ko'p ishlab chiqaziladi.

Natriy gidroksidi sovun tayyorlashda, to'qimachilik va ko'ndchilik organik moddalar olishda va boshqa maqsadlarda ishlatiladi. Natriy gidroksidi 328°S suyuqlanadi. 20°S da suvda 109 g natriy gidroksid eriydi. U kuchli ishqor, shuning uchun o'yuvchi natriy deb ataladi. Ishqor teriga tushsa terini kuydiradi. NaOH dan ayniqsa ko'zga sachrashidan ehtiyot bo'lish kerak, kozga tushsa ko'zni ko'r qiladi.

Osh tuzi NaCl- natriy metali, xlor, natriy gidroksid, xlorid kislota ishlab chiqarishda xom ashyo.

Natriy sulfat glauber tuzi yoki mirabilit holatida $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ holida uchraydi. Tibbiyotda va shisha ishlab chiqarishda ishlatiladi.

Kaliy tuzlaridan KCl , KNO_3 , K_2SO_4 kaliyli o'g'itlardir. Kaliy nitrat qora poroxning tarkibiga kiradi: KNO_3 -68%; C-17%; S-15%.

Tseziy va rubidiy fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi. Nur ta'sirida Rb va Cs ning valent elektronlarini oson ajralishi yorug'lik energiyasini elektr energiyasiga aylantirish imkoniyatini beradi.

Ishqoriy metallarning tibbiyotda va farmatsiyada ishlatilishi. Hozirgi paytda litiy ionining organizmdagi orni ancha yaxshi o'rganilgan. Litiy ionlari inson psixikasidagi o'zgarishlarda asqotishi topilgan.

O'rtacha odam vazniga (70 kg) nisbatan organizmda kaliy 250 g, natriy – 70 g ni tashkil etadi.

Natriy birikmalari organizmda asosan hujayra atrofidagi suyuqliklarda mavjud (qonda, limfa va ovqat hazm qilish shiralarida). NaCl hisobiga organizmdagi qon bosimi boshqarilib turadi.

Kaliy ionlari organizmda hujayra ichidagi ion hisoblanadi. U ko'pgina boikimyoviy va fiziologik jarayonlarda, masalan nerv impulslarining harakatida ishtirok etadi. Kaliy ionining qonda mo'tadil miqdorda bo'lishi yurakni normal ishlashi uchun kerak. Bir sutkada 2-3 g kaliy kerak bo'ladi.

Natriy gidrokarbonat (NaHCO_3) ichdan antatsid modda sifatida buyuriladi, shuningdek ingalyasiya, chayish, uvish uchun tavsiya etiladi. Tibbiyotda amaliyotda natriyning (xloridi, bromidi, iodidi, sulfati, tiosulfati, nitriti va b.) hamda kaliyning (xloridi, bromidi, iodidi va b.) keng qo'llaniladi.

Natriy xloridning (NaCl) suvdagi 0,9%li eritmasi izotonik eritma deyiladi. U organizm ko'p suyuqlik yo'qotganda quyiladi. 3-5-10% li eritmalar gipertonik eritma deyiladi va yaralarga yiring tortuvchi vosita sifatida qo'yiladi. 2 - 5% li NaCl AgNO_3 bilan zaharlanish sodir bo'lganda buyuriladi, shunda AgCl cho'kmasi hosil bo'lishi hisobiga zaharlanish oqibatlari tezda so'nadi.

Natriy bromid (NaBr) va kaliy bromid (KBr) tibbiyotda tinchlantiruvchi vosita sifatida ishlatiladi. Ular bosh miya qobig'idagi qo'zg'alish va tinchlantirish jarayonlarini me'yoriga keltiradi.

Natriy yodid (NaI) bo'qoq va endokrin kasalliklarini davolashda tavsiya etiladi.

15.5. II A guruh elementlari

Bu guruh metallari qatoriga berilliy, magniy, kalsiy, stronsiy, bariy va radiy kiradi. Ular erkin holatda ishqoriy metallarga nisbatan qattiqroq. Ular engil metallar, ammo ishqoriy metallardan suyuqlanish harorati balandroq. Xossalari jihatidan berilliy alyuminiyga o'xshab ketadi. Ularda diagonal

o'xshashlik kuzatiladi.. Bu guruh elementlarining eng asosiy ko'rsatkichlari 32-jadvalda keltirilgan.

32-jadval. II A guruh elementlarining asosiy kattalilari

Asosiy kattaliklar	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Atom massa	9,01	12,31	40,08	87,62	137,3	[226]
Elektron formulasi	$2s^2$	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
Atom radiusi,nm	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Me^{2+} ion radiusi,nm	0,034	0,074	0,104	0,120	0,193	0,194
Suyuql. harorati,°S	1283	650	847	720	718	-
Zichligi,g/sm ³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	-
Ionlanish energiyasi, M→Me ⁺	9,323	7,645	6,133	5,695	5,212	5,28
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qism	$1,2 \cdot 10^{-3}$	2,0	2,0	$1 \cdot 10^{-2}$	$5,7 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-10}$

Bu guruh elementlarining oksidlanish darajasi +2. Ularning sirtqi qavatida ns² holatda 2 tadan elektron bor. Bu guruh metallarining xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsiz. Atom radiusi kattalashgan sari qaytaruvchi xossalari kuchayib boradi.

Be²⁺, Mg²⁺, Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, Ra²⁺ qatorida ionlarning radiusi ortib shu metallar gidroksidlarining asoslik xossalari kuchayadi.

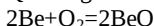
Bariy, strontsiy va bariy qadimdan ishqoriy -yer metallari nomi bilan mashhur. Bunday nom metallarning gidroksidlarini ishqoriy xossaga egaligidan kelib chiqqan.

Berilliy. Berilliy 1827 yilda Veller berilliy xloridni kaliy bilan qaytarib olgan. Er sharida kam tarqalgan. Asosan berill minerali holatida uchraydi [Be₃Al₂(SiO₃)₆], uning tarkibida 14% BeO mavjud. Aleksandrit (xrizoberill) minerrali quyidagi tarkibga ega BeO·Al₂O₃ (Fenakit) minerali ham bor bo'lib uning formulasi 2BeO·SiO₂. Metall holatdagi berilliy uning birikmalarini elektroliz qilib olinadi. Elektroliz uchun olingan suyuqlanma 50% BeCl₂ va 50% NaCl (mass. %) bunda aralashmaning suyuqlanish harorati 300°S ga kamayadi(BeCl₂ niki 440°S).

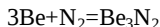
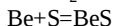
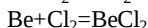
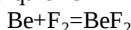
Tabiatda uchraydigan berilliy izotopining massa soni 9 ga teng.

Xossalari. Berilliy kul rang tusli engil metall. Qattiq va mo'rt modda. Metallning sirti oksid parda bilan qoplangani uchun kimyoviy faolligi kam.

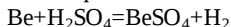
Qizdirilganda kislorod va havoda berilliy oksidini hosil qiladi:



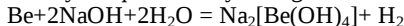
Bir oz isitilganda galogenlar, oltingugurt va azot bilan ta'sirlashib ancha barqaror birikmalar hosil qiladi:



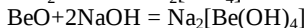
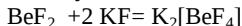
Suyultirilgan sulfat va xlorid kislotada eriydi. Issiq nitrat kislotada eriydi, lekin soviq nitrat kislotada passivlashadi.



Berilliy ishqorlarda eriydi va gidroksoberillatlar hosil qiladi:

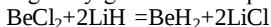


BeO ($t_{\text{syuq.}} 2560^\circ\text{S}$) va $\text{Be}(\text{OH})_2$ ham amfoterlik xossasiga ega. BeF_2 ishqoriy metallar ftoridlari bilan ftor berillatlar hosil qiladi. BeF_2 suvda yaxshi eriydi.

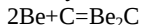


Berilliy tuzlari oson gidrolizga uchraydi, bu tuzlar zaharli, lekin shirin ta'mli bo'ladi. Kislotali muhitda $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ akva kompleks hosil bo'ladi. Ishqoriy muhitda bo'lsa $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ gidrokso komplekslar barqaror bo'ladi. Berilliy va unung birikmalari chang holatda atmosferada tarqalgani juda xavfli.

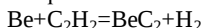
BeH_2 polimer strukturali qattiq modda. U berilliy xloridning efirdagi eritmasiga litiy gidridi ta'sir qilib olinadi:



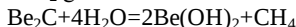
Berilliy karbidlari o'zgaruvchan tarkibga ega (Be_2C va BeC_2).



Yuqori haroratda berilliyga asetilen ta'siridan olinadi:



BeC_2 gidrolizida asetilen hosil bo'ladi. Agar Be_2C ga suv ta'sir ettirilsa:



BeCl_2 suvda yaxshi eriydigan. O'ziga suv tortuvchi rangsiz modda.

Berilliy ko'p metallar bilan qotishmalar hosil qiladi. Berilliy asosida inter metall birikmalar berillidlar olingan. Bu qotishmalar yuqori haroratda

suyuqlanadi. Bunday qotishmalar samolyotsozlikda ishlatiladi (TiBe_{12} , MoBe_{12} , NbBe_{12} va boshqlar).

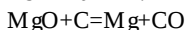
Berilliy birikmalari o'simliklar uchun xavfsiz, lekin tirik organizm uchun zaharli. Organizmda berilliy eruvchan fosfatlar hosil qilgani uchun ham suyuakni bo'sh va mort qilib qo'yadi. Berilliy birikmalari teriga ta'sir etadi.

Magniy. Magniy tabiatda keng tarqalgan. Uni 1808 yilda X.Devi magniy sulfatini elektroliz qilib olgan. Asosiy minerallari magnezit MgCO_3 ; dolomit $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$; karnallit $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Dengiz suvida MgCl_2 ning miqdori 0,38 % ga boradi, lekin ba'zi ko'llarda uning miqdori 30% ga ham etadi. Magniyning yer po'stlog'idagi miqdori 2 % atrofida.

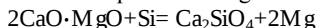
Tabiatda magniyning uchta izotopi bor: $^{12}_{24}\text{Mg}$ (78,6%), $^{12}_{25}\text{Mg}$ (10,11%), $^{12}_{26}\text{Mg}$ (11,29%). Uning uchta sun'iy izotopi ham olingan.

Olinishi. Magniy MgCl_2 yoki suvsizlantirilgan karnallitni elektroliz qilib olinadi.

Magniy oksidi yuqori haroratda ko'mir bilan qaytarilishi orqali ham olinishi mumkin:



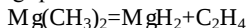
Magniy olish uchun yuqori haroratda (1200-1300°S) elektr pechlarda va vakuumda dolomitni parchalab unga kremniy ta'sir ettiriladi:



Xossalari. Magniy oq, kumushsimon, engil metal. Havoda kam o'zgaradi, unung ustini oksid pardasi qoplagan.

Magniy kislotalardan oson vododorodni siqib chiqaradi. Suv bilan qaynatilganda oson tasir etadi. Havoda qizdirilganda MgO va ozgina Mg_3N_2 hosil qiladi.

Magniy gidridi MgH_2 kumush rang qattiq modda. U 175 °S da magniy dimetilning parchalanishidan hosil bo'ladi:



Magniyga vodorod ta'sir etilganda ham agar katalizator sifatida magniy iodi ishlatilsa magniy gidridi hosil bo'ladi.

MgO MgCO_3 dan olinadi. U kuydirilgan magneziiy deyiladi. Magniy oksidi 2800°S da suyuqlanadigan kristall modda. Undan o'tga chidamli buyumlar, idishlar va tugel yasaladi.

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ suvda kam eriydigan, o'rtacaha kuchli elektrolit. $EK = 1,2 \cdot 10^{-11}$.

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ magniy tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirilib olinadi. Magniy tuzlariga soda qo'silganda gidroksikarbonatlar hosil bo'ladi. Bu tuz oq magneziiy nomi bilan tibbiyotda ishlatiladi. Tabiatdagi silikatlardan talk $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ bolalar upasi tarkibiga kiradi. Asbest $\text{CaO} \cdot 3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2$ issiq saqlovchi material sifatida ishlatiladi.

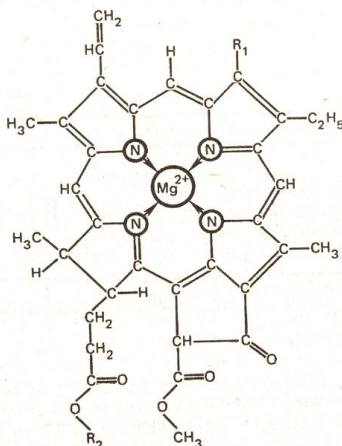
$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dengiz suvidan olinadi. Uni asosida magnezial sement tayyorlanadi.

Magniy sulfat- $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ gepta gidrat, taxir tuz deyiladi.

Magniy karbid MgC_2 asetilenidlar jumlasiga kiradi.

Magniyning suvda yomon eriydigan tuzlari qatoriga $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, MgCO_3 , MgF_2 kiritish mumkin.

Magniyning kompleks birikmalari o'simliklar va hayvonlar hayotida muhim o'rin tutadi. Magniy o'simliklarda yashil rang beruvchi xlorofildagi asosiy kompleks hosil qiluvchi ion hisoblanadi (33 –rasm). Bu kompleksda Mg^{2+} markaziy ion unung koordinatsion soni 4 ga teng. Ligand sifatida turli guruhlar bilan bog'langan pirrol halqalari turadi. II A guruhdagi barcha kationlar ichida Mg^{2+} ionida azot atomi tutgan birikmalar bilan koordinatsion bog' hosil qilishga moyillik kuchli bo'lsa, bu guruning qolgan elementlarida bo'lsa kislorod bilan koordinatsiyalanishga moyillik yuqoridir.



33-rasm. Magniyning kompleks birikmasi xlorofilning tuzilishi.
 R_1 -gidrofil radikal; R_2 -gidrofob radikal;

Kalsiy guruhchasi. Bu guruhchaga kalsiy, stronsiy, bariy va radiyni kiritish mumkin. Yer po'stlog'da kalsiy miqdori 3 %. Tabiatda ohaktosh, marmar- CaCO_3 , gips - $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, fosforitlar - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ma'lum. Kalsiy fluoridlar va apatitlar holida ham keng tarqalgan. Kalsiy gidrokarbonat

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, magniy gidrokarbonat $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ va kamroq $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ tabiiy suv tarkibidagi muvaqqat qattqlikni hosil qiladi.

Yer qobig'ida kalsiyning oltita, stronsiyning to'rtta va bariyning ettita turg'un izotopi bor. Eng ko'p tarqalgan izotoplarga: $^{40}_{20}\text{Ca}$ (96,97%), $^{88}_{38}\text{Sr}$ (82,56%) va $^{138}_{56}\text{Ba}$ (71,66%).

Ishqoriy -yer metallarining galogenidlari, nitratlari va boshqa tuzlari deyarli gidrolizlanmaydi.

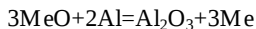
Bariy tabiatda og'ir shpat BaSO_4 holida, viterit holida BaCO_3 uchraydi.

Stronsiyning muhim minerallari stronsianit SrCO_3 va selestin SrSO_4 hisoblanadi.

Galogenidlar ammiak ta'sirida ammiakatlar hosil qiladi. Ammiakatlarda ishqoriy-yer metallarining k.s. 8 ga teng $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$; $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$ va $[\text{Ba}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$. Ammiakatlarning barqarorligi kalsiydan bariyga qarab zaiflashadi.

Ca-Sr-Ba qatorida metallarning suv bilan ta'siridagi faolligi ortib boradi.

Olinishi. Kalsiy, stronsiy va bariy asosan suyqlanmalar elektrolizi orqali olinadi. Bu metallar erkin holda alyuminotermiya usulida ham elektr pechlarda vakuumda olinishi mumkin:



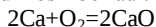
Metallarning faolligi yuqori. Shuning uchun bu metallar ishqoriy metallarga o'xshash saqlanadi.

Xossalari. Erkin holda kalsiy, stronsiy, bariy oq kumushsimon metallardir. Havoda ularning sirti tezda oksid parda bilan qoplanadi. Kalsiy anchagina qattiq. Stronsiy va bariy qattqligi qo'rgoshinga o'xshab ketadi.

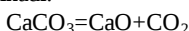
Metallarning faolligi Ca-Sr-Ba-Ra qatorida ortib boradi.

Kalsiy va uning analoglari peroksidlar (MeO_2) va superoksidlar (MeO_4) hosil qiladi.

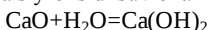
Kalsiy. Havoda kalsiy sirti oksid parda bilan qoplanadi. Bunda uning oksidi hosil bo'ladi:



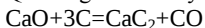
CaO oq qattiq modda suvda kam eriydi. Sanoatda ohaktoshni parchalab olinadi:



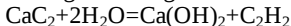
Kalsiy oksidi kuydirilgan ohak yoki so'ndirilmagan ohak nomi bilan ma'lum. Kalsiy oksidi suv bilan ta'sirlashib so'ndirilgan ohakni hosil qiladi.



Qizdirilganda kalsiy oksidi ta'sirida kalsiy karbidi hosil bo'ladi:

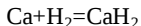


Kalsiy karbidi gidrolizlanganda asetilen ajralib chiqadi:

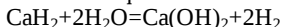


Bu reksiya dan texnikada asetilen olish uchun ishlatiladi.

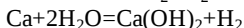
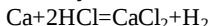
Vodorod atmosferasida qizdirilsa kalsiy gidridini hosil qiladi:



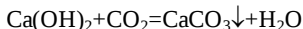
Kalsiy gidridi oson gidrolizga uchraydi hamda kalsiy gidroksidi va vodorod hosil qiladi:



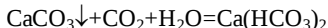
Kalsiy kislotalar va suv bilan shiddatli ta'sirlashadi, va bu jarayonlarda vodorod ajraladi:



Kalsiy gidroksidi kuchli asos. Bir litr suvda 1,56 g kalsiy gidroksidi eriydi. Bu asosning to'yingan eritmasi ohakli suv deyiladi va qurulishda ishlatiladi. Agar ohakli suvdan karbonat angidrid CO_2 o'tkazilsa oq cho'kma hosil bo'ladi:



Agar CO_2 o'tkazish davom ettirilsa cho'kma erib, kalsiy gidokarbonat hosil bo'ladi:



Kalsiy silikat va kalsiy alyuminatlar asosida sement hosil bolib, bulardan portlandsement quyidagi tarkibga ega: Ca 58-66%; SiO_2 18-26%; SO_3 0,5-2,5 %; MgO 1-5%, Fe_2O_3 2-5%, Na va K 2% gacha.

Kalsiyning eng muhim tuzlari qatoriga kalsiy karbonat CaCO_3 kiradi. Kalsiyning sulfidlari, fosfatlari yomon eriydi.

II A guruh elementlarining tibbiyotdagi ahamiyati. Organizmda magniy ioni etishmasa yurak- qon tomirlar faoliyati buzilib, kasallikka chalinish ehtimolligi ortadi. Tarkibida magniy tutgan ko'pdan-ko'p moddalar tibbiyotda dori sifatida ishlatiladi. Magniy sulfati ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) tinchlantiruvchi va og'riq qoldiruvchi hamda surgi sifatida buyiriladi. Magniy oksidi (MgO) va magniy karbonati (MgCO_3) meda-ichak kasalliklarida dori sifatida qo'llaniladi.

Magniy ayniqsa o'simliklar hayotida muhim rol o'ynaydi. Magniy o'simliklardagi yashil modda xlorofil tarkibiga kiradi. Xlorofil yordamida o'simliklarda fotosintez jara'yoni ro'y beradi.

Kalsiyning tirik organizm uchun o'rni beqiyos. Odam organizmida 1,4 % gacha kalsiy bo'ladi. (70 kg ga 1400 g). Organizmdagi kalsiyning 99% suyak to'qimalarida joylashgan. Suyuakda kalsiy asosan $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va CaCO_3 holatida bo'ladi. Odam organizmini kalsiyga bo'lgan ehtiyoji kuniga 1 g ni tashkil etadi.

Kalsiy to'qima membranalari va mushaklarning normal ishlashi uchun zarur, u qonnig ivishiga ta'sir etadi.

Qondagi kalsiy miqdorini gormonlar tartibga solib turadi.

Tarkibida kalsiy bo'lgan ko'p dori moddalar bor. Kalsiy xlorid ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) allergik, raxit, shamollash va teri kasalliklarida buyuriladi. Bundan tashqari, kalsiy glukonat, kalsiy laktat, kalsiy gliserofosfat va boshqalar tibbiyotda dori modda sifatida keng qo'llanilmoqda.

Bariy sulfati BaSO_4 rentgen kontrast modda sifatida ishlatiladi.

MgO va $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ oshqozonning kislotaligi ortib ketganida ichish uchun buyuriladi.

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – achiq tuz yoki inglizlar tuzi nomi bilan mashhur. Bu modda tinchlantiruvchi, qaqshasga qarshi, spazmolitik ta'sirga ega bo'lib, surgi sifatida ham tavsiya etiladi.

Kalsiy va stronsiyning xossalari juda yaqinligi tufayli suyak to'qimalaridagi almashinish reaksiyalarida kalsiy o'rniga stronsiy qoladi. Bu borada ayniqsa stronsiyning radioaktiv izotoplari juda xavfli bo'lib, ular yadro reaksiyalarida hosil bo'ladi.

15.6. Suvning qattiqligi va uni yo'qotish usullari

Tabiatdagi suv tarkibida kalsiy va magniy tuzlarining mavjudligi suvni qattiqligini yuzaga keltiradi. Suvning qattiqligi ikkiga bo'linadi: vaqtinchalik qattiqlik va doimiy qattiqlik. Vaqtinchalik qattiqlik sababi suvda gidrokarbonatlarning borligidir. Doimiy qattiqlikka sabab kalsiy va magniy sulfatlari va xloridlarning suv tarkibida bo'lishi hisoblanadi.

Suvning qattiqligi bir litr suvdagi erigan Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarining mg-ekv. (milligramm ekvivalent) miqdori bilan o'lchanadi. Suvning qattiqligi quyidagicha hisoblanadi:

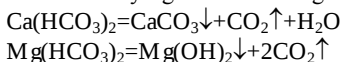
$$[\text{Qattiqlik}] = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{20,04 \cdot V} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{12,16 \cdot V}$$

$m(\text{Ca}^{2+})$ - kalsiy ionlarining massasi, mg; $m(\text{Mg}^{2+})$ - magniy ionlarining massasi; V - suvning etitmadagi hajmi.

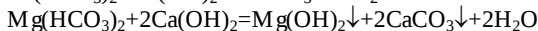
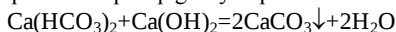
Agar suvning qattiqligi 4 - 7 mg-ekv/l bo'lsa yumshoq suv deyiladi. Bunday suv iste'mol qilish uchun yaroqlidir. Agar qattiqlik

7 - 14 mg-ekv/l orasida bo'lsa bunday suv ichish uchun ham texnologik jarayon uchun ham yaroqsiz bo'ladi.

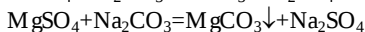
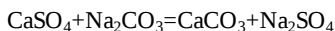
Suvning vaqtinchalik qattiqligi qaynatish orqali yo'qotiladi. Bu jarayonda gidrokarbonatlar erimaydigan karbonatlarga o'tib cho'kmaga tushadi:



Qattqlik kimyoviy ishlov berish orqali ham yo'qotiladi. Buning uchun qattiq suvga so'ndirilgan ohak yoki soda qo'shiladi. Ohak asosan suvning vaqtinchalik qattqligini yo'qotadi:

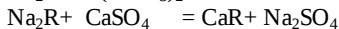
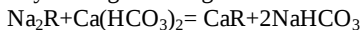


Agar doimiy qattqlikka ega bo'lgan suvga soda qo'shilsa quyidagi reksiya sodir bo'ladi:



Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarini yo'qotish uchun bura, potash va natriy fosfati ham ishlatiladi.

Hozirgi paytda suvni qattqligini yo'qotish uchun tabiiy va sun'iy ionitlar keng qo'llanilmoqda. Ionitlar alyumosilikatlar toifasiga kirib, quyidagi formulaga ega $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Alyumosilikatlar tarkibidagi Na^+ ionlari Ca^{2+} yoki Mg^{2+} ionlariga almashadi.



Suvni yumshatish uchun yuqori molekulyar ionitlar ham ishlatilib, ular ion almashinuvchi smolalar deyiladi. Bunday ionitlar tarkibida $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{SO}_3\text{Na}$, $-\text{COOH}$, $-\text{OH}$, $-\text{COONa}$ guruhleri bo'lib ular o'z tarkibidagi kationlarni almashtiradi. Anionitlar tarkibida harakatchan asos guruhlar bo'lib, ular anionlarni almashtiradi. Bu ionitlarda faol guruhlar $-\text{NH}_2$; $-\text{N}(\text{CH}_3)_2$, $-\text{NH}_3\text{Cl}$ hisoblanadi. Shunday ionitlardan suvni o'tkazib juda toza suv, hatto distillangan suv olish mumkin. Ionitlar qo'llash kam xarj, arzon va samarali usul hisoblanadi.

16- bob. III-Y B guruh elementlari va ularning xossalari

Davriy jadvaldagi III B qo'shimcha guruhda skandiy, ittiriy va ulardan keyin bu guruhda lantan va aktiniy keladi. Bu elementlar tashqi qavatida 2 tadan elektronga ega. Tashqaridan ikkincha qavatda bo'lsa 9 tadan elektron bor.

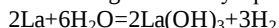
Jadvalda lantandan($_{57}^{140}\text{La}$) keyin yana 14 ta element kelib, ularning tartib nomeri 58-71 orasidagi qiymatga ega. Bu elementlarning ko'p xossalari lantanga o'xshash, shuning uchun ham ular lantanoidlar yoki siyrak -yer elementlari ham deyiladi.

33- jadval. III B guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Skandiy	Ittiriy	Lantan	Actiniy
Atom massa	44,956	88,905	138,91	227
Elektron formulasi	$3d^1 4s^2$	$4d^1 5s^2$	$5d^1 6s^2$	$6d^1 7s^2$
Atom radiusi, nm	0,164	0,181	0,187	0,203
Ion radiusi, nm(E^{3+})	0,083	0,097	0,104	0,111
Suyuql. harorati, °S	1539	1525	920	1040
Zichligi, g/sm ³	3,0	4,47	6,16	10,1
Ionlanish energiyasi M → Me ⁺	6,56	6,21	5,57	5,10
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qism %	$3 \cdot 10^{-4}$	$2,6 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-15}$

Lantandan keyingi element aktiniy hisoblanib (Ac_{89}^{227}), unga ham xossalari o'xshash bo'lgan 14 ta elementlar bor. Bu elementlarning tartib nomeri 90-103 orasida bo'lib, ular aktinoidlar deb ataladi. Bu guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari 33-jadvalda keltirilgan.

Skandiy va uning analoglari aktivligi jihatidan ishqoriy va ishqoriy –yer metallaridan zaifroq xolos. Skandiydan aktiniyga borgan sari elementlarning faolligi ortib boradi. Bu metallar aktivlik qatorida vodoroddan ancha oldinda turadi. Skandiy passiv holatda bo'lgani uchun suv bilan ta'sirlashmaydi. Ammo lantan odatdagi sharoitdayoq suv bilan ta'sirlashadi:



Metallar suyult. HNO_3 bilan faol metallarga o'xshash ta'sit etib, anionni NH_4NO_3 gacha qaytaradi.

Me_2O_3 - qiyin suyuqlanuvchan oq rangli moddalar. Ularning asoslik xossalari Sc dan Ac ga qarab ortib boradi. $\text{Me}(\text{OH})_3$ larning asoslik xossalari ham $\text{Ac}(\text{OH})_3$ da eng kuchlidir. $\text{Sc}(\text{OH})_3$ da amfoterlik xossa kuzatilsa, $\text{La}(\text{OH})_3$ ancha kuchli asos.

ScCl_3 - YCl_3 - LaCl_3 - AcCl_3 qatorida asoslik xossalar ortib boradi.

Odatdagi holatda bu metallar suyuqlanmalar elektrolizi yoki metallar bilan qaytarish reaksiyasi orqali olinadi.

16.1 Skandiy birikmalari

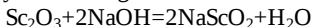
Tabiatda uchrashi. Bu elementlar tarqoq holda uchraydi. Ularning o'ziga xos minerallari yo'q. Bu elementlar tabiatda qalay, toriy, gafniy, uran, sirkoniy va lantanoidlar bilan birga uchraydi.

Skandiy o'zi bo'lsa $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ tortveytit, $\text{ScPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ sterettit holatida uchraydi.

Fizik xossalari. Skandiy oqish kul rang metal. Bu guruhda skandiy eng yuqori suyuqlanish haroratiga ega. Juda mo'rt metal. Suyuqlanish harorati 1539°S .

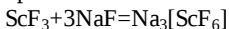
Kimyoviy xossalari. Skandiy ko'p metallmaslar bilan ta'sirlashadi. Suytilirilgan xlorid, sulfat va nitrat kislotada yaxshi eriydi. Uning oksidi Sc_2O_3 formulaga ega. Gidroksidi bo'lsa $\text{Sc}(\text{OH})_3$ tarkibli.

Skandiy oksidi va gidroksidi amfoter xossaga ega:



NaScO_2 natriy metaskandatlar hosil bo'ladi.

ScF_3 kompleks anion hosil qilish qoliliyatiga ega bo'lib, bunday komplekslar ftorskandatlar deyiladi:



Eritmada juda oson gidrolizga uchraydigan akva – ion hosil bo'lishi ma'lum: $[\text{Sc}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Skandiy gidridi ScH_2 formulaga ega bo'lib, qora kukun, metallsimon tarkibli gidrid. ScF_3 suvda erimaydi. Skandiyning xlorodlari, bromidlari bo'lsa suvda yaxshi eriydi. Suvdagi eritmalaridan kristallogidratlar holida ajraladi $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Skandiy oson qo'sh tuzlar hosil qiladi, masalan, $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4$.

Xossalari jihatidan skandiy s elementlarga o'xshab ketadi, d- va s-elementlar orasidagi holatni egallaydi.

Ishlatilishi. Skandiy metallarni sifatini yaxshilash uchun ishlatilib, yadro texnikasida neytronlar harakatini sekinlashtiruvchi modda sifatida qo'llaniladi.

Skandiy guruhi elementlarining amaliy ahamiyati hali batafsil o'rganilmagan.

16.2. Lantanoidlar va aktinoidlar

Latanoidlar oilasiga 14 ta f element kirib, ular lantandan keyin keladigan elementlardir. Bu elementlar yadro zaryadining ortishi bilan oxirgi elektron tashqaridan uchinchi qavatning f-pog'onachasiga joylashadi, tashqi va tashqaridan ikkinchi qavat o'zgarishsiz qoladi. Ularning tashqi qavatida ikkitadan elektroni bor. Shuning uchun ham lantanoidlar kimyoviy xossalari jihatidan bir-biriga o'xshash xossalarga ega.

Lantanoidlarning xossalari La va Y ga oxshab ketadi. Ularning oksidlanish darajasi +3. La, Gd va Lu o'zgaruvchan valentlikka ega. Ce bo'lsa uch va to'rt valentlikni namoyon etadi. Ba'zi lantanoidlar ikki valentlikli holatga ham ega.

Lantanoidlarda yadro zaryadi ortgani bilan Ce dan Lu ga qarab ion radiusi kamayib (lantanoidlar siqilishi) borishi kuzatiladi.

Fizik xossalari. Ular odatdagi sharoitda oq kumush rang metallardir.

Kimyoviy xossalari. Faolligi jihatidan lantanoidlar ishqoriy yer metallariga yaqin turadi. Ular kislotalarda eriydi. Suv bilan ta'sirlashadi. Odatdagi sharoitda oson oksidlar hosil qiladi.

Ular yuqori haroratda galogenlar bilan ta'sirlashadi. Lantanoidlarning oksidlari, ftoridlari, sulfidlari suvda qiyin eriydigan va qiyin suyuqlanadigan birikmalardir.

Bu metallar xossalari bir-biriga juda yaqin bo'lgani uchun ularni toza holda ajratib olish ancha mushkul.

Ishtatilishi. Bu metallar rangli metallar olishda, elektron asboblari yaratishda, po'lat ishlab chiqarish va akkumulyatorlar tayyorlashda qo'llanilishi ma'lum. Alyuminiy va magniyga lantanoidlar qo'shilishi ularni yuqori haroratda chidamli bo'lishiga olib keladi.

Aktinoidlar. Bu elementlar aktiniydan keyin keladigan o'n to'rtta f elementlardir. Bu elementlarda ham tashqaridan uchunchi elektron qobiq'ini elektronlarga to'lishi kuzatiladi (5f). Bu elementlar kimyoviy xossalardagi oxshashlik ularning tashqi qavatidagi elektron tuzilish bir xilligidan kelib chiqadi. Aktinoidlar lantanoidlardan oksidlanish darajasi har xilligi bilan farq qiladi.

Aktinoidlarning barchalari +3 oksidlanish darajasiga ega. Bu jihatdan ular lantanoidlarga o'xshab ketadi. Th, Pa, U, Np (III) holatda ancha kuchli qaytaruvchilardir. Ular eritmada oson oksidlanadi.

Aktinoidlarning(III) gidroksidlari asoslik xossaga ega, lekin suvda kam eriydi. Ular kislotalar bilan oson ta'sir etadi.

Aktinoidlar uchun (IY) birikmalar ham ko'p uchraydi. Th, Pu, Pa, U, Np, Am va Cm (Kuriy) uchun ana shunday birikmalar ko'p. Bu elementlarning oksidlari qiyin suyuqlanuvchan va suvda erimaydigan moddalardir. Ular hatto kislotalar bilan ham ta'sirlashmaydi. Ishqorlarning suyuqlanmalarida ham erimaydi. $\text{Me}(\text{OH})_4$ birikmalari kuchsiz asosli xossalarga ega. Aktinoidlar tuzlari tarkibida 4 - 12 molekula suv ushlaydi. MeF_4 suvda qiyin eriydigan qiyin suyuqlanuvchi birikmalarga kiradi. ThCl_4 , UCl_4 , PaCl_4 , NpCl_4 birikmalar olingan. UBr_4 va UI_4 ham ma'lum.

Aktinoidlar ichida +5 birikmalar Pa, Np va Pu da uchraydi. Bu birikmalarda asoslik xossalari kuchli.

U, Np, Pu va Am da +6 birikmalar uchrab, bunday birikmalar xrom hosilalariga o'xshab ketadi. UO_2^{2+} uranil, NpO_2^{2+} -neptunil, PaO_2^{2+} prataktanil deyiladi. Masalan, $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, uranil nitrat uranning eng k'op tarqalgan birikmasidir. Na_2UO_4 uranat va $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$ diuranat tuzlari ma'lum. Bu tuzlardan rangli shisha olishda foydalaniladi.

+6 birikmalar uchun $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ ga o'xshash asos turdagi birikmalar ma'lum. Bunday birikmalar kislotalar bilan ta'sirlashadi. Masalan, UO_2Cl_2 -uranil xlorid.

U – Np – Pu – Am qatorida +6 birikmalarning barqarorligi kamayadi. Uranning barqaror oksidi UO_3 olingan. UF_6 dan UCl_6 barqaror hisoblanadi.

Np, Pu va Am da oksidlanish darajasi +7 birikmalari ham uchraydi. Me_3NpO_5 va Me_3PuO_5 birikmalari ma'lum bo'lib, $\text{NpO}_2(\text{OH})_3$ – qora qo'ngir gidroksid olingan.

16.3. IY B guruh elementlari

Bu guruh elementlariga Ti, Zr, Hf va Rf (Rezerfordiy) kiradi. Titan guruhi elementlarining tashqi qavatida 2 tadan elektron bor. Tashqaridan ikkinchi qavatda bo'lsa yana ikkitadan elektronlar bor(d^2).

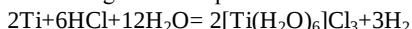
Titan, Zr, Hf qiyin suyqlanuvchan metallar. Bu guruh metallarining eng asosiy kattaliklari 34-jadvalda keltirilgan.

34-jadval. Titan guruhi elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Titan	Sirkoniy	Gafniy	Rezerfordiy*
Atom massa	47,88	91,224	178,49	[261]
Elektron formulasi	$3d^2 4s^2$	$4d^2 5s^2$	$5d^2 6s^2$	$6d^2 7s^2$
Suyuql. harorati, °S	1668	1855	2220	2100
Zichligi, g/sm ³	4,50	6,45	13,1	18

*taxminiy ma'lumotlar

Bu metallar korroziyaga chidamli. Metallar ustuni MeO_2 tarkibli oksid pardasi qoplagan. Bu metallar kons. HNO_3 da passivlashadi. Sulfatlar, xloridlar, dengiz suvi ta'siriga chidamli. Qizdirilganda xlorid kislotada eryladi. Bunda titanning akva komplekslari hosil bo'ladi:



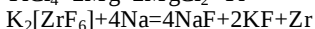
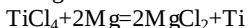
Ti, Zr va Hf ning gidridlari kul rang yoki qora rangli metallga o'xshaydigan kukunlardir. Shu metallarning gidridlaridan kukun holatdagi metallar olinadi.

TiO_2 kovalent birikma, lekin Ti_6O va Ti_3O -metallik birikma hisoblanadi.

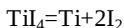
Bu guruh metallarining karbidlari va nitridlari juda yuqori haroratda (3000-4000°S) suyuqlanadigan birikmalarga kiradi. Karbidlar, nitridlar, silitsidlar o'zgaruvchan tarkibga ega.

Tabiatda uchrashi. Yer sharida titan ancha keng tarqalgan. Uning tabiiy minerallariga TiO_2 - rutil, CaTiO_3 - perovskit, FeTiO_3 -ilmunit kabilar kiradi. Gafniy sirkoniy birikmalari bilan birgalikda uchraydi. Sirkoniyning tabiiy birikmalaridan ZrSO_4 - sirkon, ZrO_2 - beddeleit hisoblanadi.

Olinishi. Bu metallarning olinishi asosan faol metallar bilan qaytarishga asoslangan:



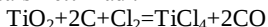
Juda toza metallar iodidlarni parchalash orqali olinishi mumkin:



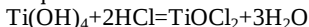
Ishlatilishi. Titan metallurgiyada qotishmalar holiday keng qo'llaniladi. Ferrotitan va ferrosirkoniy tarkibida (50% gacha titan yoki sirkoniy) bo'ladi. Titan issiqqa chidamliligi, korroziyaga bardoshligi tufayli juda kerakli metal hisoblanadi. U kemalar, uchoqlar va yer osti konstruksiyalari tayorlashda qo'llaniladi. Sirkoniy atom texnikasida ishlatiladi.

Titanning birikmalari. Titan (IY) birikmalari keng tarqalgan. TiCl_4 , TiO_2 , TiS_2 , $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ birikmalari ma'lum. TiO_2 oq rangli 1870°S da suyuqlanadigan kukun modda. Bu oksid juda inert. Suvda, kislotalarda, ishqorlarda erimaydi. TiCl_4 qattiq holda molekulyar kristall panjara hosil qiladi.

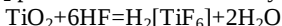
Titannig galogenli birikmalari uning oksididan olinadi. Oksidga, uglerod va xlor ta'sir ettiriladi:



Titan gidroksidlari o'zgaruvchan tarkibli va $\text{TiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ formulaga mos keladi. Uning gidroksidi kislotalar ta'siridan oksokloridlar va oksosulfatlar hosil qiladi:

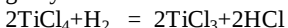


TiO_2 plavik kislotasida oson eriydi va anion komplekslar hosil qiladi:

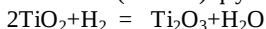


Titanning (IY) birikmalari qatoriga K_2TiO_3 , K_4TiO_4 kabi tuzlarni ham kiritisa bo'ladi.

Ti (IY) valentli birikmalarini yuqori haroratda (650 °S) qaytarishda Ti (III) birikmalariga aylanadi.



TiO_2 yana ham yuqori haroratda (1200 °S) qaytariladi:



Ti_2O_3 siyoh rangli birikma; $TiCl_3$ ham shunday rangga ega. Eritmada $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$ akva ion mavjud. Ti_2O_3 suvda va ishqorlarda erimaydi. Ti^{3+} birikmalari analitik kimyoda keng ishlatiladi.

16.4. Y B guruh elementlari

Y B guruh elementlariga vannadiy, niobiy va tantal kirib, ularning ichida Va va Nb da tashqi qavatda ikkitadan elektronlar, Nb da bo'lsa tashqi qavatda birgina elektroni bor. Bu guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari 35-jadvalda keltirilgan.

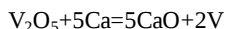
35-jadval. Y B guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Vannadiy	Niobiy	Tantal
Atom massasi	50,942	92,906	180,947
Elektron formulasi	$3d^3 4s^2$	$4d^4 5s^1$	$5d^3 6s^2$
Atom radiusi, nm	0,134	0,146	0,146
Ion radiusi, nm(E^{5+})	0,059	0,066	0,066
Ionlanish energiyasi, $E \rightarrow E^+, \text{Ev}$	6,74	6,88	7,89
Suyuql. harorati, °S	1900	2470	3015
Zichligi, g/sm ³	5,96	8,57	16,6
Yer po'slog'ida tarqalishi, mol %	$6 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$

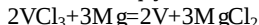
Asosiy guruh elementlaridan farqi elementlarning atom radiusi kichikligi va elementlarning atom va ion radiusdagi o'ziga xoslik hisoblanadi. Niobiy va tantalning atom radiuslari deyarli bir xil bo'lib qolgan.

Vannadiyning oksidlanish darajasi +2, +3+4 va +5. Niobiy va tantalning birikmalarda +5 oksidlanish darajasi barqaror hisoblanadi.

Vannadiy. Vannadiy yer sharida kam tarqalgan. Polimetall rudalardan vannadiy angidrid (V_2O_5) olinadi. Toza metal V_2O_5 dan kalsiy bilan qaytarish orqali olinadi:



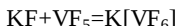
VCl_3 dan magniy metalli bilan qaytarish orqali ham vannadiy olinishi mumkin:



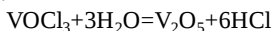
Fluorid, sulfat, nitrat kislotalarda eriydi. Suv, ishqorlar ta'siriga chidamli hisoblanadi. Po'lat tarkibiga 1-3% qo'shilganda uni pishiqiligi ortib, titrashga chidamliligi ortadi. Undan avtomobillarning o'qlari tayyorlanadi.

Vannadiy dioksidi (VO_2) amfoter xossaga ega. VO va V_2O_3 asoslik xossalarni namoyon etsa, V_2O_5 kislotali xossasi yuqori. Vannadiy angidridi V_2O_5 zarqaldoq-qizil rangli qattiq modda (suyuql. harorati 670°S). U

ishqorlarda yaxshi eriydi va metavannadiy kislotasining (HVO_3) tuzlarini yoki vannadatlarni hosil qiladi. Vannadiyni (Y) fluoridi ma'lum $-\text{VF}_5$ (suyuql. harorati $19,5^\circ\text{S}$) quyuvq suyuqlik. Bu birikma oson anion komplekslar hosil qiladi:



VOCl_3 suyuq modda (suyuql. harorati -77°S). Bu birikma oson gidrolizga uchraydi:

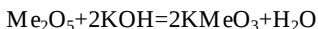


Ishlatilishi. V_2O_5 - sulfat kislota olishda katalizator sifatida ishlatilib, shisha olishda, fotografiya va tibbiyotda qo'llaniladi.

Niobiy va tantal. Bu elementlar xossalari vannadiyga o'xshab ketadi. Ularning zichliklari katta ($8,57$ va $16,6 \text{ g/sm}^3$) hamda bu metallar yuqori suyuqlanish haroratiga ega (2500 va 3000°S).

Bu metallar xlorid, sulfat, nitrat, perxlorat kislotalar va zar suvi ta'siriga chidamli va bu kislotalar bilan ta'sirlashmaydi. Ayniqsa bu xossa tantalda yaqqol ko'rinadi. Bu metallar sirtini oksid pardasi (Ta_2O_5) qoplagan. Bu oksid pardasi fluor, vodorod fluorid va ishqorlarning suyuqlanmalaridagina erishi mumkin.

Nb_2O_5 (suyuql. harorati 1490°S) va Ta_2O_5 (1870°S) oq qattiq qiyin suyuqlanuvchan kristal moddalardir. Niobiy va tantal (Y) oksidlari kimyoviy jihatdan inert bo'lib, suv, kislotalar bilan ta'sir etmasdan faqat ishqorlar suyuqlanmalari bilan ta'sirlashadi:



K_2NbO_3 va K_2TaO_3 niobat va tantalat kislotalarning tuzlari niobatlar va vannadatlardir deyiladi.

NbF_5 (suyuql. harorati 80°S) va TaF_5 (suyuql. harorati 95°S) kristall moddalardir. Nb va Ta fluoridlarining juda ko'p anion komplekslari olingan: $\text{K}[\text{MeF}_6]$, $\text{K}_2[\text{MeF}_7]$, $\text{K}_2[\text{MeF}_6]$, $\text{K}[\text{MeCl}_6]$.

Ishlatilishi. Tantal elektronikada va mashinasozlikda keng ko'lmda ishlatiladi. Tantal tirik organizm to'qimalari bilan ta'sirlashmaganligi uchun undan jarrohlikda singan suyaklarni ulashda foydalaniladi. Bunday tantal simlar uzoq vaqt organizmga hech qanday zarar bermaydi.

Niobiy bo'lsa issiqqa chidamli qotishmalar olishda qo'llaniladi. Po'lat tarkibiga 4% gacha niobiy qo'shilsa undan bug' qozonlari tayyorlasa bo'ladi.

17-bob. VI B guruh elementlari

17.1. VI B guruh elementlarining umumiy tasnifi

Xrom, molibden va volfram VI guruhning qo'shimcha guruhini tashkil etadi. Bu guruh elementlarining umumiy tasnifi 36- jadvalda keltirilgan. Shu qator boylab ionlanish energiyasi va suyuql. harorati ortib boradi. Molibden va xrom o'xshash xossalarga ega. Xrom uchun +3 va +6 oksidlanish darajasi xarakterli, chunki +2 oksidlanish darajasiga ega birikmalar beqaror. Molibden va volframda +6 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalar ko'p uchraydi. Umuman bu guruhcha elementlari uchun 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6 oksidlanish darajasiga ega birikmalari uchrashi kuzatiladi.

Oddiy moddalar holatida xrom, molibden va volfram oq kumushrang yaltiroq metallardir. Ularning orasida volfram eng yuqori syuqlanish haroratiga ega. Ularning xossalari qo'shimchalar ta'sir etadi. Texnik xrom eng qattiq moddalardan biri bo'lgan holda toza xrom bunday xossaga ega emas. VIB guruh elementlarining muhim xossalari 36 jadvalda keltirilgan.

36- jadval. VI B guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Xrom	Molibden	Volfram
Suyuql. harorati, °S	1890	2620	3380
Zichligi, g/sm ³	7,2	10,2	19,3
Atom massa	52,01	95,95	183,92
Elektron formulasi	3d ⁵ 4s ¹	4d ⁵ 5s ¹	5d ⁴ 6s ²
Atom radiusi, nm	0,127	0,137	0,14
Ionlanish energiyasi M → M ⁺ e ⁻	6,77	7,10	7,98
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qism	8·10 ⁻³	6·10 ⁻⁵	1·10 ⁻⁵

H₂CrO₄ va H₂Cr₂O₇ va ularning tuzlari kuchli oksidlovchilardir.

Cr⁺⁶-Mo⁺⁶-W⁺⁶ qatorida chapdan o'ngga birikmalarning barqarorligi ortadi, lekin oksidlovchilik xossalari zaiflashadi. H₂CrO₄-H₂MoO₄-H₂WO₄ qatorida kislotalarning kuchi keskin kamayadi.

Tabiatda xromning to'rtta, molibdenda ettita, volframda beshta barqaror izotoplar uchraydi.

17.2. Xrom va uning birikmalari

Tabiatda uchrashi. Temirli xromtosh holda uchraydi. Cr₂FeO₄ yoki Fe(CrO₂)₂ xrom miqdori foizlarda 15% dan 40 % gacha boradi.

Qo'rg'oshinli qizil ruda $PbCrO_4$ (krokoit ham deyiladi). Xromli oxra Cr_2O_3 .

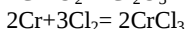
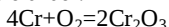
Molibden MoS_2 -molibdenit tarkibida, volfram bo'lsa – sheelit ($CaWO_4$) va volframit $[(Fe,Mn)WO_4]$ holatida uchraydi.

Xrom tutgan mineral 1766 y. I.G. leman tomonidan ochilgan “Sibir qizil qo'rg'oshini” deb atalgan. Xrom dastlab 1797 yilda **Vokelen** tomonidan bo'yoq modda $PbCrO_4$ tarkibidan ajratib olingan. “Xrom” so'zi “rangli” demakdir.

Xossalari. Xrom – oq yaltiroq metall, qattiq, mo'rt. U qaytaruvchi, 2 tadan 6 tagacha elektron beradi. Shuning uchun kimyoviy reaksiyalarda sharoitga qarab +2, +3 va +6 oksidlanish darajasiga ega bo'ladi.

Kimyoviy jihatdan passiv element. Buning sababi uning sirti juda yupqa va ko'z ilg'amaydigan pishiq oksid pardaning borligidir. Juda qattiq metal. ($\delta=7,2 \text{ g/sm}^3$). 1890 °S da suyuqlanadi. 2430°S da qaynaydi. Xrom metali hajmi markazlashgan kub holda kristallanadi. Kristall panjarada koordinatsion son 8 ga teng. Kons. nitrat kislota yoki zar suvi (HNO_3+3HCl)xromni passivlaydi.

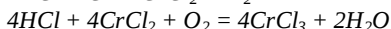
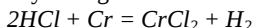
Unga odatdagi sharoitda kislorod va nam ta'sir etmaydi. Qizdirilganda sirti oson oksidlanadi:



Ftor bilan oson reaksiyaga kirishadi. Harorat ta'sirida oltingugurt, kremniy va brom bilan ta'sirlashadi. Maydalangan holda suvni parchalaydi.

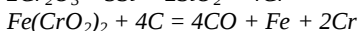
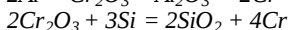
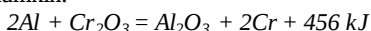


Suyultirilgan HCl da va H_2SO_4 da erib, xrom +3 tuzlariga aylanadi:

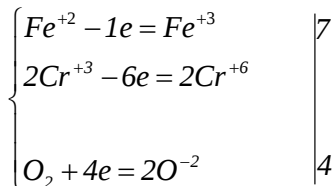
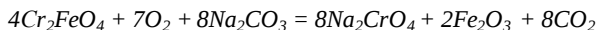


HNO_3 , zar suvi (1:3 HNO_3 va HCl) oddiy haroratda xromni passivlashtiradi. Lekin HCl da uzoq vaqt qaynatilsa vodorod ajraladi. Keyin bu reaksiya sovuqda ham davom etadi. Passivlangan xrom o'zini nodir metallga o'xshab tutadi,

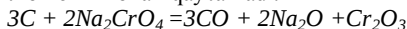
Xromning olinishi. Sof metallni alyuminotermiya usuli bilan olish mumkin.



Sanoatda 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.



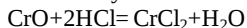
Hosil bo'lgan Na_2CrO_4 suvda eritilib qo'shimchalardan tozalanadi va quritilb ko'mir bilan qaytariladi:



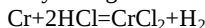
Texnikada ishlatilishi. Tarkibida 1-2% Cr tutgan po'lat qattiq va mustahkam bo'ladi. Po'latda 12% xrom bo'lganda zanglamaydigan po'lat hosil bo'ladi. Xrom metal buyumlarni qoplashda ishlatiladi, masalan, eltiral, nixrom, xromal.

Xrom(II) birikmalari. Cr^{+2} nihoyatda beqaror birikmalar hosil qiladi. Ular kuchli qatarvchilardir. CrO – qora kukun.

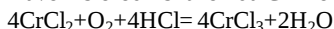
Qizdirilganda suyultirilgan HCl bilan ta'sirlashadi. Xrom (II) oksid kislotalarda eriydi:



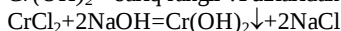
Maydalangan xrom kislotalardan vodorodni siqib chiqazadi:



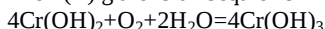
Havo kislorodi ishtirokida Cr^{2+} oksidlanadi:



$Cr(OH)_2$ – sariq rangli .Tuzlaridan olinadi:



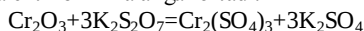
Xrom(II) gidroksidi beqaror birikma, oson oksidlanadi:



$CrCl_2$ – rangsiz kristall suvda eriydi. Eritmada havo rangli $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$ akva komplekslar hosil qiladi. Eng barqaror birikmasi $Cr(CH_3COO)_2$.

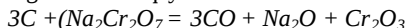
Xrom(III) birikmalari. Terichilik sanoatida xrom tuzlaridan pishiq xromli terilar olishda ishlatiladi. Cr^{3+} birikmalari barqaror.

Cr_2O_3 – xromli oxra, yashil rangli kukun,suyuqlanish harorati $2265^\circ S$. Qiyin suyuqlanuvchan kimyoviy jihatdan inert. Suvda, kislotalarda va ishqorlarda erimaydi. Kaliy pirosulfat bilan suyuqlantirilsa xromning (III) valentli birikmalariga o'tadi:

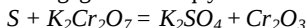


Xrom(III) oksidni olinish usullari:

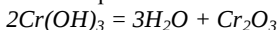
Uglerod bilan qaytarish:



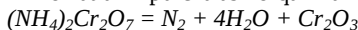
Oltinugurt bilan qaytarish:



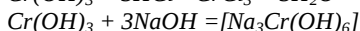
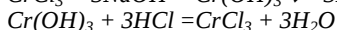
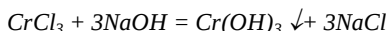
Harorat ta'sirida parchalanish:



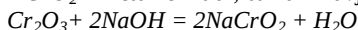
Dixromatlarni parchalash orqali ham oson olinadi:



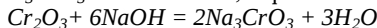
Xrom (III) – oksidini soda yoki ishqorlar bilan suyuqlantirish natijasida meta- va ortoxromitlar hosil bo'ladi.



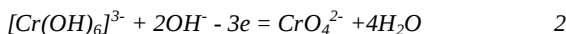
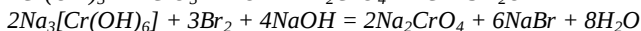
$HCrO_2$ – metaxromitlar, tuzlari mavjud:



H_3CrO_3 – ortoxromitlar, faqat tuzlar holda olingan:



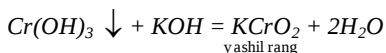
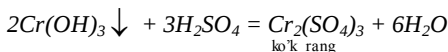
Xrom (III) gidroksidi kuchli oksidlovchilar ta'sirida ishqoriy muhitda Cr^{+6} birikmalariga o'tadi.



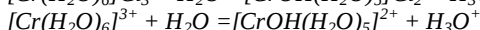
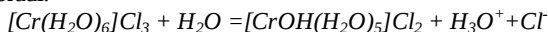
$Na_3[Cr(OH)_6]$ o'rniga $Cr(OH)_3$, $CrCl_3$, $NaCrO_2$, $Cr_2(SO_4)_3$ ni olish mumkin. Oksidlovchilar sifatida bo'lsa Cl_2 , I_2 , $NaClO_3$, $NaNO_3$, H_2O_2 ba boshqalar olinadi.

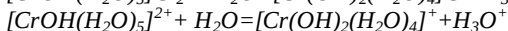
Xrom birikmalarida Cr^{+3} kationi ko'k rangli (xrom (III) sulfat, xrom (III) nitrat, xrom (III) xlorid), xrom (III) anion holda bo'lsa (CrO_2^-), yashil rangli bo'ladi(natriy xromit, kaliy xromit).

Kaliy xromli achchiqtoshga oz miqdorda ishqor qo'shsak, xrom(III) gidroksid cho'kmaga tushadi. U amfoter bo'lganligi uchun kislotalarda ham ishqorlarda ham oson eriydi:

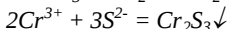
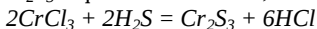


Xrom(III) tuzlari gidrolizga uchraydi. Jarayon kation mexanizm bo'yicha boradi:

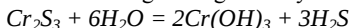




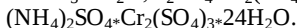
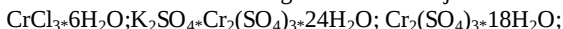
Cr_2S_3 – qora kristall modda, suvda erimaydi.



Bu tuz kuchli gidrolizga uchraydi va to'la gidroliz sodir bo'ladi.



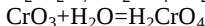
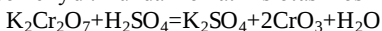
Cr^{3+} tuzlari eritmada kristallogidratlar holda ajraladi:



Xrom (III) birikmalarining koordinatsion soni 6 ga teng komplekslar hosil qiladi:



Xrom(VI) birikmalari. Xrom (VI) oksidi, xromat kislotasining anhidridi – **to'q qizil rangli** ignasimon kristallga ega. (suyuql. harorati 197 °S). Suvda oson eriydi. Bunda xromat kislotasi hosil bo'ladi.

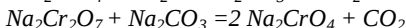
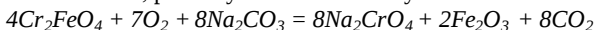


Bu kislota erkin holda olinmagan. Ortacha kuchli kislota. Xromat anhidridiga xromat kislota va dixromat kislota to'g'ri keladi.

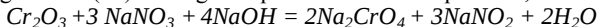


Suyultirish ortishi bilan muvozanat H_2CrO_4 tarafa qarab suriladi.

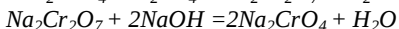
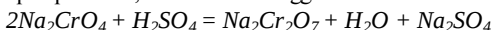
Xrom (VI) oksidi zaharli. Natriyli yoki kaliyli xromat texnikada xromli temirtoshni soda, potash yoki ohak bilan kuydirib olinadi.



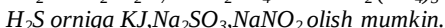
Agar xrom (III) oksidiga ishqor va oksidlovchi qo'shilsa, xromatlarga o'tadi:



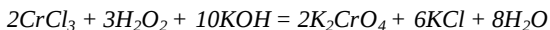
Agar natriy xromatga kislota qo'shilsa, muvozanat chapga suriladi. Agar ishqor qo'shilsa, muvozanat o'ngga suriladi:



Dixromat kislota tuzlari ayniqsa kislotali muhitda juda kuchli oksidlovchidir:

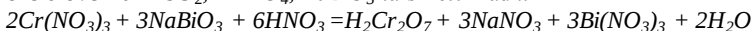


Xromatlar xromning (III) tuzlarini ishqoriy sharoitda oksidlab oson olinadi:



H_2O_2 o'rniga boshqa oksidlovchilar NaNO_3 , KClO_3 ishlatish mumkin.

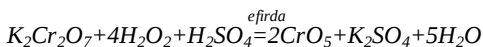
Bixromatlar olish uchun xrom (III) tuzlariga kislotali muhitda kuchli oksidlovchilar PbO_2 , KMnO_4 , NaBiO_3 ta'sir ettiriladi..



Xromning peroksid shaklidagi birikmalari ma'lum. Ular peroksisislotalar deyiladi.

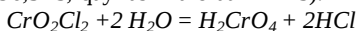


$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_{12}$ -ko'k rangli efirda barqaror. H_3CrO_8 -qizil rangli.



Reaksiya paytida efir qavatining siyoh rangga bo'yalishi kuzatiladi.

Xromning birikmalaridan CrO_2Cl_2 qizil qo'ng'ir rangli suyuqlik (suyuq. harorati -96,5 °S, qaynash harorati 117 °S).



K_2CrO_4 kaliy xromat suvsiz kristallanadi. Suvda yaxshi eriydi (20 °S da 100 g suvda 62,9 g tuz eriydi). Na_2CrO_4 kristallari tarkibida 4, 6, 10 molekula suv ushlaydi. Uning suvda eruvchanligi yaxshi. Natriy dixromatga kaliy xlorid ta'sir ettirilib kaliy dixromat olinadi.

Suvda yomon eriydigan xromatlar qatoriga PbCrO_4 va BaCrO_4 kiradi. Ular sariq bo'yoq sifatida ishlatiladi.

CrF_6^- kam o'rganilgan, beqaror, sariq, limonga o'xshash rangli kukun. MoF_6 va WF_6 ham ma'lum.

Xrom va uning analoglari geksakarbonilli neytral komplekslar hosil qiladi $[\text{E}(\text{CO})_6]$. Geksakarbonilxrom $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$ rangsiz kristall modda. Metallarning karbonillaridan toza metallar olish uchun foydalaniladi.

MoO_3 oq-sarg'ish modda (suyuq. harorati 795 °S), suvda kam eriydi. Bu oksid ishqorlarda erib molibdatlar hosil qiladi. Molibdatlarga nitrat kislotasi ta'sir ettirilsa H_2MoO_4 ning ignasimon kristallari hosil bo'ladi. Tabiatda FeWO_4 va MnWO_4 , CaWO_4 volframat kislotasining tuzlari uchraydi. WF_6 , WO_3 , WCl_6 sof holda barqaror moddalardir.

Qo'llanilishi. Kaliy dixromat terichilik, tekstil, lak bo'yoq va farmatsevtika sanoatida ishlatiladi. Qo'rg'oshin xromat sariq bo'yoq tayyorlashda ishlatiladi. Kaliy dixromatni to'yingan eritmasi hamda konsentrlangan sulfat kislotaga teng hajmda aralashtirilsa, xrompik deyiladi. Bu aralashma juda kuchli oksidlovchi u bilan kimyoviy idishlarni yuviladi.

Y1 B guruh elementlarining farmatsiyadagi ahamiyati. Xrom va molibden muhim biologik ahamiyatga ega elementlar qatoriga kiradi. Protein va nuklein kislotalari tarkibida xrom borligi aniqlangan. Xrom organizmda glukoza o'zlashtirilishi uchun zarur moddadir. Odam

organizmda 6 g ga yaqin xrom bor. Yurakning ishemik kasalliklarida, surunkali xolesistitda, jigar xastaligida xrom etishmasligi aniqlangan.

Molibden o'simlik va hayvon organizmlari tarkibiga kiradi. To'qimalarda molibden azot almashinuvi jarayonlarida (ksantin va purinning sut va jigarda oksidlanishi) katalizator vazifasini bajaradi.

Mis, rux, marganes va temir bilan birga molibden ham "hayotiy metallar" deb ataladi. Molibden organizmda turli komplekslar hosil qiluvchi moddalar sifatida ishtirok etadi.

18- bob.VII B guruh elementlari

18.1. VII B elementlarining umumiy tavsifi

Marganes, texnitsiy va reniy VII guruh qo'shimcha guruhini tashkil etadi. Bu guruhcha elementlarining asosiy xossalari 37-jadvalda keltirilgan. Metallarning atom radiusi marganesga qarab kamaygan. Ularning elektron tuzulishi $(n-1)d^5ns^2$ elektron konfiguratsiyaga ega.

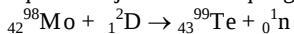
37- jadval. VII B guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Marganes	Texnitsiy	Reniy
Suyuql. harorati, °S	1245	2200	3190
Zichligi, g/sm ³	7,44	11,49	21,04
Atom massa	54,93	[99]	186,2
Elektron formulasi	$3d^54s^2$	$4d^55s^2$	$5d^56s^2$
Atom radiusi, nm	0,13	0,136	0,137
Ionlanish energiyasi M → Me ⁺ , eV	7,44	7,28	7,88
Yer po'stlog'da tarqalishi, mol qism	$3,2 \cdot 10^{-2}$	juda kam	$8,5 \cdot 10^{-9}$

Reniy va texnitsiyning o'xshash xossalari ko'p. Shuning uchun marganes ulardan farq qiladi. Marganes uchun +2,+4,+7 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalari barqarordir. Lekin +3,+5,+6 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalar ham uchraydi. Texnitsiy va reniyda +7 birikmalar ancha barqaror.

Mn-Te-Re qatorida kimyoviy faollik kamayadi.

Marganes 1774 yili Sheele tomonidan ochildi. 1808 yil ingliz olimi Djon tomonidan toza holda olingan. Re-1925 yili ochildigan nodir element, uning mavjudligini 1871 yil D. I.Mendeleyev oldindan(ekamarganes) aytgan. Te-1937 yil sun'iy yo'l bilan olingan, Molibdenni deytronlar bilan bombardimon qilish natijasida sintez qilingan.



Tabiatda marganesning ${}_{25}^{55}\text{Mn}$ (100%) izotopi uchraydi. Reniyni eng barqaror izotopi ${}_{75}^{185}\text{Re}$ (36,07%) ni tashkil etsa, texnitsiyning 15 ta izotopi borligi ma'lum. ${}_{43}^{99}\text{Tc}$ eng barqaror izotop (yarim emirilish davri $2 \cdot 10^5$ yil).

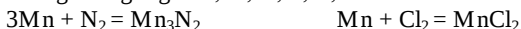
18.2. Marganes birikmalari

Marganesning tabiatda tarqalishi. Marganes pirolyuzit - MnO_2 minerali holatida, braunit- Mn_2O_3 , gausmanit Mn_3O_4 , manganit- $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, MnSO_3 , gauerit- MnS_2 , marganes yaltirog'i – MnS holatlarida uchraydi.

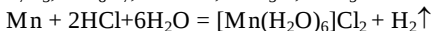
Xossalari. Marganes qattiq, mo'rt, temirga o'xshab ketadi. Suyuql. harorati 1245°S . Marganes 4 ta allotropik shakl o'zgarish holatida uchraydi. $\alpha\text{-Mn}$, 727°S gacha barqaror. $\beta\text{-Mn}$ 1101°S (bu ikkala allotropik shakl o'zgarishlar ham alyuminotermiya usuli bilan olinadi. U mo'rtligi va qattiqligi bilan tasniflanadi). $\gamma\text{-Mn}$ $1101\text{-}1137^\circ\text{S}$ haroratda mavjud. $\tau\text{-Mn}$ 1137°S dan yuqori haroratda hosil bo'ladi.

Marganes va uning analoglari uchun oddiy holda karbonilli neytral komplekslar $[\text{Me}_2(\text{CO})_{10}]$ formulaga ega. Odatdagi sharoitda $[\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}]$ sariq qattiq modda suyuql. harorati 155°S , oson haydaladi.

Kimyoviy xossalari. Odatdagi haroratda barqaror. Maydalangan holda u oson oksidlanadi. Al, Sb, Cu bilan ferromagnitli qotishmalar hosil qiladi. Qizdirilganda galogenlar, S, N, P, C, Si bilan birikadi:

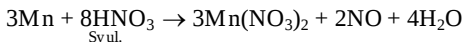
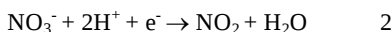
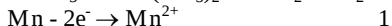
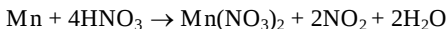
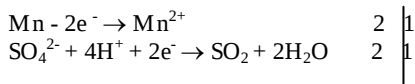
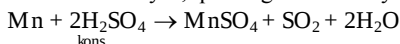


Marganes azot, fosfor va kremniy bilan o'zgaruvchan tarkibli birikmalar hosil qilishi ma'lum: MnP , MnP_3 , Mn_2P , Mn_3P , Mn_3C , Mn_5C_2 , Mn_{15}C_4 , Mn_7C_3 , Mn_8C_7 , MnSi , Mn_3Si , Mn_5Si .

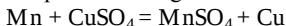


Eritmada akvakomplekslar hosil bo'ladi.

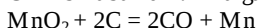
Qizdirilganda suvni parchalaydi. Konsentrlangan H_2SO_4 , HNO_3 bilan xona haroratida ta'sirlashmaydi, qizdirilganda reaksiyaga kirishadi:



Ko'p metallarning tuzlari va oksidlaridan marganes ularni qaytaradi.



Olinish usullari: Marganes oksidini uglerod bilan qaytarish orqali:



Alyuminotermiya usuli: $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn} + 391 \text{ kkal}$

Kremniytermiya: $\text{MnO}_2 + \text{Si} = \text{Mn} + \text{SiO}_2$

Marganes tuzlarining suvdagi eritmalarini elektroliz qilib olinadi:

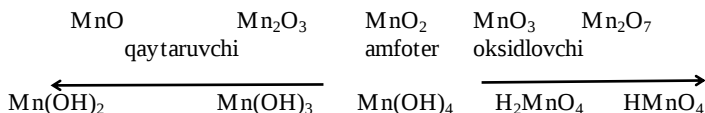


Metall marganesning qo'llanilishi. Tarkibida marganes saqlaydigan po'latlar temir yo'l strelkalari, o'q o'tmaydigan tank korpuslari qurishda ishlatiladi. Uni asosida elektr o'tkazuvchanligi kam manganat qotishmasi olinadi. (12% Mn, 84% Sn, 4% Ni). Eng asosiy qotishmasi ferromarganes (60-90% Mn va 40-10% Fe).

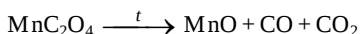
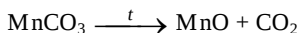
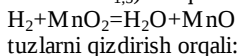
Oz miqdorda marganes alyuminiyning qotishmalariga qo'shiladi. U oz miqdorda tuproqda, mineral suvlarda, o'simlik va tirik organizmlarda bo'ladi.

Texnitsiy korroziyaga chidamli, neytronlar ta'siriga barqaror, shuning uchun atom reaktorlarida qurilish materiali sifatida ishlatiladi. Reniy elektrotexnikada va kimyoviy jarayonlarda samarali katalizator sifatida ishlatiladi.

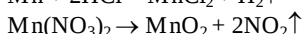
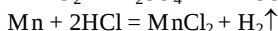
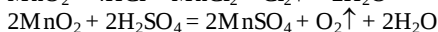
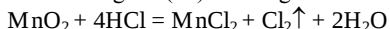
Marganes birikmalari. Kislorod bilan quyidagi birikmalari ma'lum: MnO va Mn_2O_3 asosli, MnO_2 amfoter, MnO_3 va Mn_2O_7 kislotali.



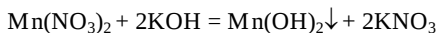
Marganesning (II) birikmalari. Marganes (II) oksidi MnO- yashil kukun, suyuql. harorati 1780°S , suvda erimaydi. O'zgaruvchan tarkibga ega ($\text{MnO}-\text{MnO}_{1.5}$). Yuqori oksidlarini vodorod bilan qaytarish orqali olinadi:



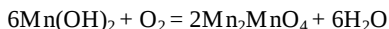
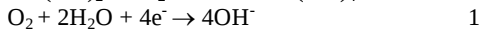
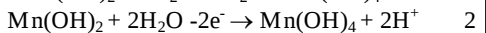
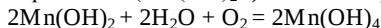
Marganes (II) tuzlari qattiq holda pushti rangli, lekin eritmaları rangsiz. Ular odatda marganes(II) tuzlariga kislota ta'sir qilib olinadi.



Mn(II) tuzlariga ishqorlar ta'siridan marganes(II) gidroksidi hosil bo'ladi:

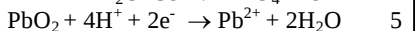
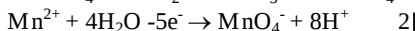
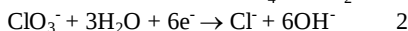
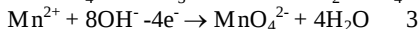
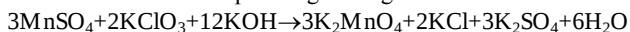


Oq cho'kma ($\text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow$) oksidlanib qorayib qoladi:



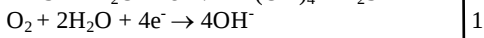
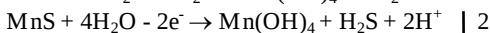
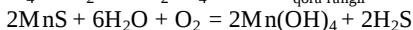
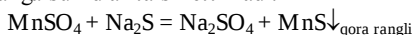
Yuqorida keltirilgan reaksiyalar $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ning beqarorligini ko'rsatadi.

Kuchli oksidlovchilar ta'sirida Mn^{2+} birikmalari qaytaruvchilik xossasini namoyon qiladi. Ishqoriy muhitda oksidlansa manganatlar, agar kislotali muhitda oksidlansa permanganatlarga o'tishi ma'lum:



MnCl_2 - gazlamalarni jigar rangga bo'yash uchun ishlatiladi.

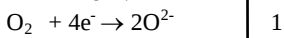
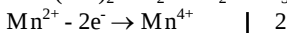
MnS qovoq rangli qattiq modda. Uni olish uchun marganes(II) tuzlariga sulfidlar ta'sir ettiriladi:

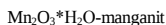
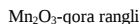
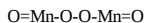
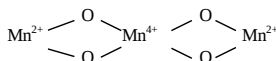
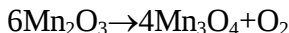


MnSO_4 oson qo'sh tuzlar hosil qiladi: $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{MnSO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ gazlamalarni bo'yashda ishlatiladi. Marganes(II) ning ko'p tuzlari suvda yaxshi eriydi (MnS , MnF_2 , $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$, MnCO_3 lardan tashqari).

Suvdagi eritmada akva komplekslar hosil qiladi. $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}]$ ning hosil bo'lishi kislotalar ishtirokida tezlashadi. Anion komplekslardan erkin holda $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{OH})_6]$, $\text{Ba}_2[\text{Mn}(\text{OH})_6]$ ajratib olingan. $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{MnF}_6]$, $\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$ kabi eruvchan komplekslar ma'lum, ular suyultirilgan eritmalarda oson parchalanadi.





Marganes(III) birikmalari. Tabiatda Mn_2O_3 braunit holatida uchraydi. Qora tusli qattiq modda. Uning suyql. harorati 1650°S . MnO_2 ni yuqori haroratda ($600\text{-}900^\circ\text{S}$) qizdirib olinadi:

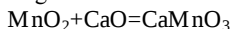


Marganes(III) gidroksid $\text{MnO}(\text{OH})$ tarkibga ega deb ham qaraladi. Marganes oksidlari ichida eng barqarori Mn_3O_4 bo'lib, bunday tarkib H_4MnO_4 kislota tuzi Mn_2MnO_4 sifatida qaralishi mumkin.

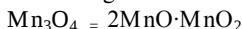
Marganes (IV) birikmalari. $\text{Mn}(\text{OH})_4$ - amfoter modda, bunday birikmalar ikki xil boladi:

I-guruhga 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. MnS_2 -jigar rangli qattiq modda. Odatdagi sharoitda barqaror. Qizdirilsa MnS va S ga parchalanadi. Marganesning kompleks birikmalari ancha barqaror: $\text{Me}_2[\text{MnF}_6]$.

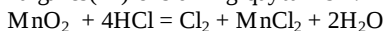
MnO_2 -qora qo'ng'ir rangli, o'zgaruvchan tarkibga ega, amfoter oksid. 530°S gacha qizdirilsa o'zidan kislorod ajratadi. Suvda erimaydi, qizdirilsa ko'p kislotalar ta'siriga chidamli:



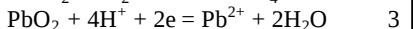
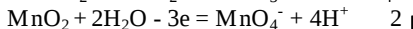
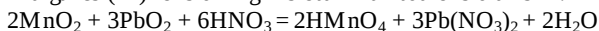
2-guruhga orto- va metamarganes kislotalarining H_4MnO_4 (ortomanganit), H_2MnO_3 (metamanganit) tuzlari kiradi. Bu kislotalar erkin holda olinmagan, lekin ularning tuzlari ma'lum:



Marganes(IV) oksidining qaytarilishi:

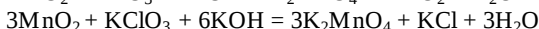
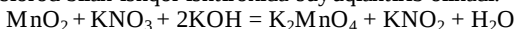


Marganes (IV) oksidining kislotali muhitda oksidlanishi :

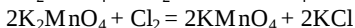


Mn⁺⁵ birikmalari. H_3MnO_4 beqaror va mavjud emas, shu paytgacha olinmagan. Bu kislotaning tuzlari Na_3MnO_4 va K_3MnO_4 olingan.

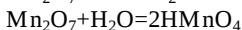
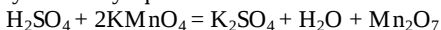
Mn⁺⁶ birikmalari. MnO_3 va H_2MnO_4 erkin holda olinmagan, ular beqaror. Manganatlar metall holidagi, yoki marganes oksidlari, tuzlarini kislorod bilan ishqor ishtirokida suyuqlantirib olinadi.



Neytral va kislotali muhitda disproporsiyalanish reaksiyasi ketadi:



Mn⁺⁷ birikmalari. Mn_2O_7 permanganat kislota tuzlariga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir ettirib olinadi. Mn_2O_7 qora-yashil rangli modda bo'lib, syuql. harorati 5,9°S. Odatdagi sharoitda Mn_2O_7 qo'ng'ir yashil rangli moysimon suyuqlik.



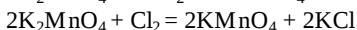
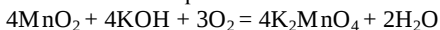
Kislota va uning tuzlari eritmasi pushti rangli. Juda kuchli kislota, faqat suvdagi eritmada 20% gacaha mavjud, 0,1 n eritma uchun $\alpha=93\%$.

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. Juda kuchli oksidlovchi. Ko'p yonadigan moddalar - qog'oz, spirt, efir bu oksidga tegishi bilan o'z-o'zidan yonib ketadi.

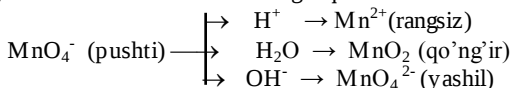
KMnO_4 deyarli qora rangdagi kristal modda, suvda erisa qizg'ish pushti rang hosil qiladi. 200°S haroratda parchalanadi. Bu reaksiya laboratoriyada kislorod olish uchun ishlatiladi:



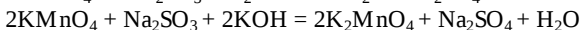
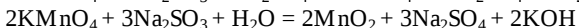
Texnikada kaliy permanganatning olinishi. Marganes (IV) oksidiga KOH bilan kislorod qo'shib olinadi.



Texnikada KMnO_4 organik moddalarni oksidlovchi agent sifatida ishlatiladi. Shuningdek jun, gazlamalarni oqartirishda ham ishlatiladi. Permanganatlar bilan oksidlash sharoitga qarab har xil ketadi.



Kaliy permanganatning oksidlovchilik xossalari:



Bu yerda natriy sulfit o'rniga kaliy yodid, natriy tiosulfat, kaliy nitrit, H_2S yoki istalgan boshqa qaytaruvchini olish mumkin.

18.3. Texnetsiy va reniy to'g'risida qisqacha ma'lumot

Reniy 1925 yilda ochilgan. CuReS_4 jezkazganit minerali holida uchraydi. Texnetsiy 1937 yilda radioaktiv holda olingan.

Texnetsiy va reniy uchun (II) valentli birikmalar uchramaydi. Texnetsiy va reniyning MeO_2 , MeCl_4 , K_2MeO_3 , K_2MeF_6 birikmalari ma'lum. Texnetsiy (IY) marganes va reniy (IY) valentli birikmalaridan barqarorroq. Reniy (III) oksidi qora rangli.

ReO_2 qora rangli. ReO_3 qizil rangli (suyuql. harorati 160°S). Re_2O_7 sariq rangli (suyuql. harorati 296°S). Eng barqaror oksidi reniy (VII) oksidi va perrenat kislotasi (HReO_4). Texnetsiy ko'p xossalari bilan reniyga o'xshash.

Texnetsiy va reniyning nitrat kislotasi bilan ta'sirida ularning kislotalari hosil bo'ladi:

$$3\text{Tc} + 7\text{HNO}_3 = 3\text{HTcO}_4 + 7\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$$

Re_2O_7 va Te_2O_7 ularni oddiy moddalarni oksidlashda olish mumkin. HTcO_4 qizil kristal modda. HMnO_4 - HTcO_4 - HReO_4 qatorida kislotalar kuchi kamayadi. MnO_4^- pushti-siyoh, TcO_4^- pushti, ReO_4^- rangsiz.

Tibbiyotdagi ahamiyati. Kaliy permanganat to'q pushti-siyoh rangli eritma hosil qiladigan kristall qattiq modda. Davlat farmakopeyasiga kiritilgan. Odatda tashqaridan surish uchun va eritmalar holida ishlatish uchun buyuriladi. Dezinfektsiya qiluvchi va kuchli oksidlovchi modda. Farmatsevtik analizda temir tuzlari, iodidlar, nitritlar va boshqalarni aniqlash uchun ishlatiladi.

Marganes(II) sulfat va marganes(II) xlorid kamqonlikni davolashda tavsiya etiladi.

Marganes tirik organizmlar uchun zarur bo'lgan hayotiy muhim 10 ta biogen elementlardan biri hisoblanadi. Kishi tanasida 12 mg ($1,6 \cdot 10^{-5}\%$) chamasi marganes bor. U asosan suyakda (43%), qolgan qism marganes miya va yumshoq to'qimalarda tarqalgan. Organizmda marganes oqsillar, nuklein kislotalar, ATF va alohida aminokislotalar bilan kompleks hosil qilgan bo'ladi. Arginaza, xoliesteraza, fosfoglukomutaza, privatkarboksilaza kabi qator fermentlar tarkibida marganes bor. Magniy va marganes ionlari nukleaza fermentining aktivligini oshiradi. Marganes ruxning o'rnini olib tarkibida rux tutgan fermentlarning katalitik xossalarga kuchli ta'sir etadi.

Texnisiyning organizmdagi roli to'g'risida ma'lumotlar yo'q.

19-bob. VIII B guruh elementlari

19.1. VIII B guruh elementlarining umumiy tavsifi

VIII B guruh elementlari tarkibiga uchta uchlik elementlari kiradi. Birinchi uchlik temir, kobalt va nikel kirib, ikkinchi uchlik ruteniy, rodiiy va palladiy kiradi. Uchinchi uchlik elementlari bo'lsa o'z tarkibiga osmiy, iridiy va platinani oladi. Bulardan Fe, Co, Ni temir oilasini, qolganlarini platina metallari deyish mumkin.

Bu guruh elementlarining tashqi qavatida ikkitadan elektron bor. Tashqaridan ikkinchi qavatda esa 5 tadan 10 tagacha elektron bo'lib ularning almashinishda eng ko'pi bilan 8 ta elektron ishtirok etadi. Barcha elementlarning d orbitalari to'lmagan, faqat Pd da d- orbitalari elektronlarga to'lgan hisoblanadi. Pd da elektron qulashi sodir bo'lgan (5s dan elektronlar 4d ga o'tgan). Bu guruhchada gorizontal o'xshashlik nihoyatda kuchli.

Fe	$3d^5 4s^2$	Co	$3d^6 4s^2$	Ni	$3d^7 4s^2$
Re	$4d^7 5s^1$	Rh	$4d^8 5s^1$	Pd	$4d^{10} 5s^0$
Os	$4f^{14} 5d^6 6s^2$	Ir	$4f^{14} 5d^7 6s^2$	Pt	$4f^{14} 5d^9 6s^1$

VIII B guruh elementlari ichida temir, kobalt va nikelning xossalariida o'xshashlik kuzatiladi. Bu metallarning asosiy kattaliklari jadvalda keltirilgan.

Bu elementlarning 3d-elektronlari yadro bilan ancha mustahkam bog'langan. Shu sababli bu elementlarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalari beqarordir. Bu elementlar oksidlari MeO , Me_2O_3 , gidroksidlari $Me(OH)_2$ va $Me(OH)_3$ formulaga ega. Temirning +3, kobalt va nikelning esa +2 birikmalari barqarorroq.

38-jadval. Temir oilasi elementlarining asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Temir	Kobalt	Nikel
Suyuql. harorati, °S	1539	1492	1455
Zichligi, g/sm ³	7,87	8,84	8,91
Atom massa	55,847	58,933	58,71
Elektron formulasi	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$
Atom radiusi, nm	0,126	0,125	0,124
Ionlanish energiyasi $M \rightarrow Me^{2+}$	7,893	7,87	7,635
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qism	2,0	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-3}$

19.2. Temir birikmalari

Tabiatda uchrashi. Temir qadimdan ma'lum bo'lgan elementlardan biridir. Bu metal to'grisida ma'lumotlar eramizdan oldingi 2500-3000 yil ilgari uchragan. Temir eng ko'p tarqalgan kimyoviy elementlardan biri hisoblanadi. Uning yer po'stlog'idagi mol ulushdagi miqdori 2% ga ga boradi. U tuproq, har xil minerallar, gemoglobin, xlorofil tarkibida bo'ladi. Temirni kometalarda, saturn halqasida 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 yoki boshqacha gematit- Fe_2O_3 (60%) va qo'ng'ir temirtosh yoki limonit $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (60%). Temir shpati yoki FeCO_3 -siderit ham ma'lum. Eng ko'p uchraydigan birikma temirli kolchedan yoki pirit FeS_2 . Temir gemoglobinning asosiy qismi hisoblanadi.

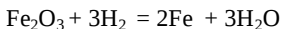
Fizik xossalari. Kimyoviy toza temir oq kumushsimon metall. U alyuminiydan bir oz qattiqroq. Oltin va kumushga nisbatan yumshoq.

Temirni to'rtta allotropik shakl o'zgarishlari ma'lum. Bularga α , β , γ va σ -temirlar kiradi. α temir 769°C gacha, β temir esa 910°C gacha, γ -temir 1400°C va σ -(to'rttnchi shakl o'zgarish) 1510°C gacha mavjud. Agar temir tarkibida C, Si, Mn bo'lsa allotropik shakl o'zgarishlar aralash holida bo'ladi.

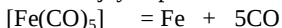
Toza temir suyuqlanish harorati 1539°C , lekin 600°C da yumshoq bo'lib qoladi. 1000°C da sim qilib cho'zilishi va bir-biriga ulanishi mumkin.

Olinish usullari. Laboratoriya sharoitida temir uning tuzlari eritmalarini elektroliz qilib olinishi mumkin. Buning uchun temir(II) yoki temir (III) xlorid eritmasi elektroliz qilinadi. Agar elektroliz oddiy sharoitda o'tkazilsa, olingan temir tarkibida ko'p vodorod eriydi. Jarayonni yuqori haroratda olib borib katodda temirni toza qavatini hosil qilish mumkin. Bunda ularni tarkibida vodorod bo'lmaydi.

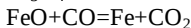
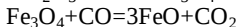
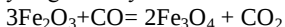
Temir oksididan vodorod bilan qaytarib:



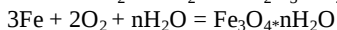
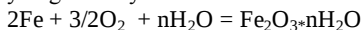
Havosiz joyda pentakarbonil temirni qizdirish orqali:



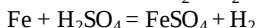
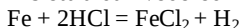
Texnikada temir rudalaridan cho'yan olinadi. Uning suyuqlanish harorati 1100°C . Cho'yan tarkibida 95% temir, 1,7% dan ortiq uglerod hamda oltingugurt, fosfor, kremniy va mangan bo'ladi. Domna jarayonida quyidagi reaksiyalar sodir bo'lib cho'yan hosil bo'ladi:



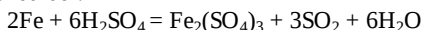
Kimyoviy xossalari. Namlangan havoda temir tez qorayib qoladi. Suvda quyidagi reaksiya sodir bo'ladi:



Kislotalardan vodorodni siqib chiqaradi:

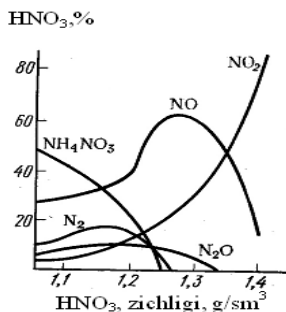
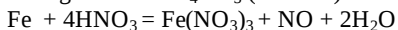


Konsentrlangan sulfat kislota bilan qaynatilganda SO_2 hosil qilishi kuzatiladi:



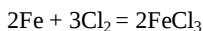
100 %li konsentrlangan sulfat kislota temirni passivlashtiradi. Yuqori konsentratsiyali nitrat kislota ham temirni passivlashtiradi.

Temir suyultirilgan nitrat kislota bilan NO , NO_2 , N_2 , N_2O yoki juda suyultirilgan bilan NH_4NO_3 (34-rasm) hosil qiladi:

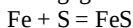


34-rasm. Temir bilan qaytarilishda nitrat kislota konsentratsiyasining qaytarilish mahsulotlariga ta'siri.

Xlor ishtirokida temirning (III) birikmalari olinadi:



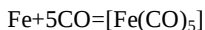
Oltinugurt bilan sulfidlar hosil bo'ladi:



Azot va fosfor temir bilan fosidlar, nitridlar hosil qilib, ular metallarga xos birikmalardir: Fe_2N , Fe_4N , Fe_3Si , Fe_3P , Fe_2P .

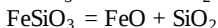
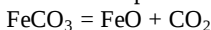
Temir vodorod bilan gidridlar hosil qiladi. Bular quyidagilar FeH , FeH_2 , FeH_3 va FeH_6 gidridlar hosil bo'ladi.

Fe⁰ birikmalari. Agar temir kukuni ustidan 150-200 haroratda $1 \cdot 10^4$ - $2 \cdot 10^4$ kPa bosimda CO o'tkazilsa pentakarboniltemir hosil bo'lishi aniqlangan:

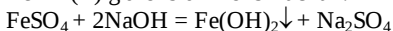


Bu birikma uchuvchan sariq rangli suyuqlik (suyuqlanish. -20°S , qayn. harorati 103°S), organik erituvchilarda yaxshi eriydigan, lekin suvda erimaydigan modda. Temirning yana ham murakkab tarkibli karbonillari olingan: $[\text{Fe}_2(\text{CO})_9]$, suyuql. 100°S . Bu birikma ikki yadroli kompleks hisoblanadi. Temirning nitrozillari $[\text{Fe}(\text{NO})_5]$ ham olingan. Shunga o'xshash birikmalar Ru, Os, Ni uchun ham xos hisoblanadi.

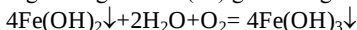
Fe⁺² birikmalari. FeO oson oksidlanadigan qoramtir tusli kukun. U temirning birikmalarini parchalab olinadi:



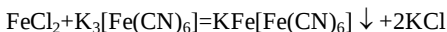
Temir (II) gidroksidini olish uchun:



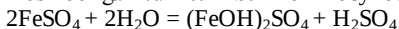
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ och ko'kimtir rangli kukun, u havoda tez qorayadi, va oxiri qo'ng'ir rangli temir (III) gidroksidga aylanadi:



Temir (II) tuzlari oson gidrolizga uchraydi. NaOH va qizil qon tuzi Fe^{2+} ionini ochish uchun ishlatiladi:

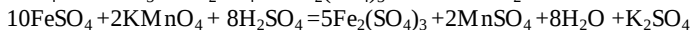
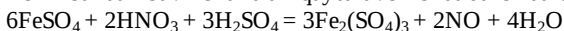


Hosil bo'lgan tuz **turnbul ko'ki** deyiladi.



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: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$. Temir(II) deyarli barcha kislotalar bilan tuzlar hosil qiladi. Eritmalardan bug'latilganda $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (temir kuporosi), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ kabi kristallogidratlar hosil bo'ladi. Eritmada $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ akva kompleks barqaror.

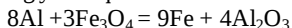
Yomon eriydigan tuzlarga FeS -qora rangli, FeCO_3 -oq rangli kiradi.

FeSO_4 zaharli gazlarni ushlab qolish uchun ishlatiladi. Temirning (II) valentli ko'p tuzlari ma'lum. Fe^{2+} uchun koordinatsion son 6 xarakterli. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{FeF}_6]^{4-}$ va boshqa ko'p komplekslar ham ma'lum. Ularni ichida $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - sariq qon tuzi ko'p ishlatiladi.

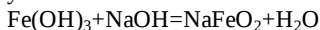
Temirning anion kompleksi-ferratlar beqaror birikmalardir. Ular ko'proq qo'sh tuzlarga o'xshaydi. Masalan, $\text{Me}_2[\text{FeCl}_4]$, $\text{Me}_2[\text{Fe}(\text{CNS})_4]$. Suvsiz

muhitda va qaytaruvchilar ishtirokida $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ni konsentrlangan ishqorlarda qaynatib yashil rangli - $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ va $\text{Ba}_2[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ olingan. Gidroksiferratlar (II) suvli muhitda tez buziladi.

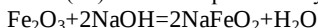
Fe^{3+} birikmalari. Temir (III) oksidi $-\text{Fe}_2\text{O}_3$ (qora qizil rangdan qizilgacha o'zgaradi). Temirli surik, mumiy o, oxra bo'yoq sifatida ishlatilishi ma'lum. Termitli aralashma bu alyuminiy va temir (II, III) oksidining aralashmasi, bu aralashma relslarni payvand qilishda, aviabombalar tayyorlashda ishlatiladi. Bu aralashma portlashidan ko'p energiya chiqadi:



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ -qizil-jigar rangli, amfoter xossaga ega, lekin ishqorlarda kam eriydi:



Temir(III) oksidi ishqorlarda suyuqlantirilsa ferritlar hosil bo'ladi:

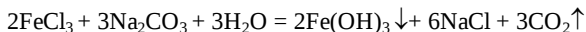


Temir (III) ga tegishli bo'lgan H_3FeO_3 (ortoferrit) va HFeO_2 (metaferrit) kislotalarining tuzlari (K_3FeO_3 , KFeO_2) olingan.

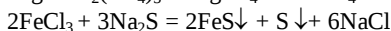
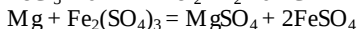
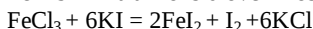
Temir (III) ko'p tuzlar hosil qiladi.



FeCl_3 tuzlari oson gidrolizga uchraydi. Soda ishtirokida to'la gidroliz sodir bo'ladi:



Fe^{3+} birikmalari oksidlovchi xossasini namoyon etadi:

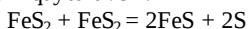


Tibbiyotda FeCl_3 qon to'xtatuvchi modda sifatida ishlatilishi ma'lum. Bu tuz ishqoriy metallar xloridlari bilan qo'sh tuzlar hosil qiladi. $\text{Na}[\text{FeCl}_4]$, $\text{Na}_3[\text{FeCl}_6]$, $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ Fe(II)ning ammiakatlaridan ko'ra beqaror.

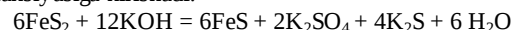
Yangi olingan $\text{Fe}(\text{OH})_3$ konsentrlangan ishqorlarda eriydi va qizil rangli gidroksi komplekslar hosil qiladi:



Muhim birikmalardan FeS_2 pirit hisoblanadi. Pirit ham oksidlovchi va ham qaytaruvchi.

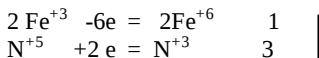
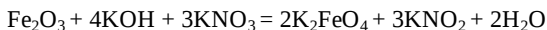


Bu reaksiya oltingugurt olishda ishlatiladi. Pirit disproporsialanish reaksiyasiga kirishadi:



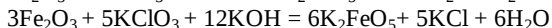
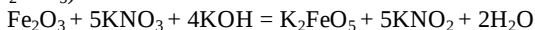
906°C da temir karbidlar hosil qiladi (Fe_3C).

Temirning oksidlanish darajasi +6 va +8 bo'lgan birikmalari. Ferrat kislotaning (H_2FeO_4) tuzlari ma'lum. Bularga bariy ferrat (BaFeO_4) kiradi, bu oksidlovchi.

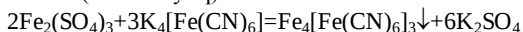


K_2FeO_4 -kristall modda, qizil rangga ega. Eruvchanligi jihatidan xromatlar va dixromatlarga o'xshash. Ishqoriy metallarning tuzlari eruvchan, bariy va stronsiy tuzlari esa erimaydi.

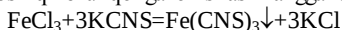
Temirga tegishli peroksoferrat kislotasining (H_2FeO_5) ham tuzlari ma'lum (K_2FeO_5):



Temir(III) birikmalariga sariq qon tuzi ta'sir ettirilsa Berlin zangorisi cho'kmasi (ko'k bo'yoq) hosil bo'ladi:



Fe(III) birikmalariga kaliy rodanid ta'sir ettirilsa ham, toq qizil cho'kma hosil qilib u qonga o'xshash rangga ega:

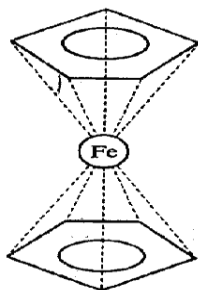


Yuqorodagi ikki reaksiya Fe^{3+} ionlari uchun sifat reaksiya hisoblanadi.

Temirning juda ko'p kompleks birikmalari ma'lum.

Bularga kaliy geksasianoferrat(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, sariq qon tuzi, yoki kaliy geksasianoferrat(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – qizil qon tuzi, $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ geksammintemir (III) xloridlar misol bo'ladi.

Ferrosen (35- rasm) 171°S da suyuqlanadigan, 249°S da qaynaydigan sariq rangli kristall modda. Uning formulasi $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{H}_5)_2]$, metal atomi o'rtada, ikki chekkasida ikkita C_2H_5 radikali joylashgan. Ferrosen molekulasining elektronlari soni 18 taga etadi. Ularning 8 tasi temirga, 10 tasi C_2H_5 radikaliga tegishli. Bu komplekslar sendvich strukturali komplekslar qatoriga kiradi.

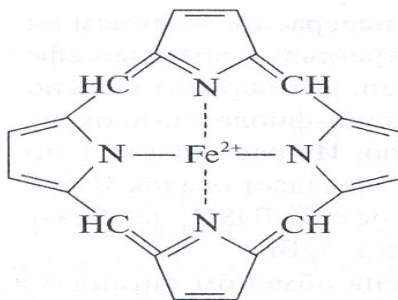


35-rasm. Ferrosen molekulasining tuzilishi.

Biologik jarayonlarda tarkibida temir tutgan oqsillar katta ahamiyatga ega. Bularga gemoglobin, mioglobin, sitoxromlar, katalaza va peroksidaza kiradi. Gemoglobin eritrotsitlarning asosiy qismi hisoblanadi. U o'pkadagi to'qimalarga kislorod etkazib berib, kislorod tashuvchi bo'lib, yana tashqi nafas olishni ham ta'minlaydi. Mioglobin, sitoxrom va katalaza esa hujayralarning nafas olishini ta'minlaydi. Yuqoridagi oqsillarning har biri oqsil qismdan va u bilan bog'langan aktiv markazlardan tashkil topgan.

Aktiv markazlar makrotsiklik kompleks birikma gem(36- rasm) hisoblanadi(gem grekcha "gema" qon degani). Bu komplekslarda makrosiklik ligand sifatida tetradentant birikma porfirin ishtirok etadi. Kompleks markazida temir joylasgan bo'lib, kvadran uchlarida donor atom azot joylashgan. Umuman kompleks oktaedrik konfiguratsiyaga ega hisoblanadi. Beshinchi orbital esa azot atomi orqali aminkilota (gistidin) bilan bog'langan. Oltinchi orbital bo'sh va u past molekullari liganlarni bog'lashi mumkin(masalan, O_2 , H_2O_2 , CO , CN^- va boshqalar).

Gemoglobin va unga o'xshash metallokomplekslarning xossalari ba'zi zaharli moddalar, masalan, CO (is gazi) va sianidlar ta'sirida keskin o'zgarishi mumkin. Shuning uchun ham havo tarkibiga aralashgan CO gemoglobin bilan karbonilgemoglobin hosil qilishi tufayli organlarga kislorod etib borishi keskin kamayadi. Buning ustiga CO ning kompleks hosil qobiliyati kisloroddan ko'ra o'lab marta yuqori.



36-rasm. Gemoglobinning tuzilishi.

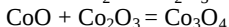
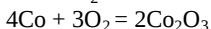
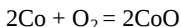
Ana shu tufayli havoda juda oz kislorod bo'lsa ham I gipoksiyaga, yani kislorod etishmasligiga olib keladi. CO bilan zaharlanishni oldini olish uchun bemorni tezda toza havoga olib chiqish kerak. Shunda muvozanat oksigemoglobin hosil bo'lishi tarafiga qarab suriladi.

19.3. Kobalt va uning birikmalari

Tabiatda uchrashi. Tabiatda kobalt yaltirog'i - CoAs_2S_2 smolatit minerali holida va CoAs -millerit holatida uchraydi. Bundan tashqari NiAsS -nikel yaltirog'i holida va NiS - millerit ham uchraydi. CoO , Co_2O_3 va Co_3O_4 larni uglerod, uglerod(II) oksidi, alyuminiy, kremniy hatto vodorod bilan qaytarib kobalt olinadi.

Kobalt tabiatda birgina izotop holatida uchraydi: ${}_{27}^{59}\text{Co}$ (100%). Kobaltning radiaktiv izotopi ${}_{27}^{60}\text{Co}$ tibbiyotda saraton kasalligiga qarshi kurashda ishlatiladi. Uning yarim yemirilish davri 5,24 yilga teng.

Tashqi ko'rinishi jihatidan temirga o'xshash, yaltiroq, kul rang metall. Kobalt yaxshi cho'ziladi va bolg'alanadi. U temirga qaraganda qattiq va mo'rt. Vodorodni o'ziga oson yutadi. CoH_2 hosil qiladi. Qizdirilganda oson oksidlanib 1000°S da kobalt (II) va (III) oksidini hosil qiladi.



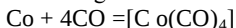
Nam ishtirokida S, Cl, selen, fosfor, mishyak reaksiyaga kirishmaydi.



Yuqori haroratda $\text{As}(\text{CoAs}_2)$ va Si bilan (Co_2Si dan CoSi gacha) C bilan (Co_3C) karbidlar hosil qiladi.

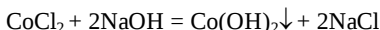
Kobalt mineral kislotalarda yomon eriydi. Kobalt yuqori konsentrasiyalı sovuq nitrat kislota bilan passivlashadi. Konsentrlangan nitrat va sulfat kislota, zar suvi kobalt va nikelni (II) valentli holatga o'tkazadi.

Kobalt is gazi bilan ta'sirlashib pentakarbonilkobalt hosil qiladi:



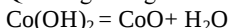
Kobalt asosan issiqqa chidamli va pishiqlik materiallar olishda ishlatiladi.

Kobalt(II) gidroksidi uning tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirilganda hosil bo'ladi:

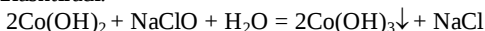


ko'k pushti rangli

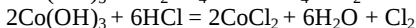
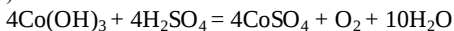
Qizdirilganda gidroksiddan kobalt oksidi hosil bo'ladi:



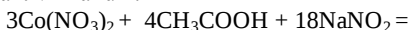
$\text{Co}(\text{OH})_2$ havoda qiyinchilik bilan oksidlanadi. NaClO oksidlanishni tezlashtiradi.



$\text{Co}(\text{OH})_3$ qora tusli asos xossalı modda. $\text{Co}(\text{OH})_3$ ga kislorod saqllovchi kislotalar qo'shilganda kobalt (III) tuzlari hosil bo'lmaydi, balki kobaltning (II) valentli tuzlari hosil bo'ladi.



Eritmada $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ qizgish rangli. Kompleks birikmalar asosida Fisher reaktivi ma'lum:



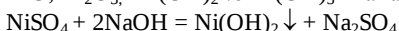
19.4. Nikel va uning birikmalari

Tabiatda uchrashi. Nikel tabiatda kupfernikel NiAs va mishyak nikel yaltirog'i holatida uchraydi NiAsS .

Nikel juda yaltiroq oq kumushsimon metall, juda qattiq, magnitga tortiladi. Kobaltga o'xshash olinadi. U juda korroziyaga chidamli. Atmosferada, suvda, kislotalarda va ishqorlarda barqaror. Nikelning kislotalarga munosabati temir va kobaltga o'xshash.

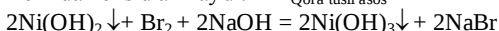
Nikel qotishmalari juda ko'p ishlatiladi. Nixrom 70% Ni va 20% Cr. Nikel konstantin termoparalarda ishlatiladi.

NiO , Ni_2O_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$ va $\text{Ni}(\text{OH})_3$ ma'lum.



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:



Eritmada $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ - to'q yashil rangli ion hosil qiladi. NiCl_2 sariq rangli.

Temir oilasi elementlarining tibbiyotdagi ahamiyati. Temir va kobaltning tabiatdagi roli juda muhimdir. Temir barcha o'simlik va hayvon organizmlari uchun zarur elementdir. Odam organizmida temir gemoglobin, jigar, taloq, orqa miya, buyrak, qon plazmalari tarkibida uchraydi. Turli to'qimalarda temirning miqdori 4-5 g ga etadi. O'simliklarda temir nafas olishni ta'minlovchi fermentlar tarkibiga kirib, xlorofil sintezida ishtirok etadi. Temir birikmalari tirik organizmda to'qimalarga kislorod yetkazib berish, oksidlanish-qaytarilish jarayonlariga katalizatorlik qilish, elektron tashish kabi muhim vazifalarni bajaradi.

Gemoglobin va mioglobin to'qimalarning nafas olishini ta'minlaydi. Ular tarkibida temir(II) birikmalari bo'ladi. Gemoglobin ikki vazifani bajaradi: u kislorodni o'pkadan to'qimalarga tashiydi, CO_2 ni bo'lsa to'qimalardan o'pkaga tashiydi. Temirning qolgan birikmalari organizmdagi turli xil oksidlanish-qaytarilish kabi biokimyoviy jarayonlarda ishtirok etadi.

Organizmga temir yetishmasa, kamqonlik kasalligi boshlanadi, odamning madori qurib, o'zini behush sezadi, kayfiyati buziladi. Bunda organizmga qaytarilgan temir beriladi. Masalan feramid. Feramid bu temir hamda nikotin kislotasi amidining kompleks birikmasi bo'lib bu modda Toshkent farmatsevtika institutida prof. M.A. Azizov rahbarligida institutning markaziy ilmiy tekshirish laboratoriyasida ishlab chiqarilgan va tibbiyotga joriy etilgan.

Bundan tashqari tibbiyotda FeCl_3 qon to'xtatuvchi modda sifatida ham ishlatiladi. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ va temir laktati va temir gliseratining ham ishlatilishi ma'lum. Ortiqcha temir yurak-qon tomirlari, jigar va o'pka faoliyatini buzilishiga sabab bo'ladi.

Biotizimlarda kobalt birikmalarining ayniqsa, B_{12} vitaminining ($\text{C}_{63} \text{H}_{90} \text{N}_{14} \text{P Co}$) ahamiyati katta. B_{12} kompleks birikma bolib, uning tarkibida kobalt(III) bo'ladi. B_{12} vitamin organizmda o'sish, qon aylanishi, eritrositlarning yetilishi, qonning ivishi, uglevod va lipidlar almashinuvini boshqaradi. Odam organizmida bu vitamin yetishmasa, xuruj qiluvchi kamqonlik zo'rayadi, organizmning turli yuqumli kasalliklarga bardoshi susayadi.

Hayvon va odam organizmi ichak devoralari B_{12} vitaminini ishlab chiqaradi.

Nikel ham biokimyoviy jarayonlarda qatnashib, fermentlar faoliyatiga ta'sir qiladi. Tarkibida oltingugurt tutgan aminokislotalar sitnezini faollashtiradi.

Qolgan VIII B guruh elementlari ichida platinaning kompleks birikmalari organizmda oksidlanish jarayonlarini boshqarishda qatnashishi aniqlangan.

Tsis holatdago yuzilishga ega bo'lgan platina(II) va (IV) larning kompleks birikmalari xavfli o'smalarga(saraton) qarshi samarali vositaligi topilgan.

Tibbiyotda anemiyaga qarshi temir, temir(II) sulfat, temir(III) sulfat, temir(II) xlorid, temir(III) oksid, temir (II) laktat va boshqa temir birikmalarini tutgan moddalar dori sifatida keng qo'llaniladi. Masalan: qaytarilgan temir, temir gliserifoafat, gemostumulin, fitoferrolaktol, ferropleks, konferon, ferum-lek, ferrosen, feramid va boshqalar. Anemiyga qarshi samarali vositalardan biri vitamin B₁₂ hisoblanadi. Bu vitamin boshqa kasalliklarda ham samaralidir.

20- bob. I B guruh elementlari

20.1. IB guruh elementlari, ularning birikmalari va xossalari

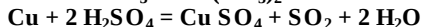
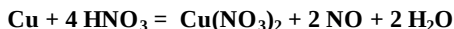
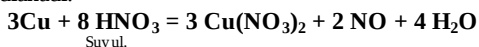
Mis, kumush, oltin I B guruh elementlariga kiradi. Ularning tashqi qavatida bittadan elektron bor. Tashqaridan ikkinchi qavatda to'lgan d elektron qavat bor. Bu elementlar ionlanish energiyasining qiymati IA guruh elementlaridan keskin farq qilib, anchagina yuqoriligi ko'rinib turibdi. Bu elementlarning eng asosiy kattaliklari 39-jadvalda keltirilgan.

39-jadval. 1B guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari.

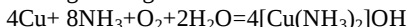
Asosiy kattaliklar	Mis	Kumush	Oltin
Suyuql. harorati, °S	1083	960,5	1455
Zichligi, g/sm ³	8,96	10,5	19,3
Atom massa	63,62	107,87	196,97
Elektron formulasi	3d ¹⁰ 4s ¹	4d ¹⁰ 5s ¹	5d ¹⁰ 6s ¹
Atom radiusi, nm	0,128	0,144	0,144
Ionlanish energiyasi M → Me ⁺	7,726	7,576	9,226
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qism	3,6·10 ⁻³	1,6·10 ⁻⁶	5·10 ⁻⁸

Bu elementlar qiyin oksidlanuvchi elementlar hisoblanadi. Bu metallar vodorod ionlari va kislorod bilan oksidlanmaydi. Ular shuning uchun yarim nodir yoki nodir metallar qatoriga kiradi.

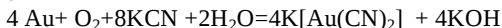
Mis va kumush kontsentrlangan nitrat va sulfat kislota bilan 160°dan yuqori oksidlanadi.



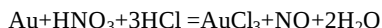
Mis ammiakning suvdagi eritmasida ham kislorod ishtirokida eriydi:



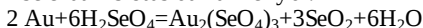
Mis, kumush va oltin ishqorlar ta'siriga chidamli, lekin sianidlarda yaxshi eriydi:



Oltin nitrat, sulfat kislotalar bilan oksidlanmaydi. Unga zar suvi ta'sir etadi:



Yana oltin selenat kislotasida ham eriydi:



20.2. Mis

Tabiatda uchrashi. Tabiatda oz miqdorda tug'ma mis uchraydi. Birikma holdagi Cu_2O kuprit, Cu_2S mis yaltirog'i, CuFeS_2 misli kolchedani yoki xalkopirit, CuO -tenerit minerali, shuningdek malaxit $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ma'lum. Kumush sulfidlar holatida qo'rgoshin, rux, kadmiy bilan birga uchraydi. Mis, kumush va oltin tabiatda erkin metallar holatida ham uchraydi.

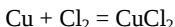
Mis elementi tabiatda ikki xil izotop holday uchraydi: $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69,1%) va $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30,9%). $^{64}_{29}\text{Cu}$ radioaktiv izotopining yarim emirilish davri 12,8 soat.

Fizik xossalari: pushti qizil rangli, yumshoq, yuqori issiqlik va elektr o'tkazuvchanlikka ega. Suyuql. harorati 1083°S.

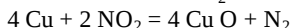
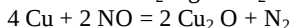
Kimyoviy xossalari: Mis havoning miqdoriga qarab Cu_2O va CuO kabi oksidlar hosil qiladi. Cu_2O – qizil rangli. Beqaror birikma:



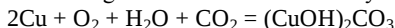
Mis galogenlar bilan ham odatdagi sharoitda oksidlanadi:



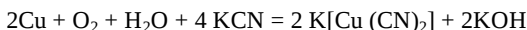
Yuqori haroratda NO misni Cu_2O ga NO_2 bo'lsa CuO ga oksidlaydi.



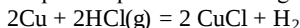
Azot va uglerod mis bilan ta'sir etmaydi.



Sianit ionlari ishtirokida mis oson oksidlanib sianidli komplekslar hosil qiladi.

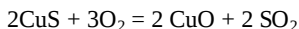


Yuqori temperaturada mis gaz holdagi HCl bilan ta'sirlanadi.

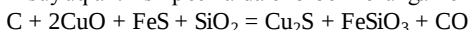


Odatdagi sharoitda reaksiya chapga surilgan yuqori haroratda o'ngga suriladi. Mis va uning birikmalari **kuchli zahar** hisoblanadi.

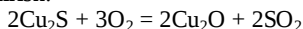
Olinish usullari: Dastlab rudalarni yoqib oksidlar olinadi:



Rudalarni suyuqlantirish pechlarda olib borilib unga koks qo'shiladi:



Kuydirish:



Qaytarish:

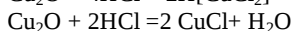
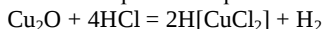


Shunday usulda olingan misning tozaligi 95-98% ga etadi. Toza mis olish uchun mis sulfati misli anod elektrodi ishtirokida elektroliz qilinadi.

Texnikada ishlatilishi. Mis asosida ko'pdan ko'p asbob va uskunalar tayyorlanadi. Tunuka xoldagi mis bilan kemalar o'raladi. Misdan ko'p qotishmalar tayyorlanadi. Masalan, bronza – mis 90%, qalay – 10% ; latun – mis 60 % , rux-40%; melxior - mis - 68%, Ni-30%, Mn-1%, temir-1%; pul tayyorlaydigan chaqalar- Cu 95%, alyuminiy -5%.

20.3. Misning birikmalari

Cu⁺¹ bo'lgan birikmalari. Mis (1) oksidi **Cu₂O** – qizil kristall modda. Amfoter oksid, lekin natriy gidroksidda qiyin eriydi. Galogenovodorodlarda ham qiyin eriydi. Suyultirilgan eritmalar rangsiz eritmalar hosil bo'ladi. Agar kislota tarkibida suv ko'p bo'lsa oq cho'kma hosil bo'ladi.



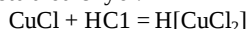
Mis (1) oksidi ammiakda ham oson eriydi. Bunda ammiakli komplekslar hosil bo'ladi:



Mis (1) gidroksid(sariq rangli) beqaror, u parchalanib qizil rangli mis(I) oksid hosil qiladi:



Galogenlar bilan CuCl, CuF hosil qiladi. Bu birikma yuqori konsentrasiyalı kislotalarda eriydi.

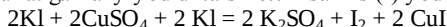


Mis(I) uchun $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ turdagi ammiakatlar xos. Shu tufayli ko'p mis(I) birikmalari ammiak eritmasida yaxshi eriydi.

Cu(II) xlorid qizdirilgan Cu metali bilan ta'sir etganda CuCl hosil bo'lishi kuzatilgan:



Agar mis(II) sulfatiga kaliy yodid ta'sir ettirilsa mis (I) yodid olinadi:



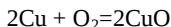
CuI – oq cho'kma Cu₂S ni mis olishda ishlatiladi. Cu(I)ning kompleks birikmalari anchagina barqaror. Ularning beqarorlik doimiyliги 40- jadvalda keltirilgan.

40-jadval. Mis(I)ning ba'zi komplekslarining beqarorlik doimiyliги.

Kompleks birikma	$[\text{CuCl}_2]^-$	$[\text{CuBr}_2]^-$	$[\text{CuI}_2]^-$
K _{beqarorlik}	$2,9 \cdot 10^{-6}$	$1,2 \cdot 10^{-6}$	$1,4 \cdot 10^{-9}$
Kompleks birikma	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$
K _{beqarorlik}	$1 \cdot 10^{-16}$	$8 \cdot 10^{-22}$	$5 \cdot 10^{-39}$

Cu⁺² birikmalari. Mis (II) oksid, **qora rangli** amorf modda. Gazlarni adsorbsiya qila oladi.

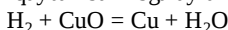
Mis (II) oksidi misning kislorod bilan ta'siridan olinadi.



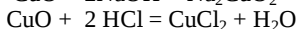
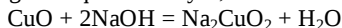
Yuqori haroratda u parchalanib mis(I) oksidini hosil qiladi:



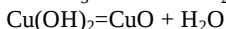
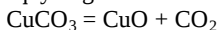
Mis(II) oksidni vodorod bilan qaytarilsa misga aylanadi:



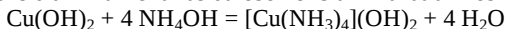
CuO konsentrlangan ishqorlarda eriydi, lekin kislotalarda oson eriydi:



Mis (II) oksidini quyidagi usullarda ham olish mumkin:

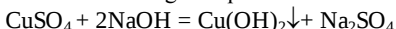


Mis(II) gidroksid ammiak eritmasida oson erib ammiakatlar hosil qiladi:

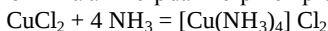


Bu reaksiyada ko'k rangli tetraaminmis(II) gidroksid olish mumkin.

Mis (II) gidroksidi mis sulfatga ishqorlar ta'sir ettirib olinadi.



Misning (II) birikmalari ko'pdan ko'p kompleks birikmalar hosil qiladi:



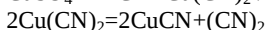
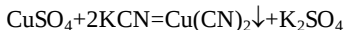
Agar yangi olingan Cu(OH)₂ ga konsentrlangan ishqorlar qo'shilsa ko'k rangli gidroksikupratlar hosil bo'ladi:



Hosil bo'lgan gidroksikupratlar oson parchalanadi va beqarordir. Mis(II) galogenidlari kislotalar eritmalarida galogen kupratlar hosil qiladi:



Mis(II)ning sianidlari va rodanidlari beqaror, lekin sianidli komplekslar ancha barqaror hisoblanadi:



Kaliy tetrasianokuprat ancha barqaror kompleks hisoblanadi.

Mis(II)sulfat CuSO₄ suvsiz holatda oq kukun. Suvdagi eritmalar ko'kish-havo rangli. Bunday rang eritmadagi [Cu(H₂O)₄]²⁺ borligini ko'rsatadi. CuSO₄·5H₂O mis kuporosi deyiladi.

Mis(II)nitrati- Cu(NO₃)₂·3H₂O misning nitrat kislota bilan ta'siridan olinadi. Qizdirilsa, suvini yo'qitib parchalanadi va azot(IV) oksid va kislorod hosil qiladi:

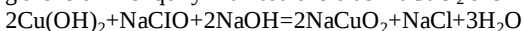


Mis(II) asetati $-\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - mis yoki uni oksidini sirka kislotada erishidan hosil bo'ladi.

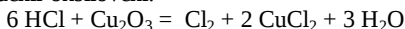
Mis(II) xlorid to'q ko'k rangli kristallar hosil qiladi. Syultirilgan eritmalar yashil rangga, konsentrlangan eritmaları tim ko'k rangga ega.

Misning oksidlanish darajasi +3 bo'lgan birikmalari. Tarkibida fluor tutgan birikmalar olingan: $\text{K}_3[\text{CuF}_6]$.

Mis(II) gidroksidini ishqoriy muhitda oksidlab NaCuO_2 olish mumkin:



Undan mis (III) oksidi - Cu_2O_3 olingan. Uning birikmalari beqaror. Bu birikma kuchli oksidlovchi:



Reaksiya natijasida xlor va misning(II) tuzlari hosil bo'ladi.

20.4. Kumush va uning birikmalari

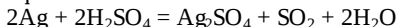
Tabiatda uchrashi. Tabiatda kumush juda kam tug'ma holda uchraydi. Ko'p birikmalar mishyak yoki surma bilan birga uchraydi. Masalan: kumush tiosurmanit Ag_3SbS_3 . Ag_3AsS_3 - kumush tioarsenit. Kumush yaltirog'i Ag_2S va AgCl , AgBr , AgCl lar ham tabiatda uchraydi.

Kumush tabiatda ikki xil izotop $^{107}_{47}\text{Ag}$ (51,35%) va $^{109}_{47}\text{Ag}$ (48,65%) holatida tarqalgan. Uning radioaktiv izotopi $^{110}_{47}\text{Ag}$ bo'lib yarim yemirilish davri 253 kun.

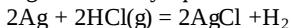
Fizik xossalari. Kumush oq yaltiroq metal. Yuqori qovushqoqlikka ega. Undan ingichka sim tayyorlasa bo'ladi. Yuqori issiq va elektr o'tkazuvchanlikka ega. Bu guruh ichida kumushning elektr o'tkazuvchanligi eng yuqori. Simob bilan amalgamalar hosil qiladi.



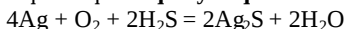
Kimyoviy xossalari. Kumush kislorod, vodorod va kislotalar bilan oksidlanmaydi. Ozon bilan oksidlanadi. Nitrat va konsentrlangan sulfat kislota bilan yuqori haroratda oksidlanadi.



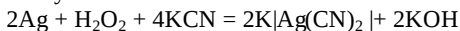
Gaz holatidagi HCl bilan yuqori haroratda reaksiyaga kirishadi.



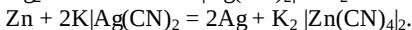
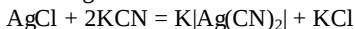
Kumush galogenlar bilan qiyin oksidlanadi. **Nam havoda** kumush vodorod sulfid ishtirokida havo kislorodi bilan oson oksidlanadi. Kumushdan yasalgan taqinchoqlarni **qorayib qolishini sababi** ana shundadir.



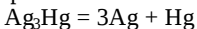
Kaliy tsianid ishtirokida kislorod va vodorod peroksidi ham kumushni oson oksidlaydi.



Kumushning olinish usullari: 1. Sianid usuli:



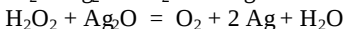
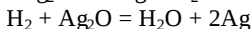
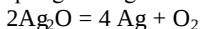
2. Amalgamlarni parchalab olinadi:



Kumush idishlar, asboblari, taqinchoqlar, jarrohlik uskunalari tayyorlashda ishlatiladi. Taqinchoqlar tayyorlashda tamg'a (proba) qo'yiladi. Kumush tamg'asi 800-875 orasida bo'ladi. Bu 1000 tarkibiy qismdan 800-875 qism kumush, qolganlari qo'shimchalar ekanligini ko'rsatadi. Ko'p miqdorda kumush birikmalari fotografiya maqsadlari uchun sarflanadi.

Ag⁺ birikmalari. Kumushning oksidlanish darajasi +1 bo'lgan birikmalari ko'p uchraydi. Lekin +2 va +3 birikmalari ham bor. Kumush II va III valentligi birikmalari juda beqaror, faqat kompleks birikmalar holida mavjud.

Ag₂O qora qo'ng'ir rangli kristall modda

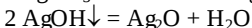
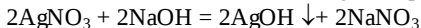


Bu reaksiyalarda kumush oksidi oksidlovchi. Kumush(I) oksidi ammiakda yaxshi eriydi:

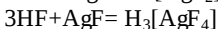
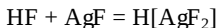


Bu reaksiyalarda kompleks asoslar hosil bo'ladi.

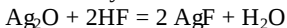
AgOH beqaror birikma bo'lib, kumush nitratga ishqorlar ta'sir qilib olinadi:



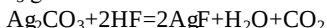
Kumushning galidrlari kumush ftorididan boshqasi yomon eriydi:



Kumush oksidi HF da eriydi va eruvchan tuz AgF ni hosil qiladi:

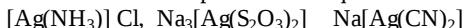


AgF ni AgCO₃ ga HF ta'sir etib ham olish mumkin:

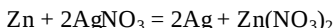


AgF*2H₂O yoki AgF*4H₂O rangsiz kristallar hosil qilishi kuzatilgan.

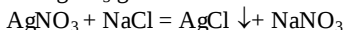
AgCl ammiak bilan oson komplekslar hosil qiladi.



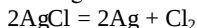
Ag⁺ ioni kuchsiz kislotali muhitda kuchli oksidlovchi.



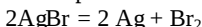
Kumush xloridi AgNO₃ ga xlorid kislota tuzlari ta'siridan olinadi:



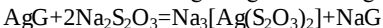
Kumush xlorid fotog'ozlarda ishlatiladi.



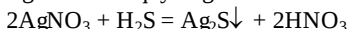
Kumush bromid fotoplenkada ishlatiladi



Kumush galidlari fiksaj ta'sirida eriydigan galogenidlarni hosil qilib plenkaga va qog'ozdan nur ta'sirida o'zgarishga uchramagan galidlar qavatini yo'qotadi:



AgJ birikmasi kompleks hosil qilmaydi. Ag_2S kumushning eng yomon eriydigan tuzi. U quyidagicha olinadi:



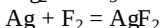
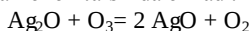
Kumush nitrat suvda yaxshi eriydi va gidrolizga uchramaydi.



Kumush birikmalari fotoqog'oz, fotoplenkalar tayyorlashda, tibbiyotda dezinfeksiya qiluvchi modda sifatida ishlatiladi. Ag^+ ionlari tibbiyotda bakteriyalar o'sishini to'xtatish uchun qo'llaniladi.

Bir og'irlik hissa AgNO_3 bilan ikki og'irlik hissa KNO_3 eritmasi lyapis deb ataladi va tibbiyotda ishlatiladi.

Ag^{+2} birikmalari. Kumushning oksidlanish darajasi +2 bo'lgan bir necha birikmasi bor. Bularga AgO va AgF_2 misol bo'ladi. AgO kumush (I) oksididan ozon ta'sirida olinadi.



Ag^{+3} birikmalari. Oksidlanish darajasi +3 bo'lgan faqat birgina birikma ma'lum, u ham bo'lsa sariq rangli $\text{K}[\text{AgF}_4]$ olinagan.

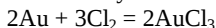
20.5. Oltin va uning birikmalari

Tabiatda uchrashi. Nodir metall tabiatda tug'ma holda uchraydi. Tellur bilan birikmasi bor. **AuAgTe_4 - silvanit** deyiladi. **Klaverit** tarkibi **Au_2Te** dan iborat.

Fizik xossalari: sariq rangli yaltiroq metall. Oltin pastikligi eng yuqori bo'lgan metall. Undan qalinligi 0,0002 mm bo'lgan zarqog'oz tayyorlash, yoki 1 g oltindan uzunligi 3 km bo'lgan ip tayyorlash mumkin.

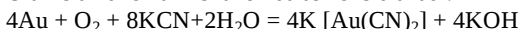
Tabiatda oltinning izotopi faqat $^{197}_{79}\text{Au}$ (100%) holatida uchraydi. Oltinning radiaktiv izotopi $^{198}_{79}\text{Au}$ uning yarim emirilish davri 2,7 kun. Bu izotop radioaktiv indikator sifatida ishlatiladi.

Kimyoviy xossalari. Oltin suv, kislotalar, kislorod, nitrat kislota, sulfat kislota ta'sirida oksidlanmaydi. Oltin galogenlar bilan odatdagi sharoitda juda oz ta'sirlashadi, lekin 300-400°C ta'sirlashadi. Xlorning suvdagi eritmasi uni oson oksidlaydi:

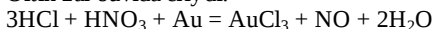


Bu reaksiya xlor ioni ishtirokida tezlashadi. Bunda suvda eruvchan $H[AuCl_4]$ kompleksi hosil bo'ladi.

Oltin sianid ionlari ishtirokida tez oksidlanadi:

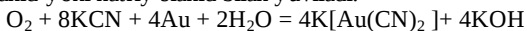


Oltin zar suvida eriydi.

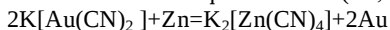


Olinishi. Oltin rudalarni yuvish orqali olinadi. Yoki uning simob bilan amalgasini parchalash orqali olinishi mumkin.

Hozirgi kunda oltin olishning sianidli usul bor. Bu usulga ko'ra ruda kaliy sianid yoki natriy sianid bilan yuviladi.



Eritmadan oltin boshqa biror metal (Zn, Fe) bilan ajratib olinadi:

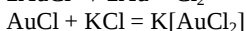
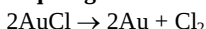


Ishlatilishi. Dunyoda ishlab chiqaziladigan oltinning ko'p miqdori davlat omborlarida valyuta zahirasi sifatida saqlanadi. Oltin asosan taqinchoqlar tayyorlash uchun ketadi. 1000 qism qotishmaga nisbatan oltinning massasi ko'rsatiladi. Bu yerda tamg'a bor. 750, 583, 500 va 375 tamg'a qo'yiladi. ko'rsatilgani oltin qolgani qo'shimchalar. Shu paytgacha topilgan tug'ma oltinning eng katta miqdori 112 kg bo'lib, Janubiy Afrika respublikasida kavlab olingan.

1800 yilda dunyo bo'yicha 18 t, 1900 yilda 400 t, 1970 yilda 1500 t oltin (sobiq SSSR hisobga olinmagan) ishlab chiqazilgan.

Au⁺¹ birikmalari. Oltinning hamma birikmalari termik beqaror. Au_2O , Au_2S erimaydigan birikmalar Au^{+3} birikmalari ancha barqaror. Oltinning xlor bilan reaksiyasi 150-300°S oralig'ida ketadi. Pastroq haroratda (150°S) $AuCl_3$, yuqori haroratda (300°S) $AuCl$ hosil bo'lishi kuzatilgan.

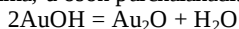
AuCl och sariq rangli kukun modda oson parchalanadi:



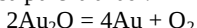
Kaliy dibromauratga kuchli ishqorlar ta'sir etilganda oltin(I) gidroksidi hosil bo'ladi:



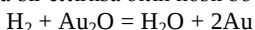
$AuOH$ beqaror birikma, u oson parchalanadi:



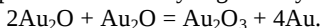
Au_2O qizdirilsa parchalanadi:



Unga vodorod ta'sir ettirilsa oltin hosil bo'ladi:

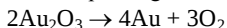


Au_2O disproporsialanish reaksiyasiga uchraydi:

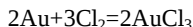


AuBr, AuJ, Au₂S - **qora modda**. AuCN – **jigar** rang modda.

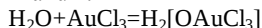
Au+3 birikmalari. Oltinning (III) valentli birikmalaridan Au₂O₃ –qora qo'ng'ir kristall modda bo'lib qizdirilganda oltin va kislorodga parchalanadi:



Oltin birikmalaridan eng ko'p ishlatiladigani AuCl₃ ni olish uchun kukun holatdagi oltinga 200°S haroratda mo'l xlor ta'sir ettiriladi:



Hosil bo'lgan modda qizil rangli. AuCl₃ ni suv bilan ta'siridan kompleks anion hosil bo'lishi ma'lum:



Bu erda qizil jigar rangli akva kislotalar hosil bo'ladi. Oltin kislotasi (**H[AuCl₄]**) oltinni xlor bilan to'yintirilgan xlorid kislotada erishidan hosil bo'lgan birikmasi hisoblanadi:



Bu birikma eritma bug'latilganda **H[AuCl₄].4H₂O** holiday ajralib chiqadi. Shu kislota tuzlaridan sariq rangli natriy tetraxloroaurat “oltin tuz” nomi bilan mashhur. Bu tuz ham kristallogidrat holatida uchraydi- **Na[AuCl₄].2H₂O**.

AuBr₃-qora qo'ng'ir rangli modda, **Au₂S₃**-qora rangli modda hisoblanadi.

Au(OH)₃ –qizil-jigar rangli kristall birikma. Uning kislotali xossalari kuchliroq amfoter gidroksid. Au(OH)₃ ishqorlarda erib gidroksiauratlar hosil qiladi:



Ishqoriy metallar tuzlari ishtirokida Na[Au(NO₃)₄], Na[Au(SO₄)₂], Na[Au(CN)₄], Na[AuS₂] kabi qator kompleks birikmalar olingan.

I B guruh elementlarining tibbiyotdagi o'rni. Fermentlar, garmonlar, vitaminlar bilan bog'langan bo'lgani uchun mis hayotiy muhim jarayonlarga anchagina ta'sir etadi: bu jarayonlar **ko'payish, qonning quyulishi, pigmentatsiya, organizmning o'sishi va rivojlanishi, oksidlash-qaytarilishi jarayonlari va almashinishdir**. Mis yetishmaganda gemoglobin hosil bo'lishi kamayib, anemiya kuzatiladi. Mis tutgan fermentlar metallofermentlarning asosiy qismini tashkil etadi.

Tibbiyot amaliyotida **CuSO₄ · 5H₂O** ishlatilishi ma'lum. Bu modda **antiseptik xossaga** ega. Kumushning **kollargol (70% gacha kumush bor)** va **protargol (8,3% gacha kumush)** degan dorivor turlari ma'lum. Kumush nitrat juda zaharli bo'lib tashqaridan eroziya, yara, traxoma va boshqa teri kasalliklarida buyuriladi.

Odam organizmida kumushga eng boy miya hisoblanadi. Bir sutkada odam organizmiga 0,1 mg atrofida kumush kiradi. Kumush ko'proq tuxum sarig'ida ko'pligi aniqlangan(100g da 0,2 mg kumush).

Oltin birikmalari organizmni chidamliligini oshirishi ma'lum. In vitro tajribalarida oltin birikmalarining sil kasalligi chaqiruvchilariga faolligi ma'lum bo'lgan. Oltinning kompleks birikmasi AuNaS_2O_3 volchanka kasalligida ishlatiladi. Oltinning **krizolgan, triftal** degan organik birikmalari ham shu maqsadda ishlatiladi. Krizanol $[\text{Au-S-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH-CH}_2\text{SO}_3]_2\text{Ca}$ volchanka, sil va moxov kasalligida samarali dori vositasi sifatida ishlatilishi ma'lum. Shuningdek krizanol revmatoidli artridda antibiotiklar va kortikosteroidlardan ancha samarali ekanligi aniqlangan.

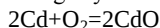
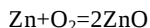
21- bob. II B guruh elementlari

II B guruh elementlariga rux, kadmiy va simob kiradi. Bu elementlarning tashqi qavatida ikkitadan elektron bor, tashqaridan ikkinchi qavatida o'ntadan elektron bor. Bu elementlarning d- orbitallari elektronlarga to'lgan. Qaytaruvchanlik xossasi ruxdan simobga qarab kamayadi. Kimyoviy faollik jihatidan II B guruh elementlari ishqoriy yer metallaridan birmuncha zaif. Asosiy guruh elementlaridan farq qilib atom massa ortishi bilan faollik ortishi orniga teskarisiga, y'ani kamayadi. Ayni qatorda atom radiusi ortib borsa ham faollik simobda kam. 41-jadvalda II B guruh elementlarining eng asosiy fizik kattaliklari berilgan. Rux va kadmiy metallari faollik qatorida vodoroddan oldinda joylasgan bo'lsa, simob faollik qatirida vodoroddan keyin joylashgan. Odatdagi sharoitda rux va kadmiy metallari sirti juda yupqa oksid pardasi bilan qoplangan bo'lib, bu parda keyingi oksidlanishdan saqlaydi.

41-jadval. II B guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari.

Asosiy kattaliklar	Rux	Kadmiy	Simob
Atom massa	65,37	112,40	200,69
Elektron formulasi	$3d^{10}4s^2$	$4d^{10}5s^2$	$5d^{10}6s^2$
Suyuql. harorati, °S	419	321	-39
Zichligi, g/sm ³	7,1	8,7	13,55
Atom radiusi, nm	0,139	0,156	0,160
Ionlanish energiyasi $M \rightarrow M e^{2+}$	17,96	16,90	18,75
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qis	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$7,6 \cdot 10^{-8}$	$7 \cdot 10^{-7}$

Harorat ta'sirida rux va kadmiy oksidlarga aylanadi:

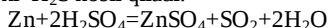


Suv bilan rux va kadmiy ularning ustida oksid parda borligi tufayli ta'sirlashmaydi. Suyultirilgan sulfat va xlorid kislotalar rux va kadmiy

ta'sirlashadi, bunda vodorod ajraladi. Bu reaksiya kadmiy bilan sustroq boradi va odatda qizdirish kerak:



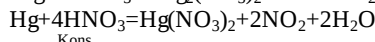
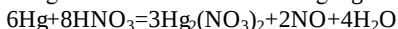
Konsentrlangan. sulfat kislotada ta'sirida rux oksidlanib sulfat ionlarini SO_2 , S yoki H_2S hosil qiladi:



Suyultirilgan nitrat kislotada ta'sirida rux oksidlanib nitrat ionlarini NH_4NO_3 gacha qaytaradi:

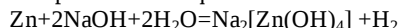


Simob suyultirilgan nitrat kislotada eriganida Hg_2^{2+} gacha oksidlansa, konsentrlangan nitrat kislotada ta'sirida Hg^{2+} gacha oksidlanishi aniqlangan:



Kons.

Rux metalli konsentrlangan ishqorlar eritmasida qizdirilganda erib gidroksokomplekslar hosil qiladi:



Kadmiy va simob ishqorlarda mutlaqo erimaydi. Simobga suyultirilgan kislotalar ham ta'sir etmaydi.

Rux, kadmiy va simob bir-biri bilan va boshqa metallar bilan juda oson qotishmalar hosil qiladi. Ayniqsa simob oson amalgamalar hosil qiladi. Amalgamalar ko'rinishiga ko'ra suyuq yoki xamirsimon bo'lishi mumkin. Amalgamalar hosil qilish uchun metallar simobga qo'shiladi yoki havonchada aralashtiriladi. Kumush va qalay amalgamalari stomatologiyada tishlarga quyish(plomba) uchun ishlatishga tavsiya etilgan. Oltinning amalgama hosil qilishi juda oson organik uchun, oltin buyumlar simobga tegmasligi kerak. Temir simob bilan amalgamalar hosil qilmaydi, shuning uchun ham simob po'lat sisternalarda tashilishi mumkin.

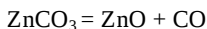
Tabiatda uchrashi. Eng muhim ruxning minerallari ZnS –aldama rux, CdS – kadmiy yualtirog'i yoki grinokit, HgS –kinovar, ZnCO_3 –galmey yoki rux shpati. Bu guruh metallari polimetallar rudalar tarkibiga kiradi. Simob tabiatda tug'ma holda uchraydi.

Ruxning barqaror izotoplari qatrorida $^{64}_{30}\text{Zn}$ (48,87%), $^{66}_{30}\text{Zn}$ (27,81%), $^{70}_{30}\text{Zn}$ (4,11%), $^{68}_{30}\text{Zn}$ (15,685%), $^{71}_{30}\text{Zn}$ (0,62%) ko'rsatish mumkin.

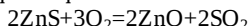
21.1. Rux birikmalari

Olinish usullari. Ishqoriy -yer metallaridan farqli ravishda II B guruh elementlari pirometllurgiya usullariga ko'ra ularning oksidlari, sulfidlari hamda elektroliz usulini qo'llash orqali ham olinadi.

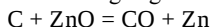
Ruxni olinishi bosqichlari: Rux karbonati asosida shaxtalarda amalga oshiriladi:



Rux sulfidini yoqish orqali:



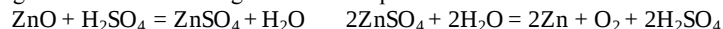
Hosil bo'lgan rux oksidiga uglerod qo'shiladi:



Koks bilan qaytarish:



Gidrometallurgiya usullaridan foydalanib, rux oksidini eritib so'ngra hosil bo'lgan eritmani elektrolizga uchratish orqali:

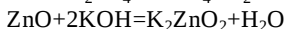
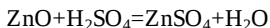


Kadmiy olish uchun uning tuzlaridan rux bilan qaytarish mumkin.

Xossalari. Ko'kish-kumushsimon metal. Odatdagi sharoitda mo'rt. Yaxshi bukuluvchan metall, uni oson yupqa pardaga aylantirish mumkin. 419,5° S da suyqlanadi. Agar qizdirilsa havoda oq yashil alanga berib yonadi va pux oksidiga o'tadi.

Ishlatilishi. Ruxlangan tunuka olish ancha rux sarf bo'ladi. Temirning bunday qotishmasi zanglamaydi. Galvanik elementlar tayyorlashda ham ancha rux zarur bo'ladi. Rux qotishmalaridan latun – 60% mis va 40% rux. Laboratoriyada vodorod olish uchun kerak. Rangli metallurgiyada oltin va kumush ajratib olish uchun rux juda ko'p sarflanadi.

Ruxning birikmalari. ZnO – oq rangli 1950 °S da parchalanadi. Rux oksidi amfoter xossaga ega. Oq bo'yoqlar tayyorlash uchun ishlatiladi. U bolalar upasi tarkibiga ham kiradi. Rux oksidi ham kislotalarda, ham ishqorlarda eriydi.



Zn(OH)₂ –amfoter xossaga ega gidroksid hisoblanib, kislota va ishqorlarda oson eriydi:

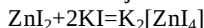
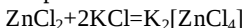


Rux gidroksidi ammiak eritmasida ham oson erib ammiakatlar hosil bo'ladi: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Eritmada rux birikmalari akva komplekslar hosil qiladi- $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ hosil qiladi. Rux komplekslaridan sianidlar ahamiyatga ega:



Rux komplekslaridan anion komplekslar ham mavjud:



ZnS ma'lum sharoitda shulalanish xossasini namoyon etadi. Bu xossa unga og'ir metallarning sulfidlari aralashib qolganligidan kelib chiqadi.

ZnCl₂ suvsiz holatda olish juda qiyin bo'lgan modda. U uch molekula suv bilan birgalikda kristallanadi. Suvda yaxshi eriydi:

2KCl-ZnCl₂ beqaror kompleks deb qarash mumkin. Rux xlorid yogochni chirishdan saqlash maqsadida, metallar sirtini tozalashda va kimyoviy reaksiyalarda suv tortuvchi modda sifatida ishlatiladi

Zn(NO₃)₂ ruxni nitrat kislotada eritish yo'li bilan olinadi. U olti molekula suv bilan kristallanadi.

ZnSO₄ –rux sulfati. Eng ko'p ishlatiladigan ruxning tuzlaridan hisoblanadi. U elektrolit sifatida, tibbiyotda va ko'pdan ko'p rux birikmalarini olishda boshlang'ich moddadir. Ruxni suyultirilgan sulfat kislotada eritib rux sulfati olinadi. Uning tarkibida 7 molekula suv bo'ladi. Bu tuz eritmasi metallarni elektrolitik usulda rux bilan qoplashda, tibbiyotda, to'qimachilik sanoatida va boshqa maqsadlarda ishlatiladi.

Ruxning anchagina miqdori teri tashqi qavatida(epidermis), sochda, muskullarda, jigar va suyak to'qimalarida borligi topilgan. Soch tokilishi, bitmaydigan yaralarni davolashda rux sulfati ichdan ichish uchun qo'llanilishi ma'lum. Rux sulfati ortoborat kislota bilan (2,5 mg : 20 mg) eritma holatida ko'zning konyuktivit kasalligida antiseptik modda sifatida tavsiya etilgan.

ZnO-rux oksidi. Rux surtmasi tarkibida rux oksidi kiritiladi, u bolalar uchun himoya qiluvchi va davolovchi ta'sirga ega. Teriga adsorbsiyalovchi, qurituvchi va teri holatini yaxshilovchi ta'siri bor. Teridagi shamollash, qizarish va boshqa ta'sirlarni davolash xossasiga ega. Asosan surtmalarda tashqaridan surish uchun buyuriladi.

Rux eng muhim **mikroelementlar** qatoriga kiradi. Katta odam uchun ruxni sutkalik dozasi 10-15 mg ni tashkil etadi. Rux metallofermentlar qatoriga kiradi. Ularning ichida **karbongidraza va karboksipeptidaza** ko'proq o'rganilgan. Karbongidaraza qizil qon tanachalari tarkibiga kirib, gidratatsiya va CO₂ ning degidratatsiya jarayonlariga ta'sir etadi. Karboksipeptidaza oshqozon osti bezi tarkibiga kiradi. U peptidlarning gidrolizlanishini tezlashtiradi. Bu jarayon insulin sintezi bilan bog'langan. Ana shu holat diabetni davolashda ishlatiladi. Hozirgi paytda bu maqsadda rux saqlovchi preparatlar tavsiya etiladi. Ularning ta'sir qilish muddati uzoq bo'lib, ularga **rux insulin, protamin –zink insulin, insulinkridez** kiradi.

21.2. Kadmiy

Tabiatda uchrashi. Kadmiy ni 1817 yilda **F.Shtromeyer** rux karbonati tarkibidan olgan. Kadmiy hamma vaqt rux rudalari tarkibida kadmiy karbonat holida uchraydi.

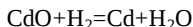
Kadmiyning barqaror izotoplari tarkibi quyidagicha: $^{106}_{48}\text{Cd}$ (1,25%), $^{108}_{48}\text{Cd}$ (0,875%), $^{110}_{48}\text{Cd}$ (12,39%), $^{111}_{48}\text{Cd}$ (12,75%), $^{112}_{48}\text{Cd}$ (24,07%), $^{114}_{48}\text{Cd}$ (28,87%), va $^{116}_{48}\text{Cd}$ (7,58%).

Xossalari. Kadmiy yumshoq, yaltiroq, oq, metall. Yuqori haroratda juda aktiv metall, galogenlar bilan birikib gallogenidlarga aylanadi. Toza kadmiy oksid jigar rang, bo'lib havoda sekin asta oqaradi. Bunda u kadmiy karbonatga aylanadi.

Ishlatilishi. Tuzlari rux tuzlariga o'xshash. Metall kadmiy past haroratda suyuqlanadigan qotishmalar tayyorlashda, Veston normal elementi hosil qilishda ishlatiladi. Temirning sirti kadmiy bilan qoplangan temir zanglamaydi.

Kadmiy birikmalari. Kislorod bilan ikki xil birikma hosil qiladi. CdO va CdO_2 . Bulardan CdO ni amaliy ahamiyati bor. CdO - qo'ng'ir jigar rangli, lekin havoda CO_2 ni yutib oqarib qoladi. CdO suvda oz eriydigan asoslar jumlasiga kiradi.

Agar vodorod atmosferasida qizdirilsa CdO dan metall kadmiy hosil bo'ladi:



$\text{Cd}(\text{OH})_2$ -kadmiy gidroksid, oq kristall modda, qizdirilsa suvini yo'qotib CdO ga aylanadi. Rux gidroksidga o'xshash ammiak eritmasida eriydi:



Agar kadmiy gidroksidga kislotalar (HF , HCl , HBr , HI) ta'sir ettirilsa, CdF_2 , CdCl_2 , CdBr_2 va CdI_2 olinadi. Ular suvda yaxshi eriydigan moddalar. CdI_2 fotografiyada ishlatiladi.

CdS - kadmiy sulfid. Yomon eriydigan tuz hisoblanadi. CdS sariq bo'yoq va rangli shishalar tayyorlashda qo'llaniladi.

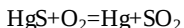
Kadmiyning suvda va kislotalarda eriydigan birikmalari zaharlidir. Ayniqsa havoda chang holatda kadmiy oksidi bo'lishi juda xavfli.

21.3. Simob va uning birikmalari

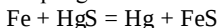
Tabiatda uchrashi. Suyuq holdagi simob juda kam uchraydi. Tabiatda kinovar **HgS** -kinovar, **Hg_2Cl_2** kalomel holida uchraydi. Simob xlorid **sulema deyiladi** (**HgCl_2**). **$\text{HgS} \cdot 2\text{Sb}_2\text{S}_3$** –livingstonit minerali ham ma'lum.

Tabiiy simob tarkibida uning yettita barqaror izotopi bor: $^{198}_{80}\text{Hg}$ (10,02%), $^{199}_{80}\text{Hg}$ (16,84%), $^{200}_{80}\text{Hg}$ (23,13%), $^{201}_{80}\text{Hg}$ (13,22%), $^{202}_{80}\text{Hg}$ (29,80%), $^{204}_{80}\text{Hg}$ (6,85%).

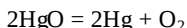
Olinishi. Texnikada asosan pirometallurgiya usuli bilan HgS dan olinadi. Buning uchun simob rudasi 700-800 °C havo ishtirokida qizdiriladi:



Bug' hoida hosil qilingan simob maxsus idishlarga yig'iladi:



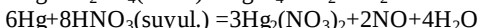
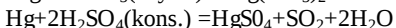
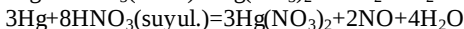
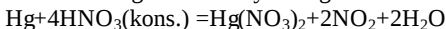
Laboratoriyada simob oksididan olinadi:



Ishlatilishi: Toza simob barometrlar va monometrlar tayyorlashda ishlatiladi. Simob kvarsli lampalar, amalgamalar va oltin va kumush ajratib olishda ko'p miqdori sarflanadi. Natriy va xlor olishda katod sifatida ishlatilishi ma'lum.

Kimyoviy xossalari. Simob bug'lari juda zaharli. Simob metallarni o'zida eritib amalgamlar hosil qiladi. Bunda K, Na, Ag(45%) Au(16,7%), Zn, Cd, Pb amalgamlar hosil qiladi. **Fe, Ni, Mn va Sn** bilan amalgamlar hosil bo'lmaydi.

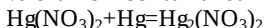
Simob konsentrlangan va suyultirilgan nitrat kislotada eriydi:



Hg⁺¹ birikmalari. Hg₂O qora rangli. Barcha (I) valentli birikmalarni olishda Hg₂(NO₃)₂·2H₂O ishlatiladi.



Hg⁺² II valentli simob tuzlaridan qaytarib olish mumkin:

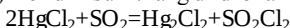


Hg⁺² ham oksidlovchi va ham qaytaruvchi xossasiga ega:



Hg₂⁺² ionidagi Hg-Hg bog'lari biri bilan kovalent birikkan ikkita simob ionlaridan iborat. Qanday anion bo'lganiga qarab Hg-Hg bog'lari orasidagi masofa o'zgaradi. Eng kam kovalent bog' hosil qilishi mumkin bo'lgan NO₃⁻ ionlarida bu bog'lar orasidagi masofa eng qisqa ekan.

Hg₂Cl₂ – simob(I) xlorid yoki boshqacha nomi kalomel. Suvda yomon eriydigan qattiq oq modda, lekin organik erituvchilarda yaxshi eriydi. U simob(II) xloridni sulfid angidrid bilan qaytarish reaksiyasida hosil bo'ladi:



Kalomel olish uchun HgCl₂ ga simob qo'shiladi:



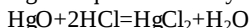
Hg₂(NO₃)₂- tarkibida ikki molekula suv bilan kristallanadi. Hg₂(NO₃)₂·2H₂O.

Hg₂(CN)₂ - eruvchanligi 8 ga teng. Nihoyatda oz eriydi va zaharli hisoblanadi.

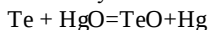
Hg₂SO₄ – suvda yomon eriydigan rangsiz kristall modda.

Hg⁺² birikmalari. **HgO**- simob(II) oksidi sariq, qizil rangli modda, 400°S da parchalanadi.

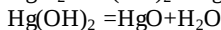
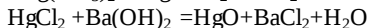
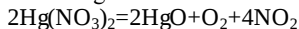
HgO ishqorlarda erimaydi. Kislotalarda erib tuzlar hosil qiladi.



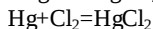
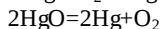
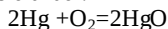
Bu reaksiyada sulema hosil bo'ladi.



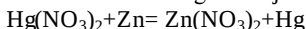
Bunda HgO oksidlovchi bo'ladi. HgO ning olinishi:



Odatdagi sharoitda simob kislorod bilan oksidlanmaydi. Lekin qizdirilganda oson oksidlanadi:



reaksiyalar oson sodir bo'ladi. Hg²⁺ ioni juda kuchli oksidlovchi.

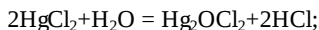


HgCl₂ zaharli modda, suyultirilgan eritmasi dezinfeksiya maqsadlarida ishlatiladi. 20°S da 100 g suvda 7,4 g sulema eriydi. 0,2 g HgCl₂ odam uchun o'ldirish dozasi hisoblanadi. Spirt, efir va benzolda yaxshi eriydi. Sulema qo'shaloq komplekslar hosil qiladi:

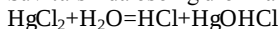
K₂[HgCl₄], K₄[HgCl₆], K[HgCl₃]. Ba'zi simob komplekslarining baqarorligini 42-jadvaldan ko'rish mumkin. Jadvalga ko'ra eng barqaror kompleks rodanidli birikmalar hisoblanadi.

42-jadval. Turli simob kompleks birikmalarining beqarorlik doimiysi (20°S)

Birikma	[HgCl ₄] ²⁻	[HgBr ₄] ²⁻	[HgI ₄] ²⁻	[Hg(CN) ₄] ²⁻
K _{beqarorlik}	8,5·10 ⁻¹⁶	2·10 ⁻²²	1,8·10 ⁻³⁰	4·10 ⁻⁴¹



Suv ta'sirida oson gidrolizlanadi:



HgJ₂ preparativ kimyoda Nesler reaktivi olish uchun ishlatiladi: K₂[HgI₄].

Bu tuzning spirtidagi eritmasi ammiakni aniqlashda qo'l keladi:



Reaksiyada **jigar rang cho'kma** hosil bo'ladi.

HgSO₄ - organik kimyoda asetilendan sirka aldegid olishda katalizator hisoblanadi.

Hg(NO₃)₂- simobga mo'l miqdorda kislota ta'sir ettirishda hosil bo'lib, kristallogidratlar hosil qiladi.

Hg(CN)₂ -350-450°S da parchalanib simob va disian hosil qiladi.

II B guruh elementlarining tibbiyotdagi ahamiyati. Rux eng asosiy mikroelementlardan biri. 1 sutka zarur miqdor 10-15 mg ni tashkil etadi. Tarkibida Zn²⁺ bo'lgan metallofermentlar soni 20 dan ortiq.

Bularni ichidan ikkitasi batafsil o'rganilgan. Ulardan karbangidraza va karboksipeptidaza. Karbangidraza qizil qon tanachalari tarkibiga kirib SO₂ ning gidratasiya va degidratasiya jarayonlarini tezlashtiradi. Karboksipeptidaza oshqozon osti bezining fermenti bo'lib, peptid bog'larning gidrolizida muhim rol o'ynaydi. Rux tutgan preparatlarga sink – insulin kiradi, va u qandli diabetni davolashda ishlatiladi.

Sulema odatda 1:1000 yoki 1:2000 nisbatda dezinfeksiyalovchi eritma sifatida ishlatiladi. Boshqa eritmalaridan farqlash uchun odatda uni qizil yoki ko'k rangga bo'yab qo'yiladi. Simob birikmalari turli malhamlar va surtmalar tayyorlashda ham keng qo'llaniladi.

III. QISM. Metallmaslarning umumiy xossalari

Metallmaslar D.I. Mendeleyev davriy jadvalida asosiy guruhchalarda va davrlarning o'ng tarafida joylashgan. Metallmaslarning xossalari metallarnikidan keskin farq qiladi. Odatda metallmaslar elektr tokini va issiqni yomon o'tkazadi. Ular oddiy sharoitda rangsiz (yoki rangli), suvda erimaydi yoki yomon eriydi. Metallmaslar organik erituvchilarda eriydi yoki aralashadi.

Metallmaslarning tashqi qavatidagi elektronlari soni ular joylashgan guruh nomeriga teng(geliydan tashqari). Metallmaslar o'zlarining tashqi qavatdagi elektronlarini to'ldirish uchun elektron biriktirishga moyildirlar. Bunday holda metallmaslar oksidlovchilar hisoblanadi. Har bir davrda chapdan o'ngga qarab metallmaslarning elektron biriktirib olish xossasi, demak metallmas xossasi ortib boradi. Bir guruhning o'zida metallmaslarning elektron biriktirish xossasi guruhda pastdan yuqoriga qarab ortadi.

O'ziga elektron biriktirish xossasiga ko'ra fluor metallmaslar ichida eng oldinda turadi. Qolgan metallmaslarning elektron biriktirish xossasi ularning elektromanfiylik qatoriga mos keladi. Metallmaslar qatoriga odatda oddiy moddalari oksidlovchilik xossasiga ega bo'lgan elementlar kiritiladi.

Vodorod ozida ham metallarga va ham metallmaslarga xos xossalarni o'zida birlashtirgan. Uning tashqi qavatida xuddi ishqoriy metallarga o'xshash bitta elektron mavjud. Vodorod metallardan ozining kichik ion radiusiga egaligi va metallmaslarga o'xshash xossalarga ega bo'lishi bilan farq qiladi. Shung uchun ham vodorod davriy sistemaning ham birinchi va ham ettinchi guruhchasiga qo'yilgan.

Kimyoviy elementlardan faqat 22 tasi metallmasdir. Ular orasida odatdagi sharoitda qattiq holatda(B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I, At), gazlar (H_2 , N_2 , F_2 , O_2 , Cl_2), faqat bromgina suyuqlikdir. Metallmaslarning rangi ham juda keskin farq qiladi va turlicha o'zgaradi.

Barcha metallmaslar metallar bilan ta'sir etadi. Metallarning vodorod bilan birikmalari gidridlar (NaH , CaH_2 , AlH_3), fluoridlar (NaF , CaF_2 , AlF_3), xloridlar ($NaCl$, $CaCl_2$, $AlCl_3$), bromidlar($NaBr$, $CaBr_2$, $AlBr_3$) iodidlar (NaI , CaI_2 , AlI_3), oksidlar (Na_2O , CaO , Al_2O_3), sulfidlar (Na_2S , CaS , Al_2S_3), selenidlar, telluridlar, nitridlar (Na_3N , Ca_3N_2 , AlN), fosfidlar (Na_3P , Ca_3P_2 , AlP), arrenidlar, antimanidlar, karbidlar (Na_4C , CaC_2 , Al_4C_3), silitsidlar (Na_4Si , Ca_2Si , Al_4Si_3), boridlar va hokazolar deyiladi .

Barcha metallmaslar vodorod bilan birikmalar hosil qilib, ular uchuvchan birikmalarga kiradi (H_2O va HF dan tashqari). Inert gazlarning vodorodli birikmalari olinmagan. Vodorodli birikmalarning xossalari juda har xil. CH_4 ,

SiH_4 suvda yomon eriydiga inert moddalar. NH_3 , PH_3 kislotalarda eriydigan asos xossalari ega bo'lgan birikmalar. H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te qatorida vodorodli birikmalarning kislotalik xossalari ortib boradi. HF , HCl , HBr va HI qatorida ham eng kuchli kislota HI hisoblanadi.

Metallmaslar kislorod bilan oson birikadi. Metallmaslardan galogenlar kislorod bilan to'g'ridan to'g'ri birikmaydi. Masalan, azotning oksidlari juda ko'p, ularning ichida to'g'ridan to'g'ri ta'sir orqali faqat NO olinadi. Qolgan oksidlar esa bilvosita usullar yordamida olinadi. Odatda metallmaslarning oksidlari kislotali tabiatga ega. Azot oksidlaridan N_2O , NO inert oksidlarga kirsa, NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 kislotali oksidlardir. Metallmasning oksidlanish darajasi qancha yuqori bo'lsa uning kislotali xossasi yuqori bo'ladi.

Inert gazlar (nodir gazlar) ham metallmaslar qatoriga kiritiladi. Bu elementlar atomining tashqi qavatini elektronlari tugallangan. Geliy atomining tashqi qavatida ikkita elektron, qolgan inert gazlarda esa sakkiztadan elektron bor. Yaqin vaqtlargacha ham inert gazlar elektron bermaydi va olmaydi deb qaralar edi. Lekin hozirgi paytda inert gazlar kimyosi juda rivojlanib ketdi.

Metallmaslar asosidagi biogen elementlar. Metallmaslarning asosiy fiziko-kimyoviy xossalari, fiziologik, patologik roli ularning davriy jadvalda joylashgan o'rniga bog'liq. Elementlarning guruhida ularning atom yadro zaryadi ortishi bilan zaharli bo'la boradi va organizmdagi miqdori kamayadi. Atom va ionlarning radiusini keskin ortishi, atomning murakkab elektron konfiguratsiyaga ega bo'lishi uni erishini yomonlastirib, organizm tomonidan zaif o'zlastirilishiga sabab bo'lsa kerak.

Birinchii s-, ikkinchi va uchinchi davr p-elementlari vodorod, uglerod, azot, kislorod, fosfor, oltingugurt, xlor makroelementlar qatoriga kiradi. Ular hayotiy zarur elementlardir. Bor, ftor, mishyak, selen va brom fiziologik aktiv elementlar qatoridan o'rin olgan.

IV A guruh elementlari har xil elementlar bilan bog'langan holda biomolekulalar tarkibiga kiradi. Uglerod polimer birikmalarda vodorod, kislorod, azot, oltingugurt, selen, yod bilan bog'langan.

V A guruh elementlari biomolekulalarda azotning vodorod, uglerod va boshqa elementlar bilan bog'langan holatda mavjud.

VI A guruh elementlarining biomolekulalarda o'zlari bir-biri bilan bog'lanishlari ma'lum. Kislorodning O-H, O-C, O-Me, O-P, O-O bog'lanishlari uchraydi. Kislorod oltingugurt va selendan fiziko-kimyoviy xossalari jihatidan keskin farq qiladi.

VII A guruh elementlaridan brom va xlor organizmda gidratlangan ionlar holatida uchraydi. Ftor bilan yod esa faqat bog'langan holatda mavjud. Yod organizmda C-I turdagi bog'lanishlar hosil qiladi. Ftorning metallar (Ca,

Mg va Fe) bilan bog'lanishlari ko'p. Fiziko-kimyoviy xossalari va koordinatsiyaga moyilligi jihatidan ftor xlor, brom va yoddan keskin farq qiladi. Lekin xlor, brom va yod xossalari o'xshash, shuning uchun ham ular organizmdagi ion almashinuvda ishtirok etib, bir-birlarining o'rni oson egallaydi.

Metallmaslarning fiziko-kimyoviy xossalari va biologik ta'siri qonuniyatlarini o'rganish yangi dori moddalari yaratish va ularning organizmdagi xossalirini boshqarishda katta amaliy ahamiyatga ega bo'lishi mumkin.

22- bob. IIIA guruh elementlari

III A guruh elementlariga B, Al, Ga, In va Tl kiradi. Bu elementlarning tashqi qavatida 3 tadan elektron bor. Bular 2s va 2p bu yerda bor tipik metallmas. Qolganlarining metallik xossalari kuchsiz ifodalangan. Alyuminiydan talliyga qarab metallik xossalar (43-jadval) ortib boradi.

43-jadval. III A guruh elementlarining asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Bor	Al	Galliy	Indiy	Talliy
Atom massa	10,81	26,98	69,72	114,82	204,37
Elektron formulasi	$2s^2 2p^1$	$3s^2 3p^1$	$4s^2 4p^1$	$5s^2 5p^1$	$6s^2 6p^1$
Atom radiusi, nm	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
Me^{3+} shartli ion radiusi, nm	0,02	0,057	0,062	0,092	0,105
Suyuql. harorati, °S	2075	660	29,8	156,4	304
Zichligi, g/sm ³	2,34	2,70	5,90	7,31	11,85
Ionlanish energiyasi,					
$E \rightarrow E^+$	8,30	5,99	6,00	5,79	6,11
$E^+ \rightarrow E^{2+}$	25,15	18,8	20,5	18,9	20,4
$E^{2+} \rightarrow E^{3+}$	37,90	28,4	30,7	28,0	29,8
Yer po'stlog'ida tarqalishi, mol qism	$6 \cdot 10^{-4}$	6,6	$4 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-5}$

Bu elementlarning eng muhim xossalari jadvalda keltirilgan. Bu guruh elementlarining metallik xossalari I A va IIA guruh elementlariga qaraganda zaifroq. Bu elementlar birikmalarda + 3 oksidlanish darajasini namoyon etadi. Faqat talliyda +1 oksidlanish darajasi kuzatiladi. Guruh bo'yicha yuqoridan pastga qarab metallik xossalar kuchayadi. Bor oksidi kislotali, alyuminiy, galliy va indiy amfoter, talliy(III) oksidi asosli xarakterga ega.

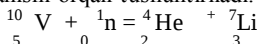
22.1. Bor va uning xossalari

Tabiiatda uchrashi. 1808 yilda Gey-Lyussak tomonidan ochilgan. Tabiatda birikmalar holida uchraydi. Bu birikmalardan H_3BO_3 -borat kislota yoki sassolin, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ -bura, datolit - $CaHBSiO_5$, borasit - $2Mg_3B_8O_{15} \cdot MgCl_2$ umuman borini 87 ta minerali bor.

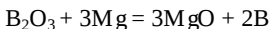
Tabiatda $^{10}_5B$ (18,45%) va $^{11}_5B$ (81,55%) ikkita izotopdan iborat.

Fizik xossalari. Bor 2 xil: amorf va kristall allotropik shakl o'zgarish holatida uchraydi. Amorf bor hidsiz yuqori suyuqlanish va qaynash haroratiga ega, qo'ng'ir modda. U issiq va elektrni yomon o'tkazadi.

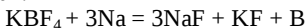
Kristall bor qora rangli (suyuql. harorati $2300^\circ S$, qayn. $2550^\circ S$ atrofida) kristall panjarasi tetragonal tuzilishga ega. Yarim o'tkazgich xossasiga ega. Borning tabiatda kam tarqalganligi uning yadrosini neytronlar bilan oson ta'sirlanishi orqali tushuntiriladi.



Olinishi. Bor oksididan magniy yordamida qaytarish orqali olinadi:

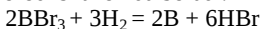


Kaliy tetraftorboratdan faol metallar, masalan , natriy bilan qaytarish orqali:



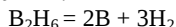
Toza bor uni ftoridini elektroliz qilib olinadi. Bunda vodorod ham hosil bo'ladi. Reaksiyada borini tozaligi 99,5 % tashkil etadi.

Eng toza bor uning bromidini termik parchalab olinadi. Bunda reaksiya vodorod ishtirokida boradi:



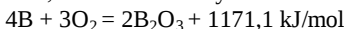
reaksiya $1000-2000^\circ S$ tantal simi katalizatorligida olib boriladi.

Kristal holatdagi bor olish uchun borning vodorodli birikmalarini parchalash ham mumkin:

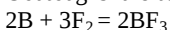


Ishlatilishi. Bor birikmalari neytronlarni ushlab qolishi yadro texnikasida katta ahamiyatga ega. Ulardan yadro jarayonlarini sekinlashtiruvchi modda sifatida qo'llaniladi.

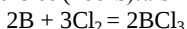
Kimyoviy xossalari. Odatdagi haroratda bor havo kislorodi ta'siriga chidamli, lekin $700^\circ S$ da yonadi:



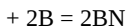
Odatdagi sharoitda faqat ftor bilan oksidlanadi:



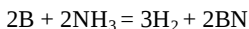
Harorat ($400^\circ S$) ta'sirida xlor, brom va oltingugurt bilan ta'sirlashadi:



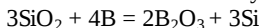
Azot bilan 1200°S haroratda ta'sir etib bor nitridlarini hosil qiladi:



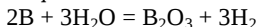
Bor ammiak bilan ta'sir etib ham bor nitridiga aylanadi:



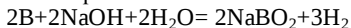
Kuchli qizdirilganda bor aktivligi barqaror oksidlar (SiO_2 , P_2O_5) nisbatan qaytaruvchi xossalarni namoyon etadi.



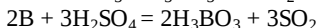
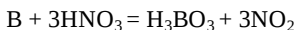
Yuqorui harorat ta'sirida suv bilan ta'sirlashib:



Bor ishqorlar bilan ham ta'sirlashib metaboratlarga aylanadi:



Borga konsentrlangan va issiq HNO_3 , H_2SO_4 va zar suvi ta'sir qilganida ortoborat kislota hosil bo'ladi.

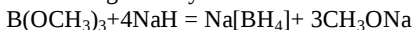


Borning metallar bilan birikmasi. Borning metallar bilan hosil qilgan birikmalari boridlar deb ataladi. Boridlar tarkibi va xossalari juda xilma xil hisoblanadi:



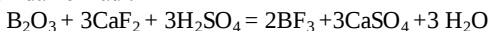
d-elementlar boridlari juda qattiq va issiqqa chidamli moddalar (2000-3000°) va kimyoviy barqaror: sirkoniy (Zr_4B , ZrB , ZrB_2); xrom (Cr_4B , Cr_2B , CrB , Cr_3B_4 , CrB_2), titan, niobiy va tantal bilan borning qotishmalari reaktiv dvigatellari tayyorlashda ishlatiladi, ulardan gaz trubinalari tayyorlanadi. ZrB_2 -3040°S da suyuqlanadi.

Gidrobortlar. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining tetragidrobortlari ion tuzilishli birikmalar, ular tuzlarni eslatadi. $\text{Na}[\text{BH}_4]$ – oq kristall modda bo'lib suvda yaxshi eriydi. Bu birikma borning trimetilefiri bilan natriy gidridi orasidagi reaksiyadan olinadi:

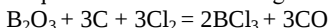


Ishqoriy metallardan boshqa, masalan, alyuminiy tetragidrobortati $[\text{Al}(\text{BH}_4)_3]$ kovalent tabiatlidir.

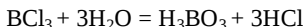
Borning galoiddli birikmalari. BF_3 -gaz (suyuql. harorati-127°S), BCl_3 (qayn. harorati-12,5°S), va BBr_3 suyuqlik (qayn. harorati 90°S) va BI_3 qattiq modda (suyuql. harorati 43°S). BF_3 bor oksidi va kislotali sharoitda CaF_2 ta'siridan olinadi:



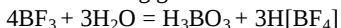
Yuqori haroratda bor oksidiga ko'mir ta'sir ettiriladi:



BF_3 va BCl_3 organik kimyoda katalizator sifatida ishlatiladi. Borning galoiddli birikmalari gidrolizga uchraydi:



Bor ftoridining gidrolizlanishidan vodorod tetraftorborat hosil bo'ladi:

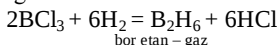


Borning anion komplekslari. $\text{Na}[\text{BF}_4]$ – natriy tetraftorborat, $\text{K}[\text{BF}_3\text{OH}]$ – ftorgidrosoborat, $\text{K}[\text{BH}_4]$ kaliy tetragidroftorborat, $\text{K}[\text{BF}_3\text{H}]$ – kaliy triftoorgidrobora va boshqalar. Tuzilishi jihatdan perxloratlarga o'xshaydi.

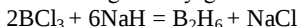
Borning nitridlari BN. Oq rangli geksagonal modifikasiya. Tuzilishi grafitga o'xshash va oq rangli. Shuning uchun oq grafit deyiladi. Olti halqali siklda bor va azot ketma-ket keladi. Yarim o'tkazgich xossasiga ega.

Qora rangli kristall shakl o'zgarish, borazon yoki elbor deyiladi. Borazon tetragonal shakl o'zgarishga ega. Borazon juda qattiq va qattiqligi olmosdan qolishmaydi. havoda qizdirilganda borazon 2000°C da oksidlanadi. Olmos bo'lsa 900°C da yonib ketadi. Borazon dielektrik hisoblanadi.

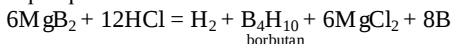
Borning gidridlari. Olinishi va xossalriga ko'ra silanlarga o'xshaydi. Bor xloridiga vodorod ta'siridan boretan hosil bo'lsa:



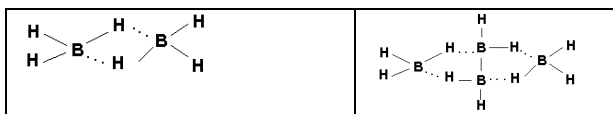
Bor xloridiga natriy gidridi ta'sirida ham boretan hosil bo'lib:



Faol boridlarning kislotalar bilan ta'siridan bo'lsa boranlar aralashmasi va ko'proq borbutan olinadi:



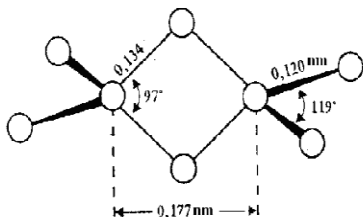
B_2H_6 ikki yadroli birikma, gaz modda (qayn. harorati $-92,5^\circ\text{S}$, 37-rasm):



Boretan

Borbutan

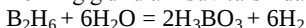
B_4H_{10} ($\text{BH}_3^* \text{B}_2\text{H}_4^* \text{BH}_3$) tarkibli birikma deyilishi mumkin. Borbutan 18°S da qaynaydigan gaz:



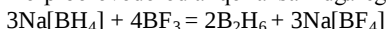
37-rasm. Boretan molekulasining tuzilishi

Borovodorodlar kimyoviy faol bo'lib havoda o'z-o'zidan oksidlanadi va ko'p issiqlik chiqazadi (masalan, B_2H_6 -2025 kJ/mol issiqlik ajralsa, C_2H_6 yonganda-1425 kJ/mol).

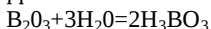
Borning gidridlari suv ta'sirida parchalanib vodorod hosil qiladi:



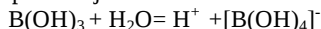
Ko'p borovodorodlar qo'lansa hidga ega va juda zaharli birikmalardir.



Bor angidridi ikki xil allotropik shakl o'zgarish holatida uchraydi. Ulardan biri kristall bor angidridi (suyuql.harorati 450°S).Borning kislorod bilan ta'siridan yoki ortoborat kislotani suvsizlantirish orqali olinadi. Juda issiqqa chidamli modda. Suvda erib ortoborat kislotani hosil qiladi:

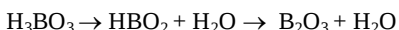


Borning kislotalari. Ortoborat kislota (H_3BO_3) oq kristall modda. Ortoborat kislota suvda kam eriydi, harorat ortishi bilan eruvchanligi ortib boradi. Juda kuchsiz kislota hisoblanadi. Odatdagi kislotalardan farqli ravishda, undan proton ajralishi OH^- ionlarini birikishi hisobiga bo'ladi:



Juda kuchsiz kislota 20°S da dissosilanish konstantasi $K_1=6 \cdot 10^{-10}$; $K_2=2 \cdot 10^{-13}$; $K_3=2 \cdot 10^{-14}$. Bu kislota H_2CO_3 va H_2S dan ham kuchsiz.

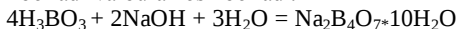
Qizdirilganda H_3BO_3 suv ajratib metaborat kislotaga (HBO_2) ga aylanadi:



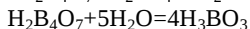
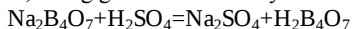
Agar issiq buraga sulfat kislota qo'shilsa ortoborat kislota hosil bo'ladi.



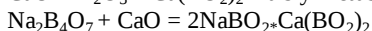
H_3BO_3 ni mo'l miqdorda ishqor bilan neytrallanishda -B-O-B- bog'lari hosil bo'ladi va bura hosil bo'ladi:



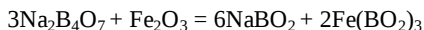
Buraning kislotalar bilan ta'siridan avval $H_2B_4O_7$ –tetraborat kislota hosil bo'lib, uning girolizlanishi tufayli ortoborat kislotaga o'tadi:



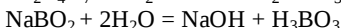
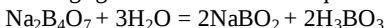
Borat kislotalarning tuzlari metaboratlar va ortoboratlar polimer tuzilishga ega:



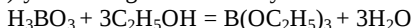
Metall oksidlarini eritish xossasidan foydalanib buradan metallarni payvand qilish uchun ishlatiladi. U temir(III) oksidini metaboratlariga aylantiradi:



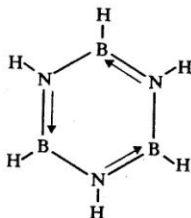
Buraning gidrolizlanishi ikki bosqichda amalga oshadi:



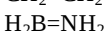
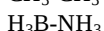
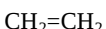
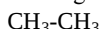
Ortoborat kislota spirtlar bilan konsentrlangan sulfat kislota ishtirokida qizdirilganda murakkab efirlar hosil qilib, olingan birikma (borning trietil efiri) yashil alanga berib oson yonadi:



Bor organik birikmalar. Oxirgi paytlarda bororganik birikmalar katta ahamiyatga ega bo'lmoqda. Ularda B-O-B, -B-N-B-, B-R-B, B-S-B kabi bog'lanishlar ma'lum. Masalan, $B_3N_3H_6$ -borazol, juda qizirarli, rangsiz suyuqlik (suyuql. harorati-58°S, qayn.harorati 55°S). Tarkibi va strukturasi benzolga o'xshaydi. Shuning uni "anorganik benzol" deb yuritiladi. Xuddi shunaqa birikmalar difenil va naftalinga o'xshagani ham olingan. Bu moddalar raketa yorilg'isi sifatida ishlatiladi.



Borning azot bilan birikmalari uglevodorodlarga o'xshaydi:



borazan

borazen

borazin

B-N dagi to'rtinchi bog' sp^3 gibridlanish tufayli yuzaga kelgan. Bunda azotning bog'lanmagan elektronlar jufti va borda sp^3 gibrid orbital hosil qilishda ishtirok etadi.

Tibbiyotda ishlatilishi. Tibbiyotda bor birikmalaridan ortoborat kislota va bura tashqaridan ishlatish uchun antiseptik modda sifatida tavsiya etilgan.

Ortoborat kislolaning lipidlarda yaxshi erishi lipid membranalarini orqali hujayralarga tez kirib borishiga sabab bo'ladi. Ana shu sababli oqsillarning denaturatsiyasi ro'y berib mikroorganizmlar halok bo'ladi.

Buranning aniseptik xossasi ham uning gidrolizlanishidan ortoborat kislota hosil bo'lishiga asoslangan.

Bor hayotiy muhim mikroelementlardan hisoblanadi. U o'simliklarda uglevodlar va oqsillar almashinuviga ta'sir etadi. Paxta, kanaf, meva va sabzavotlar ayniqsa borgan muhtoj hisoblanadi. Bor etishmasligi ana shu o'simliklarning urug'ga zarar etkazadi.

22.2. Alyuminiy va uning birikmalari

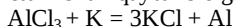
Tabiatda uchrashi. Alyuminiy yer sharida eng ko'p tarqalgan metallardan biridir. U tuproqni, dala shpati, slyuda va juda ko'p minerallarni tarkibiga kiradi.

Al_2O_3 -korund, rubin, sapfir, ortoklaz, $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6H_2O$, $Na_3[AlF_6]$ - kriolit, $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ - kaolin, $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ - boksit, $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ nefelin, $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 2Al_2O_3 \cdot 6H_2O$ alunite va juda ko'p alyumosilikatlar ma'lum.

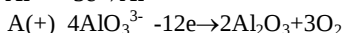
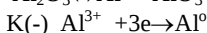
Alyuminiyning faqat bitta izotopi barqaror bo'lib u ${}_{13}^{27}Al$ (100%).

Fizikaviy xossalari. Oq kumush rang metal (suyuql. harorati $660^\circ S$), issiqlik va elektrni yaxshi o'tkazadi. Undan ingichka sim tayyorlasa bo'ladi. Yupqa parda va kukunga oson o'tkazilishi mumkin.

Olinish usullari. Alyuminiy 1887 yilda Viyoller tomonidan alyuminiy xloridni kaliy metali bilan qaytarib olgan:

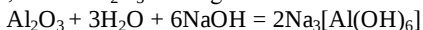


Texnikada alyuminiyning olinishi $950^\circ C$ da Al_2O_3 (8%) suyuqlanmasini elektroliz qilishga asoslangan. Bunda erituvchi sifatida $Na_3[AlF_6]$ (92%) - kriolit ishlatiladi. Elektrolizyor katod kazifasini, anod sifatida ko'mir ishlatiladi. Alyuminiyning zichligi kichik bo'lgani uchun u idish tubida yig'iladi:

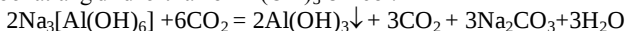


Elektroliz paytida anchagina miqdor uglerod sarf bo'ladi.

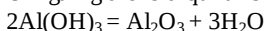
Agar boksitlar yuqori haroratda temir (III) oksidi bilan aralashtirilganda ham, avval Al_2O_3 eritmaga o'tadi :



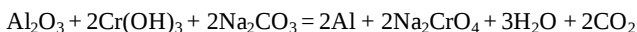
Temir oksidi va boshqa aralashmalar cho'kmada qoladi, eritmadan karbonat anhidrid o'tkazib $\text{Al}(\text{OH})_3$ olinadi:



Olingan gidroksid quritilib suvdan ajratiladi:



Tozalangan oksid vannaga solinadi va toza alyuminiy olinadi. Quruq usul :



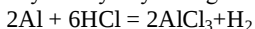
Ishlatilishi. Alyuminiy zar qog'si oziq- ovqat va farmatsevtika sanoati uchun o'rov metriali sifatida juda katta amaliy ahamiyatga ega.

Toza alyuminiydan o'tkazgichlar tayyorlanadi. Undan engil va pishiq qotishmalar olinadi. Qotishmalariga dyuraluminiy (94%-Al, 4%Cu, 0,5% dan Mg Mn, Fe va Si), silumin (85-90% Al, 10-14% Si, 0,1% Na) kiradi. Alyuminiy asosida bo'yoqlar olinadi.

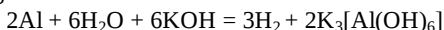
Kimyoviy xossalari. Havo kislorodi bilan oksidlanadi va uni sirtida $0,101 \cdot 10^{-4}$ sm yupqa oksid parda qoplagan bo'ladi, bu uni keyingi oksidlanishdan saqlaydi. Al_2O_3 bir necha allotropik shakl o'zgarishlarga ega. Ularning ichida korund o'tga chidamli va yuqori suyuqlanish haroratiga ega (suyuql. harorati 2050°S). Qattiqligi jihatidan olmosga yaqinlashadi. Kristall Al_2O_3 kimyoviy jihatdan ancha barqaror suv va kislotalar bilan ta'sir etmaydi.

Agar alyuminiy sirti kuchli oksidlovchilar (kons. HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) bilan ta'sir ettirilsa metallning korroziyaga chidamliligi yanada ortadi. Alyuminiy idishlarda nitrat kislota saqlash va tashish mumkin.

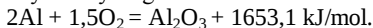
Alyuminiy suyultirilgan xlorid kislota bilan ta'sirlashib:



Konsentrlangan nitrat kislota odatda alyuminiyni passivlashtiradi. Sulfat kislota bilan alyuminiy asosli tuzlar hosil qiladi. Alyuminiy ishqorlarda eriganida:



Alyuminiyning kislorod bilan ta'sirlanishi juda tez boradi:



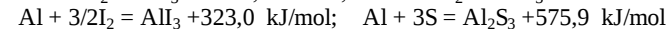
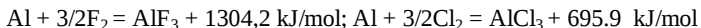
Bunda harorat 3000-3500°C gacha ko'tariladi va atrofga ultrabinafsha nurlar tarqaladi.

1859 y. N.N.Beketov alyuminiyni metallarni ularni oksidlaridan qaytarish uchun ishlatdi. Bu usul alyuminotermiya deyiladi. Agar 1g-atom

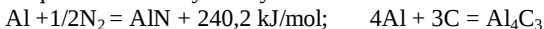
kislorodga to'g'ri keladigan kislorod mirdori 551,2 kJ/mol dan kam bo'lgandagina oksidlardan metallarni qaytarish mumkin.

Alyuminiy bilan CaO, BaO va MgO ni qaytarib bo'lmaydi, chunki 1g-atom kislorodga to'g'ri keladigan energiya miqdori 636,5 608,9 va 599,7 kJ/mol. Amalda termitli payvandlash katta ahamiyatga ega. Fe_2O_3 yoki Fe_3O_4 bilan alyuminiy metali aralashmasi yondirilsa temir qaytariladi va bunda juda katta energiya chiqadi.

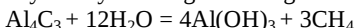
Alyuminiyning galogenlar bilan oksidlanishi ko'p mirdorda energiya chiqishi bilan boradi:



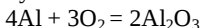
Yuqori haroratda alyuminiy:



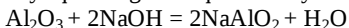
Alyuminiy karbid gidrolizlanganda metan ajraladi:



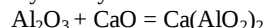
Alyuminiyning birikmalari. Alyuminiy oksidi tabiatda uchraydi. U qizil-qubin rangli. Bu oksid amfoter oksidlar qatoriga kiradi. Suvda erimaydi.



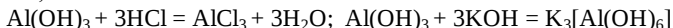
Suyuqlantirilgan ishqorlarda alyuminiy oksidi eriydi:



Alyuminiy oksidni asosli xossasi kislotali xossasidan kuchli:



Alyuminiy gidroksidi amfoter gidroksid u polimer birikma, u asoslar bilan ham, kislotalar bilan ham ta'sirlashadi:

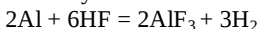


Agar $\text{Al}(\text{OH})_3$ suvsizlantirilsa Al_2O_3 aylanadi, va suvsizlantirilgan gidroksid alyumogel deyiladi. Bu birikma texnikada adsorbent sifatida ishlatiladi.

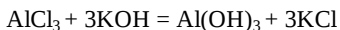
Alyuminiy tuzlari oson gidrolizga uchraydi. Suvdagi eritmalaridan quruq tuzga o'tilsa kristallogidratlar hosil bo'ladi. $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$. Alyuminiyning qo'sh tuzlari kvaslar deyiladi.

Al_2S_3 alyuminiy sulfide (suyuqlanish harorati 1100 °S) ozgina suv ta'sirida ham tezda gidrolizga uchraydigan kristall modda hisoblanadi.

Alyuminiyning galloidli birikmalari. Al_2O_3 yoki Al ni suvsiz HF da erishiga asoslangan. Bu birikma kimyoviy inert, qiyin suyuqlanuvchan, suvda erimaydi:

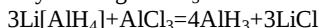


Suvsiz alyuminiy xlorid havoda tutaydi, chunki gidrolizga uchraydi:



AlCl_3 , AlBr_3 , AlI_3 ikkita molekula birlashgan holda bo'lib Al_2GaI_6 formulaga ega.

Alyuminiyning vodorodli birikmasi (AlH_3) polimer tuzilishga ega. Oq kukun alan deyiladi. 105 °S da vodorod ajratish bilan parchalanadi. Litiy tetragidroalyuminatga AlCl_3 ni efilri sharoitda ta'sir etish orqali olinadi:

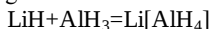


Alyuminiy va azot asosida juda qiziq birikmalar mavjud. Tarkibi jihatdan bu birikmalar uglevodorodlarga o'xshab ketadi:

$\text{CH}_3\cdot\text{CH}_3$	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$\text{CH}\equiv\text{CH}$	C_6H_6
$\text{NH}_3\cdot\text{AlH}_3$	$\text{NH}_2=\text{AlH}_2$	$\text{NH}\equiv\text{AlH}$	$\text{N}_3\text{Al}_3\text{H}_6$
Alozan	alozen	alozin	alazol

Alyuminiyning kompleks birikmalari. Eritmada alyuminiy ioni akva komplekslar hosil qiladi ($\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$). Qiyin eriydigan ftoridli komplekslar keng tarqalgan: $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, $\text{Na}_2[\text{AlF}_5]$, $\text{Na}[\text{AlF}_4]$. Tarkibida xlor, rom va iod ionlari tutgan komplekslarning eruvchanligi yaxshi: $\text{K}[\text{AlCl}_4]$, $\text{K}[\text{AlBr}_4]$, $\text{K}[\text{AlI}_4]$.

AlH_3 ni asosli gidridlar ta'siridan tetragidridalyuminatlar hosil bo'ladi:



Bunday birikmalar kristall tuzilishga ega, oq rangli moddalar, ular organik kimyoda katalizatorlar sifatida ishlatiladi.

Tibbiyotda ishlatilishi. Alyuminiy birikmalari tibbiyotda ishlatiladi. Alyuminiy gidroksidi adsorbsiya qiluvchi va o'rovchi material. Uni surtmalar tayyorlashda, utkir va surunkali oshqozon yaralarini davolashda, shuningdek oshqozonni kislotaligi ortib ketganda tavsia etiladi. U almagel preparati tarkibiga kiradi.

Kaliy alyuminiyli kvas $-\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ tashqaridan qon to'xtatish uchun ishlatiladi.

Alyuminiyning farmakologik ta'siri Al^{3+} ioning oqsillar (proteinlar) bilan gel hosil qilib cho'kadigan komplekslar hosil qilishiga asoslangan. Bu mikroba to'qimalarining cho'kishiga va yallig'lanish jarayoning kamayishiga olib keladi.

$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ birikmasi 8% li eritma holatida „Burov suyuqligi“, deyiladi va tibbiyotda ishlatiladi.

22.3. Galliy guruhchasi elementlari

Galliy guruhchasi elementlariga Ga, In, Tl kiradi. Agar Al Ga o'tilsa elementlarning atom radiuslari qisqarib, ionlanish potentsiali ortadi. In dan Tl qarab borilganda bo'lsa atom radiusi ortib, ionlanish potentsiali ham birmuncha ko'payadi. Bu guruh elementlarida galliy va indiyda +3 oksidlanish darajasi, Tl uchun +1 oksidlanish darajasi ko'proq uchraydi.

Tabiatda uchrashi. Bu guruh elementlari Al, Pb va Zn rudalari tarkibida turli minerallar holatida uchraydi.

Galliy izotoplaridan $^{69}_{31}\text{Ga}$ (60,2%) va $^{71}_{31}\text{Ga}$ (39,8%) tarqalgan. Sun'iy izotoplardan $^{72}_{31}\text{Ga}$ bo'lib, uning yarim yemirilish davri 14,2 soat va radioaktiv indikator sifatida ishlatiladi.

Tabiatda indiy izotoplari $^{113}_{49}\text{In}$ (4,33%) va $^{115}_{49}\text{In}$ (95,67%) uchraydi. Talliyning izotop tarkibi esa quyidagicha: $^{203}_{81}\text{Tl}$ (29,50%) va $^{205}_{81}\text{Tl}$ (70,5%).

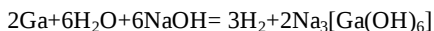
Olinishi. Galliy va uning analoglari polimetall rudalardan murakkab kimyoviy qayta ishlash natijasida oksidlar yoki xloridlar holatiga o'tkaziladi.

Keyin odatdagi metallar bilan qaytarish yoki elektroliz usullari ishlatiladi.

Fizik xossalari. Odatdagi sharoitda galliy guruhchasi elementlari oq, kumush rang oson suyuqlanuvchan metallardir. Galliy eng kichik suyuqlanish haroratiga ega (29,8°S)

Xossalari. Galliy va indiyning sirti oksid pardasi bilan qoplangan. Lekin Tl oson oksidlanadi. Bu metallar oson kislorod bilan qizdirilganda ta'sir etadi, ayniqsa talliy. Xlor, brom bu metallarga xona sharoitida, yod esa qizdirilganda ta'sirlashadi.

Galliy ishqorlarda eriydi va galliyning gidroksokomplekslarini hosil qiladi:



Indiy va talliy ishqorlar ta'siriga chidamli.

Birikmalari. Ga_2O_3 - oq kristal modda. In_2O_3 – sariq rangga ega. Tl_2O_3 jigar rangli birikma. Bu elementlar oksidlari suvda erimaydi. Ga, In va Tl ga tegishli gidroksidlar suvda erimaydi va $\text{Al}(\text{OH})_3$ ga o'xshab ketadi. Ga – In - Tl qatorida gidroksidlarning asoslik xossalari kuchayib boradi. Oksidlar va gidroksidlarning kislotalarda erishida akva komplekslar hosil bo'lishi kuzatiladi: $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_3]^{3+}$. Bunday komplekslar Ga va In (III) uchun rangsiz, lekin Tl (III) uchun och-sariq rangli. Indiy va galliyda gidroksokomplekslar hosil bo'lishi sodir bo'ladi:

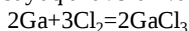


Bu birikmalarda ham alyuminiyga o'xshash KInO_2 va KGaO_2 indatlar gallatlar ma'lum. Talliy (I) birikmalari asosli xarakterga ega. Tl_2O (suyuql.

harorati 300°S) qora rangda, suvda yaxshi eriydi. TIOH kuchli asos, 100°S larda suvini yo'qotadi.

Galogenli birikmalar. Ga, In va Tl ning galogenli birikmalari (ayniqsa xloridli) oson uchuvchan, ularning bug'lari ikki molekulalai va past suyuqlanish haroratiga ega.

InCl₃ -och kul rang, yaltiroq kristal modda. Galliy, indiy va talliining ftoridlari qiyin suyuqlanuvchan va suvda eriydigan moddalar.



Galliy, indiy va talliy birikmalari zaharli.

III A guruh elementlarining tibbiytdagi ahamiyati. Odam organizmida borning miqdori juda oz ($10^{-5}\%$). Asosan bor o'pkada (0,34 mg), qalqonsimon bezda (0,30 mg) taloqda (0,26 mg) jigar va miyada (0,22 mg) buyrak va yurak muskullarida (0,21 mg) to'planadi. Borning organizmdagi roli hali to'la o'rganilmagan.

Organizmda ortiqcha bor borligi zararlidir. Borning ko'payishi adrenalinni aktivligini kamaytirib, amilaza va proteaza faoliyatini zaiflashtiradi.

Hayvonlarga ortiqcha bor berilganda u uglevodlar va oqsillar almashinuviga ta'sir qilib, endemik ichak kasalliklari enteritlar paydo bo'lishiga sabab bo'lgan.

Alyuminy asosan qon zardobida, o'pkada, jigar, suyaklarda, buyrakda, tirnoqda va sochda to'planishi aniqlangan. Bir sutkada alyuminiy 47 mg iste'mol qilinishi kerak. U bog'lovchi to'qimalar, suyak toqimalari va fosfor almashinuviga ta'sir etadi.

Galliy va indiyning biologik ta'siri hali o'rganilmagan.

Talliy bo'lsa ancha zaharli elementlardan biridir. Tl⁺ ioni Ag⁺ ioniga o'xshash oltingugurt tutgan ligandlar bilan oson ta'sirlashadi. Agar organizmga juda oz miqdorda talliy kiritilsa ham u sochlarni to'kilishiga sabab bo'ladi.

23- bob. IV A guruh elementlari

IV A guruh asosiy guruhchasiga 5 ta element kiradi. Uglerod, kremniy, germaniy, qalay va qo'rg'oshin bu elementlar uchun eng chetki qavatda 4 tadan elektron bor. Ularning oksidlanish darajasi -4 , $+2$ va $+4$ bo'lishi mumkin. Qaytaruvchi xossasi atom radiusi ortishi bilan kuchayadi. Oksidlovchi xossasi ugleroddan qo'rg'oshinga qarab kamayadi. 44-jadvalda guruh elementlarining eng muhim xossalari keltirilgan.

44-jadval. 1Y A guruh elementlarining eng asosiy xossalari

Xossalari	Elementlar				
	${}^6_{12}\text{C}$	${}^{14}_{28}\text{Si}$	${}^{32}_{73}\text{Ge}$	${}^{50}_{119}\text{Sn}$	${}^{82}_{207}\text{Pb}$
Elektron formulasi	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 6p^2$
Ionlanish energiyasi	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Atom radiusi	0,077	0,117	0,139	0,158	0,175
Elektro manfiyligi	2,5	1,75	2,0	1,70	1,55
Zichligi	1,354 Gr.2,25	2,33	5,35	7,28	11,34
Suyuql. harorati	13540 Gr.3800	1413	958	232	327
Qayn. harorati	4347	2630	2730	2350	1750

23.1. Uglerod

Tabiatda tarqalishi. Uglerod keng tarqalgan kimyoviy elementlar jumlasiga kiradi, u ko'p anorganik va organik moddalar tarkibiga kiradi. Uglerod minerali ko'proq karbonatlar holida uchraydi:

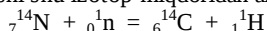
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – soda, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – pireonit.

MgCO_3 – magnezit, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ – dolomit, CaCO_3 – viperit va temir shpati – FeCO_3 . MnCO_3 , ZnCO_3 – marganes va rux shpati holatida uchraydi. Shuningdek suvni tarkibida kalsiy va magniy gidrokarbonatlari holatida uchraydi.

Organik dunyoda uglerod eng asosiy element hisoblanadi. Uning miqdori hamma kimyoviy elementlar miqdoridan 10 marta ko'p. Bu oqsil, vitaminlar, yog', neft, ko'mir asosida qazilma boyliklar, antrasen qo'ng'ir ko'mir slanes va boshqalar.

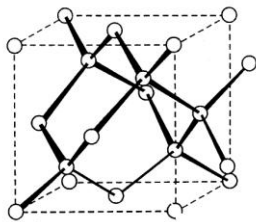
Tabiatda uglerodning ikkita barqaror izotopi ma'lum: ${}^{12}_6\text{C}$ (98,892%) va ${}^{13}_6\text{C}$ (1,108%). Uglerodning atom massasi 10 dan 16 gacha bo'lgan radioaktiv izotoplari olingan.

Atmosferada neytronlar ta'sirida uglerodning radioaktiv izotopi ${}^{14}_6\text{C}$ izotopi hosil bo'ladi. O'simliklar va tirik organizmlar qoldig'iga qarab topilmalarning yoshi shu izotop miqdoridan aniqlanadi:



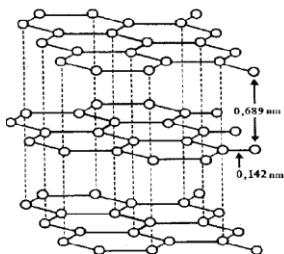
Fizik xossalari. Uglerod tabiatda grafit va olmos holida uchraydi. Sintetik usulda olingan karbin va polikumulen allotropik shakl o'zgarishlar ham ma'lum.

Olmos. Qattiq rangsiz kristall modda. sp^3 gibridlanish tufayli har bir uglerod atomi boshqa to'rtta uglerod atomi bilan sigma bog' yordamida bog'langan. Atomi kub kristall panjara hosil qiladi (38-rasm). Uglerod atomlari orasidagi masofa 0,154 nm. Olmosning qattiqligi sababi har bir uglerod atomi boshqasi bilan ikki elektronli bog' hosil qilganidir. Olmosning zichligi $3,5 \text{ g/sm}^3$.



38-rasm. Olmos kristall panjarasining tuzilishi.

Olmos va boshqa nodir metallar og'irligi karatlarda belgilanadi (1 karat 0,2 g). Hozirgacha topilgan olmoslar ichida eng kattasi Janubiy Afrikada topilgan "**Kulinom**" olmosi. Uning og'irligi 3020 karat yoki 604 g. Olmos rangli, rangsiz va qora olmoslarga bo'linadi. Olmosdan metallarni teshishda, burg'ilashda, aniq uskunalar tayyorlashda ishlatiladi.



39-rasm. Grafit kristall panjarasining tuzilishi.

Grafit. Geksagonal tuzilishga ega bo'lgan qora qo'ng'ir modda, u qavatli tuzilishga ega. Bunda uglerod atomlari sp^2 gibridlangan ega. Bunda har bir atom uchta kovalent bog' hosil qiladi. 4 ta elektrondan ikkitasi bog' hosil qilishda ishtirok etmaydi. Uglerod atomlari orasidagi masofa 0,142 nm, uglerod atomlari qatlamlari bo'lsa bir-biridan 0,689 nm uzoqlikda joylashgan. Grafitning zichligi 2,1-2,5 g/sm³.

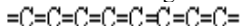
Grafit elektrodlar tayyorlashda, yog'lash materiallari tayyorlashda va yadro reaktorlarida neytronlarni sekinlashtiruvchi modda sifatida keng ko'lamda qo'llaniladi. Butun dunyoda ishlab chiqariladigan grafitning ma'lum qismi qalamlar tayyorlashga ketadi.

Grafitda 100000 atm bosimda 3000 – 3500°S da **sun'iy olmos** olinadi. 1000°S qizdirilsa olmos grafitga aylanadi. 1750°S bu jarayon tezlashadi.

Karbin. Uglerodning uchinchi shakl o'zgarishi karbin deyiladi. U chiziqli polimer. Karbinda uglerod atomlari o'zaro uch bog' bilan bo'langan. Karbin yarim o'tkazgich, yorug'lik ta'sir etganda unung o'tkazuvchanligi anchagina oshadi:



Xuddi shunga o'xshash birikma polikumulen ham ma'lum bo'lib uglerodning yana bir shakl o'zgarishi ham deyiladi:



Keyinchalik karbin tabiatda borligi aniqlangan.

Hozirgi paytda nanotexnologiya usullari yordamida uglerodning chiziqli polimeri grafen olingan. Bu tola hosil qiluvchi polimer. Uning qalinligi soch tolasidan 150000 marta kichik, lekin pishiqligi po'latdan minglab marta yuqori. Bunday toladan to'qilgan parda ichidagi narsalar ko'zga ko'rinmaydi. Grafenning amaliy ahamiyati nihoyatda kattadir.

Amorf ko'mir (uglerod yoki saja). Amorf ko'mirning hamma turi sun'iy usulda olinadi.

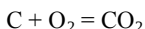
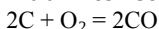
Saja – qattiq, suyuq va gazsimon ko'mir tutgan moddalarni to'la yonmasligi natijasida hosil bo'ladi. Sajadan bo'yoqlar, tush, kauchukka qo'shiladigan qo'shimcha sifatida ishlatiladi.

Yog'och ko'miri. Ko'mirni quruq haydash orqali havosiz joyda olinadi.

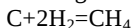
Kimyoviy xossalari. Uglorodning hamma allotropik shakl o'zgarishlari kimyoviy jihatdan inert. Masalan, olmos ko'p kimyoviy reaktivlar bilan ta'sirlashmaydi. Unga yuqori haroratda kuchli oksidlovchilar ta'sir etadi. Masalan, kislorod, zar suvi, nitrat kislota. Bunda olmos CO_2 gacha oksidlanadi.

Grafit. Kimyoviy ta'sirga grafit olmosga qaraganda faolroqdir. Amorf ko'mir grafitga qaraganda tezroq reaksiyaga kirishadi.

Kuchli oksidlovchilar ta'sirida uglorodning (II) yoki (IV) valentli birikmalari hosil bo'ladi.

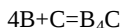
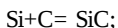
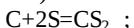


Yuqori haroratda uglorod vodorod bilan reaksiyaga kirishadi:



CH_4 kovalent bog'lanishli, molekula tetraedrik tuzulishga ega. Uning molekulasini qutbsiz tabiatga ega.

Shuningdek harorat ta'sirida oltingugurt (1000°S), kremniy (2000°S) va bor (2000°S) bilan ta'sirlashadi:



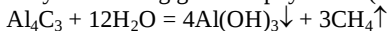
SiC va B_4C kovalent tabiatli polimer birikmalar. Ular juda qattiq, qiyin suyuqlanuvchan, kimyoviy jihatdan inert ekanligi bilan tafsiflanadi.

Karbidlar. Metallarning uglorod bilan hosil qilgan birikmalaridir. Karbidlar odatda kristall moddalar. Ularda kimyoviy bog'lanish tabiati har xil.

I, II, III guruh elementlarining karbidlari ion bog'lanishga yaqin bog'lanishga ega. Bularga misol qilib alyuminiy karbid va kalsiy karbidni olish mumkin.



Alyuminiy karbidining gidrolizi paytida $\text{Al}(\text{OH})_3$ va CH_4 hosil bo'ladi:



Al_4C_3 (suyuql. harorati 2800°S), Be_2C (2150°S) metannidlarga kiradi, ular qiyin suyuqlanuvchan va ularning gidrolizudan metan ajralib chiqadi. S va d- elementlar karbidlari asetilen birikmalari hisoblanadi va ularning gidrolizida asetilen hosil bo'ladi:



Bunday birikmalarga Na_2C_2 , CaC_2 , $\text{Al}_2(\text{C}_3)_2$ kiradi. Ular setilenidlar deyilib, ularga Ag_2C_2 va Cu_2C_2 birikmalari ham kiradi.

d – elementlar karbidlari juma xilma xil: **MeC** (**TiC**, **ZrC**, **HfC**, **VC**), **Me₂C** (**Mo₂C**, **W₂C**), **Me₃C** (**Mn₃C**, **Te₃C**, **Co₃C**).

Karbidlar o'zgaruvchan tarkibli birikmalarga kiradi, Masalan $\text{TiC}_{0.6-1.0}$ yoki $\text{VC}_{0.58-1.0}$.

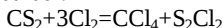
Bularning ko'pi metallik xossalarini namoyon etadi. Ularning elektr o'tkazuvchanligi yuqori, metallik yaltiroqligi bor. d – elementlar karbidlari qattiq, issiqqa chidamli, yuqori suyuqlanish haroratiga ega.

TiC – 3140°S, ZrC – 3530°S, HfC – 3890°S.

MeC – karbidlar juda issiqdqa va haroratga chidamli, masalan: **TiC**, **VC**, **NbC**, **Mo₂C**, **W₂C**.

Uglerodning galogenli hosilalari. Odatdagi sharoitda CF_4 –gaz, CCl_4 –suyuqlik, CBr_4 va Cl_4 lar qattiq moddalardir. Yo'dga o'tgan sari birikmalarning barqarorligi kamayadi. Grafit faqat ftor bilan qizdirilgandagina CF_4 gacha oksidlanadi. Bu birikma rangsiz, tiniq gaz kimyoviy inert moddadir(suyuql. harorati -184 °S).

CCl_4 olish uchun CS_2 xlorlanadi, CCl_4 yonmaydigan erituvchi sifatida ishlatiladi:



Uglerod qo'sh oksid. Ko'p miqdorda CO_2 vulqonl gazi chiqadigan yoruqlardan chiqadi. Undan mineral suvlar tayyorlanadi.



Sanoatda kalsiy karbonatdan olinadi:



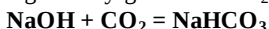
Karbonat angidrid havodan 1,5 marta og'ir gaz. U g'orlarning tagida, shaxtalarda yig'iladi. CO_2 sovutilganda muz hosil bo'ladi. Bir litr suvda 15°S da bir litr CO_2 eriydi. U suvda erib karbonat kislota hosil qiladi.



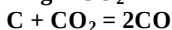
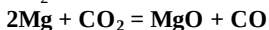
Agar CaCO_3 CO_2 bilan to'yintirilsa kalsiy gidrokarbonati hosil bo'ladi:



Agar natriy gidroksidi CO_2 bilan toyintirilsa:



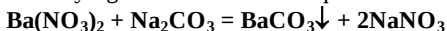
CO_2 – oksidlovchi xossasini namoyon etadi:



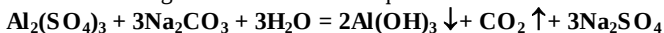
H_2CO_3 – beqaror kislota, uning uchun $K_1=1,31 \cdot 10^{-4}$, $K_2=4,84 \cdot 10^{-11}$ unga quyidagi orto kislota to'g'ri keladi: H_4CO_4 bularning tuzlari barqaror.

Texnikada ichimlik sodasi – **NaHCO₃**, soda – **Na₂CO₃** va potash – **K₂CO₃** va ohaktosh, marmar, bo'r **CaCO₃** ahamiyatga ega.

Soda. Kuchli elektrolit. Soda kalsiy, strontsiy, bariy va magniy ionlari bilan erimaydigan karbonatlar hosil qiladi:

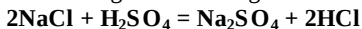


Boshqa kationlar bilan magniy, vismut, temir va alyuminiy ionlari olinsa, ulardan karbonatlar va gidrokarbonatlar hosil qiladi.

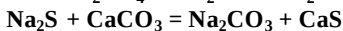
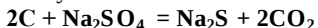


Hozirgi kunda soda olishning uch xil usuli bor: Leblan, Solvey va elektrolitik usullar.

1. Leblan usuli. 1781 y. Fransiyalik olim Leblan yaratgan. Buning uchun osh tuziga konsentrlangan sulfat kislotaga qo'shiladi:



Natriy sulfatni ohak va ko'mir bilan aralashtirib pechda kuydiriladi.

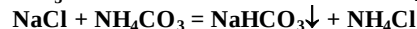


Olingan HCl xlorid kislotaga olishiga ketadi. CaS – oltingugurt olish uchun sarflanadi.

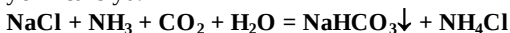
Kamchiliklari: Olinadigan moddalar qimmat. Sodaning sifati yaxshi emas.

Solvey usuli. Suvda kam eriydigan gidrokarbonatlar hosil bo'lishiga asoslangan. Bunda NaCl hamda NH_4HCO_3 orasidagi reaksiyadan foydalaniladi.

Jarayon quyidagicha amalga oshiriladi. Kalsiy va magniy ionlaridan tozalangan osh tuzini ammiak bilan to'yintirib CO_2 yuboriladi. Shunda NaHCO_3 cho'kmasi tushadi. Buni filtrlab NH_4Cl ajratib olinadi:



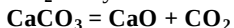
yoki reaksiya:



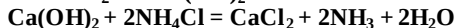
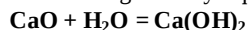
Agar gidrokarbonat kuydirilsa:



CO_2 kalsiy karbonatdan olinadi.

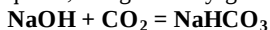


CaO ammiakni regeneratsiya qilishda ishlatiladi.



Solvey usuli bilan olingan soda 98,5% natriy karbonat, 0,75% osh tuzi, 0,03% natriy sulfat tutadi. Bu usulda hozirgi paytda O'zbekistonda soda ishlab chiqazilmoqda.

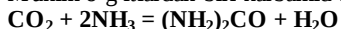
3. Elektrolitik usul. Buning uchun dastlab osh tuzining suvli eritmasi elektroliz qilinib, olingan natriy gidroksid CO_2 bilan to'yintiriladi.



Soda juda muhim mahsulot. U shisha olishda, sovun ishlab chiqarishda, to'qimachilik sanoatida va suvning qattiqligini yo'qotishda kerak bo'ladi.

Ichimlik sodasi NaHCO_3 100 g suvda xona haroratida 7 g ichimlik sodasi eriydi. Tibbiyotda va oziq-ovqat sanoatida ishlatiladi.

Muhim o'g'itlardan biri karbamid hisoblanadi:

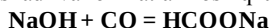


Suvda yaxshi eriydigan kristall modda (suyuql. harorati $132,7^\circ\text{S}$). O'g'it sifatida, polimerlar olishda va farmatsevtik preparatlar (veronal, lyuminal) olishda ishlatiladi.

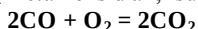
Yuqorida ko'rsatilganlardan tashqari COCl_2 , CCl_4 , COS , CS_2 va H_2CS_3 ma'lum.

Uglerod(II)oksid. Rangsiz gaz, hidi yo'q, suyuqlanish harorati -205°S , qaynash harorati $-191,5^\circ\text{S}$.

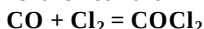
U zaharli is gazi ham deyiladi. CO da uchlamchi bog' bor, valent bog' usuliga ko'ra ikkita juftlashmagan elektronlar hisobiga 2 ta kovalent bog' hosil bo'ladi. $\text{CO} \quad \text{C} \equiv \text{O}$. Harorat va bosim oistida CO o'yuvchi natriy bilan ta'sirlashadi va formiatlar hosil qiladi:



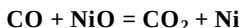
CO – ancha kuchli qaytaruvchi, ayniqsa yuqori haroratda oksidlanadi. CO ga O_2 , Cl_2 metall oksidlari, suv bug'i va oksidlovchilar ta'sir etadi:



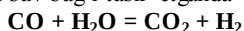
CO nur ishtirokida zaharli modda fosgenga aylanadi:



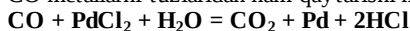
CO metallarni oksidlaridan qaytaradi:



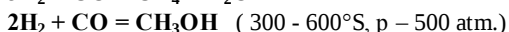
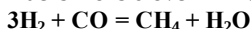
CO ga suv bug'i ta'sir etganda vodorod hosil bo'ladi:



CO metallarni tuzlaridan ham qaytarishi mumkin:

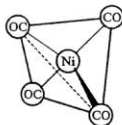
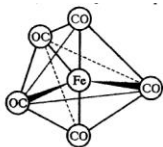


Kuchsiz oksidlovchilik xossasini namoyon qiladi:



Disproportsiyalanish: $\text{CO} + \text{CO} = \text{C} + \text{CO}_2$

CO – neytral holatdagi metallarga nisbatan ligand bo'lishi mumkin. Bunda metallarning karbonillari hosil bo'ladi: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.



40- rasm. Temir va nikel karbonillarining tuzilishi.

CO – boʻyoq moddalar bilan birikadi: shuning uchun qondagi gemoglobin tarkibidagi kislorodni eritish xossasini yoʻqotadi, organizm CO bilan nafas olsa zaharlanadi.

Laboratoriyada is gazni chumoli kislotasiga konsentrlangan H_2SO_4 taʼsir ettirib olinadi: $\text{HCOOH} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$

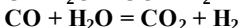
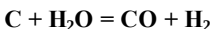


Sanoatda CO generator gazi, suv gazi va aralash gazlardan olinadi:

1. Generator gazi. Toshkoʻmir chala yonganda hosil boʻladi.

25% CO, 70% N_2 , 4% CO_2 qolganlari CH_4 , H_2 , O_2 . $Q = 3347 - 4602$, kJ/m^3

2. Suv gazi. Qizib turgan choʻgʻ koʻmir ustidan suv bugʻi oʻtkazib olinadi:



3. Aralash gaz. Bir paytning oʻzida choʻgʻ holdagi koʻmirning ustidan havo va suv bugʻi oʻtkazib olinadi:

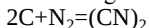
Tarkibi: **30 % CO, 15 % H_2 , 5 % CO_2 , 50 % N_2 .** $Q = 5440 \text{ kJ/mol}$.

CO asosida chumoli kislotasi, fosgen, metanol, sunʼiy benzin olinadi.

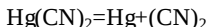
Sian va uning birikmalar yoki disian: $\text{C}=\text{N}-\text{N}=\text{C}$

Disian. Disian rangsiz gaz(suyuql.harorati $-34,4^\circ\text{S}$), achchiq bodom hidiga oʻxshaydi, zaharli. U odatdagi bosimda $-20,5^\circ\text{S}$ da suyqlikka oʻtadi. Suvda, efirda, spirtlarda yaxshi eriydi.

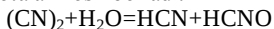
Yuqori haroratda uglerod va azotning oʻzaro taʼsiridan olinadi:



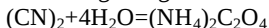
$350-450^\circ\text{S}$ da samob sianidni parchalanganda ham hosil boʻladi:



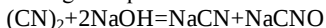
Disian termik jihatdan ancha barqaror. Disian gidrolizlanganda sianid va sianat kislotalar hosil boʻladi:



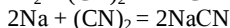
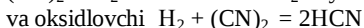
Disian gidrolizlanishining oxirgi mahsuloti ammoniy oksalat hisoblanadi:



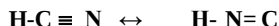
Agar disianga ishqorlar ta'sir ettirilsa sianidlar sianatlar hosil bo'ladi:



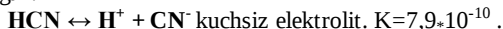
Kimyoviy jihatdan u qaytaruvchi:



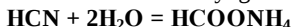
Sianidkislota. Sianid kislota - **HCN** rangsiz (suyql. harorati -13,3 °S), oson harakatlanuvchan, achchiq bodom hidiga ega, rangsiz suyuqlik, kuchli zahar. Molekula chiziqsimon tuzilishga ega va unga ikkita tautomer izomer to'g'ri keladi:



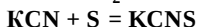
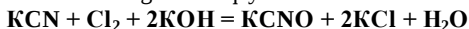
Azotning elektromanfiyligi yuqori bo'lgani uchun, kovalent bog' uni tarafiga surilgan.



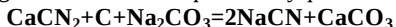
HCN suv bilan reaksiyaga kirishib, ammoniy formiat hosil qiladi:



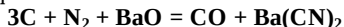
HCN va uning tuzlari qaytaruvchi:



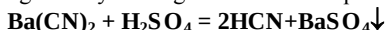
Sianidlar ichida natriy sianid ko'p ishlatiladi. Uni olish uchun kalsiy sianamidga ko'mir va soda qo'shib suyqlantiriladi:



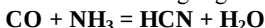
Laboratoriyada sianid kislota olish uchun esa bariy oksidiga ko'mir va azot qo'shib qizdiriladi:



Hosil bo'lgan bariy sianidga kuchli kislota qo'shiladi:



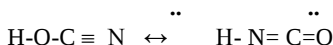
Texnikada sianid kislota is gaziga ammiak ta'sir ettirish orqali olinadi:



KCN va **NaCN** eruvchan tuzlar bo'lib ular, kumush va oltin olishda ishlatiladi.

CN^- ioni kompleks birikmalar olishda ligand hisoblanadi va uning kompleks birikmalari: **$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.**

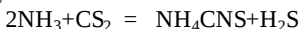
Sianat kislota. Sianat kislota yoki qalldiroq kislota nomi bilan mashur. **HCNO** birikmalari **sianatlar** ($k=1,2 \cdot 10^{-4}$) deyiladi. Uning ikkita tautomer izomeri mavjud:



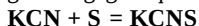
Sianat kislota tuzlaridan $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ detonator sifatida ishlatiladi. Sianatlar zaharli moddalar qishloq xo'jaligida zararkunandalarga qarshi foydalaniladi.

Rodanid kislotalari. Rodanid kislotalari (HCNS) – $\text{H}-\text{S}-\text{C}\equiv\text{N}$, yog'simon, suv bilan yaxshi aralashadigan, kuchli kislota ($K=0,14$). Rangsiz moysimon suyuqlik (suyuql. harorati 5°S) faqat eritmada mavjud bo'ladi.

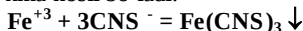
Agar ammiakka uglerod (IY) sulfid ta'sir ettirilsa rodanid kislotalaning ammoniyli tuzlari hosil bo'ladi:



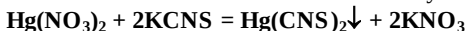
Rodanid tuzlari: **KCNS**, **NaCNS**, **NH₄CNS**. Rodanidlar olish uchun sianidlarga oltingugurt qo'shib suyuqlantiriladi:



Analytik kimyoda Fe^{3+} ionini ochish uchun ishlatiladi bunda to'q qizil cho'kma hosil bo'ladi:



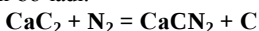
Simob rodanidi $-\text{Hg}(\text{CNS})_2$. Simob rodanidi simob nitratiga rodanidlar qo'shib olinadi va ularni tozalash uchun efirda yuviladi:



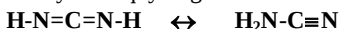
$\text{Hg}(\text{CNS})_2$ fira'vn iloni deyiladi. Bu modda yonganida gazlar hosil bo'lib kengayish oqibatida ilon hosil b'lishi kuzatiladi:



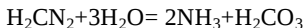
Sianamid kislota. Agar kalsiy karbidiga azot ta'sir ettirilsa kalsiy sianamid hosil bo'ladi:



Bu birikmaning kislotalari sianamid kislota- H_2CN_2 rangsiz kristall modda, suvda yaxshi eriydi va quyidagi holatlarda uchraydi:



Bu birikma suv bilan ta'sirlashib :



Uglerodning tibbiyotdagi ahamiyati. Uglerodning juda ko'p birikmalar hosil qila olish qobiliyati tufayli turli tuman hayvonot va o'simlik dunyosi mavjuddir. Uglerodning vodorod, kislorod, azot, fosfor va oltingugurt bilan hosil qilgan birikmalari tirik biologik to'qimalarning asosini tashkil etadi. Ular tirik tananing asosiy massasini tashkil qiladi. Kishi tanasining 16 kg ugleroddan iboratdir (70 kg). Havo tarkibidagi uglerodning miqdori 0,03 % dan iborat bo'lib u 10% dan ortsa , inson halok bo'ladi.

Kishi zaharlanganda, nafas olish markazi shikastlanganda va behush holatida bo'lganida karbonat angidridning kislorod bilan aralashmasi(karbogen) ingalyatsiya sifatida ishlatiladi.

Uglerod (II) oksid – is gazi, kuchli zahar bo'lib, nafas olganda qondagi gemoglobin bilan birikadi va karboksogemoglobin hosil qiladi. Buning natijasida gemoglobinning kislorod tashish xususiyati yo'qoladi. Havoda 1% CO bo'lsa, u o'linga olib keladi.

Sianid kislota ham kuchli zahar bo'lib, uning O,05 g miqdori insonni o'ldiradi. Uning tuzlari ham zaharlidir. U to'qimaning oksidlovchi fermentlari bilan birikadi, chunki to'qima fermenti tarkibida uch valentli temir bo'lib, u sianid ioni bilan katalitik faol bo'lmagan kompleks birikma hosil qiladi. Bu esa to'qimalarning o'z navbatida ishdan chiqishiga va zaharlanishiga olib keladi. Sianidlar oz miqdorda ba'zi danaklarning mag'zida ham uchraydi, masalan, achiq bodom, olxo'ri, olcha va shaftoli danaklarining mag'zida bor.

NaHCO₃ bekarbon tabletkasining tarkibiga kirib spazmolitik, og'riq qoldiruvchi va oshqozondagi erkin kislotalarning neytrallash xususiyatiga ega.

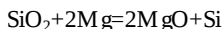
23.2. Kremniy

Tabiatda uchrashi. Yer po'slog'ida eng ko'p tarqalgan element. Kremniy (IV)oksidi yoki silikat angidrid SiO₂ holatida uchraydi. Bundan tashqari silikatlar ham juda keng tarqalgan. **NaAlSi₂O₈** – albast, **KAlSi₃O₈** – ortoklaz, **NaAlSiO₄** – nefelin, **Al₂O₃·2SiO₂·2H₂O**– kaolin, **Mg₃Si₂O₇·2H₂O** – asbest, **n SiO₂**- kvars va boshqalar.

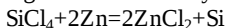
Tabiatda kremniyning uchta barqaror izotoplari uchraydi: ¹⁴²⁸Si (92,27%), ¹⁴²⁹Si (4,68%) va ¹⁴³⁰Si (3,5%).

Fizik xossalari. Kremniy ikkita allotropik shakl o'zgarish holatida uchraydi: kristall va amorf. Kristall kremniy to'q kulrang yaltiroq modda oktaedrik kristallar hosil qiladi (suyuql. harorati 1423°S), elektr tokini o'tkazadi. Amorf kremniy qo'ng'ir kukun, kimyoviy jihatdan faolroq.

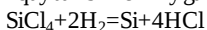
Olinishi. Agar qum magniy bilan suyqlantirilsa qo'ng'ir amorf kukun olinadi:



Agar SiCl₄ rux bilan qizdirilganda ham kremniy hosil boladi:

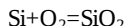
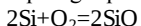


Toza kremniy olish uchun kremniyga xlor ta'sir ettirilib avval SiCl₄ olinib va undan vodorod bilan qaytarib kremniyga aylantiriladi:

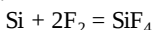


Kimyoviy xossalari: kuchli oksidlovchi, galogenlar, O_2 , S bilan kremniy qaytaruvchi, lekin metallar bilan oksidlovchidir.

Kremniy va kislorod orasidagi o'zaro ta'sir $600-700^\circ S$ haroratda sodir bo'lib kislorod miqdoriga qarab SiO yoki SiO_2 hosil bo'ladi:

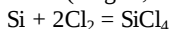


Amorf kremniy fluor bilan xona sharoitida ta'sirlashadi va kremniy (IY) ftoridni hosil qiladi:

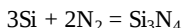


Olingan kremniy (IY) ftorid o'tkir hidli rangsiz gaz hisoblanadi.

Kremniy va xlor orasidagi reaksiya $400^\circ S$ haroratda amalga oshadi va bunda kremniy (IY) xlorid (rangsiz, tiniq suyuqlik) hosil boladi:

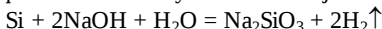


Anchagina yuqori haroratda ($1000^\circ S$) kremniy azot bilan ta'sirlashganda kremniy nitrid olinadi:



Kremniyning bor bilan ta'siri ham yuqori haroratda amalga oshib, turli tarkibli birikmalar: SiB_3 , SiB_6 olinadi. Kremniy bilan uglerod ($2000^\circ S$) o'zaro ta'sirlashib SiC (korborund) hosil qiladi. SiC $d=3,17$ qattiqligi jihatidan olmosga yaqin, uning suyuql. harorati $1830^\circ S$.

Kremniy ishqorlarning suyultirilgan eritmaları bilan ta'sirlashib silikatlar hosil qiladi ba bu reaksiyada vodorod ajraladi:

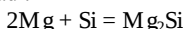


Kremniy faqat ftorid kislotasida erib, boshqa kislotalarda erimaydi:



Bunda $H_2[SiF_6]$ vodorod geksافتorosilikat kislotasi hosil bo'ladi u faqat eritmada mavjud bo'ladi.

Silitsidlar. Metallarning kremniy bilan hosil qilgan birikmalari ular karbidlardan tubdan farq qiladi. Silitsidlar bog'lanish ionli-kovalentdan metallgacha o'zgaradi. Kremniyning metallar bilan ta'sirida kremniy oksidlovchi bo'ladi:



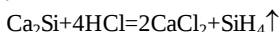
Shunga o'xshash silitsidlar Ca, Fe, Cu, Bi bilan olingan. Silitsidlar kislotalar va yuqori haroratga chidamli, shuning uchun ular ana shu maqsadlarda ishlatiladi. Ba'zi bir silitsidlar o'zgaruvchan tarkibga ega: Mo_3Si , $MoSi$, $MoSi_2$ bu birikmalardan valentlikni bilib bo'lmaydi. Ayniqsa d-elementlar karbidlari qiyin suyuqlanuvchan moddalarga kiradi: WSi_2 ($2165^\circ S$), $MoSi_2$ ($2050^\circ S$), V_5Si_3 ($2150^\circ S$), Ti_5Si_3 ($2120^\circ S$).

Anchagina yuqori haroratda kremniyga suv ta'sir etadi:

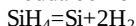


Kremniyning vodorodli birikmalari. Silanlar tarkibi $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$. Ular silanlar deyiladi va tarkibi jihatdan uglevodorodlarga o'xshab ketadi. Agar C-C bog'ning bog'lanish energiyasi 347,69 kJ/mol ni tashkil etsa, Si-Si bog'ining bog'lanish energiyasi 174,56 kJ/mol ni tashkil etadi. Shuning uchun ham silanlar beqarorroq.

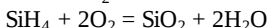
Agar silitsidlarga suv yoki kislotalar ta'sir ettirilsa ulardan silan hosil bo'lishi kuzatiladi:



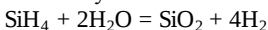
SiH_4 badbo'y hidli gaz modda bo'lib . issiq ta'siriga chidamsiz:



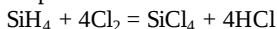
Silanning yonishidan SiO_2 va suv hosil boladi:



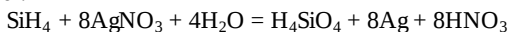
Bu reaksiya o'z-o'zidan yonish bilan - 191°C boradi. Silanga suv ta'sir etib:



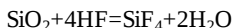
Silan xlor bilan portlash bilan oksidlanadi:



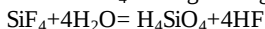
Agar silanga oksidlovchilar ta'sir ettirilsa u silikat kislotagacha oksidlanadi:



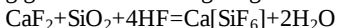
Kremniyning galogenli hosilalari. SiO_2 ga HF ta'sir etib SiF_4 (gaz modda) olish mumkin:



Suvdagi eritmalarda SiF_4 oson gidrolizga uchraadi:

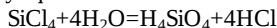


Kremniyning geksaftor silikatlariga tegishli kompleks birikmalari olingan:



Kremniy (IY) oksidiga ko'mir va xlor ta'sir etish orqali SiCl_4 olish mumkin: $\text{SiO}_2 + 2\text{C} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4 + 2\text{CO}$

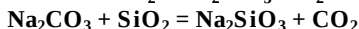
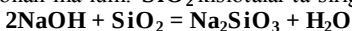
Kremniy (IY) xlorid ham oson gidrolizga uchraydigan rangsiz(qayn, harorati 57,6°S) suyuqlik:



SiBr_4 (suyuql.harorati 5,2 °S) va SiI_4 (suyuql. harorati 120,5°S) qattiq moddalardir. Kremniyning galogenli hosilalari gidrolizga oson uchragani uchun tutab turadi.

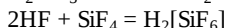
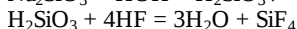
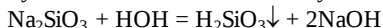
Kremniyning kislorodli birikmalari. Kislorod bilan Si kremniy (II) oksidi SiO va kremniy qo'sh oksidi SiO_2 hosil qiladi.

SiO_2 (1710 °S da suyuqlanadi) tabiatda kvars, kristallobolit, kizelgur nomlari bilan ma'lum. SiO_2 kislotalar ta'siriga chidamli:

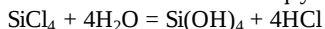


Na_2SiO_3 va K_2SiO_3 eruvchan shisha deyiladi. SiO_2 sement, shisha, fosfor ishlab chiqarishda va eruvchan shisha olishda ishlatiladi.

H_2SiO_3 - metakremniy kislota. Tabiatda silikat kislota tuzlari holida uchraydi. Silikat kislota suvda erimaydi.

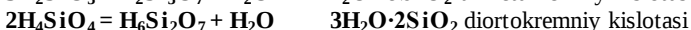
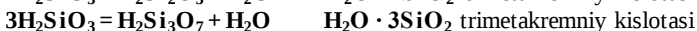


Silikat kislota oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga kirishmaydi.

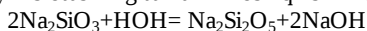


Silikat kislota zolini vakuumda qizdirib quruq H_2SiO_3 olinadi, bu modda silikagel deyiladi. Silikagel adsorbsiya qilish xossaga ega. Neft va moylarni tozalashda ishlatiladi. H_2SiO_3 zolini gazlamaga, yog'och va qog'ozga singdirish uchun ishlatiladi.

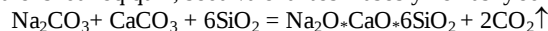
Kremniy kislota va uning tuzlari:



Ortokremniy kislota suvda eriydigan tuzlari eritmada ishqoriy muhitni ko'rsatadi, buning sababi uning gidrolitik parchalanishi va polikremniy kislota suvda erimaydi. Lekin shishani maydalab suvda aralashtirilsa va fenolftalein indikator ta'sir ettirilsa ishqoriy muhit borligini ko'rish mumkin. Bu o'zgarish shishadagi natriy silikat hisobiga yuzaga keladi.



Shisha. Kremniy (IV) oksidi va metallarning silikatlari aralashmasining hosil qilgan amorf rangsiz qotishmalari shisha deyiladi. Shisha olishda oq qum, soda va ohaktosh asosiy xomashyodir:



Odatda shisha suvda erimaydi. Lekin shishani maydalab suvda aralashtirilsa va fenolftalein indikator ta'sir ettirilsa ishqoriy muhit borligini ko'rish mumkin. Bu o'zgarish shishadagi natriy silikat hisobiga yuzaga keladi.

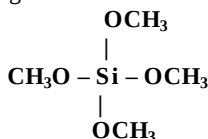
Agar shisha pishirish jarayonida Na_2CO_3 o'rniga potash ishlatilsa, **qiyin suyuqlanuvchan** shisha hosil bo'ladi.

SiO_2 ga kaliy karbonat va qo'rg'oshin (II) oksidi qo'shilsa va suyuqlantirilsa **billur shisha** hosil olinadi.

Kvars shisha ham katta amaliy ahamiyatga ega. SiO_2 tabiatda kristallik mineral kvars holatida uchraydi. Kvarsning rangsiz kristallari oxirida olti qirrali piramidaga ega bo'lgan olti qirrali prizma bo'lib, u tog' billuri deyiladi. Ana shu kvarsni elektr pechlarida qizdirilishidan kvars shisha hosil bo'ladi. Kvars shisha odatdagi shisha o'tkazmaydigan ultra binafsha nurlarini o'tkazadi. Uning termik kengayish koeffitsienti juda kichik. Kvarsdan

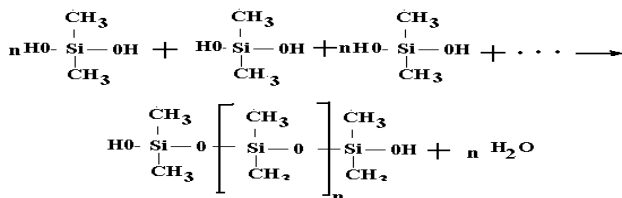
yasalgan buyumlar qattiq qizdirilib, so'ngra birdaniga soviq suvga sovitilsa ham sinib ketmaydi.

Kremniy organik birikmalar. 1936 yili rus olimi akademik K. A. Andrianov kremniy organik birikmalar sintez qilish usulini topdi. Buning uchun ortokremniy kislotasining organik murakkab efilrlari olindi. Bunda u gidroksil guruhini uglevodorod radikallariga almashtirdi:



ortokremniy kislotasining tetrametilefiri

Bu moddalarni gidrolizlab tarkibida gidroksil guruhlari tutgan birikmalar olish mumkin:



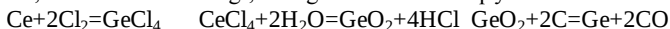
Kondensatsiyalanish darajasiga qarab, -Si-O-Si- bog'lari kichik sonlar bo'lganda suyuqlik, bu bog'lar ko'p takrorlanganda esa silikon kauchuklar olinadi.

Kremniy organik birikmalar -Si-O-Si- bog'larining takrorlanishiga qarab moysimon, kaychukka o'xshash yoki qattiq polimer moddalardir. Bunday kauchuklar organizm uchun mutlaqo bezarar bo'lgani uchun undan odam organizmi uchun kerakli ichki protezlar tayyorlanadi.

23.3. Germaniy, qalay va qo'rg'oshin

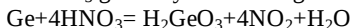
Germaniy (Germanium). Germaniy 1886 yilda nemis kimyogari Vinkler tomonidan ochilgan. Bu elementlarning metallik xossalari Ge, Sn, Pb qo'rg'oshinga o'tgan sari ortib boradi. Germaniyning asosiy minerali argirodit $4\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{GeS}_2$ yoki Ag_8GeS_6 . Germanit minerali ham bor - $\text{Cu}_3(\text{Fe}, \text{Ge})\text{S}_4$ tarkibida 10% ga qadar germaniy bo'ladi.

Germaniy olish uchun shu rudaga xlor ta'sir ettirilib, xloridga o'tkaziladi, suv ta'sirida oksidga, so'ngra ko'mir bilan qaytariladi.



Germaniyning metal xossalari kuchsiz ifodalangan, u mo'rt kumushsimon oq metall, kristall tuzilishi olmosga o'xshaydi. Yarim o'tkazgichlar toifasiga kiradi.

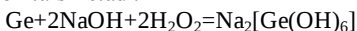
Odatdagi sharoitda barqaror, qizdirilganda GeO ga o'tadi. Germaniyga suyultirilgan HCl va H₂SO₄ odatdagi sharoitda ta'sir etmaydi. Konsentrlangan. HNO₃ germaniyni kislotasigacha oksidlaydi:



Germaniy sovuqdayoq H₂SO₄ bilan ta'sirlashadi va germaniy (IY) birikmalarini hosil qiladi:



Germaniy ishqorlar bilan ta'sir etmaydi, lekin vodorod peroksidi ishtirokida oson ta'sir etadi:

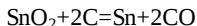


Germaniyning gidridi GeH₄ german deyiladi. U rangsiz gaz. Germaniyning galogenlar bilan ta'siridan GeCl₄, GeBr₄, GeI₄ olingan.

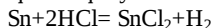
Ge(OH)₄ – amfoter xossaga ega. Kislotalik xossalari kuchli. H₂GeO₃, MeGeO₃ kabi kislotalarning tuzlari bor.

GeS₂ sariq tusli modda u sulfidlar eritmalarida eriydi. Ge asosan radiotexnikada yarim o'tkazgich sifatida ishlatiladi. Ge va uning oksidi katalizator sifatida ishlatiladi.

Qalay(Stannum). Insoniyatga qadimdan ma'lum element. Eng ko'p uchraydigan birikmasi – qalaytosh (SnO₂). SnO₂ dan ko'mir bilan qaytarilib qalay olinadi.



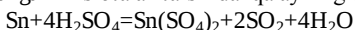
Qalay 231°S suyuqlanadi. Odatdagi sharoitda havo va kislorodi bilan oksidlanmaydi. Suv bilan ta'sirlashmaydi. Qalayga kislotalar sekin ta'sir etadi. Qaynoq HCl qalayni eritadi.



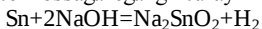
Sn(OH)₂ oq tusli suvda kam eriydigan modda. Na₂SnO₂ tuzlari stannitlar ma'lum.



Shunda oq kukun holatdagi β-qalay kislotasi hosil bo'ladi. Qaynoq konsentrlangan kislotalar ta'sirida qalayning (IY) tuzlari hosil bo'ladi.



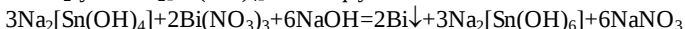
U amfoter xossaga egaligi tufayli ishqorlarda erib stannitlarga o'tadi.



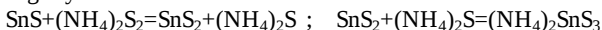
Qalay gidrid SnH_4 (stannan) oson parchaladigan, juda zaharli gaz modda. Qalayning ikkita oksidi bor SnO (qora rangli) va SnO_2 (oq rangli). SnCl_2 ikki xildagi komplekslar hosil qiladi: $\text{K}[\text{SnCl}_3]$, K_2SnCl_4 .

SnO va $\text{Sn}(\text{OH})_2$ amfoter tabiatli, ular oson gidroksistannatlar hosil qiladi: $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$.

SnCl_2 yoki $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ kuchli qaytaruvchilar hisoblanadi:



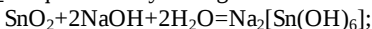
Qalay sulfid - qoramtir jigar rangli qattiq modda (SnS) ammoniy persulfidi bilan SnS_2 (sariq tusli, qattiq modda) hosil qilishi va tiostannatlarga aylanishi mumkin:



Mana shunda sariq tusli “oltin hal” oltin rang bo’yoq hosil bo’ladi.

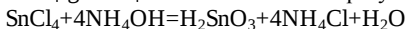
SnO_2 suvda erimaydi. Ishqorlar bilan suyuqlantirilganda K_2SnO_3 , K_4SnO_4 birikmalarini hosil qiladi. Bu tuzlar suvda eriydi, lekin oson gidrolizlanadi.

SnO_2 ishqorlarda eriydi va gidroksostannatlar hosil qiladi:

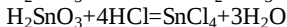
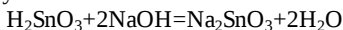


$\text{Sn}(\text{OH})_4$ – amfoter modda, lekin asos xossalari ustun turadi.

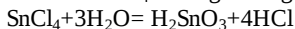
Agar SnCl_4 ga NH_4OH ta’sir ettirilsa α -qalay kislotasi hosil bo’ladi:



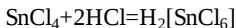
α -qalay kislotasi ham kislotalarda va ham ishqorlarda eruvchan:



SnCl_4 – havoda tutaydigan suyuqlik (qayn. harorati 112°S). Qalayga xlor ta’sir ettirilib olinadi. SnCl_4 oson gidrolizga uchraydi:



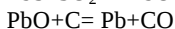
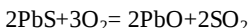
SnCl_4 xlorid kislotasi bilan $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$ geksaxlorstannat kislotani hosil qiladi:



Bu kislotaning $\text{Na}_2[\text{SnCl}_6]$ va $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$ kabi tuzlari ma’lum.

Qo’rg’oshin (Plumbum). Eng ko’p tarqalgan galenit yoki qo’rg’oshin yaltirog’i- PbS . Uning anglezit – PbSO_4 , krokoit – PbCrO_4 , tserussit – PbCO_3 minerallari bor.

Sanoatda asosan PbS dan olinadi.



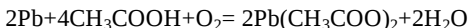
Kul rang tusli metal, 327°S da suyuqlanadi. Qo’rg’oshin galogenlar, oltingugurt, vodorod bilan hosil qilgan birikmalar kovalent xarakterga ega.

Suyultirilgan kislotalarlar qo'rgoshinga ta'sir etmaydi. Bu qorg'oshin xloridlari va sulfatlarining eruvchanligi yomonligiga bog'liq.

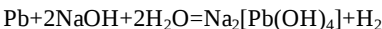
Konsentrlangan sulfat kislotaga qo'rg'oshin ta'sir ettirilsa eriydigan tuzi $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ hosil bo'lshi bilan boradi. Qo'rg'oshinga suyultirilgan nitrat kislotaga ta'sir ettirilsa NO , agar konsentrlangan nitrat kislotaga ta'sir ettirilsa NO_2 hosil bo'ladi:



Qo'rg'oshin asetatlarda yaxshi eriydi va qo'rg'oshin asetatini hosil qiladi:



Qaynoq ishqorlarda qo'rg'oshin yaxshi eriydi va gidroksiplumbatlarni hosil qiladi:

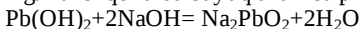


PbO sariq tusli modda. Qo'rg'oshinni havoda qizirish orqali olinadi.

$\text{Pb}(\text{OH})_2$ oq tusli modda. Qo'rg'oshin galogenidlari: PbF_2 , PbCl_2 , PbBr_2 , PbI_2 oz eriydi. $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ – shirin mazzali, qo'rg'oshin shakari deyiladi.

$\text{Pb}(\text{OH})_2$ amfoter modda uning ishqorlarda erishidan gidroksiplumbitlar olinadi: $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 4\text{NaOH} = \text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$

Agar u ishqorlarda suyuglantirilsa plumbitlar hosil bolishi kuzatiladi:



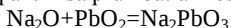
Pb(II) birikmalari. PbCl_2 , PbI_2 , PbSO_4 , PbS va $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

PbI_2 sariq rangli. Qaynoq suvda yaxshi eriydi. Qayta kristallansa oltsimon kristallar hosil qiladi.

PbSO_4 qo'rg'oshin(II) sulfati. Suvda erimaydi, lekin ishqorlarning konsentrlangan eritmasida plumbatlar hosil qilib eriydi. Undan bo'yoqlar tayyorlanadi.

$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ qo'rg'oshin (II) asetati. Qo'rg'oshinning suvda yaxshi eriydigan tuzlaridan biri. "Qo'rg'oshin shakari" deyiladi. Tibbiyotda uzoq bitmaydigan yaralarni davolashda qo'llaniladi.

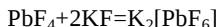
Pb(IV) birikmalari. PbO_2 qora qo'ng'ir rangli beqaror birikma. PbO_2 ham amfoter oksid uning kislotalik xossalari kuchliroq. PbH_4 (plumban) amalda ajratib olinmagan, beqaror birikma. PbO_2 ishqorlar bilan suyuglantirilsa plumbatlar hosil bo'ladi:



Qo'rg'oshin(IV) oksidining asoslik xossalari beqaror birikmalar hosil bo'lganligi tufayli uncha ko'rinmaydi:

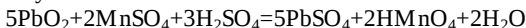


Pb(IV) galogenidlaridan PbF_4 (suyuql. harorati 600°S) gina barqaror birikma hisoblanadi. Bu birikmaning komplekslari ham ma'lum:

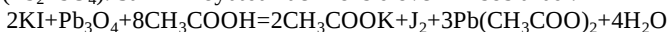


Pb(IV) galojenidlari suvli eritmalarda oson gidrolizlanadi.

PbO_2 kuchli oksidlovchi bo'lib, kislotali muhitda Mn^{2+} ni MnO_4^- gacha oksidlaydi:



Surik Pb_3O_4 (zarg'aldoq-qizil rangli) u H_4PbO_4 ning qo'rg'oshinli tuzidir (Pb_2PbO_4). Surik nihoyatda kuchli oksidlovchi hisoblanadi:



Pb(II) ni Pb(IV) aylantirilishi uchun qo'rg'oshin(II) asetatiga qaynoq ishqor eritmasiga xlor ta'sir ettiriladi:



PbO - billur shisha tayyorlashda ishlatiladi. PbCrO_4 sariq mineral bo'yoqlar tarkibiga kiradi.

Tetraetilqo'rg'oshin $-\text{[Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4]$ 200 °S da qaynaydigan zaharli suyuqlik. U gidrolizga uchramaydi va oksidlovchi emas. Tetraetilqo'rg'oshin benzina qo'shilsa uning sifatini yaxshilaydi. Qo'rg'oshinli akkumulyatorlar tayyorlashda ishlatiladi.

24- bob. V A guruh elementlari

V A guruh elementlari qatoriga azot, fosfor, mishyak, surma va vismut kiradi. Bu guruh elementlari atomining tashqi qavatida 5 tadan elektron bor. Ular 3 ta elektron biriktirishi va 5 ta elektron yo'qotishi mumkin. Shuning uchun bu elementlar +5, +3 va -3 oksidlanish darajasini namoyon etadi.

Bu guruh elementlari metallmaslardir. Metallmaslik xossasi azot va fosforga xos. As, Sb va Bi metallmaslik xossalari bilan birgalikda metall xossalari ham namoyon etib, metall xossa vismutga qarab kuchayadi. V A guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari quyidagi 45-jadvalda keltirilgan.

45-jadval. V A guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Azot	Fosfor	As	Surma	Vismut
Atom massasi	14,006	30,97	74,82	121,75	208,98
Elektron formulasi	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^3$	$6s^2 6p^3$
Atom radiusi, nm	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
Suyuql. harorati, °S	-210	44,1*	**	630,5	271,3
Qayn. harorati, °S	-195,8	257	**	1634	1550
Zichligi, g/sm ³	0,81***	1,83*	5,72****	6,68	9,80
Yer po'stlog'idagi miqdori, mol %	0,25	0,05	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$1,7 \cdot 10^{-6}$

* oq fosfor; **615 °S sublimasiyalanadi; *** suyuq azotga tegishli;

**** kul rang mishyak uchun.

Bu guruh elementlarining atom radiusi vismutga qarab ortadi, ionlanish energiyasi kamayadi.

24.1. Azot

Azot (Nitgenium). 1772 yil Rezerford tomonidan ochildgan, uni 1774 yil A. Lavuaze "Azot" deb atagan. Ko'p tarqalgan kimyoviy element. Azot yer shari atmosferasining asosiy qismini tashkil qiladi. U havoda hajm jihatdan 75,6 % dan 78,2 % gacha boradi. Havodagi azotning hissasi 75,53 % ni tashkil etsa, yer po'stlog'idagi miqdori (gidrosfera va atmosferani ham qo'shilganda) 0,04 % gacha boradi.

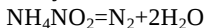
Azotning eng muhim birikmalaridan NaNO_3 chili selitrasidir. Bundan tashqari KNO_3 - hind selitrası ham uchraydi. Azot ko'pgina muhim organik birikmalar tarkibiga kiradi.

Tabiatda azotning ikkita izotopi bor: ${}^{14}_7\text{N}$ (99,635%) va ${}^{15}_7\text{N}$ (0,365%).

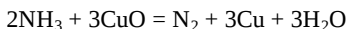
Fizik xossalari. Azot rangsiz gaz, hidi va mazasi yo'q. Bir litr suvda 23,3 ml azot eriydi. Uning qaynash harorati -198°S . Azot molekulasida juda barqaror hatto 3000°S da ham parchalanmaydi (1% atrofida parchalanadi).

Olinishi. Sanoat miqyosida havodan fraksion haydash olinadi. Haydash paytida avval azot (-195°S), so'ngra kislorod haydaladi (-183°S). Olingan azot tarkibida oz miqdorda kislorod aralashgan bo'lib, uni tozalash uchun gazlar aralashmasi qizdirilgan mis qirindilaridan o'tkaziladi.

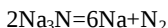
Laboratoriyada azot olish uchun ammoniy nitrit parchalanadi:



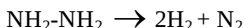
Agar ammiak qizdirilgan mis(I) oksidi ustidan o'tkazilsa ham azot hosil bo'ladi:



Eng toza azot metallarning nitridlarini parchalash orqali olinishi mumkin:



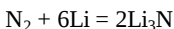
Gidrazinnig qizdirilganda parchalanishi ham laboratoriyada azot olishga imkon beradi:



Kimyoviy xossalari. Azot molekulasida ikki atomli ($\text{:N}\equiv\text{N:}$). Molekulaning atomlarga parchalanish energiyasi 940 kJ/mol . 3000°S da faqat 0,1% parchalanadi. U kimyoviy raksiyaga kirishmaslikda inert gazlarga o'xshab ketadi.

Lekin ba'zi mikroorganizmlar azotni o'zlashtirish xossasiga ega, bunda murakkab organik o'g'it hosil bo'ladi.

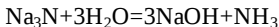
Odatdagi haroratda azot faqat litiy bilan ta'sirlashadi va uning nitridini hosil qiladi:



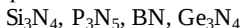
Qizdirilganda oson boshqa metallarning nitridlari hosil bo'ladi:



Ishqoriy va ishqoriy – yer metallari nitridlari kristall moddalar suvda oson gidrolizlanadi:



Metallardan tashqari nitridlar metallmaslar bilan ham hosil bo'ladi:

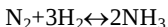


$2000-3000^{\circ}\text{S}$ da suyuqlanadigan polimer moddlardir. d-elementlarning nitridlari o'zgaruvchan tarkibga ega bo'lib, ular metallik xossalarga ega. Bunday nitridlar juda qattiq, qiyin suyuqlanadi. Ular suv, kislota va ishqorlar hamda oksidlovchilar ta'siriga chidamli hisoblanadi. Masalan, TiN (3220°S), HfN (2982°S), TaN (3090°S).

Azot va kislorodning o'zaro ta'siri qaytar reaksiya bo'lib 1500°S dagina sezilarli tezlikda ketadi va azot(II) oksidi hosil bo'ladi:

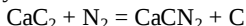


Azotga, xlor, ozon va fluor ta'sir etmaydi. Azotning vodorod bilan o'zaro ta'siri yuqori haroratda va qaytar tarzda sodir bo'lib, bunda ammiak hosil bo'ladi:



Agar elektrod ko'mir bo'lsa, azot atmosferasida vodorod ishtirokida 33 % HCN hosil bo'ladi.

Kalsiy karbidi va azot ishtirokida kalsiy sianamidi hosil bo'ladi:



Ishlatilishi. Azotning ishlatilishi ammiak, nitrat kislista va azotli o'g'itlar olishda xom ashyo sifatida qo'llanilishidir.

24.2. Azotning vodorodli birikmalari

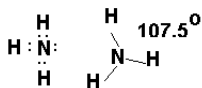
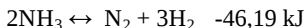
Azotning vodorod bilan to'rtta asosiy birikmasi bor:

NH₃ - ammiak, **H₂N-NH₂** - gidrazin, **NH₂OH**-gidroksilamin, **H[N₃]** - azotovodorod kislotasi (triazid).

Ammiak. NH₃ - tabiatda ko'p miqdorda oqsil moddalar tarkibida, ammoniy tuzlari holida uchraydi. NH₃- rangsiz gaz, o'siga xos hidi bor. Qaynash harorati

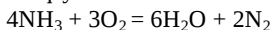
-33,4⁰S, d=0,77 g/l. 1 litr ammiak= 0.7709 gr.

>t°



NH₃ molekulasida azot atomi sp³ gibridlangan, gibrid orbitallardan birida bir juft elektron joylashgan. Molekula qutbli μ=1,46 D. Molekula uch yoqli piramida tuzilishga ega.

Ammiak qaytaruvchi va u kislorod atmosferasida oksidlanadi:

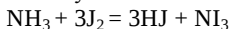


Agar ammiakni (800°S) oksidlanishi katalizator ishtirokida (Pt-Rh) amalga oshsa:

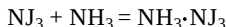


NO dan, NO₂ va undan HNO₃ olinadi.

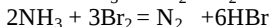
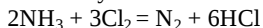
Ammiakdan yod ta'sir etish orqali yod nitride (NI₃) olinadi:



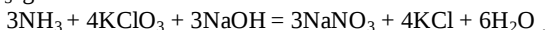
Yod nitridi ammiak bilan ta'sir etadi:



Ammiak xlor yoki brom atmosferasida oksidlansa:



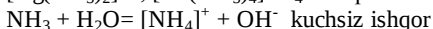
Ammiak 300⁰S qizdirilgan KClO₃ ustidan NaOH ishtirokida o'tkazilsa, NO₃⁻ gacha oksidlanadi.



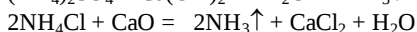
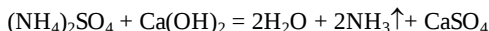
Ammiak kompleks birikmalar hosil qilishi mumkin, chunki unda 2 ta bo'linmagan elektronlar jufti mavjud.

[NH₃]₂·HCl ammoniy tuzlari

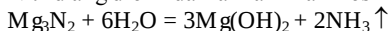
[Ag(NH₃)₂]Cl, [Cu(NH₃)₄]SO₄ kompleks ammiakatlar hosil bo'ladi.



Ammiakning olinishi. Laboratoriyada ammoniyli tuzlarga ohak ta'si ettiriladi:



Nitridlar gidrolizida ham ammiak hosil bo'ladi:



Sanoatda ammiak toshko'mirni koksga aylantirganda hosil bo'ladi.

Azot va vodoroddan ammiak sintez qilish Taber usuli ham deyiladi:

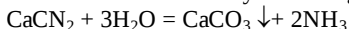


46-jadval. Ammiak hosil bo'lishining bosinga bog'liqligi

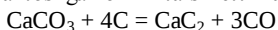
t ⁰	1atm	100 atm	1000 atm
200	15,30	80,6	98,3
600	0,049	4,5	31,4
1000	0,0044	0,44	< 12,9

Odatda bu jarayonda harorat 500-600⁰S, bosim 1000 atm, katalizator-temir va promotorlar sifatida K₂O+Al₂O₃ qo'shiladi (46-jadval). Bosimning ortishi va haroratning pasayishi muvozanatni ammiak hosil bo'lish tarafiga qarab suradi. Reaksiyaga kirishmagan azot va vodorod yana reaksiyon sistemaga kiritiladi.

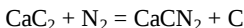
Franko va Karlo usuli kalsiy sianamidga suv bugi ta'siriga asoslangan:



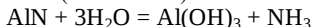
CaCN₂ – g'ozani defolianti (bargini to'kuvchi) sifatida ishlatiladi. Uni olish uchun ohaktoshga ko'mir ta'sir ettiriladi:



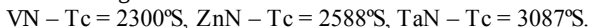
Hosil bo'lgan karbidlarga elektr yoyi ishtirokida azot ta'sir ettirilganda kalsiy sianamidi hosil bo'ladi:



Nitridlardan alyuminiy nitridini gidrolizlanishi ham texnik ahamiyatga ega bo'lib bu usulda(Erlek usuli) ham ammiak olinadi:

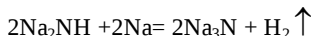
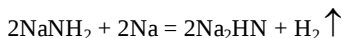
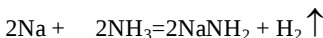


Nitridlar – azoining har xil elementlar bilan birikmasi. d - elementlarning nitridlari yuqori qattqlikka ega. Ular harorat ta'siriga chidamli va yuqori mustahkamlikka ega:



Islatilishi: Ammiak ko'p biikmalar olish uchun zaruriy xom ashyo, masalan: HNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4NO_3 olish uchun sarflanadi. Bundan tashqari ammiak soda (Solvey usuli), mochevina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ va nashatir spirti (10% li NH_4OH) olish uchun ham sarflanadi).

Natriy amid - NaNH_2 , rangsiz kristall. Suyuqlanish harorati 210°S . Natriyning suyuq ammiak bilan ta'siri orqali olinadi:

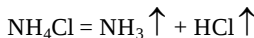
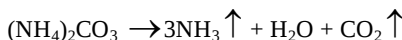


NaNH_2 -natriy amidi, Na_2HN - natriy imidi, Na_3N -natriy nitrid hosil bo'ladi.

Ammoniyning hamma tuzlari issiqlikka chidamli emas. Ammoniy tuzlari termik parchalanishi mumkin.

1.Ammoniy tuzlari uchuvchan birikmalar hosil qilib parchalanishi:

t^0

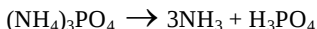


2.Qisman termik parchalanishi:

t^0

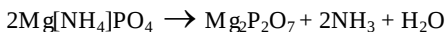


t^0



Piro- va meta- kislotalar hosil bo'lishi bilan parchalanish:

t^0

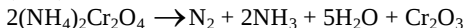
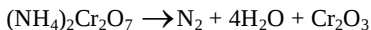


t^0

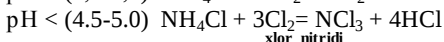
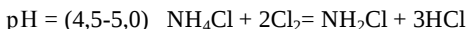
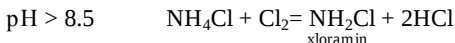


3. Disproportionalanish reaksiyasi:

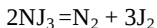
t^0



NH_4Cl kons. eritmasi galogenlar bilan pH muhitga qarab ammiakning har xil birikmalari hosil bo'ladi.



Hosil bo'lgan moddalarni bir necha marta efirda ekstraksiya qilinsa NH_4J efirda erib, cho'kmada NJ_3 qoladi. NJ_3 mexanik kuch ta'sirida portlaydi:

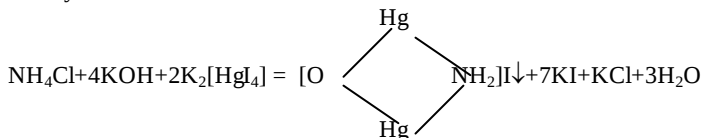


Ammiakatlar $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$.

Ammoniy ioniga sifat reaksiya: Ammoniy tuzlarining ishqorlar ta'siridan parchalanishi va NH_3 ajralishi ammiak aniqlashdagi sifat reaksiyalardan biri hisoblanadi:

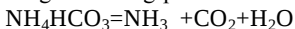


Ammoniy tuzlariga Nesler reaktivi ta'sir ettirish ham ular uchun sifat reaksiyalardan biri hisoblanadi:



Ammoniy xlorid - NH_4Cl peshob haydovchilar ta'sirini kuchaytirish, balg'am ko'chiruvchi va yurak tomirlaridagi o'zgarishlarda ishlatiladi.

Ammoniy karbonat - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ oziq-ovqat sanoatida, tort, pishiriqlar tayyorlashda, xamirga kerakli g'ovaklik berish uchun, qo'llaniladi. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ishlatilganda uning parchalanishi ro'y beradi:



Gidrazin. $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ rangsiz, havoda tutaydigan suyuqlik (suyuql. harorati -52°S , qaynash harorati 119°S). Azotning oksidlanish darajasi -2, valentligi 3.

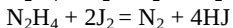
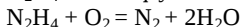


Suvda va ishqorda yaxshi eriydi.

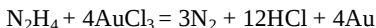
$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4\text{HCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ gidrazin gidroxlorigi ancha barqaror birikma..

$[\text{N}_2\text{H}_4] \cdot 2\text{HCl}$ - dioxlogidrazin; $[\text{N}_2\text{H}_4] \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$ - gidrazin sulfati

N_2H_4 - kuchli qaytaruvchi, O_2 , J_2 va boshqalar bilan oksidlanadi:



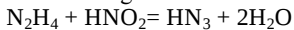
Gidrazin kuchli oksidlovchilar (AuCl_3) ishtirokida ham azotgacha oksidlanadi:



Agar gidrazinga KMnO_4 ta'sir ettirilsa u azotgacha oksidlanadi:

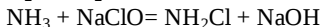


Gidrazinning nitrat kislotasi bilan ta'siridan triazid $\text{H}[\text{N}_3]$ hosil boladi:



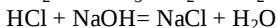
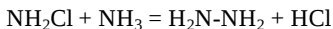
azotvodorod kislotasi

$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ ni olinish uchun ammiakka natriy gipoxloriti ta'sir ettiriladi:



kons. kons.

Hosil bo'lgan xloramidiga yana ammiak ta'sir ettirilsa gidrazin hosil bo'ladi:



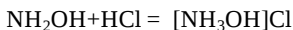
Gidroksilamin. 33,1 °S da suyuqlanadigan rangsiz krisrall. Azotning valentligi 3, oksidlanish darajasi -1:



Nitrat kislotaning elektroliz jarayonida qaytarilishi tufayli olinishi mumkin:

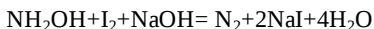


Gidroksilamin kuchsiz asos xossalarini namoyon etadi va u ammiakdan ko'ra kuchsizdir:

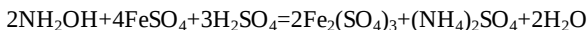


Gidroksilamin tuzlari qattiq moddalar, ular suvda yaxshi eriydi.

Gidroksilamin qaytaruvchi va oksidlovchi hisoblanadi. Yod ta'sirida ishqoriy muhitda oksidlanadi:



Agar gidroksilaminga kislotali muhitda qaytaruvchilar ta'sir ettirisa u oksidlovchi :



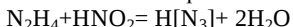
NH_2OH – oson parchalanadi va ammiak, suv hamda azot hosil qiladi:



Gidroksilamin organik sintezda ishlatiladi va u kompleks birikmalar olish uchun ligand vazifasini bajaradi:

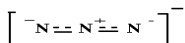
$[\text{Co}(\text{NH}_2\text{OH})_6]\text{Cl}_3$ -geksagidroksilamminkobalt (III) xlorid uning barqaror komplekslaridan biri hisoblanadi.

Triazid yoki azotovodorod kislotalari. Triazid kislota -80°S da qotadigan va 36°S da qaynaydigan o'tkir hidli suyuqlikdir. Azid kislota kuchli zahar. Triazid kislotalarining tuzlari amaliy ahamiyatga ega. Triazid nitrit kislotalarining gidrazin bilan ta'siri orqali olinadi:



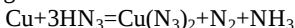
Triazid kislota bir asosli kislota bo'lib, $[\text{N}_3]^-$ uning kislota qoldog'idir.

Molekuladagi chetki atomlar sp^2 gibridlangan holatda, markaziy atom esa sp –gibridlangan.



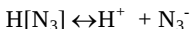
Triazid kuchsiz kislota, uning eruvchanligi xlorid kislota o'xshab ketadi.

Agar triazidga mis ta'sir ettirilsa bunda azot ajraladi:

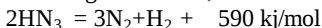


Azidlar detonatorlarda portlovchi moddalar sifatida ishlatiladi. Bu borada $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ ko'p qo'llaniladi. NaN_3 va KCN_3 suvda eriydigan qattiq moddalar, ular portlamaydi.

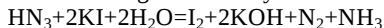
Eritmada triazid dissosilanadi. Uning dissotsilanish konstantasi $K = 3 \cdot 10^{-3}$ ga teng.



Triazid kislota yuqori haroratga chidamsiz, u 300°S da portlaydi:



Kaliy yodid azid kislota azotgacha oksidlaydi:



24.3. Azotning kislorodli birikmalari

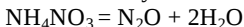
Azotning kislorodli birikmalari N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 va N_2O_5 hisoblanadi.

Azot (I) oksidi. Rangsiz, kuchsiz hidli, shirin mazali gaz. Suvda kam eriydi, xona haroratida barqaror. Azot(I) oksidi molekulasini chiziqli tuzilishga ega:

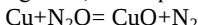


Markaziy azot atomi ikkita sp gibrid orbitallarga ega. N_2O molekulasida ozroq bo'lsa ham dipol momentiga ega, shuning uchun suvda ozroq eriydi.

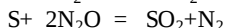
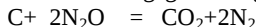
Azot(I) oksidida ammoniy nitratini qizdirib olinadi:



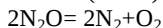
N_2O aktivligi kam, lekin qizdirilsa metallar bilan ta'sir etadi:



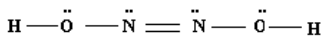
Yuqori haroratda oltingugurt va uglerodni ham oksidlaydi:



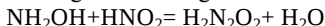
Yuqori haroratda (700°S) N_2O parchalanadi:



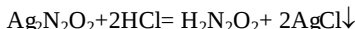
N_2O ga tegishli giponitrit kislotasi ($\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$) ma'lum. Bu oksid betaraf oksid va u suv bilan ta'sirlashmaydi. Shuning uchun giponitrit kislota bilvosita usullar bilan olinadi. Giponitrit kislota quyidagicha tuzilishga ega:



Giponitrit kislotasi gidroksilamanga nitrit kislotasini ta'sir etib olinadi:



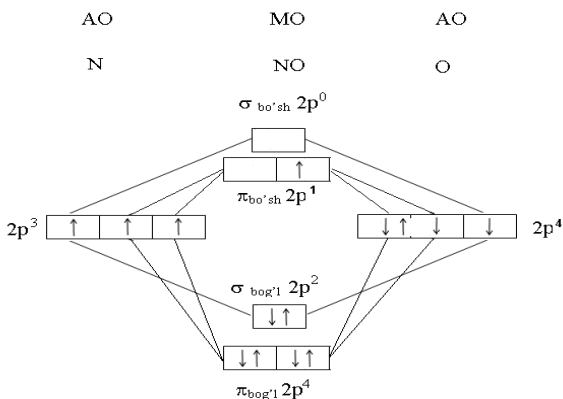
Agar kumush giponitritiga ham kuchli kislotalar ta'sir etganda giponitrit kislota olish mumkin:



$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ erkin holda uchramaydi. U ikki asosli kislota: $K_1=10^{-8}$, $K_2=10^{-12}$. Lekin uning tuzlari ma'lum - $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2$; PbN_2O_2 .

N_2O tibbiyotda narkoz sifatida ishlatiladi. U "kuldiruvchi gaz" ham deyiladi, chunki u bilan nafas olinsa mast qiladi va kishi xursand bo'lib kula boshlaydi. Kattaroq dozada ishlatilsa kishi oqriqni sezmaydi. Ana shu tufayli jarrohlik amaliyotida narkoz sifatida kislorod bilan aralashtirib qo'llaniladi. Uning eng yaxshi tarafi organizm uchun bezararligidir.

Azot (II) oksid. Rangsiz, zaharli gaz. U befarq oksid hisoblanadi. Bog'lanish tartibi 2,5. Unda uch elektronli boglanish mavjud. U indeferent oksid hisoblanadi.



Molekulyar orbitallar usuliga ko'ra bo'shashtiruvchi orbitallarda bitta elektron bor bog'lanish tartibi bo'lsa :

$$6-1$$

$$BT = \frac{\quad}{2} = 2,5$$

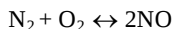
NO quyidagicha molekula tuzilishiga ega:



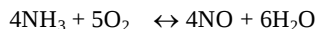
Kislorodga nisbatan bo'shashtiruvchi orbitallarda kam elektron bo'lishi NO molekulasi turg'un bo'lishiga olib keladi. Bu gaz harorat ta'siriga chidamli. Lekin 100°S da parchalanadi:



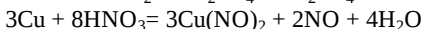
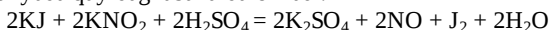
NO azot va kislorodning o'zaro ta'siridan hosil bo'ladigan yagona oksididir. Reaksiya elektr yoyi ta'sirida amalga oshib, qaytar tarzda sodir bo'ladi. 3000 °S da darhol muvozanat yuzaga keladi.



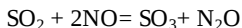
NO ammiakni Pt va Rh aralashmasi katalizatorligida oksidlash jarayonida ham hosil bo'ladi:



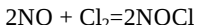
NO laboratoriyada quyidagi usullarda olinadi:



NO ham kuchli oksidlovchi va qaytaruvchi. SO_2 ni oksidlab SO_3 ga aylantiradi:

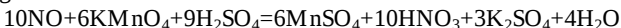


NO ga galogenlar ta'sir etib nitrozil galogenidlar hosil bo'ladi:

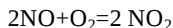


nitrozilxlorid hosil bo'lib (u sariq rangli). Shunga o'xshash NOF va NOBr birikmalar ham ma'lum.

Juda kuchli oksidlovchilar ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ va $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) ta'sirida NO nitrat kislotagacha oksidlanadi:

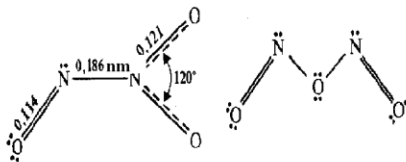


NO havo kislorodi bilan oson oksidlanib qo'ng'ir tusli gaz NO_2 ni hosil qiladi:



NO turli komplekslarda ligand sifatida qatnashadi. $[\text{Fe}(\text{NO})_4]$, $[\text{Fe}(\text{NO})_4\text{I}_2]$, $[\text{Co}(\text{NO})_4]$. Past haroratda NO qattiq holatga o'tib dimer - N_2O_4 hosil qiladi. NO nitrat kislota olishda ishlatiladi.

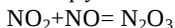
Azot (III) oksidi. Juda beqaror oksid, u zangori rangli va qattiq holda past haroratda barqaror. $3,5^\circ\text{S}$ da parchalanadi.



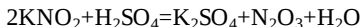
41-rasm. Azot (III) oksidi molekulasining tuzilishi.

Azot(III) oksidi molekulasining tuzilishi(41-rasm) quyida keltirilgan O-N-O bog'lari orasidagi valent burchaklar 120°S . N=O bog'ining uzunligi 0,121 nm, N-N bog'ining uzunligi bo'lsa 0,186 nm ni tashkil etsa, N-O bogining uzuligi esa 0,114 nm ni tashkil etadi.

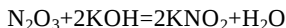
NO_2 ga NO ta'siri etilib qaytar sharoitda olinadi:



Laboratoriyada kaliy nitritiga sulfat kislota eritmasi ta'sir etib N_2O_3 olsa bo'ladi:



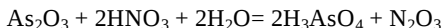
HNO_2 kislotaning oksidi N_2O_3 (nitrit angidrid) hisoblanadi. N_2O_3 ning ishqorlar bilan ta'siridan nitritlar hosil bo'ladi:



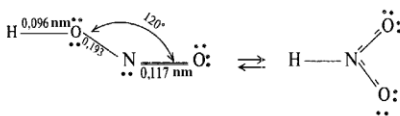
Odatda nitritlar olish uchun nitratlar qizdiriladi. Bu reaksiyada kislorod ham hosil bo'ladi:



Laboratoriyada N_2O_3 mishyak(III) oksidiga nitrat kislota ta'sirida olinadi:

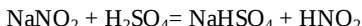


Nitrit kislota markaziy azot atomi sp^2 gibridlangan (42 rasm), O-N-O burchagi 120° . N-O- bog'ining uzunligi $0,117 \text{ nm}$ bo'lsa, H-O bog'ining uzunligi $0,096 \text{ nm}$ ga teng:



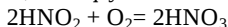
42-rasm. Nitrit kislota molekulasi tuzilishi.

Nitrit kislota tuzlariga sulfat kislota eritmasini ta'sir ettirish orqali nitrit kislotasini olish mumkin:

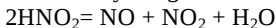


Nitrit kislotasi faqat eritmada mavjud lekin uning tuzlari ma'lum. Nitrit kislota kuchsiz elektrolit $K = 7 \cdot 10^{-4}$.

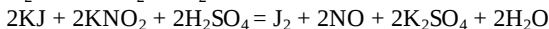
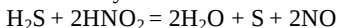
U ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi. Kislorod ishtirokida oksidlanadi:



U disproporsialanish reaksiyalariga kirishadi:



KJ, H_2S ishqoriy metallarning amalgamasi bilan nitrit kislotasi oksidlovchi xossasini namoyon etadi:



Kuchli oksidlovchilar ta'sirida nitritlar qaytaruvchilik xossasini namoyon etadi va nitratlarga oksidlanadi:



Fe^{2+} ioni qaytaruvchi bo'lgani uchun nitritlar oksidlovchi bo'lib NO gacha qaytariladi:

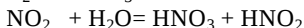


Nitrit kislota tuzlari zaharli moddalardir. NaNO_2 stenokardiyada tomirlarni kengaytiruvchi modda sifatida tavsiya etilgan.

Azot (IV) oksidi. NO_2 qo'ng'ir tusli zaharli gaz modda. NO_2 - sovutilganda qizil-qo'ng'ir suyuqlikka aylanadi. Suyuqlanish harorati $22,45^\circ\text{S}$ sovutilsa borgan sari sarg'ish oq, keyin rangsiz bo'ladi.

-11,2°S rangsiz kristall hosil qiladi. Isitilganda uning rangi o'zgarib to'qlashadi, 140°S da qo'ng'ir rangli bo'ladi.

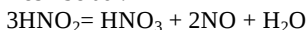
NO₂ ni aralash angidrid deyish mumkin, chunki u suvda eritilganda HNO₂ va HNO₃ hosil bo'ladi:



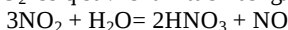
NO₂ ishqorlarga ta'sir ettirilganda ham nitritlar va nitratlar hosil bo'ladi:



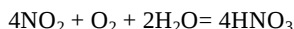
HNO₂ beqaror kislota hisoblanib, uning parchalanishidan nitrat kislota va NO hosil boladi:



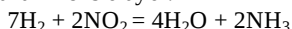
NO₂ issiq suv bilan ta'sirlashganda:



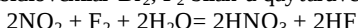
Agar NO₂ ga kislorod ishtirokida suv ta'sirlashsa u to'la HNO₃ ga aylanadi:



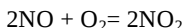
NO₂ kuchli oksidlovchi va qaytaruvchi. U uglerod, azot, oltingugurt, vodorod va metallarni oksidlaydi:



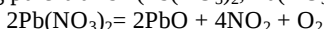
Kuchli oksidlovchilar Br₂, F₂ bilan u qaytaruvchi:



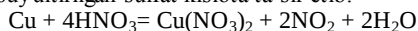
NO ning olinish usullari: NO ning kislorod ishtirokida oksidlanishi:



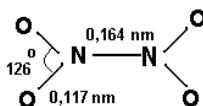
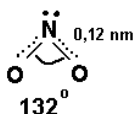
Nitratlarning parchalanishi(Pb(NO₃)₂, Ba(NO₃)₂, Cu(NO₃)₂):



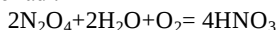
Mis metaliga suyultirilgan sulfat kislota ta'sir etib:



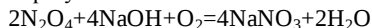
NO₂ -11,2°S dan, to 140°S gacha NO₂ va uning dimeri (N₂O₄) aralashgan holda bo'ladi. NO₂ paramagnit xossaga ega va uning molekulası burchakli tuzilgan. Uning dimerini tuzilishi quyida ko'rsatilgan. Molekula yassi tuzilishga ega suyq va qattiq holatda rangsiz:



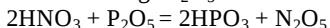
Suyuq N₂O₄ ga 5 mPa bosimda 75°S da suv kislorod ta'sir ettirilsa kons. nitrat kislota hosil bo'ladi:



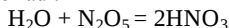
Agar reaksiya ishqoriy muhitda o'tkazilsa nitratlar hosil bo'ladi:



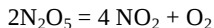
Azot (V) oksidi- nitrat ангидрид, rangsiz kristall modda, гигроскопик. N_2O_5 olish uchun nitrat kislotaga P_2O_5 ta'sir ettiriladi:



N_2O_5 nitrat kislotaning ангидриди hisoblanadi. Uning suvda erishidan nitrat kislota hosil bo'ladi:



N_2O_5 beqaror modda u xona haroratida parchalanadi va NO_2 va O_2 hosil qiladi:

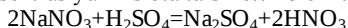


Natriy nitrat holatida oz miqdorda atmosferadagi elektr razryadi paytida ham hosil bo'ladi.

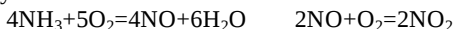
24.4. Nitrat kislota va uning tuzlari

Nitrat kislota. HNO_3 - kuchli kislota bo'lib, och sariq tusli, bug'lanadigan suyuqlik. U $84^\circ S$ da qaynab, $-42^\circ S$ da qattiq holatga o'tadi. Konsentrlangan nitrat kislota 63 % li bo'lib, sanoat miqyosida 96%li ($\delta=1,45 \text{ g/sm}_3$) nitrat kislota eritmasi ham uchraydi.

Labaratoriyada olinishi. Nitrat kislotaning tuzlariga yuqori konsentrsiyali kislota ta'sir ettirib olinadi:

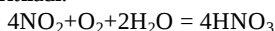


Sanoatda olinishi. Sanoat miqyosida nitrat kislota olish uchun asosiy xom ashyo ammiak va havo hisoblanadi:

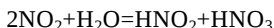


Oksidlanish jarayoni $900^\circ S$ da Pt-Rh katalizatori ishtirokida olib boriladi.

Boshqacha usulda azot va kisloroddan azot(II) oksidi, so'ngra uni NO_2 gacha oksidlanishi ham mumkin. Hosil bo'lgan azot(IV) oksidi kislorod ishtirokida suvda eritiladi:



Agar azot(IV) oksidi suvda eritilsa, nitrit va nitrat kislota aralashmasi hosil bo'ladi:



Nitrit kislotasi ajratilib undan azotning oksidlari va boshqa mahsulotlar olinishi mumkin.

Nitrat kislota yorug'lik va harorat ta'sirida parchalanadi:

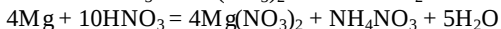
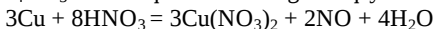


Bu kislota suv bilan har qanday nisbatda aralashadi.

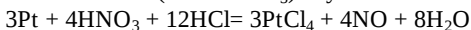
Konsentrlangan nitrat kislota qaytarilish mahsuloti har xil bo'lishi mumkin. Unga Fe, Al, Cr, Au va Pt ta'sir etmaydi. Cu, Ag va Ag ni eritib, o'zi NO_2 ga qadar qaytariladi. Sn, As, P, B kislotalarigacha oksidlanadi:



Suyultirilgan nitrat kislotaning oksidlovchilik xossasi juda kuchli, ozi esa NO, NH_4NO_3 va boshqa mahsulotlarga qaytariladi:

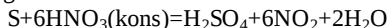


Platina ham zar suvida ($3\text{HCl} \cdot \text{HNO}_3$) eriydi.

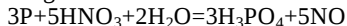


Eng muhimi nitrat kislotaning metallar bilan reaksiyasida vodorod ajralmaydi.

Agar nitrat kislotaga metallmaslar ta'sir ettirilsa metallmaslar kislotalarga oksidlanadi:



Suyultirilgan nitrat kislotaga fosfor ortofosfat kislotagacha oksidlaydi:

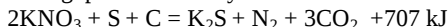


Uglerod nitrat kislotaga ta'sirida CO_2 gacha oksidlanadi:



Nitrat kislotaga tuzlari suvda yaxshi eriydigan oq qattiq moddalar. Ular selitralar deyiladi. NaNO_3 -natriyli selitra, KNO_3 -kaliyli, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ -kalsiyli, NH_4NO_3 -ammoniyli selitradir.

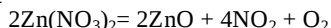
Kaliy nitratga oltingugurt va uglerod qo'shilsa, qora porox hosil bo'ladi. Qora poroxning portlash reaksiyasi:



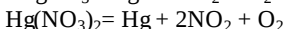
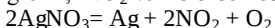
Bu reaksiyada ko'p miqdorda issiqlik chiqadi, shuning uchun portlash sodir bo'ladi.

Eng aktiv metallarning (magniydan chapda turgan) nitratlari parchalansa nitritlar va kislorod hosil bo'ladi: $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$

Agar metallning aktivligi kamroq va metall Mg va Cu orasida joylashgan bo'lsa bu metallarning nitratlari parchalanishida metal oksidi, NO_2 va kislorod hosil bo'ladi.



Agar metallar aktivligi kam bo'lsa, nitratlarning parchalanishida metallning o'zi, NO_2 va kislorod hosil qiladi:



Ishlatilishi. Nitrat kislotaga nitratlar, mineral og'itlar, selitralar olish uchun xom ashyo sifatida ishlatiladi.

Anorganik va organik qon tomirini kengaytirish uchun ishlatiladi. Ularga natriy nitrit, erinit, nitrigliserin kiradi. Natriy nitrit boshqa

birikmalar bilan aralashma holatida nafas olish yo'llarining mushaklarini kengaytirishda qo'llaniladi.

Ammoniy xlorid tuzi eritmasidan peshob haydovchi va balg'am ko'chiruvchi omil sifatida foydalaniladi. Ba'zan nitrat kislotadan so'gallarni kuydiruvchi vosita sifatida ham foydalaniladi.

Azotli o'g'itlar. O'g'itlatlar sifatida kalsiy nitrat – $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ishlatiladi. Ohakni nitrat kislota bilan neytrallash natijasida olinadi.

Natriy nitrat – NaNO_3 chili selitrasi deyiladi. Tabiiy holda faqat Chilida juda katta zahira holda uchraydi.

Kaliyli selitra - KNO_3 hind selitrasi deyiladi. Suniy ravishda kaliy xlorid va natriy nitrat ta'siridan olinadi.

Ammoniyli selitra - NH_4NO_3 ham ko'p ishlatiladi.

24.5. Fosfor

Fosfor (Phosphorus). Fosfor keng tarqalgan element, yer sharini 0,04 % ni tashkil qiladi. Oson oksidlangani uchun tabiatda erkin holda uchramaydi.

Tabiatda apatit minerali $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ yoki CaCl_2 va fosforitlar $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va har xil qo'shimchalar bo'ladi. $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ - xlorli apatit.

Fosforitlar va apatitlar fosforli mineral o'g'itlar olishda o'g'it sifatida ishlatiladi. Apatitlarning katta miqdorda Kola yarim orolida, Ural, Markaziy Osiyoda Qora tog'da bor.

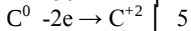
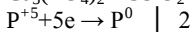
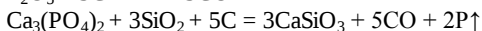
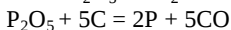
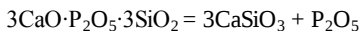
Fosfor tirik organizm uchun kerakli element: qon, miya, nerv sistemasi to'qimalarida bo'ladi. Ko'p miqdorda fosfor $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ holida hayvonlar suyagida bo'ladi. Suyak yoqilsa uning tarkibidagi hamma organik moddalar yonadi, qolgan modda $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ bo'ladi. Odam organizmida fosforning umumiy miqdori 4,0 % ga boradi.

Birinchi marta erkin fosfor 1669 yilda gamburglik alkimyogar Brand tomonidan olingan.

Fosfor faqat bitta izotopga ega bo'lgan element; $^{31}_{15}\text{P}$. Uning sun'iy izotoplari ham olingan.

Olinishi. Hozirgi paytda kalsiy fosfatdan olinadi. Buning uchun kalsiy fosfat qum, ko'mir bilan havo kirmaydigan joyda- elektr pechlarida qizdiriladi.

Ketayotgan jarayonni tasavvur qilish uchun kalsiy fosfatdan fosforga o'tiladi:



Ajralib chiqayotgan fosfor bug'lari suv bilan ushlanadi.

Fizik xossalari: Fosfor elektronlar soniga ko'ra azotning analogi hisoblaniladi.



Lekin fosfor 3-davr elementi, 3d orbitallari valent elektron rolini o'ynaydi.

Fosfor uchun sp^3d^2 , sp^3d^1 , sp^3 gibridlanish xarakterli.

Fosforni maksimal koordinatsion soni 6 ga teng. O'n birta allotropik shakl o'zgarishi borligi aniqlangan.

Fosfor atomlari ikki atomli P_2 , to'rt atomli P_4 yoki polimer P_n bo'lishi mumkin.

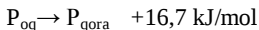
P_2 molekulasida 1000°C dan yuqorida mavjud. Molekuladagi P_2 bog'lanish energiyasi juda katta (450 kJ/mol), uning atomlarining parchalanishi 2000°C sodir bo'ladi.

Oq fosfor. Suyuq erigan holda, hamda 1000°C dan pastda P_4 molekulari barqaror, u tetraedr konfiguratsiyasiga ega. Fosfor bug'larini kondensatsiyasida oq fosfor hosil bo'ladi ($\delta=1,8 \text{ g/sm}^3$). U molekulyar kristall panjaraga ega, kristall panjara uchlarida P_4 turadi.

Oq fosfor - oq amorf modda. U oson suyuqlanadi. Suyuq holda ham qattiq holda ham P_4 holda bo'ladi. Suyuqlanish harorati 44°S, qaynash harorati 275°S, uchuvchan, CS_2 va boshqa organik erituvchilarda eriydi. Oq fosfor juda zaharli (odam uchun o'ldirish dozasi 0,1g).

Suv ostida saqlansa sarg'ayib qoladi. Fosforning hidi sarimsoq piyoz hidiga o'xshaydi. P_4 molekulasida bog'lar oson uziladi (200 kJ/mol). Shuning uchun oq fosfor kimyoviy aktiv, u turaverib polimer shakl o'zgarishga o'tadi.

Polimer shakl o'zgarishlar ichida eng barqarori qizil va qora fosfor. Tashqi ko'rinishi jihatidan qora fosfor ($d=2,7 \text{ g/sm}^3$) grafitga o'xshaydi, uni oq fosfordan 200°S va 1200 atm. bosimda olish mumkin.



Qizil fosfor. Oq fosforni 400°S da qizdirishdan olinadi. Qizil fosfor sovitilsa oq fosforga aylanib qoladi. Qizil fosforni bir qancha shakl o'zgarishlari bor. Ularning tuzilishi hali to'la aniqlanmagan. Ular polimer moddalar, o'zaro piramidal bog'langan. Olinish usuliga qarab qizil fosfor har xil xossaga ega. Masalan, uning zichligi 2,0-2,4 g/sm³, suyuql. harorati 585-600°S orasida rangi to'q jigardan qizil, binafshaga o'zgaradi.

Qizil fosfor eritmaga o'tkazilishi uchun polimer shakl o'zgarishdagi bog'larni uzish kerak. Shuning uchun polimer shakl o'zgarishlar hech qanaqa erituvchilarda erimaydi va yuqori suyuqlanish haroratiga ega. Shuning uchun fosfor bug'larini kondensatsiya qilganda qizil emas, oq fosfor hosil bo'ladi.

Qora fosfor. Oq fosforni yuqori haroratda bosim ostida uzoq qizdirishdan hosil bo'ladi. Qora fosfor CS₂ da erimaydi. Lekin elektr tokini o'tkazadi.

Qizil va qora fosfor kimyoviy jihatdan ancha barqaror.

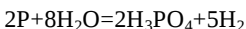
Agar oq fosfor havoda o'z-o'zidan 50°S alangalansa, qizil fosfor 250°S, qora fosfor 400°S alanganadi.

Oq fosfordan farqli polimer shakl o'zgarishlar zaharli emas.

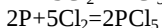
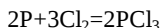
Kimyoviy xossalari. Kukun holatdagi oq fosfor odatdagi haroratda yonib ketadi:



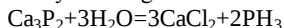
Qora va qizil fosforlarning aktivligi kam. Fosfor 600°S da suv bog'i bilan ta'sirlashib:



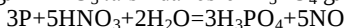
Fosfor xlor bilan odatdagi sharoitday oq ta'sirlashadi:



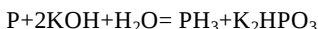
Fosforning vodorod bilan to'g'ridan to'g'ri ta'sir etmaydi. Fosfin (PH₃) fosfidlarning gidrolizi yoki ularga HCl ta'sir ettirib olinadi:



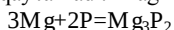
Suyultirilgan HNO₃ ta'sirida fosfor H₃PO₄ gacha oksidlanadi:



Fosforning ishqorlar bilan ta'siridan fosfin va fosfit kislotaning tuzlari hosil bo'ladi:

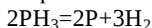


Fosfidlar: yuqori haroratda fosfor hamma metallarni oksidlab, o'zi fosfidlargacha qaytariladi. Magniyning fosfor bilan ta'siridan:

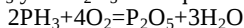


Magniy fosfidi hosil bo'ladi. Ular tuzsimon birikmalar, ion-kovalent tuzilishga ega. Na₃P, K₃P va Na₂P suv va kislotalar ta'siridan oson parchalanadi. d-elementlar fosfidlari o'zgaruvchan tarkibli MeP, Me₂P, Me₃P tarkibga ega fosfidlar hosil qiladi. Ularda bog'lanish metallsimon tabiatga ega. Bu moddalar kimyoviy jihatdan inert, elektr tokini o'tkazadi yoki yarim o'tkazgichlardir.

Fosforning vodorodli birikmalari. PH₃ –fosfin gaz modda. Uning qaynash harorati -85°S,-133°S da suyuqlanadigan, sarimsoq piyoz hidi keladigan gaz. Molekula tuzilishi pyramidal, ammiakka o'xshash. Beqaror birikma bo'lib, qizdirilganda parchalanadi:



Yuqori haroratda PH₃ yoni P₂O₅ hosil qiladi:



Kuchli oksidlovchilar ham PH_3 ni ortofosfat kislotasigacha oksidlaydi:



Fosfinda asos xossalari ammiakdan zaifroq. Lekin kuchli kislotalar bilan fosfoniyl ioni hosil qiladi:

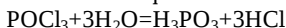


Shunga o'xshash PH_4ClO_4 , PH_4Cl birikmalari ham ma'lum.

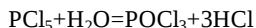
Bundan tashqari difosfin ham olingan. Bu modda rangsiz suyuqlik. 65°S da qaynaydi, -99°S da kristallanadi. Uzoq vaqt saqlanganda sariq rangli P_2H_6 (qattiq modda) ga aylanib, PH_3 ajratadi.

Sulfidlari. Tarkibi P_xS_y tarkibli ($x=3,4$ va $y=3,5,7,10$) bo'lgan qator sulfidlar ma'lum. Masalan P_4S_3 (qaynash harorati 408°S , qotish harorati 174°S) sariq tusli birikma. Bundan tashqari P_4S_5 , P_4S_7 , P_4S_{10} birikmalar ham olingan. Bu sulfidlar gugurt cho'pi tayorlashda ishlatiladi.

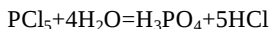
Fosforning galogenli birikmalari. PCl_3 – o'tkir hidli rangsiz suyuqlik, $74,1^\circ\text{S}$ da qaynaydi, $-111,8^\circ\text{S}$ da qotadi. Suvda to'liq gidrolizlanib fosfit kislotasi hamda HCl hosil qiladi:



PCl_5 – qattiq modda, trigonal bipiramida tuzilishga ega. Bu birikma ham suv bilan ta'sirlashadi:



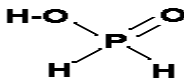
Agar reaksiyada mo'l miqdorda suv ishtirok etganida ortofosfat kislota va HCl hosil boladi:



PF_5 va PF_3 gaz moddalar. PBr_3 suyuq modda, lekin PBr_5 sariq rangli qattiq birikmalar. PCl_3 va PCl_5 organik sintezda keng ko'lamda ishlatiladi.

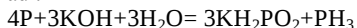
24.6. Fosforning oksidlari va kislotalari

Fosforning (I) birikmalari. Fosforning (I) birikmalari qatoriga H_3PO_2 ni olish mumkin. Bu birikma gipofosfit kislota- H_3PO_2 yoki $[\text{PO}_2\text{H}_2]^-$ deb qarash kerak. H_3PO_2 rangsiz kristall (suyql. harorati $26,5^\circ\text{S}$), $\rho=1,49 \text{ g/sm}^3$, suvda yaxshi eriydi. Uning molekulasini tuzilishi quyida ko'rsatilgan:

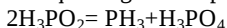


Ancha kuchli elektrolit va u bir asosli kislota ($K=7,9 \cdot 10^{-2}$). Gipofosfit kislota tuzlari (KH_2PO_3) kuchli qaytaruvchidir.

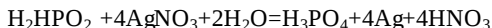
Agar fosfor ishqorlar ishtirokida qizdirilganda gipofosfit kislotaning tuzlari hosil bo'ladi:



Gipofosfit kislota qizdirilganda disproporsialanish reaksiyasiga uchraydi:



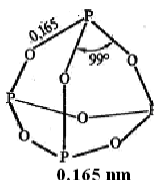
Gipofosfit kislotaga kuchli oksidlovchilar ta'sir ettirilganda u qaytaruvchi bo'lib oksidlanadi:



Qaytaruvchilar ishtirokida gipofosfit kislota oksidlovchi vazifasini bajaradi:

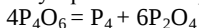


Fosfor (III) birikmalari. Fosfit anhidrid: P_2O_3 – oq kristall modda $d=2,13$; suyuql. harorati $23,8^\circ\text{C}$; qaynash harorati 173°C . P_2O_3 –zaharli modda hisoblanadi. P_2O_3 – uchuvchan modda. Uning molyar massasi P_4O_6 to'g'ri keladigan molekulyar kristal panjara hosil qiladi. O-P-O burchaklari 99° , har bir fosfor kislorod atomlari orqali bog'langan:

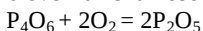


43-rasm. Fosfor (III) oksid molekulasining tuzilishi.

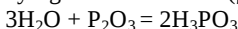
200°S yuqorida termik parchalanadi:



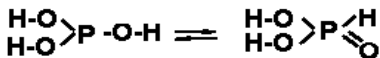
P_2O_3 – qaytaruvchi modda. U O_2 , S, Cl_2 , MnO_2 , PbO_2 , Na_2O_2 va boshqa oksidlovchilar bilan oson oksidlanadi:



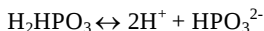
Suvda eriganida fosfit kislotasini hosil qiladi. Fosfit kislota H_3PO_3 suvda yaxshi eriydigan kristall modda ($\rho=1,65$; suyuqlanish harorati $73,6^\circ\text{S}$):



Unga ikkita tautomer formula mos keladi:

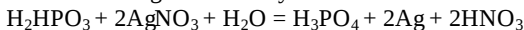


O'rtacha kuchli elektrolit hisoblanadi:

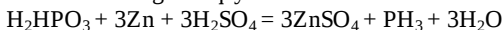


Fosfit kislotaning ($K_1=1,6 \cdot 10^{-3}$; $K_2=6,3 \cdot 10^{-7}$) ikki xil tuzlari bor: bitta vodorod metallga almashgan – NaHHPO_3 . Ikkala vodorod metallga almashgan – Na_2HPO_3 . Fosfit kislotaning uchala vodorod metallga almashgan tuzi ma'lum emas.

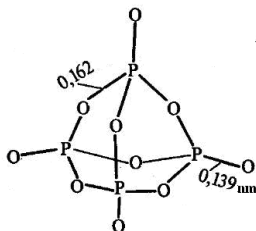
Fosfit kislota ham qaytaruvchi, ham oksidlovchi. Kuchli oksidlovchilar kislorod, galogenlar, metalning ionlari, nodir metal ionlari fosfit kislotani ortofosfat kislotasigacha oksidlaydi:



Kuchli qaytaruvchilar ishqoriy yer metallari, rux va magniy ta'sirida, fosfit kislota fosfingacha qaytariladi:

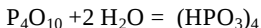


Fosforning (V) birikmalari. P_2O_5 - oq kristall modda. U oson bug'lanadi (bug'lanish harorati 359 °S), va P_4O_{10} tarkibli molekulyar

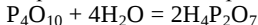


44-rasm. Fosfor (Y) oksid molekulasi tuzilishi.

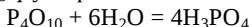
kristal panjara hosil qiladi. P-O- bog'larining uzunligi 0,162 nm bo'lsa, P=O bog'lari qisqaroq va 0,139 nm ga teng (44-rasm). Bundan tashqari polimer modifikatsiyali P_2O_5 ham ma'lum. U ancha yuqori suyuqlanish haroratiga ega (suyuql. harorati taxminan 580°S) va kimyoviy faolligi kamroq. P_2O_5 suv bilan shiddatli ta'sir etib fosfat kislotaga hosil qiladi. Shuning uchun undan gazlarni quritishda foydalaniladi. Agar fosfor(V) oksid sovuq suv bilan ta'sir etsa metafosfat kislotaga hosil qiladi:



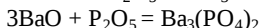
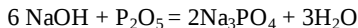
P_2O_5 ning issiq suv bilan ta'sirida pirofosfat kislotaga hosil bo'ladi:



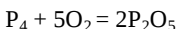
Agar P_2O_5 qaynoq kislotaga bilan ta'sirlashsa ortofosfat kislotaga aylanadi:



P_2O_5 - asoslar va asosli oksidlar bilan fosfat kislotaga tuzlarini hosil qiladi.



P_2O_5 - fosforni havoda to'la yonishi natijasida hosil bo'ladi.



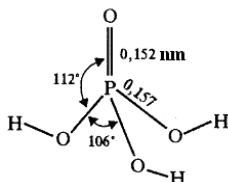
Orto-, meta-, pirofosfat kislotalarning bir-biriga o'tish sxemasi:



H_3PO_4 – kam miqdorda suv bilan aralashtirilganda siropsimon suyuqlik hosil qbo'ladi. Meta-, piro-, ortofosfat kislotalarning anionlarini farqlash uchun AgNO_3 bilan reaksiyasidan foydalaniladi.

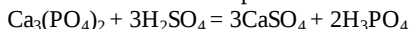
Metafosfat kislotalari Ag^+ bilan oq cho'kma hosil qiladi. Metafosfat kislotalari $(\text{HPO}_3)_x$ $x=2,3,6 \dots$ turdagi polimer moddalaridir. Orto- va pirofosfat kislotalardan farq qilib metafosfat kislotalar oqsil moddalarini cho'ktiradi, bu uing polimer xarakterini ko'rsatadi. Pirofosfat kislotalari anioni oq cho'kma $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ni hosil qiladi. Lekin u tuxum oqsilini cho'ktira olmaydi. Ortofosfat kislotalari H_3PO_4 AgNO_3 bilan sariq cho'kma hosil qiladi.

Ortofosfat kislotalari o'rtacha kuchli elektrolit ($K_1=7,52 \cdot 10^{-3}$, $K_2=6,31 \cdot 10^{-8}$, $K_3=1,26 \cdot 10^{-12}$) hosil qiladi. Uning turli tuzlari ma'lum: NaH_2PO_4 ; Na_2HPO_4 ; Na_3PO_4 . Ortofosfat kislotalarning molekulasining tuzilishi (45-rasm) ko'rsatilgan. Markaziy atom fosfor sp^3 gibridlangan. P-O bog'ining uzunligi 0,157 nm, P=O bog'i bo'lsa 0,152 nm ga teng. O-P-O valent burchaklar 106°S ni tashkil etadi.



45-rasm. Ortofosfat kislotalari molekulasining tuzilishi.

Texnikada ortofosfat kislotalari kalsiy fosfatni sulfat kislotalari bilan parchalash orqali olinadi. Bunda 85% li siropsimon fosfat kislotalari hosil bo'lib:



Bu usul ekstraksiya usuli deyiladi. Hosil bo'lgan kislotalari CaSO_4 dan suvda eritib ajratiladi. Filtrlash orqali erimaydigan tuz ushlab qolinadi.

Termik fosfat kislotalari olish uchun kalsiy fosfatdan avval fosfor, so'ngra fosfor(Y) oksid undan esa H_3PO_4 olinadi.

Laboratoriyada H_3PO_4 fosforini 30% li nitrat kislotalari bilan oksidlaganda hosil bo'ladi:



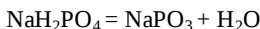
Metafosfat kislotalari $(\text{HPO}_3)_n$ polimer tuzilishga ega. Bu kislotalari shishasimon moddadir. Eritmada polimerlar holatida mavjud. Ular zaharli birikmalarga kiradi. Uning tuzlari $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$, $\text{Na}_4\text{P}_4\text{O}_{12}$, $\text{Ca}_3(\text{P}_3\text{O}_9)_2$ ma'lum.

Pirofosfat kislotalari (yoki difosfat kislotalari) ortofosfat kislotalari 260 $^\circ\text{S}$ gacha qizdirishda hosil bo'ladi:



Bu kislotada tashqi ko'rinishidan yumshoq shishasimon modda bo'lib suvda oson eriydi. Kislotaning o'rta va nordon tuzlari ma'lum. Bunday tuzlarga $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{NaH}_3\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ kiradi. Tuzlar suvda yaxshi eriydi va kislotali tabiatga ega.

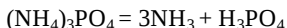
Barcha ortofosfat kislotasining tuzlari tarkibida natriy, kaliy va ishqoriy metallar va ammoniy ionlari bo'lsa ular suvda eriydi. Bu tuzlarning tarkibida boshqa metallar (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} va boshqalar) bo'lsa, ular suvda yomon eriydi. Ortofosfatlarning o'ziga xos tarafi tuzlarining qizdirishga munosabatidir. Bunda digidroortofosfatlar qizdirilganda metafosfatlarga o'tadi:



Gidrofosfatlar qizdirilganda esa difosfatlarga yoki pirofosfatlarga aylanadi:



O'rta tuzlar yoki ortofosfatlar qizdirilganda ammiak va kislotaga parchalanadi:

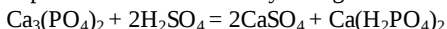


Kimyoviy toza ortofosfat kislotasi tibbiyotda, oziq-ovqat sanoatida, sun'iy achitqilar(xamirturush) va salqin ichimliklar tayyorlashda ishlatiladi. Ortofosfat kislotasining tuzlari qattiq suvlarni tozalashda keng qo'llaniladi.

O'g'itlar ishlab chiqarish. Fosfat kislotasi tuzlari qishloq xo'jaligi uchun katta ahamiyatga ega. Fosfor oqsil moddalarning tarkibiga kiradi. O'simliklar fosforni tuproqdan, fosfat kislotasi tuzi holida oladi. Lekin uning miqdori tuproqda kam bo'ladi. Yerning hosildorligini oshirish uchun fosforli o'g'itlar solinadi.

Tabiiy fosforitlar va apatitlar kam eriydigan $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ holida bo'ladi. Shunday holatda ular maydalansa suyak talqoni deyiladi va ular ham o'g'it sifatida ishlatiladi. Ularning eruvchanligi yomonligi sababli fosforitlar eruvchan nordon tuzlarga o'tkaziladi.

Superfosfat olish uchun maydalangan fosforit H_2SO_4 aralashtirilsa:



bunda gips va kalsiy digidrofosfat hosil bo'lib u yaxshi eriydi. Hosil bo'lgan tuz **oddiy superfosfat** deyiladi. Shunga o'xshash boshqa o'g'itlar ham olinadi:



Ko'p miqdorda ammoniy fosfati(triammofos) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ishlatiladi.

Nabiyev M.N.(1915-1995) O'zbekiston FA akademigi, kimyo fanlari doktori, professor. Kalsiy fosfatga nitrat kislota bilan ishlov berish usulini taklif etgan. Superfosfatlarni sifatini yaxshilashda ishtirok etgan. O'zbekistonda fosforli, azotli, kompleks o'g'itlar ishlab chiqarishga asos solgan.

Hozirgi paytda Chirchiq elektrokimyo kombinatida ammiakli selitra, vodorod, ammiak, azot, nitrat kislota, karbamid ishlab chiqarish yo'lga qo'yilgan.

O'g'itlar Ozbekistonnig turli zavodlarida ishlab chiqaziladi. Navoiy "Navoiyazot" birlashmasi, Samarqand superfosfat zavodi, Olmaliq kimyo zavodi hozirgi paytlarda fosforli va azotli o'g'itlar ishlab chiqarishga asoslangan.

Fosfor va uning birikmalarini tibbiyotdagi ahamiyati. Fosfor organik birikmalar juda muhim biokimyoviy jarayonlarda ishtirok etadi. Fosforsiz miya to'qimalarida moddalar almashinuvi sodir bo'lmas edi. Miyadagi fosforilaza fermenti polisaxaridlarning gidrolizlanish jarayoni va sintezini boshqarib turadi. Uglevodlarning miya to'qimalarida oksidlanishida fosforopirid nukleotidlar neorganik fosfatlar juda muhim o'rin tutishi aniqlangan. RNK va DNK mononukleotidlari o'zaro fosfat kislota qoldiqlari bilan bog'langanligini esga olsak, bu fosfor birikmalarini ahamiyatini yana bir bor namoyish etadi.

Natriy digidrofosfat tibbiyotda oshqozonning kislotaliligi ortib ketganda ishlatiladi. U urodan preparatining tarkibiga kiradi.

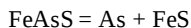
24.7. Mishyak

Mishyak, surma va vismut erkin metallarga o'xshash, ular azot va fosforga o'xshamaydi. Lekin bu elementlarning muhim birikmalari, formulasi, xarakteri, tuzilishi, ionlanish, elektron, oksidlanish-qaytarilish jarayonlarda ishtirok etishi bo'yicha bu elementlarga o'xshaydi.

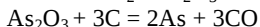
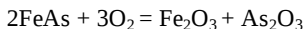
Mishyak(Arsenicum) – $5 \cdot 10^{-4}$ % miqdorda uchraydi. 1690 yil Shreder tomonidan ochildi. Tabiatda As_4S_4 – rvalger, As_2S_3 – surinignat, $FeAsS$ – mishyak kolchedani holda uchraydi.

Tabiatda mishyak ham bitta izotop holatida uchraydi: $^{75}_{33}As$. Mishyakning bir necha radioaktiv izotoplari ham olingan. $^{75}_{33}As$ (yarim yemirilish davri 26,8 kun). U nishonli atom sifatida ishlatiladi.

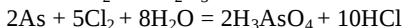
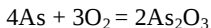
Olinishi: erkin holda mishyak uning metallik birikmalaridan suyuqlantirish orqali olinadi. Bunda mishyak pechda haydaladi, yig'ichda ajratiladi:



yoki metall yoki sulfidli birikmalarini kisloroda yoqib, keyin qaytarib olinadi.

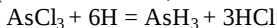


Fosforga o'xshab bir qancha allotropik shakl o'zgarishlarga ega. Oddiy haroratda metallik mishyak va kul rang mishyak barqaror. Juda tez sovutilsa sariq mishyak As_4 $d=2,0 \text{ g/m}^3$ hosil bo'ladi. Oddiy holda u sublimatsiyaga uchraydi. Elektr tokini o'tkazadi. Suvda erimaydi.

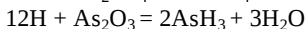
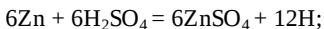


Mishyak va uning birikmalari kuchli zahar. As birikmalarida As^{-3} , As^{+3} , As^{+5} birikmalari holatida uchraydi.

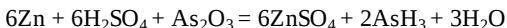
Vodorodli birikmalari. Mishyak gidridi, arsin AsH_3 , rangsiz juda zaharli gaz, qo'llansa hidi bor, suvda kam eriydi.



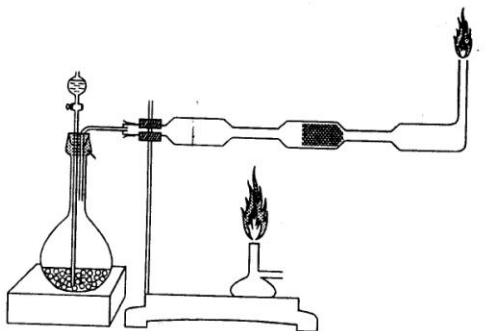
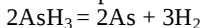
Arsin mishyakni hamma birikmalarini aktiv vodorod bilan qaytarishda hosil bo'ladi.



Rux va As_2O_3 aralashmasiga sulfat kislota ta'sir ettirilganda AsH_3 hosil bo'ladi:

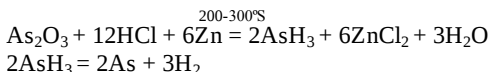


AsH_3 suyqlanish harorati $-113,5^\circ\text{S}$, qaynash harorati -55°S , 1m^3 havoda AsH_3 10^{-6}gr bo'lsa odam uchun o'ldirish dozasi hisoblanadi. Arsin beqaror, qizdirilganda oson parchalanadi.

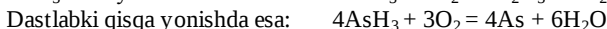
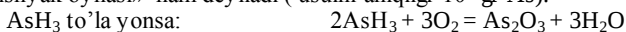


46-rasm. Oz miqdordagi mishyak birikmalarini tahlil qilish uchun qilish uchun ishlatiladigan qurilma.

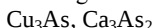
Bu xossasidan mishyakni ochishda(46-rasm) foydalanadi, ana shu reaksiya chex alkimyogari Marsh (1836 y.) tomonidan mishyakni ochish uchun taklif etilgan:



Arsin parchalanadi, hosil bo'lgan mishyak sovitgichni sovuq joylarida yig'iladi, xarakterli qora massa bilan qoplanish hosil paydo bo'lib, bu «mishyak oynasi» ham deyiladi (usulni aniqligi 10^{-8} gr As).



Arenidlar (arsenidlar) mishyakni metallar bilan hosil qilgan birikmalari. Bu birikmalar metallarga o'xshash tabiatga ega:

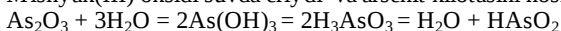


Kislorodli birikmalari: As_2O_3 , As_2O_5

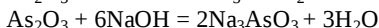
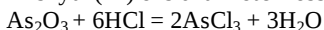
As_2O_3 – mishyak angidridi mishyakni havoda yonishi yoki mishyakni rudalarini qizdirish orqali olinadi.



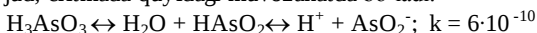
Mishyak(III) oksidi suvda eriydi va arsenit kilotasini hosil qiladi.



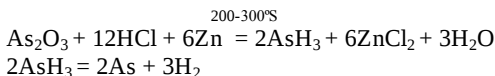
Mishyak(III) oksidi amfoter xossaga ega:



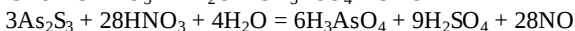
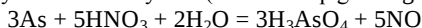
H_3AsO_3 (ortoarsenit kislotasi)– erkin holda olinmagan, faqat suvdagi eritmada mavjud, eritmada quyidagi muvozanatda bo'ladi:

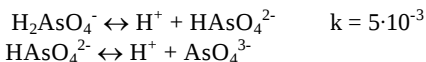


Bu xossasidan mishyakni ochishda(46-rasm) foydalanadi, ana shu reaksiya chex alkimyogari Marsh (1836 y.) tomonidan mishyakni ochish uchun taklif etilgan:



Arsin parchalanadi, hosil bo'lgan mishyak sovitgichni sovuq joylarida yig'iladi, xarakterli qora massa bilan qoplanish hosil paydo bo'lib, bu «mishyak oynasi» ham deyiladi (usulni aniqligi 10^{-8} gr As).



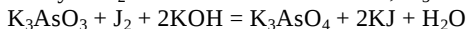


Bu kislotaning turlicha almashgan tuzlari ma'lum: Na_3AsO_4 , Na_2HAsO_4 , NaH_2AsO_4 .

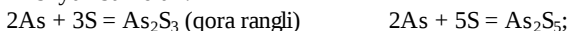
HAsO_3 – metamishyak kislotasi ($K=6 \cdot 10^{-10}$), $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$ – piromishyak kislotasi. K_3AsO_4 - oksidlovchi:



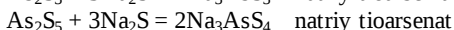
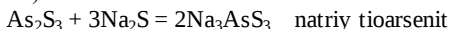
Agar reaksiyada I_2 ishtirok etsa u oksidlovchi, K_3AsO_3 - qaytaruvchidir:



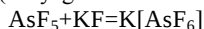
Mishyak sulfidlari:



Mishyak sulfidlarini Na_2S , K_2S yoki $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ bilan ta'siri orqali suvda eruvchan tiomishyak (H_3AsS_3 – tioarsenit kislotasi) va H_3AsS_4 – (tioarsenat kislotasi) hosil bo'ladi.



Mishyak birkmalari tibbiyotda, qishloq xo'jaligida insektitsid sifatida ishlatiladi. As_2O_3 sichqonlarni (kemiruvchilarni) o'ldiruvchi dori sifatida qo'llaniladi. AsF_5 gaz (suyuql. harorati -80°S). Agar KF ga PF_5 qo'shilsa kompleks birikma(kaliy geksaftoroarsenat) hosil bo'ladi:



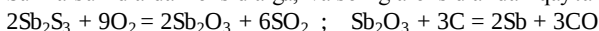
24.8. Surma

Surma(Stibium). Kumush rang oq metall, qattiq, mo'rt, suyuqlanish harorati 630°S , qaynash harorati 1640°S , elektr va issiqlikni o'tkazadi. Lekin kristallari mo'rt.

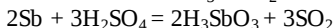
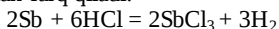
Tabiatda uchrash. Surma yaltirog'i, Sb_2S_3 – antimanit. Sb – qadim zamondan ma'lum.

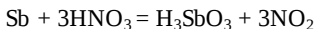
Tabiiy surma ikkita barqaror izotopdan iborat $^{121}_{51}\text{Sb}$ (57,25%), $^{123}_{51}\text{Sb}$ (42,75%). Uning bir necha radioaktiv izotoplari olingan.

Surma sulfidlardan oksidlarga, va so'ngra oksidlaridan qaytarib olinadi:

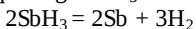


Sb (sariq); Sb(qora, $d=5.3$); Sb(kul rang, $d=5.8$) Sb qotishmalarga ularga qattiqlik berish uchun qo'shiladi. Sb, Pd, Sn qo'shilgan qotishmalar tipografik metall deyiladi yoki gart va tipografik shriftlar tayyorlashda ishlatiladi. O'z birikmalarida As, Sb ga o'xshaydi, undan metallik xossalari kuchliliga bilan farq qiladi:



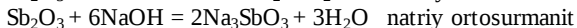
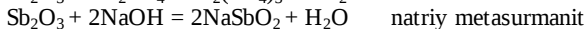
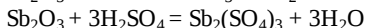
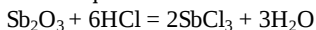


SbH_3 (stibin) – surma gidrid zaharli gaz, hidi H_2S ga o'xshaydi. Beqarorligi AsH_3 dan ko'ra yuqori.

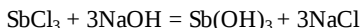


Sb ning metallar bilan hosil qilgan birikmalari antimanidlar deyiladi: AlSb , GeSb , ZnSb – yarim o'tkazgichlar sifatida elektronikada ishlatiladi.

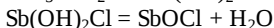
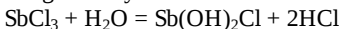
Sb_2O_3 – surma (III)oksidi yoki surmanit angidridi, amfoter oksid, asosli xossasi kuchliroq:



Surmanit kislotaga oq cho'kma $\text{Sb}(\text{OH})_3$. Surmaning tuzlariga ishqor qo'shib olinadi:



Bu cho'kma kislotaga va asoslarda yaxshi eriydi. Surma (III) xlorid suvda oson gidrolizga uchraydi:



SbOCl – antimanit xlorid yoki surma oksidloridi.

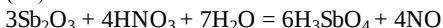
Surma (V) oksidi. Kislotali xossaga ega. Sariq rangli suvda yaxshi eriydigan modda.



HSbO_3 – metasurmanat kislotasi; $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ – piro-surmanat kislotasi; H_3SbO_4 – ortosurmanat kislotasi. Surma(Y) oksidi ishqorlarda erib kaliy geksagidroksostibat hosil qiladi:



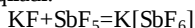
Surma(III) oksidi nitrat kislotaga ta'sirida ortosurmanat kislotaga o'tadi:



Surma(Y) oksidiga xlorid kislotaga qo'shilganda u oson qaytarilib surma(III) tuzlariga aylanadi:



SbF_5 – (suyuql. harorati 8°S , qayn. harorati 142°S) suyuq moddadir. U oson stibatlar hosil qiladi:



22.9. Vismut

Bismut(Bismutum). Metallik xossalari shu guruhdagi boshqa elementlardan kuchliligi bilan farq qiladi. Tabiatda erkin holda va birikmalar

holida ko'p tarqalgan. Bismut simvoli 1819 y. da Bersilius tomonidan kiritilgan.

Oq yaltiroq metal ozgina qizg'ish –pushti rangga ega (suyuql. harorati 271 °S). Bu metal mo'rt bo'lib, oson maydalanadi. Elektr tokini o'tkazadi.

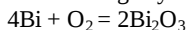
Tabiatda uchrashi. Vismutli oxra – Bi_2O_3 . Vismut yaltirog'i - Bi_2S_3 .

²⁰⁹₈₃ Bi monoizotop hosil qiladi.

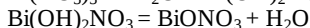
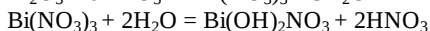
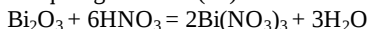
Sulfidlardan oksidlarga va oksidlardan qaytarish uchun ko'mir ishlatiladi:



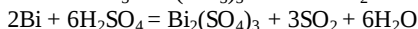
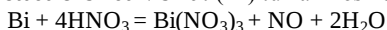
Vismut pushti rangli yaltiroq metall. Suyuqlanish harorati 271°S. Yuqori haroratda oksidga aylanadi:



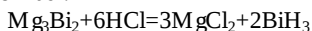
Sariq rangli vismut (III) oksidi nitrat kislotada eriydi:



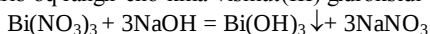
Hosil bo'lgan tuz vismutilnitrat deyiladi. Bismutning nitrat va sulfat kislotada erishida vismut (III) tuzlari hosil bo'ladi:



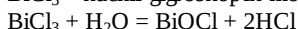
Vismutin (BiH_3) juda beqaror hosil bo'lgan zahoti darhol parchalanadi. Vismutning magniy bilan qotishmasini xlorid kislotada eritish orqali vismutin olinadi.



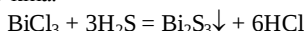
Bu birikma xona sharoitidayoq parchalanadi. Tuzlarga ishqorlar ta'sir ettirib oq rangli cho'kma vismut(III) gidroksidi olinadi:



BiCl_3 – kuchli gigroskopik modda, gidrolizga uchraydi:

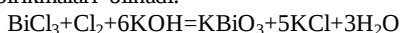


Bunda vismutil xloridi hosil bo'ladi. Bi_2S_3 – qora qo'ng'ir rangli cho'kma.

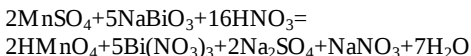


Bu cho'kma ishqoriy metallar va ammoniy sulfid ta'sirida erimaydi, ana shu xossa bilan Bi_2S_3 mishyak va surmadan farq qiladi.

Vismut (III) birikmalarini kuchli ishqoriy muhitda oksidlash orqali vismut(Y) birikmalari olinadi:



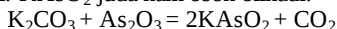
Bi_2O_5 – qizil qora rangli kukun modda. BiF_5 - qattiq modda (suyql. harorati 151 °S, qayn. harorati 230 °S), HBiO_3 – kislotaning tuzlari ma'lum (NaBiO_3 va KBiO_3). Bu tuz kuchli oksidlovchi:



Vismut (III) birikmalari tibbiyotda ishlatiladi. Toza vismut yadro reaksiyalarida issiqlik o'tkazuvchi modda sifatida qo'llaniladi.

Vismut – 50%, qo'rgoshin – 25%, qalay – 12,5% va kadmiy – 12,5% qotishma 70°C da suyuqlanib, o't o'chirgich probka sifatida ishlatishi ma'lum.

Mishyak, surma va vismutning tibbiyotdagi o'rni. Mishyak va uning birikmalari juda zaharli moddalar, shunga qaramasdan ular tibbiyotda ishlatiladi. KAsO_2 juda ham oson olinadi:



Hosil bo'lgan tuz nerv sistemasi juda bo'shashganda, anemiya kasalligida ishlatiladi.

Na_2HAsO_4 0,5% va 1,0 % eritmalar sifatida kamqonlikda va nevroz kasalliklarida buyuriladi. As_2O_3 nevroz va nevrastaniyada va teri kasalliklarida ishlatiladi. Shuningdek stomatologiyada ham keng qo'llaniladi.

Vismutning nitratli tuzlari bir necha xil holatda antiseptik modda sifatida oshqozon ichak yallig'lanishida ishlatilishi ma'lum. Vismut juda ko'p organik birikmalar tarkibiga ham kiradi (kseroform, dermatol va boshqalar).

25 – bob. V1A guruh elementlari

VI A guruh elementlarini kislorod, oltingugurt, selen, tellur va polloniy tashkil etadi. Kislorod, oltingugurt, selen, tellur metallmaslar va polloniy matall. Bu elementlar tashqi qavatida elektronlar soni oltita. Ularning eng muhim kattaliklari 47-jadvalda keltirilgan. Kisloroddan polloniyga qarab ionlanish energiyasi kamayadi, atomlar o'lchami va metall xossalari ortadi. Vodorodli birikmalarda hamma elementlarning oksidlanish darajasi -2.

47-jadval. VI A guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	O	S	Se	Te	Po
Atom massasi	15,9994	32,064	78,96	127,60	[210]
Elektron formulasi	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
Atom radiusi, E^{-2} nm	0,136	0,182	0,0,193	0,211	-
Suyuql. harorati, $^{\circ}\text{S}$	-218,8	119,3*	217*	449,8***	-
Qayn. harorati, $^{\circ}\text{S}$	-183,0	444,6	685	990	-
Ionlanish energiyasi, eV	13,618	10,36	9,752	9,01	8,43
$E \rightarrow E^+$		0,03			
Yer po'stlog'idagi miqdori	58,0		$1,5 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-15}$
,mol %					

Bu elementlar ichida kislorod eng tarqalgan element hisoblanadi. Kislorod -2 va +2 oksidlanish darajasini namoyon etsa, oltingugurt o'zgaruvchan oksidlanish darajasiga ega.

25.1. Kislorod va uning xossalari

Kislorod(Oksygenium). Yer po'stlogida keng tarqalgan. U suvni, minerallar, tog' jinslari, o'simlik va tirik organizm tarkibiga kiradi.

Havoning tarkibi hajm jihatidan 20,9% (massa jihatidan 23,2%) kisloroddan tashkil topgan. Havo tarkibida hajm jihatdan 78,2% (massa jihatdan 75,5%) azot, hamda qolgan 1% hajm inert gazlar va boshqa gazlardan (CO_2 , H_2O) tashkil topgan. Kislorod elementi tabiatda uch xil izotopdan tashkil topgan: ${}_8^{16}\text{O}$ (99,769%), ${}_8^{17}\text{O}$ (0,037%), ${}_8^{18}\text{O}$ (0,204%).

Olinishi. Kislorodning qaynash harorati (-183°S), azotnikidan (-195°S) yuqori bo'lgani uchun kislorod oson suyuqlikka aylanadi va birinchi galda azot haydaladi. Bu jarayonda ham kislorod ham azot olinadi. Sanoat miqyosida kislorod ana shu usulda olinadi.

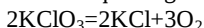
Birinchi marta kislorod K. Sheele tomonidan, so'ngra ingliz J. Pristli 1774 yilda simob oksididan olgan. Havo tarkibida kuislorod borligini A. Lavuazye aniqlagan va bu gazni kislorod deb nomlagan.

Laboratoriyada va sanoatda kislorod ishqorlarning eritmalarini elektroliz qilib olinadi.

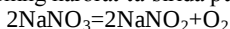
Toza kislorod olish uchun laboratoriyada kaliy permanganat qizdiriladi:



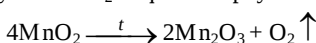
Bertole tuzini qizdirilganda parchalanishida ham kislorod olinadi:



Nitratlarning harorat ta'sirida parchalanishida ham kislorod hosil bo'ladi:



Laboratoriyada MnO_2 ni qizdirish paytida ham kislorod olinadi:

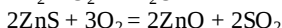
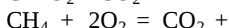
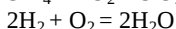
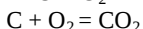
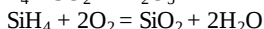
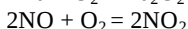
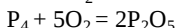
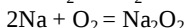
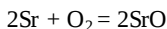
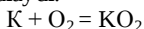


Kislotali sharoitda kaliy permanganatga vodorod peroksidi ta'sir ettirilganda ham kislorod hosil bo'ladi:



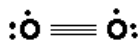
Fizik xossalari. Odatdagi sharoitda kislorod rangsiz, mazasiz va hidsiz gaz moddadir. Qaynash harorati -183°S . 100 ml suvda 31 ml kislorod eriydi.

Kimyoviy xossalari. Kislorod oltin, platina, galogenlar va inert gazlar bilan birikmaydi. Hamma qolgan elementlar bilan ta'sirlashib, ularni oksidlaydi.



Kislorod faqat fluor bilan ta'sirlanishda qaytaruvchi, qolgan hamma holatlarda u oksidlovchidir. Ko'p moddalar kislorodda yonadi. Yonish atrof muhitga yorug'lik va issiqlik chiqishi bilan boradi. Toza kislorod ishtirokida yonish yanada shiddatli boradi.

Kislorod ikki atomli molekula hosil qiladi. Kislorod molekulasini tuzlishi quyidagicha tushuntiriladi:



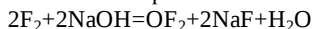
Uchta nuqta bog'lovchi orbitalardagi ikkita elektronni va bo'shashtiruvchi orbitalardagi bir elektronni ko'rsatadi. Ikkinchi formuladagi birgina nuqtalar bo'shashtiruvchi orbitalardagi elektronga tegishli. Kislorod molekulari orasidagi bog'lar karra bo'lagani uchun O-O orasidagi bog'

O, 1207 nm. Shuning uchun molekula anchagina barqaror. Uning dissotsilanish energiyasi 494 kJ/mol. Kislorod molekulasining atomlarga parchalanishi 2000 °S da sezilarli boradi.

Kislorodning -2 o.d. birikmalari. Bunday birikmalar H_2O , oksidlar hisoblanadi. Oksidlarning turlari, ularning xossalari anorganik moddalarning sinflanishida ko'rib chiqilgan edi.

Kislorodning -1 o.d. birikmalari. H_2O_2 , Na_2O_2 kabi birikmalarda O^{-1} o.d. ga ega. KO_2 (K, Na, Cs) ga o'xshash peroksidlarda O_2^{-1} ning o.d. -1 hisoblanadi.

Kislorodning +2 o.d. birikmalari. Bunday birikmalar qatoriga OF_2 kiradi. OF_2 molekulasi burchakli tuzilishga ega. Juda kuchli oksidlovchi, och sariq rangli gaz modda. U ftorni ishqorlar bilan ta'siridan olinadi:

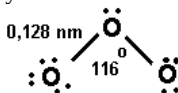


O_2F_2 dioksiflorid. Qizil rangli oson uchuvchan suyuqlik. Suyuq havoda oddiy moddalarning elektr razrayadi ostida ta'sirlanishidan hosil bo'ladi. O_2F_2 ning tuzilishi H_2O_2 ga o'xshab ketadi.

Kislorodning +4 o.d. birikmalari. Bunday birikmalar sifatida uning allotropik shakl o'zgarishi ozon olinishi mumkin. Ozonga agar quyidagicha qaralsa $O^{+4}O_2^{-2}$.

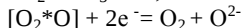
Ozon. Ozonni 1785 y. Van-Marum kuzatgan. 1840 y. Jenbey uni yangi element deb hisoblagan. Toza ozon 1922 y. nemis ximigi Razenfold va Jvab tomonidan olingan.

Ozon havo rangli, o'ziga xos hidi bor gaz bo'lib zaharli modda. Suyuql. harorati - 251,5°S. Qaynash harorati -112°S va zichligi $\delta = 1,62$



Markaziy atom sp^2 gibridlangan, hamda chap yoki o'ng tarafdan σ va π bog' bilan bog'langan.

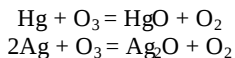
Atmosfera sharoitida elektr razryadlari ta'sirida hosil boladi. Yer atrofida ozon qatlamini hosil qiladi:



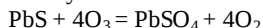
Odatda atomar kislorod hosil bo'ladigan jarayonlarda ozon hosil bo'ladi. Suvga ftorning ta'sir etishi, peroksidlarning parchalanishi, suvga radiasiya ta'sir ettirilganda hamda fotokimyoviy jarayonlarda ozon hosil bo'ladi.

Ozonatorlarda kislorodga elektr razryadi ta'sir ettirilganda ham ozon olinadi.

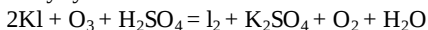
Odatdagi sharoitda kislorod ta'sirlashmaydigan metallarni oksidlaydi (Hg, Ag):



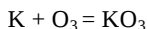
Qo'rg'oshin sulfid ham O_3 ta'sirida oson oksidlanadi. Ozon maxsus asboblarda ozonator yordamida olinadi.



Kaliy yodid ham ozon ishtirokida kislotali muhitda oson oksidlanadi:



Kaliyga ozon ta'sir erttirilganda odatda qizil rangli kaliy ozonid hosil bo'ladi:



Ozon ko'p konsentratsiyada 10^{-4} mg/l odam organizmiga yomon ta'sir qiladi. Undan suvni sterillash uchun ishlatiladi, chunki u bakteriyalarni o'ldiradi.

25.2. Oltingugurt

Oltingugurt(Sulfur). Tabiatda erkin holda uchraydi. Oltingugurtning Italiya, AQSh, Yaponiya, Rossiyada katta konlari bor.

FeS – temir kolchedani; ZnS – rux aldamasi; PbS - qo'rg'oshin yaltiroq'i; Bi_2S_3 – vismut yaltiroq'i; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – gips; BaSO_4 ; $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ glauber tuzi ko'rinishida birikmalar holida uchraydi. Oltingugurt neft, toshko'mir, o'simlik va hayvonlar tarkibida bo'ladi.

Oltingugurtning bir qancha allotropik shakl o'zgarishlari bor. Odatdagi sharoitda mo'rt sariq rangli kristallar hosil qilib, $112,8^\circ\text{S}$ da suyuqlanadi, $\delta=2,07 \text{ g/sm}^3$. Suvda erimaydi, lekin CS_2 , benzolda eriydi.

Rombik oltingugurt. $95,6^\circ\text{S}$ dan past haroratda barqaror. U oktaedrik romb holida kristallanadi.

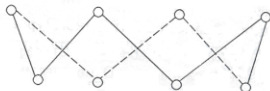
Monoklinik yoki prizmatik oltingugurt. $95,6^\circ\text{S}$ dan yuqori haroratda uzun ignasimon kristallar holida bo'ladi.

119°S da oltingugurt suyuqlanadi. 160°S da jigarrangga kiradi, 250°S dan oshganda uning qovushqoqligi kamayadi. 400°S da harakatchan, $446,6^\circ\text{S}$ da qaynatadi.

Agar oltingugurt kuchli qizdirib, keyin birdan sovutilsa, idishning tubida jigar-sariq yumshoq oltingugurt hosil bo'ladi, u kauchukka o'xshab cho'ziladi. Shunday oltingugurt plastik oltingugurt deyiladi. Plastik oltingugurtning amorf shakl o'zgarishi hisoblanadi.

Oltingugurt past haroratda S_8 holida bo'ladi. Harorat oshirilsa uning molekulyar massasi kamayadi. Oltingugurt bug'larida S_8 , S_6 , ($500^\circ S$), $1000^\circ S$ da S_2 va $2000^\circ S$ da S holida bo'ladi.

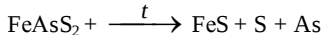
S_8 molekulasini "toj" shakliga o'xshash ko'rinishda bo'ladi:



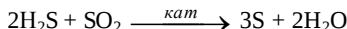
Tabiiy izotopda massa sonlari: $_{16}^{32}S$ (95,02%), $_{16}^{33}S$ (0,75%), $_{16}^{34}S$ (0,02%).

Olinish usullari. Amerikada Frank usuli qo'llaniladi. $170^\circ S$ qizdirilgan suvni truba orqali oltingugurtga beriladi. Oltingugurtga tekkan issiq suv uni suyuqlantiradi va siqilgan havo bilan yer yuzasiga chiqaziladi.

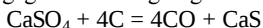
Oltingugurt rudalarida yoqib, qizdirib ajratiladi. Olingan oltingugurt haydaladi.



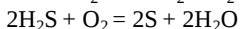
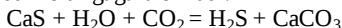
Oltingugurtni gazlardan olish uchun H_2S va SO_2 ni yuqori haroratda katalizator ishtirokida o'tkaziladi.



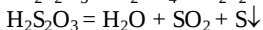
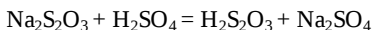
Oltingugurt sulfatlarga uglerod ta'sir ettirilganda ham hosil bo'ladi:



Agar sulfidlar gidrolizlansa, ulardan H_2S olinib, so'ngra ularni yonishidan oltingugurt olinadi:



Tibbiyot maqsadlari uchun kerak bo'ladigan oltingugurt natriy tiosulfatdan olinadi:

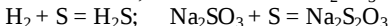


Oltingugurtdan CS_2 , qora porox, gugurt, oltingugurtli bo'yoqlar, iprit, sulfat kislota va boshqalar olinadi.

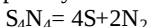
Kimyoviy xossalari. Kuchli oksidlovchilar bilan, o'zining elektronlarini berib qaytaruvchanlik xossasini namoyon qiladi.



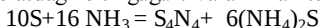
Qaytaruvchilar bilan oltingugurt oksidlovchi bo'ladi:



Oltingugurt azot bilan bir necha xil birikmalar hosil qiladi: S_4N_4 , $S_{15}N_2$, $S_{16}N_2$. Oltingugurt tetranitrid- sariq kristall modda, $+178^\circ S$ da syuqlanadi. U qizdirilganda portlaydi:



U suyuq holatdagi oltingugurt va ammiak ta'siridan hosil boladi:

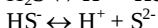
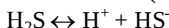


Oltingugurt vodorodli birikmalari. H_2S va H_2S_2 erkin holda juda beqaror, tuzlari ma'lum MeS va MeS_2 .

H_2S -rangsiz, zaharli gaz, hidi yoqimsiz, palag'da tuxum hidi keladi. Qaynash harorati- $60,3^\circ S$, suyuql. harorati $-85,5^\circ S$.

Yuqori haroratda parchalanadi: $H_2S = H_2 + S$

Suvda yaxshi eriydi. 3 hajm suvda 1 hajm vodorod sulfid eriydi. Kuchsiz ikki asosli kislotada ($K_1=6 \cdot 10^{-8}$; $K_2=10^{-14}$).



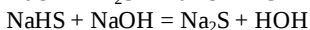
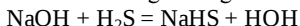
Sulfid kislotaning tuzlari sulfidlar deyiladi. Tarkibida Na^+ , K^+ , NH_4^+ ionlari tutgan sulfidlar suvda eriydi. Og'ir metallarning sulfidlari suvda erimaydi.

Sulfid kislotaning tuzlari-sulfidlar suvda erimaydi. Ishqoriy metallar tuzlari va ammoniy sulfid eriydi. Sulfidlarning xarakterli xossalaridan biri ularning rangli bo'lishidir. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallari tuzlari rangsiz, og'ir metall tuzlari har xil rangga bo'yalgan. FeS , CoS , NiS , Ag_2S , PbS , Bi_2S_3 tuzlari qo'ng'ir-qora rangli, ZnS va CaS oq rangli, CdS , SnS , As_2S_3 sariq rangli, MnS teri rangli, Sb_2S_3 jigar rangli bo'ladi.

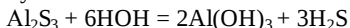
Bundan analitik kimyoda qo'llaniladi, ya'ni kationlar shu asosda bir-biridan ajratiladi. Issiqqa nisbatan sulfidlar beqaror, qizdirilganda ular erkin oltingugurt hosil qilib parchalanadi. CuS (qora rangli) suvda ham syultirilgan kislotalarda ham erimaydi. FeS (qora rangli) suvda erimaydi, lekin kislotalarda eriydi. HgS (qora) –kons. nitrat kislotada ham erimaydi. Ko'p sulfidlar kons. xlorid kislotada eriydi. PbS , ZnS , CuS bo'lsa nitrat kislotada eriydi. HgS zar suvida erishi aniqlangan. Sulfidlar orasida o'zgaruvchan tarkibli birikmalar ham uchraydi. Masalan, $FeS_{1,01}$ dan boshlab $FeS_{1,14}$ gacha.

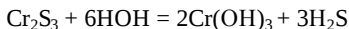
Na_2S , CaS va BaS teridan tuklarni yo'qotish uchun ishlatiladi. ZnS – lyuminofor bo'yoqlar olishda ishlatiladi.

Sulfidlar oson gidrolizga uchraydi. Bunda nordon tuzlar hosil bo'ladi:

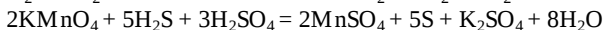


Alyuminiy va xrom(III) sulfidlari suvda oson qaytmas gidrolizga uchraydi:

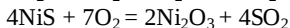
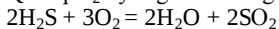




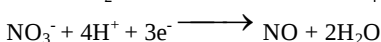
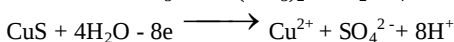
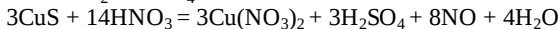
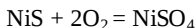
Hamma sulfidlar, shuningdek H_2S -kuchli qaytaruvchi:



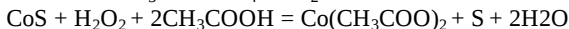
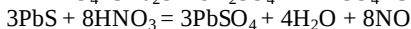
Quruq H_2S yonganda oltingugurt (IV) va suv hosil bo'ladi:



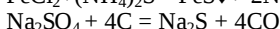
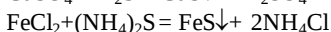
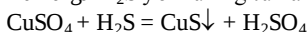
Juda kuchli oksidlovchilar ishtirokida sulfidlar sulfatlarga oksidlanadi:



Kislotali muhitda KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 sulfidlarni S^{2-} yoki SO_4^{2-} gacha oksidlaydi:



Tuzlarga H_2S yoki uning tuzlarini ta'sir ettirish orqali sulfidlar olinadi:

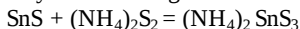


Persulfidlar. Bular H_2S_2 kislotaning tuzlari, umumiy formulasi $(\text{H}_2\text{S})_n$, bu yerda $n=2,3,4,\dots,9$. Me_2S_n . $n=2$ dan 23 gacha bo'lishi mumkin.

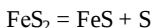
Ishqoriy va ishqoriy yer metallarining persulfidlari, ammoniyli tuzlari, piritlar katta ahamiyatga ega.

Persulfidlar – ham oksidlovchilar va ham qaytaruvchilardir..

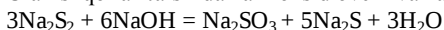
$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ III valentli surma va mishyakni V valentli birikmalarga oksidlaydi va ularning tuzlarini hosil qiladi:



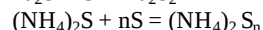
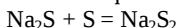
Persulfidlar disproporsiyalanish reaksiyasiga kirishadi:



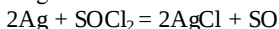
Ular ishqorlar ta'sirida ham oksidlovchi va ham qaytaruvchi bo'la oladi:



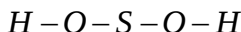
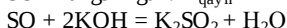
Ishqoriy metallarning persulfidlari sulfidlarni, gidroksidlarni va karbonatlarini qizdirib olinadi:



S²⁺ - birikmalari. 1928 yil Gall SO oksidini tionil xlorid bug'ini Mg yoki Ag ustidan o'tkazib 80% unum bilan ajratib olgan.

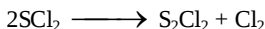


SO – rangsiz gaz. $T_{\text{qayn}} = -120^\circ\text{S}$.



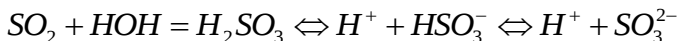
sulfanil kislota deyiladi va u kuchli qaytaruvchi.

Oltingugurtning galogenli birikmalari beqaror birikmalardir.

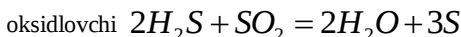
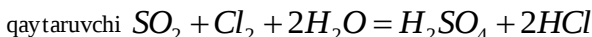


SCl_2 – to'q qizil rangli suyuqlik.

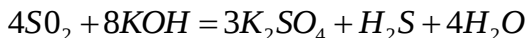
S⁺⁴ birikmalari. SO_2 – rangsiz, o'ziga xos o'tkir hidga ega bo'lgan gaz modda. U -10°S da kondensatsiyalanadi, bunda rangsiz suyuqlik hosil bo'ladi.



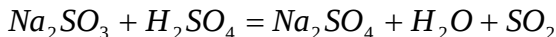
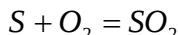
SO_2 – ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi:



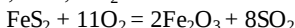
disproportsiyalanish



Olinishi. Oltingugurtni kislorodda yonishida va sulfitlarga kuchli kislotalar ta'siridan hosil bo'ladi:

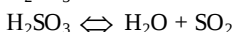


Texnikada havo ishtirokida oltingugurtli rudalarni yoqib olinadi: FeS_2 , ZnS , PbS , Cu_2S

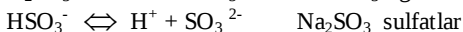
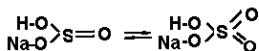
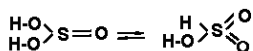


SO_2 – organik bo'yloqlarni rangsizlantirish uchun ishlatiladi. Medisinada dezinfektsiyalovchi modda sifatida, sulfat kislota olish uchun ishlatiladi.

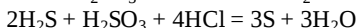
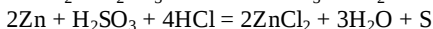
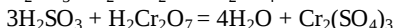
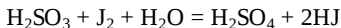
H_2SO_3 – erkin holda mavjud emas, suyultirilgan eritmalarida mavjud.



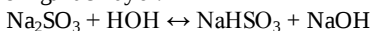
2 ta tautomer holda mavjud:



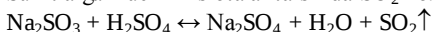
H_2SO_3 va uning tuzlari ham oksidlovchilik, ham qaytaruvchilik xossasiga ega.



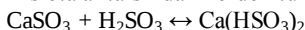
Ishqoriy metallar sulfitlaridan boshqa sulfitlar suvda erimaydi. Sulfitlar gidrolizga uchraydi:



Sulfitlarga kuchli kislotalar ta'sirida SO_2 hosil bo'ladi:

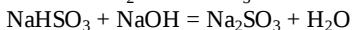
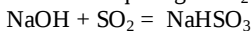


Kislotalar ta'siridan nordon tuzlar olinadi:

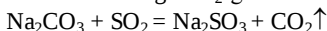


Sulfitlar juda oson kompleks birikmalar hosil qiladi: $[\text{Me}(\text{SO}_3)_2]$; $\text{Na}_6[\text{Me}(\text{SO}_3)_4]$; $\text{Na}_3[\text{Me}(\text{SO}_3)_4]$; $\text{Na}_3[\text{Me}(\text{SO}_3)_2]$; $\text{Na}_5[\text{Me}(\text{SO}_3)_4]$.

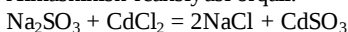
Sulfitlar ishqorlarga SO_2 ta'sir ettirish orqali:



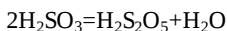
Ular karbonatlarga SO_2 gazini ta'sir ettirish orqali ham olinishi mumkin:



Almashinish reaksiyasi orqali:

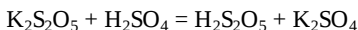
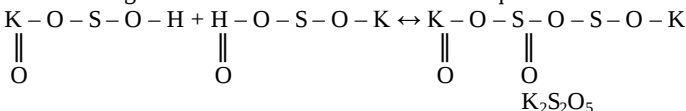


Pirosulfid kislotasining tuzlari. Agar sulfid kislotasidan suv tortib olinsa pirosulfidat hosil bo'ladi:

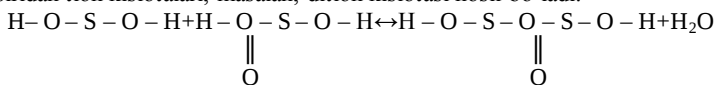


$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ tarkibli kislota erkin holda mavjud emas, lekin uning tuzlari bor.

Pirosulfatlar gidrosulfitlardan suvni tortib olish orqali olinadi:



Tion kislotalar- $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$. Sulfanil va sulfit kislotalarining o'zaro ta'siridan tion kislotalari, masalan, dition kislotasi hosil bo'ladi:

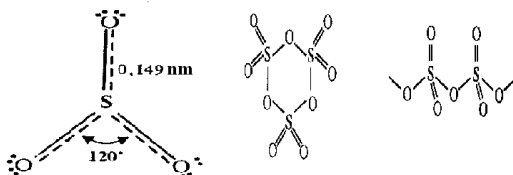


Dition ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$) kislota ham erkin holda olinmagan, lekin tuzlar holiday uchraydi: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ -natriy ditionat.

S^{+6} birikmalari. Bunday o.d ga ega bo'lgan birikmalar SO_3 , SF_6 , SO_2Cl_2 va sulfatlar kiradi.

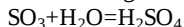
SO_3 bug'lari yig'ilganda suyuq holdagi uchuvchan modda olinadi (qayn. harorati $44,8^\circ\text{S}$). Bu birikma trimerlardan (47 rasm) tashkil topgan (SO_3)₃.

Agar suyuqlik sovitsa $16,8^\circ\text{S}$ larda qotib tiniq massa hosil qiladi. U muzga o'xshash va asbestsimon polimer tuzilishiga ega bo'lgan birikma hosil qiladi.

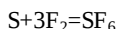


47-rasm. SO_3 molekulari monomer, dimer va trimer holatidagi tuzilishi.

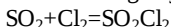
Sulfat angidrid suvda eriganida sulfat kislota hosil boladi:



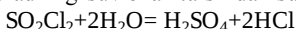
SF_6 -rangsiz gaz, u bosim ostida $-50,5^\circ\text{S}$ da suyuqlikka aylanadi. U kislorodda ham vodorodda ham yonmaydi va unga suv ta'sir etmaydi. SF_6 kimyoviy jihatdan juda inert. Buning sababi markaziy atomning koordinatsion to'yinganligi va SF_6 ning ionlanish energiyasi qiymati juda yuqoriligi bilan tushuntiriladi. Oltingugurtni bevosita fluor bilan ta'siridan hosil bo'ladi:



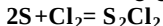
Sulfid angidridga katalizator ishtirokida to'g'ridan to'g'ri xlor ta'sir ettirilganda u sulfuril xloridga aylanadi:



Sulfuril xloradning suv bilan ta'siridan sulfat kislota hosil bo'ladi:

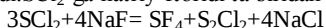


Oltिंगugurtning galogenli birikmalari. Oltिंगugurt dixlorid - S_2Cl_2 qizil rangli suyuqlik (suyuql. harorati $-80^{\circ}S$, qayn. harorati $+59^{\circ}S$). Qovoq rangli yoqimsiz hidga ega. S_2Cl_2 o'zida oltिंगugurtни eritadi va u kauchukni vulkanlashda ishlatiladi. Oltिंगugurt ustidan quruq xlor o'tkazish orqali olinadi:



Bundan tashqari oltिंगugurt tetraxlorid ham bor (SCl_4). Suyuq modda, uning suyuql. harorati $-30^{\circ}S$ gat eng.

Oltिंगugurtning ftorli birikmalaridan S_2F_2 rangsiz gaz modda. $-35^{\circ}S$ da suyuqlikka aylanadi. Oltिंगugurt tetra ftorid - SF_4 rangsiz gaz bo'lib, $-40,4^{\circ}S$ da suyuqlikka o'tadi. SCl_2 ga natriy ftoridi ta'siridan olinadi:



Oltिंगugurtning brom bilan faqat birgina birikmasi oltिंगugurt monobromidi (S_2Br_2) mavjud. S_2Br_2 qo'ng'ir rangli suyuqlik $-46^{\circ}S$ da qotadi.

25.3. Sulfat kislota si va uning xossalari

Xossalari. Suvsiz H_2SO_4 rangsiz moysimon suyuqlik, $10,3^{\circ}S$ da kristallar hosil qiladi. Kons. kislota tarkibida 98 % kislota bor. Bu kislota o'z tarkibiga suvni shiddat bilan tortadi, shuning uchun u qurutuvchi sifatida keng qo'llaniladi.

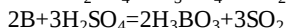
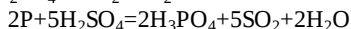
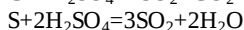
Olinishi. Sulfat kislota ikki xil usulda nitroza va kotakt usulda olinadi. Sulfat kislota olishda asosiy xom ashyo pirit (FeS_2), metal sulfidlari, oltिंगugurt hisoblanadi. Bu moddalarning yonishi natijasida SO_2 hosil bo'ladi. Agar SO_2 ni SO_3 ga aylantirishda azot oksidlari (NO_2) ishlatilsa sulfat kislota olishning bu usuli nitroza usuli deyiladi:



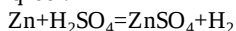
Hosil bo'lgan oksidning kislorod bilan ta'siridan yana NO_2 hosil boladi. SO_3 sulfat kislota eritmasiga yuttirilib, dastlab oleum ($H_2SO_4 \cdot SO_3$) keyin kerakli konsentrasiyali sulfat kislota olinadi. Odatda nitroza usulda olingan sulfat kislota konsentrasiyasi 80 % gacha bo'lib asosan mineral o'g'itlar olish uchun sarflanadi.

Hozirgi paytda ko'proq kontakt usuli ishlatiladi. Bu usulda katalizator sifatida V_2O_5 yoki Pt qo'llaniladi. Bu usulda reaksiон aralashmadan fosfor, mishyak birikmalari va boshqa katalizatorni zaharlaydigan moddalardan tozalash shart hisoblanadi. Aralashmada kislorod miqdoring ortirilishi va jarayonni $450^{\circ}S$ da olib boorish orqali reaksiya unumi 95-97 % ga etkaziladi. Bu usulda ham hosil bo'lgan SO_3 oleumga yuttiriladi.

Xossalari. Kons. sulfat kislota juda kuchli oksidlovchidir. U ko'p qaytaruvchilarni oson oksidlaydi. Ayniqsa metallmaslarni yuqori oksidlarigacha, yoki kislotalarigacha oksidlaydi:



Sulfat kislotaning metallar bilan ta'siridan har xil mahsulotlar hosil bo'ladi. Suyultirilgan sulfat kislota aktiv metallar (Zn, Mg, Fe, Al) bilan vodorod gazini hosil qiladi:

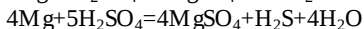
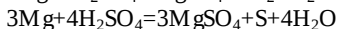
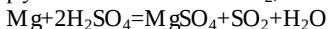


Aktivlik qatorida vodoroddan keyin turadigan metallar (Cu, Hg, Ag, Au, Pt) suyultirilgan sulfat kislota bilan ta'sirlashmaydi.

Konsentrlangan sulfat kislota (98% va undan yuqori) Fe, Cr, Al, Au va Pt bilan ta'sirlashmaydi. Aktivligi kam bo'lgan metallar (Cu, Hg, Ag) bilan ta'sirlashganda SO_2 hosil bo'ladi:



Konsentrlangan sulfat kislotaning aktiv metallar (Mg, Zn, Ca) bilan ta'siridan qaytarilish mahsulotlari SO_2 , S va H_2S bo'lishi mumkin.



Sulfat kislota ikki xil tuzlar: o'rta va nordon tuzlar hosil qiladi ($K_1 = 1 \cdot 10^3$; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$). Sulfat kislotaning erimaydigan tuzlariga BaSO_4 , PbSO_4 , SrSO_4 kiradi. CaSO_4 yomon eriydigan tuzlardan hisoblanadi.

Sulfat kislota kimyoviy sanoatning turli mahsulotlarini olishda juda kerak. Undan foydalangan holda boshqa kislotalar (HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH va boshqalar), tuzlar, o'g'itlar, bo'yoqlar olinadi.

Sulfat kislotaning eng muhim tuzlari. Natriy sulfati- Na_2SO_4 . Suvdagi eritmalaridan $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ hosil qilib kristallanadi. Shunday tuz Glauber tuzi deyiladi. Shisha tayyorlashda, soda olishda ishlatiladi. Tibbiyotda surgi sifatida tavsiya etilgan.

Magniy sulfati – MgSO_4 . Dengiz suvida uchraydi. Qon bosimini tushuruvchi modda sifatida tibbiyotda ishlatiladi.

Kalsiy sulfati - CaSO_4 . Tabiatda ko'p miqdorda $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - gips holatida uchraydi. 150-170 °S gacha qizdirilganda 1,5 molekula suvini yo'qotib, alebastr- $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ hosil qiladi. Suv bilan qorilganda tezda yana $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ hosil qilib qotadi. Ana shu xossasidan foydalanib qurilishda quyma buyumlar tayyorlanadi. Jarrohlikda undan singan joylarni ushlab turish uchun doka bilan birga bog'lab qo'yiladi.

Mis kuporosi- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Ko'k kristall modda suvda eriydi. Mis va uning birikmalarini olishda, mineral bo'yoqlar tayyorlashda ishlatiladi.

Qishloq xo'jaligida o'simliklarni zamburug'li kasalliklaridan himoyalashda keng qo'llaniladi.

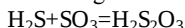
BaSO₄-amalda suvda erimaydigan modda. Rentgen-kontrast modda sifatida ishlatiladi.

Kvaslar. Sulfat kislotaning qo'sh tuzlari hisoblanadi, masalan, kaliy alyuminiyli achiqtosh- K₂SO₄·Al₂(SO₄)₃·12H₂O yoki qisqartirilgan holatda KAl(SO₄)₂·12H₂O. Bu tuz tibbiyotda qon to'xtatuvchi modda sifatida tavsiya etilgan.

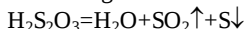
25.4. Oltingugurtning murakkab kislotalari

Tiosulfat kislota. H₂S₂O₃ – tiosulfat kislota deb yuritiladi. Bunday tarkibli kislota erkin holda mavjud emas. Lekin uning tuzlari – tiosulfatlar barqaror moddalardir.

Natriy tiosulfat - Na₂S₂O₃ tiosulfat kislotaning tuzidir. Agar -78°S da vodorod sulfid va sulfat anhidrid ta'sir ettirilsa H₂S₂O₃ hosil bo'ladi:

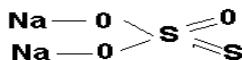


Tiosulfat kislota odatdagi sharoitda tez parchalanadi u beqaror modda:

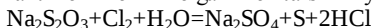


Odatda tiosulfatlar natriy sulfitiga oltingugurt qo'shib suyuqlantirish orqali olinadi: Na₂SO₃ + S = Na₂S₂O₃

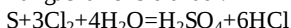
S₂O₃²⁻ ionida oltingugurtlardan birining oksidlanish darajasi -2 ga teng va uning molekulasida quyidagi tuzilishga ega:



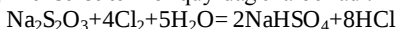
Natriy tiosulfatining xlor bilan ta'sirida sulfatlar hosil bo'ladi, shuning uchun u "antixlor" nomini olgan xlor ta'sirini yo'qotish uchun ishlatiladi:



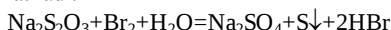
Hosil bo'lgan oltingugurt xlor ta'sirida sulfat kislotagacha yoki uning tuzlarigacha oksidlanadi:



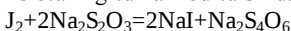
Oxirgi mahsulot tarkibi quyidagicha bo'ladi:



Agar tiosulfatlarga bromli suv ta'sir ettirilsa, oltingugurt cho'kmasi hosil bo'lishi kuzatiladi:

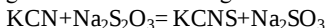


Tiosulfat kislotaning tuzlari iod ta'sirida tetrationsatlarga aylanadi:

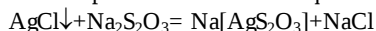


Natriy tiosulfat fotografiyada fiksaj sifatida ishlatiladi. Undan analitik kimyoda yodometrik tahlilda keng qo'llaniladi. Na₂S₂O₃ – galogenlar,

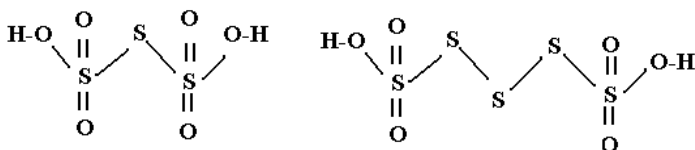
sianidlar bilan zaharlanganda, shuningdek As, Pb, Hg birikmalarining ta'sirini yo'qotish uchun ishlatiladi. Bundan tashqari $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ allergiya va asab kasalliklarida ham tavsiya etiladi. Tiosulfatlarni sianidlar ta'sirini yo'qotishi ularning ta'sirida sianidlarning bezara rodanidlarga aylanishidir:



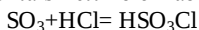
Tiosulfatlar juda oson kompleks birikmalar hosil qilish xossasiga ega:



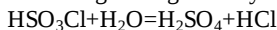
Tion kislotalar. Yuqoridagi natriy tetratsionat tion kislotaning tuzidir. Umumiy formulasi $\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$ bo'lgan kislotalar polition kislotalar ($n=3,4,5,6,7,20$ gacha) deyiladi. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$, dition, $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ - tetratsion, $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ pentatsion va hokazo:



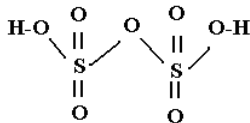
Xlorsulfon kislota $\text{HSO}_3\text{-Cl}$ sulfat kislotaning chala xlorangidridi bo'lib, SO_3 ga HCl ta'sir ettirib olinadi:



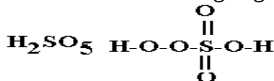
Xlorsulfon kislota oson gidrolizga uchraydi va sulfat kislotaga aylanadi:



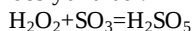
Pirosulfat kislota $\text{-H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ sulfat kislotadan suv ajralib chiqishidan hosil bo'lgan mahsulotdir: $2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$



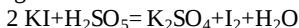
Monoperoksisulfat kislota $\text{-HOOSO}_3\text{H}$ vodorod peroksidagi vodorodning bir qismi sulfoguruhga almashinganda hosil bo'lgan mahsulotdir. U quyidagicha tuzulish formulasiga ega:



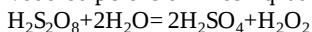
H_2SO_5 oltingugurt(YI) oksidining suvsiz H_2O_2 da erishidan hosil bo'ladi va Karo kislotasi ham deb yuritiladi:



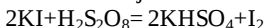
H_2SO_5 kristal modda (suyuql. harorati 45°S). Oksidlovcholik xossalari yaqqol ifodalangan kuchli kislotalardan:



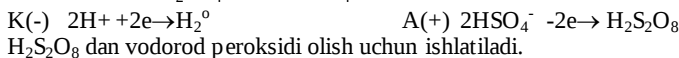
Biperoxisulfat kislota – $\text{HSO}_3\text{-O-O-SO}_3\text{H}$. Vodorod peroksiddagi ikkala vodorodning sulfoguruhga almashinishidan hosil bo'lgan mahsulotdir. Empirik formulasi $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ bo'lgan kristall modda. Suvda eriganida sulfat kislota va vodorod peroksidini hosil qiladi:



Biperoxisulfat kislota juda kuchli oksidlovchi hisoblanadi:



Sanoat miqyosida $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ va uning tuzlari H_2SO_4 ning 50 % li eritmalarini yoki gidrosulfatlarni gidrolizlab olinadi:



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ dan vodorod peroksidi olish uchun ishlatiladi.

25.5. Selen, tellur va polloniy

Se, Te va Po ning elektron tuzilishi bir-biriga o'xshaydi. Bu guruhni selen guruhchasi deb yuritiladi. Bu guruhcha elementlarining atom tuzilishi oltingugurtga o'xshab -2, +2, +4 va +6 ga teng. Bu guruhdagi Po metal xossalarga ega va metall kristal panjara hosil qiladi.

Selen bo'lsa kul rang selen hosil qiladi va uni kristallari polimer tuzilishga ega. Qizil selen bo'lsa Se_8 siklik tuzilish mosdir.

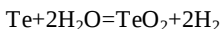
Tellurning polimer modifikatsiyasida selen atomlari o'zaro zigzagsimon bog'langan. Geksagonal holatda oq, kumushsimon metallga o'xshash kristall tuzilishga ega. Selen va tellur yarim o'tkazgichlar bo'lib, yorug'lik tushganida selenning elektr o'tkazuvchanligi minglab marta ortadi. Polloniy tashqi ko'rinishiga ko'ra qo'rg'oshinga o'xshab ketadi.

Selenning oltita izotopi mavjud. Ulardan eng ko'p tarqalgani $^{80}_{34}\text{Se}$ (79,9%).

Tellurning tabiatda sakkizta izotopi uchraydi. Ulardan $^{130}_{52}\text{Te}$ (34,5%) ahamiyatga ega.

Kisloroddan polloniyga qarab oksidlovchilik xossasi kamayib, qaytaruvchanlik xossasi ortib boradi.

Selen suv bilan ta'sirlashmaydi, lekin tellur 160°S larda TeO_2 ga aylanadi:



Selen va tellur kislotalar ta'sirida H_2EO_4 formulali kislotalar hosil qilsa, tellur tuzlarni hosil qiladi:



H₂S, H₂Se, H₂Te, H₂Po qatorida molekula barqarorligi kamayib, kislotalarnig kuchi ortib boradi. Shu qatorda qaytaruvchilik xossalar ortadi. H₂Po olingan zahoti oz-ozidan parchalanadi. Bu birikmalarning xossalari 48-jadvalda keltirilgan.

48-jadval. Selen guruhchasi elementlarining vodorodli birikmalarining xossalari

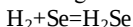
Birikmalar	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Qayn. harorati, °S	100	-60,4	-41,4	-2
E-H bog'ining uzunligi, nm	0,096	0,133	0,146	0,169
K ₁ suvdagi eritmada	1,8·10 ⁻¹⁶	1·10 ⁻⁷	1,7·10 ⁻⁴	1,0·10 ⁻³

Selen(Selenium). Oltingugurt birikmalari bilan birga uchraydi. Havoda yonganida SeO₂ hosil bo'ladi. SeO₂ (bug'l. harorati 315 °S).

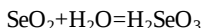
Selen xlorid va suyultirilgan sulfat kislotada erimaydi. Konsentrlangan sulfat kislotaga ta'sirida yashil rangli SeSO₄ hosil bo'ladi:



Vodorod bilan selenning ta'sirlashuvida H₂Se hosil bo'ladi:

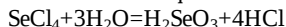


Uning kislotalik xossalari TeO₂ va PoO₂ dan kuchliroq. Suvda yaxshi eriydi. Bunda selenit kislotasi hosil bo'ladi:



H₂SeO₃ erkin holda ajratib olingan. H₂SeO₃ qattiq modda, lekin oson suvini yo'qotadi.

SeCl₄- qattiq moddalardir (suyuql. harorati 100-350 °S). Suv ta'sirida oson gidrolizlanadi va selenit kislotasini hosil qiladi:

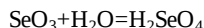


SeF₆ (gaz modda bugl. harorati -46,6 °S).

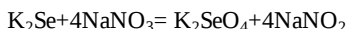
Selen oltingugurtga o'xshash disproportsialanish reaksiyasiga kirishadi:



SeO₃ oq rangli shishasimon qattiq modda (suyuql. harorati 118,5 °S). Suv bilan oson ta'sirlashadi va selenat kislotani hosil qiladi:



Selenat kislotaning tuzlari selenidlarlarga kuchli kislotalar ta'sir etib olinadi:



Selenat kislotaga oq rangli kristall modda (suyuql. harorati 62,4 °S). Uning suvli eritmasi kuchli kislotaga (K₁=1,2·10⁻³, K₂=1,2·10⁻²). Selenat kislotaning bariyli va qo'rg'oshinli tuzlari erimaydi.

Selen uchun quyidagi anion komplekslar o'rinli: $K[SeF_5]$, $K_2[SeF_6]$.

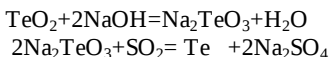
Tellur(Tellurium). Tellur, ko'pincha, oltinugurt va selen birikmalariga aralashgan holda uchraydi.

Kumush tellurid (gessit) - Ag_2Te , oltin tellurid (klaverit)- Au_2Te , silvanit- $AgAuTe_4$ tellurning tabiiy birikmalari hisoblanadi.

Tabiatda turg'un radioaktiv izotoplari atom massasi 210-218 oralig'ida bo'ladi. Ularning ichida eng turg'un $^{210}_{84}Po$ (yarim emirilish davri 138,8 sutka).

Oddiy holatda to'q kul rang kukun holatda va kumushsimon oq kristallar hosil qiladi. Tellur juda mo'rt moddadir.

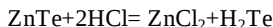
Avvalo rudalardan TeO_2 ga o'tkazilib, unga ishqorlar so'ngra SO_2 ta'sir ettiriladi:



Tellur yonganda TeO_2 ga aylanadi. Tellur ishqorlarda oson eriydi va telluritlar va telluridlar hosil qiladi:



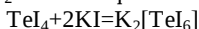
H_2Te rux telluridiga kuchli kislotalar, masalan, HCl ta'sir ettirish orqali olinadi:



H_2Te qo'llansa hidli gaz modda (qayn. harorati $-1,8^\circ S$). Telluridlar yarim o'tkazgichlar hisoblanadi Bi_2Te_3 termobatareyalar tayyorlashda ishlatiladi.

TeO_2 rangsiz kristall modda, suvda oz eriydi. H_2TeO_3 beqaror va kuchsiz kislota. H_2TeO_3 tarkibida $2H_2O$ tutgan holda ortotellurat kislota H_6TeO_6 ni hosil qiladi. Bu kislotaaning tuzlari Ag_6TeO_6 tarkibga ega.

$TeCl_2$ va TeI_2 ancha barqaror. TeI_4 anionli komplekslar hosil qiladi:



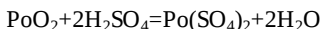
H_6TeO_6 kislotadan suv ajralganida tellurat kislota hosil bo'ladi H_2TeO_4 .

TeO_3 suvda erimaydi, lekin ishqorlarda eriydi. Tellurat kislota kuchsiz kislota ($K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$).

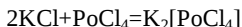
Tellur qotishmalarga qo'shiladi. Undan yarim o'tkazgichlar tayyorlanadi.

Polloniy(Pollonium). Oq kumush rang metal (suyuql. harorati $254^\circ S$). Metallar bilan pollonidlar hosil bo'lib: Na_2Po , $PbPo$, $HgPo$ birikmalari ma'lum. $PoCl_2$ xossalari bo'yicha tuzlarga o'xshaydi. $Po(IV)$ birikmalari ham tuzlarga o'xshaydi: $Po(SO_4)_2$, $Po(NO_3)_4$.

PoO_2 da kislotalik xossalari kuchsiz. PoO_2 kislotalar bilan asosli oksidga o'xshab ta'sirlashadi:



$PoCl_4$ juda oson anion komplekslar hosil qiladi:



Selen o'zgaruvchan tokni o'zgarmas tokka aylantiruvchi asboblarda ishlatiladi. U shisha ishlab chiqarishda keng qo'llaniladi. Tellur qo'rg'oshin tarkibiga qo'shilganda qo'rg'oshinning mexanik xossalari va korroziyaga chidamliligi ortadi. Po α – zarrachalar olishning arzon manbai hisoblanadi.

25.6. YI A guruh elementlarining tibbiyotdagi ahamiyati

Kislorodning biologik ahamiyati nihoyatda kattadir. Kislorod tirik organizmlardagi biokimyoviy jihatdan muhim bo'lgan moddalar tarkibiga kiradi (oqsillar, yog'lar, uglevodlar, suv, nuklein kislotalar va boshqalar).

Barcha o'simlik va hayvonlar kislorod bilan nafas oladi. Tirik organizmdan kislorod uglevodlar, yo'g'lar va boshqa organik moddalarni oksidlaydi. Bunda ajralib chiqqan energiya barcha hayotiy jarayonlarni ta'minlaydi (biokimyoviy sintez, muskullarning ishi, harakat va boshqalar).

Kislorod organizm tarkibiy qismining 64,4 % ini tashkil etadi. Tinch holatda odam organizmi har daqiqada 0,264 l kislorod iste'mol qiladi.

Organizmda kislorod yetishmasligi bilan bog'liq bo'lgan bir qancha kasalliklarda davolovchi vosita sifatida ishlatiladi. Nafas olish yo'llari, yurak qon –tomir tizimi kasalliklarida hamda is gazi, sianidlar bilan zaharlanganda kislorod ishlatiladi. Odatda 95% kislorod va 5% uglerod (IY) oksidi bo'lgan aralashma- karbogen qo'llaniladi.

Kislorodning allotropik shakl o'zgarishi bo'lgan ozon kuchli oksidlovchi bo'lganligi sababli suvni, havoni dezinfeksiya qilishda ishlatiladi va bunda u suvdagi mikroblarni o'ldiradi.

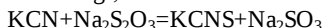
Oltinugurtning kishi tanasidagi umumiy miqdori 140 g atrofida bo'lib, unda organizmning kundalik ehtiyoji 1 g ni tashkil etadi. Oltinugurt ko'pgina organik moddalarning jumladan oqsil, aminokislotalar (sistein, sistin, metionin) gormonlar (insulin), vitamin(B) tarkibiga kiradi.

Tarkibida oltinugurt tutgan ba'zi aminokislotalar tirik organizmda vodorodni tashish vazifasini bajaradi.

Sistein, sistin va tarkibida –SH, -S-S- guruhini tutgan boshqa moddalar organizmni radiatsion nurlanishdan himoya qiladi. Shuning uchun ular nur kasalligini davolashda tavsiya etiladi.

Oltinugurt qadimdan dori moddasi sifatida ishlatilib kelingan. Oltinugurtning teriga ta'siri natijasida sulfidlar va pentation kislota ($\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$) hosil qiladi. Ular mikroblarni o'ldirish xususiyatiga ega. Oltinugurt ichilganda 10-40% atrofida vodorod sulfidga va sulfidlarga aylanadi. Ular ichni yumshatadi. Bu maqsadlarda tozalangan va cho'ktirilgan oltinugurt ishlatiladi. Tarkibida oltinugurt bo'lgan ko'pgina tuzlar dori moddasi sifatida qo'llaniladi.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – natriy tiosulfat galogenlar, sianidlar bilan zaharlanganda, shuningdek, As, Pb, Hg birikmalari bilan zaharlanishda ishlatiladi. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ galogenlar zaharsiz tuzlarga, sianidlar esa rodanidlarga aylanadi:



As, Pb, Hg zaharsiz silfidlar hosil qilib organizmdan chiqib ketadi. Bundan tashqari, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ allergiya, asab kasalliklarida ham qo'llaniladi. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ natriy sulfati kristallogidрати surgi sifatida hamda qo'rg'oshin va bariy birikmalari bilan zaharlanganda ishlatiladi.

Tarkibida oltingugurt tutgan organik birikmalardan sulfanilamidlar (etazol, norsulfazol va boshqalar) tibbiyotda keng qo'llaniladi.

Selen-katta biologik ahamiyatga ega. Selenning organizmni himoyalash qobiliyatiga hamda fermentativ reaksiyalarga katta ta'sir qilishi aniqlangan. Odam, hayvon va qushlarning ko'z pardasida oz miqdorda selen bo'ladi. Ko'rish qobiliyatining o'tkirligi bilan ajralib turuvchi burgutlarning ko'z pardasida selenning miqdori odamnikidan yuz marta ko'p. Shuning uchun selen "ko'rish elementi" deb ataladi.

Hozirgi paytda tibbiyotda tarkibida selen tutgan organik moddalar dori modda sifatida keng qo'llanilmoqda.

26-bob. VII A guruh elementlarining umumiy tavsifi

Ftor, xlor, brom, yod va astat galogenlarga tegishli. Galogen soʻzi “tuz tugʻdiruvchi” degan maʼnoni beradi. Bu elementlar p- elementlarga kirib ular tuz hosil qilishga moyil. Bu elementlar tashqi qavatida ettitadan elektron bor. Galogenlar ns^2np^5 elektron formulaga ega boʻlib, tashqi qavatdagi etti elektronning ikkitasi s- va beshtasi p- orbitallarda joylashgan. Galogenlar uchun tegishli eng asosiy kattaliklar 49- jadvalda keltirilgan.

49-jadval. VII A guruh elementlarining eng asosiy kattaliklari

Asosiy kattaliklar	Ftor	Xlor	Brom	Yod	Astat
Atom massasi	18,998	35,453	79,904	126,904	209,98
Elektron formulasi	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Atom radiusi, nm	0,071	0,099	0,114	0,133	-
E ⁻ ion radiusi, nm	0,133	0,181	0,196	0,220	0,23
Suyuql. harorati, °S	-219,6	-101,0	-7,3	113,6	227
Qayn. harorati, °S	-188,1	-34,1	59,2	185,5	317
Odatdagi sharoitda	Och	Yashil-sariq	Qizil	Qora	Qora
	Yashil gaz	Yashil gaz	qoʻngʻir syuqlik	siyoh kristall	koʻk kristal
Ionl. energiyasi, eV $E \rightarrow E^+$	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
Yer poʻstlogʻidagi miqdori, mol %	$2,8 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$8,5 \cdot 10^{-5}$	$4 \cdot 10^{-6}$	Izi bor

Galogenlar tashqi qavatida bittadan elektronlar boʻlib, bir zaryadli anionlar hosil qiladi. Ftordan tashqari barcha galogenlar oʻz elektronlarini berib + 1 dan +7 gacha oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Ftordan astatga qarab atom radiusi ortadi, ionlanish energiyasi kamayib, metall xossalar kuchayib boradi. Ftor- xossalari yaqqol ifodalangan metallmas, ayni paytda astatda metallik xossalar bor. Ftordan astatgacha oddiy moddalarning agregat holatlari gazdan qattiq holatga oʻzgaradi.

Oddiy modda holatida galogenlar ikki atomli molekula hosil qiladi. Molekulada atomlar orasi ftordan yodga oʻtgan sari uzoqlashgani uchun molekulaning qutblanuvchanligi ortib boradi.

26.1. Ftor

Ftor(Ftorum). Tabiatda uchrashi. Eng muhim minerallaridan fluorit – CaF_2 , kriolit $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, ftorapatit $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. Ftor tish emali tarkibida va suyaklarda borligi aniqlangan.

Olinishi. Birinchi marta 1886 yilda Muasson tomonidan KF ni suvsiz vodorod ftoridida elektroliz qilib ajratishga muvaffaq bo'lgan.

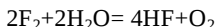
Hozirgi paytda ftor olish uchun HF va KF aralashmasi yoki KHF_2 tuzi 70°S da elektroliz qilinadi. Elektrolizyor nikeldan yasalgan va u anod hisoblanadi. Ko'mir bu jarayonda katod sifatida ishlatiladi. Elektrolizda ajraladigan vodorod va ftor portlab ketmasligi uchun katod va anod bo'shlig'i diafragma bilan ajratilgan.

Tabiatda ftor birgina izotop holatida ${}^{19}\text{F}$ holatida uchraydi. Ftorning sun'iy yo'l bilan olingan ${}^{17}\text{F}$, ${}^{18}\text{F}$, ${}^{20}\text{F}$ izotoplari olingan. Ularning saqlanish muddati juda oz.

Xossalari. Ftor o'tkir hidli sariq-yashil tusli gaz modda. Gaz holatdagi ftor suyuq HF da yaxshi eriydi. Suyuq holatdagi ftor suyuq kislorod va ozonda eriydi. Juda past haroratda (-188°S) ftor kub shaklli kristall panjara hosil qiladi.

Ftorni saqlash va tashish uchun zanglamaydigan po'lat, mis, alyuminiy, nikeldan yasalgan ballonlar ishlatiladi. Agar metal sirtiga ftoridlardan qatlam hosil bo'lsa bu metallar ozgarishga uchramaydi.

Kimyoviy xossalari. Ftorning yuqori kimyoviy aktivligi uning molekulasining dissotsilanish energiyasi kichikligi (159 kJ/mol) bilan tushuntiriladi. Ftor suvda eritilsa, erish o'niga shiddatli ta'sirlashuv yuzaga keladi:



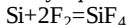
Bu jarayonda atomar kislorod hosil bo'lib undan O , O_3 , OF_2 , H_2O_2 hosil bolishi ham kuzatiladi.

Ftor atmosferasida hatto shisha ham yonadi: $\text{SiO}_2 + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4 + \text{O}_2$

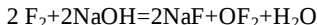
Ftor barcha oddiy moddalar bilan hatto sovuqda ham oson ta'sirlashadi. Fosfor va oltingugurt ftor bilan -190°S da ta'sirlanadi:



Kremniy odatdagi sharoitdayoq ftor bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi:

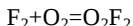


Ftor ishqorlar bilan ham ta'sirlashib, unda ftor oksidini hosil bo'ladi:



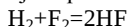
F_2O - kislorod ftorid nafas yo'llariga kuchli ta'sir etuvchi gaz modda (suyuql. harorati- $223,8^\circ\text{S}$, qayn. harorati- -145°S).

Ftor va kislorod aralashmasiga elektr razryadi ta'sir ettirib kislorod diftorid olingan:

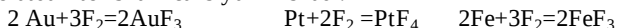


O_2F_2 – faqat past haroratda barqaror modda. U qizg'ish rangli qattiq modda, -163°S da qotadi, -57°S da qaynaydi va bir oz yuqoriroq harorat ta'sirida parchalanib ketadi.

Kislorod va azot fluor bilan to'g'ridan to'g'ri birikmaydi. Fluor vodorod bilan hatto qorong'ida juda past haroratda (-250 °S) ham ta'sirlashadi:

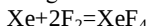


Oltin va platina cho'g' holatga keltirilganda va boshqa metallar odatdagi haroratda fluor bilan reaksiya kirishadi:



Nikel, qo'rg'oshin va mis sirti fluor atmosferasida fluoridlar qatlami bilan qoplangani uchun metallning ichki qismi fluor ta'siridan saqlanadi.

Fluor ta'sirida hatto inert gazlar ham oksidlanadi:

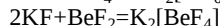
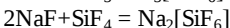
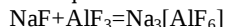


Ksenonning fluorli birikmalari tarkibi: XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 . Ksenon fluoridlari asosida XeOF_2 , XeOF_4 va XeO_2F_2 birikmalari olingan.

$^{235}\text{UF}_6$ va $^{238}\text{UF}_6$ larni diffuziya usulda ajratishda fluor kerak bo'lgani uchun ham fluorga bo'lgan qiziqish juda ortib ketdi. Og'ir metallarning fluoridlari, masalan, UF_6 56,7°S da qaynaydi. Shuningdek fluor sovutuvchi agentlar va fluoroplastlar olishda ham katta amaliy ahamiyatga ega.

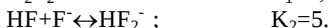
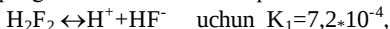
F⁻¹ birikmalari. Fluoridlar yuqori suyuqlanish haroratiga ega bo'lgan ion tuzilishli birikmalar. Fluoridlar fluorid kislotaning metal oksidlari, gidroksidlari va karbohatlariga ta'siri orqali olinishi mumkin. Ishqoriy metallarning fluoridlari (Li dan tashqari), shuningdek AgF , HgF_2 , SnF_2 eruvchan hisoblanadi.

Metallmaslarning fluoridlari ularga fluor ta'siridan olinadi. Fluoridlar turlicha reaksiyalarda qatnashadilar:



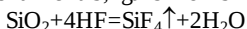
Fluorid kislotasi. HF qutbli molekula. Odatdagi sharoitda fluorid kislotasi rangsiz suyuqlik. (suyuql. harorati -83 °S, qaynash harorati 19,5 °S). Fluorid kislotasi havoda tutaydi, o'tkir hidga ega.

Fluorid kislotaning 40% li eritmasi **plavik kislotasi** ham deyiladi. Bu kislotani shisha idishlarda saqlab bo'lmaydi. Lekin idishlarni ichki va tashqi qavatini parafinlab saqlash mumkin. Fluorid kislotasi maxsus plastmassa idishlarda yoki qo'rg'oshimli idishlarda saqlanadi.

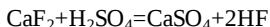


Bu kislotasi HCl dan ancha kuchsiz 1 M eritma uchun dissotsilanish darajasi 7% atrofida.

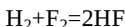
Plavik kislotasi shishani eritib, gazsimon birikma SiF_4 hosil qiladi:



CaF_2 ga konsentrlangan kislotasi ta'siridan HF hosil bo'ladi:



Vodorod va ftorni shiddatli ta'siri natijasida ham vodorod ftorid olish mumkin:



Ftorovodorod bug'leri juda zaharli. Teriga agar konsentrlangan ftorid kislota to'kilsa kuydiradi va yomon asorat qoldiradi.

Plavik kislota organik sintezda, shisha sirtiga ishlov berishda va ftoridlar olish uchun ishlatiladi.

26.2. Xlor va uning birikmalari

Xlor(Chlorum). Xlor birinchi marta 1772 yilda Sheele tomonidan olingan. 1810 yilda xlorini X.Devi yangi element sifatida kiritgan. Xlor so'zi yunonchadan "xloros" – sarg'ish yashil degan ma'noni beradi.

Aktiv element bo'lgani uchun faqat birikmalar holatida uchraydi. Natriy, kaliy va magniyli tuzlar dengiz, sho'r ko'llar, hatto qurigan ko'llarda ham uchraydi.

Tabiatda uchrashi. Tosh tuz yoki galit- NaCl , silvinit - $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, karnallit - $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, silvin- KCl , kaunit- $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ kabi birikmalari ma'lum.

Olinishi. Xlorning sanoat miqyosida olinishi KCl yoki NaCl ning suvdagi eritmasini elektroliziga asoslangan. Bu jarayonda eng asosiy mahsulot yuvchi natriy hisoblanadi.

Laboratoriyada xlorning olinishi turli oksidlovchilarga xlorid kislota ta'sir ettirilishiga asoslangan. Oksidlovchilar sifatida MnO_2 , KMnO_4 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 ba boshqalar olinishi mumkin.



Qattiq holatdagi osh tuziga konsentrlangan sulfat kislota va MnO_2 ta'sir ettirilganda ham xlor hosil bo'ladi:

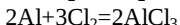
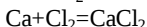
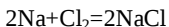


Tabiatda xlorning ikkita izotopi uchraydi: $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,53%) va $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,47%). Shuning uchun uning o'rtacha atom massasi 35,45 u.b. olinadi. Bundan tashqari xlorning 5 ta sun'iy izotoplari olingan: ^{33}Cl , ^{34}Cl , ^{38}Cl , ^{39}Cl .

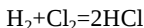
Xossalari. Xlor sarg'ish yashil tusli gaz, uning qaynash harorati -34°S , qotish harorati -101°S . Xlor suvda, CCl_4 , SCL_4 va TiCl_4 da eriydi. Bir hajm suvda 2,5 hajm xlor eriydi. 0,6 MPa bosimda xona haroratida xlor juda oson suyuqlikka aylanadi.

Kimyoviy xossalari. Xlor ftorga nisbatan aktivligi kam, lekin anchagina faol element. Xlor to'g'ridan to'g'ri kislorod, azot va inert gazlar bilan ta'sirlashmaydi.

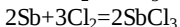
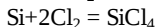
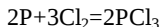
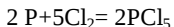
Xlor metallar bilan portlash bilan reaksiyaga kirishib xloridlar hosil qiladi:



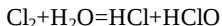
Vodorod xlor atmosferasida yorug'lik nuri ta'sirida yonib vodorod xlorid hosil qiladi:



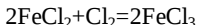
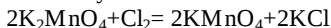
Ko'pchilik metallar ham xlor ta'siridan oson oksidlanadi, bunda u oksidlovchidir:



Xlorning suv bilan ta'sirlanishidan vodorod xlorid va gipoxlorit kislota hosil bo'ladi:



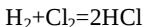
Xlorning uglerod bilan hosil qilgan birikmalari (CCl_4 , CHCl_3 , CH_2Cl_2 , CH_3Cl) metanning xlorlanish jarayonida olinadi. Xlor ba'zi murakkab moddalarni ham oksidlaydi:



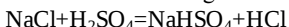
Xlordan xlorid kislota, KClO_3 , organik moddalar, bo'yoqlar, qishloq xo'jaligi zararkunandalariga qarshi preparatlar olishda qo'llanildi. Xlordan gazlamalarni oqartirishda, ichimlik suvini dezinfeksiya qilishda ishlatiladi.

Xlorid kislota va uning tuzlari. Xlorning vodorod bilan hosil qilgan birikmasi vodorod xlorid (HCl). O'tkir hidli rangsiz gaz modda (suyuql. harorati $-114,2^\circ\text{S}$, qaynash harorati $-84,9^\circ\text{S}$). Suvda yaxshi eriydi. 1 hajm suv 450 hajm HCl ni eritadi. Vodorod xloridni suvdagi eitmasi xlorid kislota deyiladi. Xlorid kislota kuchli kislotalardan biridir.

Sanoat miqyosida erug'lik nuri ishtirokida vodorodga xlor ta'sir ettirish orqali olinadi:

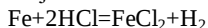


Osh tuziga sulfat kislota ta'sir ettirilganda ham vodorod xlorid olinadi:

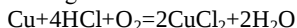


Konsentrlangan xlorid kislota tarkibida 37% HCl bo'lib kuchli elektrolit hisoblanadi. Bu kislotalardan HCl ajralib turgani uchun uni tutovchi kislota deyiladi. 0,1 n HCl eritmasining dissotsilanish darajasi 92 % lidir.

Xlorid kislota aktiv metallar (Mg , Ca , Zn , Fe , Al va boshqalar) bilan ta'sir qilganida vodorod ajratib xlorid kislotalarning tuzlarini hosil qiladi:

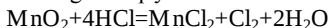


Aktivligi kam metallar (Cu, Ag, Hg, Au, Pt) xlorid kislota bilan ta'sirlashmaydi. Aktivligi kam metallar (Cu, Ag) havo kislorodi ishtirokida konsentrlangan kislota ta'sir etadi:

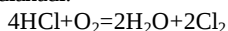


Xlorid kislotaning tuzlari xloridlar deb ataladi. Xloridlar suvda yaxshi eriydi. Kumush xlorid (AgCl), mis xlorid (CuCl), simob(I) xlorid (Hg_2Cl_2), qo'rg'oshin (II) xlorid (PbCl_2) suvda oz eriydi.

Konsentrlangan xlorid kislota unga oksidlovchilar (MnO_2 , PbO_2 , KMnO_4 va boshqalar) ta'sir etganda qaytaruvchi hisoblanadi:



CuCl_2 katalizatorligida qizdirilganda vodorod xlorid kislorod ishtirokida ham oksidlanadi:



Aktivligi kam bo'lgan metallarning xloridlari suvdagi eritmalarida oson gidrolizga uchraydi (AlCl_3 , CrCl_3 , HgCl_2 , CuCl_2).

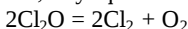
26.3. Xlorning kislorodli birikmalari

Xlor kislorod bilan bevosita birikmaydi, lekin uning qator oksidlari bor:

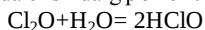


Xlor(I) oksidi - Cl_2O , sarg'ish qo'ng'ir gaz (qayn. harorati $+3,8^\circ\text{S}$, qotish harorati -116°S). Saqlansa portlaydi, beqaror modda. Cl_2O – qutbli molekula.

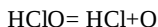
Qizdirilganda, suyuq holatda kuydirilganda portlaydi:



Cl_2O ning suvda erishida gipoxlorit kislota hosil bo'ladi:



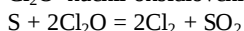
Gipoxlorit kislota juda kuchsiz kislota ($K=5 \cdot 10^{-8}$). Kislota beqaror bo'lgani uchun parchalanib atomar kislorod ajratadi:



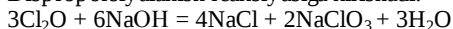
Gipoxloritlar xona haroratida ishqorlar eittmasidan xlor o'tkazish orqali olinadi:



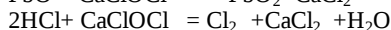
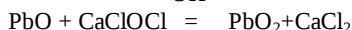
Cl_2O kuchli oksidlovchi:



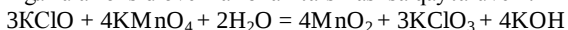
Disproporsiyalanish reaksiyasiga kirishadi:



HClO va uning tuzlari oksidlovchilar hisoblanadi. Ular ishqoriy sharoitda PbO va MnO_2 bilan oson ta'sirlashadi:



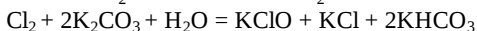
Agar ular oksidlovchilar bilan ta'sirlashsa qaytaruvchi:



Gipoxloritlar katalizatorsiz parchalanib xloratlarga aylanadi:

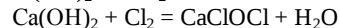


1792 y. da Parij yaqinidagi Javel degan joyda Bertole gaz holatdagi xlorni kaliy gidroksidi va kaliy karbonat eritmasidan o'tkazib, quyidagi moddalarni oldi:

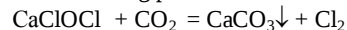


Bu aralashma javel suvi deyiladi.

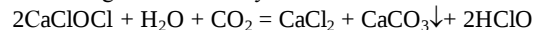
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ dan Cl_2 o'tkazilsa xlorli ohak hosil bo'ladi.



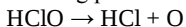
CaClOCl ning parchalanish mexanizmi:



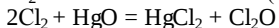
Hosil bo'lgan xlor bakteriyalarni o'ldiradi.



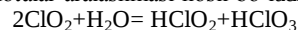
HClO ning parchalanishidan atomar kislorod hosil b'ladi:



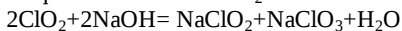
Cl_2O ni olish uchun simob(II) oksidiga xlor ta'sir ettiriladi:



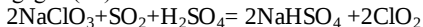
Xlor (IV) oksid – ClO_2 . O'tkir hidli, sarg'ish- rangli, saqlansa o'z-o'zidan portlaydigan gaz (qayn. harorati 11°S , qotish harorati -59°S). ClO_2 to'g'ri keladigan kislota yo'q. Agar ClO_2 suvda eritilsa xlorot va xlorat kislotalar aralashmasi hosil bo'ladi:



Ishqorlar ishtirokida ClO_2 ni erishidan xloritlar va xloratlar hosil bo'ladi:

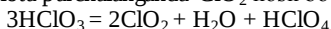


ClO_2 ni olish uchun natriy xloratga sulfat kislota ishtirokida oltingugurt(IV) oksidi ta'sir ettiriladi:

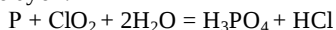


ClO_2 kuchli oksidlovchi bo'lgani uchun gazlamalarni oqartirishda ishlatiladi.

Xlorat kislota parchalanganda ClO_2 hosil bo'ladi:



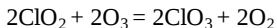
ClO_2 – juda kuchli oksidlovchi, masalan fosforni ortofosfat kislotagacha oksidlaydi:



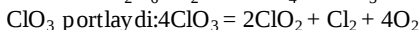
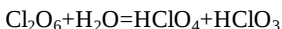
NaClO_2 – oqartaruvchi modda sifatida ishlatiladi. Kir yuvish kukunlariga qo'shiladi. Og'ir metallarning xloritlari urilganda yoki qizdirilganda portlaydi.

Xlorit kislotaga to'g'ri keladigan angidridi Cl_2O_3 mavjud emas. HClO_2 faqat suvdagi eritmalarda mavjud. Bu kislota beqaror va kuchsiz kislotaadir ($K=5 \cdot 10^{-3}$).

Xlor trioksidi – ClO_3 . Xlortrioksid xona sharoitida qoramtir qizil rangli suyuqlik (qayn. harorati 203°S , qotish harorati $3,5^\circ\text{S}$). Xlor trioksidning bug' holatda tarkibi ClO_3 ligi, suyuq holatda bo'lsa Cl_2O_6 ekanligi aniqlangan. Xlor trioksid olish uchun past haroratda ClO_2 ga ozon yuboriladi:

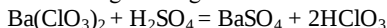


Xlor trioksidning suvda erishidan xlorat va perxlorat kislota hosil bo'ladi:

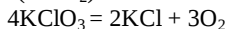


Xlor(Y) oksid olinmagan. Bu oksidga to'g'ri keladigan kislota xlorat kislota ham erkin holda olinmagan. Lekin xlorat kislota suvdagi eritmada 40 % gachva konsentratsiyada mavjuddir. Xlorat kislota kuchli kislotalar qatoriga kiradi. Uning 1 n eritmasi uchun dissotsilanish darajasu 79% hisoblanadi. 50% dan ortiq konsentrasiyal HClO_3 o'z-o'zidan portlaydi.

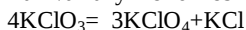
Xlorat kislota uning tuzlariga kuchli kislotalar ta'sir ettirib olinadi:



Xlorat kislota tuzlari rangsiz, qattiq moddalar, xona haroratida barqaror va suvda yaxshi eriydi. Uning tuzlaridan KClO_3 - bertole tuzi katalizator ishtirokida (MnO_2) kislorod hosil qilib parchalanadi:



Agar bertole tuzi katalizatorsiz qizdirilganda parchalansa perxlorat kislota tuzlari va kaliy xlorid hosil qiladi:



Xloratlarni olish uchun $60-70^\circ\text{C}$ da ishqorlar eritmasiga gaz holatdagi xlor yuboriladi :

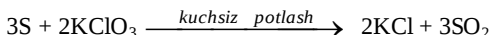


KClO_3 past haroratda suvda yomon erigani uchun eritmani sovitch orqali oson KCl dan ajratiladi.

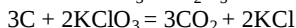
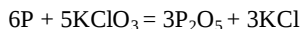
KClO_3 rangsiz yaltiroq tuz, uning suyuql. harorati 258°S gat eng. 0°S da 100 g suvda 3,3 g KClO_3 eruydi, 100°S da bo'lsa 100 g suvda 56,2 g KClO_3 eriydi.

Gugurt ishlab chiqarish, Bengal olovi va portlovchi moddalar tayyorlashda ishlatiladi.

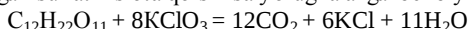
Bertole tuziga oltingugurt aralashtirilib chinni havonchada aralashtirilsa kuchsiz portlash ro'y beradi:



Kushsiz portlash bertole tuziga fosfor va ko'mir qo'shilganda ham ro'y beradi:

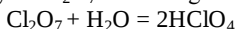


Shakarni juda sekin bertole tuzi bilan aralashtirib va bir tomchi konsentrlangan sulfat kislota qo'shilsa yorug' alanga berib yonadi:

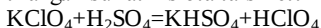


Ana shunda hosil bo'lgan olov Bengal olovi deyiladi.

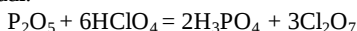
Xlor (VII) oksidi - Cl_2O_7 toza holda moysimon rangsiz suyuqlik (qaynash harorati $83^\circ S$). Qattiq chayqatilsa yoki $120^\circ S$ gacha qizdirilsa portlaydi. Cl_2O_7 suvda eriganida perxlorat kislota hosil bo'ladi:



Perxlorat kislota rangsiz suyuqlik (suyuql. harorati $-102^\circ S$) oz-ozidan portlash xossasiga ega. Eng kuchli kislotalardan ($K=10^{-9}$) biridir. $KClO_4$ ga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir ettirilib olinadi:

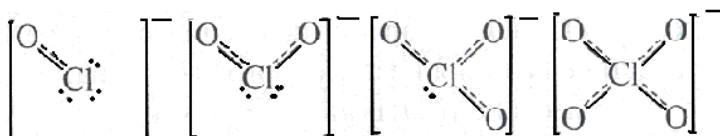


Xlor (VII) oksidini olish uchun perxlorat kislotaga fosfor(Y) oksidi ta'sir ettiriladi:

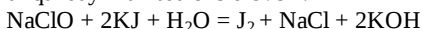


Perxloratlar portlovchi moddalar olishda ishlatiladi va ayniqsa raketa texnikasida keng qo'llaniladi.

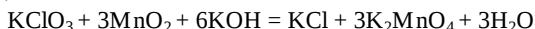
Xlorning kislorodli kislotalari qatorida chapdan o'ngga kislota kuchi, barqarorlik va xlor atomlarining oksidlanish darajasi ortadi. Bu birikmalarning barchasida markazoy atom sp^3 gibridlangan:



O'ngdan chapga qarab bo'lsa oksidlovchilik xossalari ortib boradi. Gipoxloritlar har qanday muhitda oksidlovchi:



Xloratlarning oksidlovchilik xossasi ko'proq qattiq holda kuchliroq ko'rinadi:



Ishlatilishi. Bertole tuzi gugurt ishlab chiqarishda, mushakbozlik anjomlari tayyorlashda, xalq xo'jaligining turli maqsadlari uchun kerak bo'ladi.

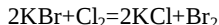
$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ g'o'za bargini to'kish uchun defoliant sifatida keng qo'llaniladi.

26.4. Brom

Brom(Bromum). Tabiatda uchrashi. Bromni birinchi marta 1826 yilda J.Balar dengiz suvi tuzlari tarkibidan ajratib olgan. Dengiz suvidagi tuzlar tarkibida 0,01 % bromidlar uchraydi. Kaliyli minerallar tarkibida doimo brom bo'ladi.

Brom birikmalari tabiatda brom-argirit – AgBr , embolit- $\text{Ag}(\text{Cl Br})$ holatida mavjud.

Olinishi. Asosan bromidlarga xlor ta'sir ettirib olinadi. Xlor bromga nisbatan aktiv bo'lgani uchun u bromni birikmalaridan siqib chiqaradi:



Bromidlarni elektroliz qilish orqali ham brom olish mumkin.

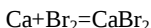
Laboratoriyada brom olish uchun bromidlarga konsentrlangan sulfat kislota va mangan(IV) oksidi kukuni ta'sir ettiriladi:



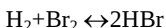
Xossalari. Brom odatdagi sharoitda qizg'ish qo'ng'ir rangli suyuqlik (suyuql. harorati $-7,3^\circ\text{S}$, qaynash harorati $58,8^\circ\text{S}$) bo'lib, o'tkir va zaharli hidga ega. Brom bug'lari shilliq pardalarga kuchli ta'sir ko'rsatib yallig'laydi. Brom teriga tegsa yomon va tuzalmaydigan yaralar hosil qiladi.

Brom suvda kam eriydi (bromli suv), lekin organik erituvchilarda yaxshi eriydi.

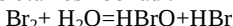
Kimyoviy xossalari. Kimyoviy reksiyalarga xlorga nisbatan sust kirishadi. Metallar bilan brom ta'sirlashganda bromidlar hosil bo'ladi:



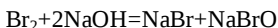
Brom vodorod bilan faqat yuqori haroratda ta'sir etadi, buning ustiga reaksiya qaytar hisoblanadi:



Bromning kimyoviy xossalari xlorga o'xshab ketadi. Brom va suv ta'siridan giporomit kislota hosil bo'ladi:



Bromning ishqorlar bilan reaksiyasida odatdagi sharoitda gipobromitlar olinadi:



Agar brom ishqorlarda qaynatilsa bromat kislota tuzlari hosil bo'ladi:

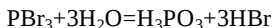


Konsentrlangan nitrat kislota bromni HBrO_3 gacha oksidlaydi, o'zi esa azot(II) oksidigacha qaytariladi:



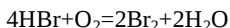
Bromid kislota va uning tuzlari. Vodorod bromid o'tkir hidli rangsiz gaz (suyuql. harorati -88°S , qaynash harorati $-66,7^\circ\text{S}$) modda. Suvda yaxshi eriydi. Bir litr suvda 600 litr vodorod bromid eriydi.

Vodorod bromid olish uchun PBr_3 ning gidrolizlanish reaksiyasidan foydalaniladi:

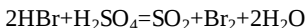


Ishqoriy va ishqoriy -yer metallari bromidlari ion bog'lanishli tabiatga ega. AgBr , PbBr_2 kabi HBr tuzlari eruvchanligi juda oz.

Vodorod bromid havo kislorodi ta'sirida oson oksidlanadi va erkin brom hosil qiladi:



Vodorod bromidning qaytaruvchanlik xossalari ancha kuchli hisoblanadi. HBr konsentrlangan sulfat kislota bilan ta'sirlashganda SO_2 gazi hosil bo'ladi:



Bromning kislorodli birikmalari. Bromning oksidlaridan Br_2O , BrO_2 , BrO_3 ma'lum. Br_2O_3 va Br_2O_7 olinmagan. HBrO gipoxlorit kislotaga o'xshash olinadi.

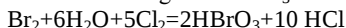
Brom(I) oksidi qizil -jigar rangli suyuqlik (suyuql. harorati -17°S). Beqaror birikma hatto -40°S dayoq parchalanadi. Bu oksidning suvda erishidan gipobromit kislota hosil bo'ladi. Gipobromitlar va bromatlar bromga ishqorlar ta'sir ettirib olinadi.

Gipobromitlar parchalaganda bromatlarni hosil qiladi:

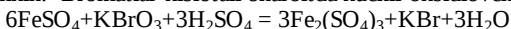


Bromatlar olish uchun (xlorga o'xshash) bromning ishqorlardagi qaynoq eritmasi elektrolizga uchratiladi.

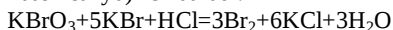
Bromga xlorli suv ta'sir ettirilganda HBrO_3 olinadi:



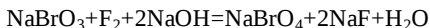
HBrO_3 eritmada ancha barqaror kislota, uning konsentrasiyasi 50% ga etkazilishi mumkin. Bromatlar kislotali sharoitda kuchli oksidlovchilardir:



Agar bromidlarga kislotali muhitda bromatlar ta'sir ettirisa, erkin brom hosil bo'ladi. Bu reaksiya analitik kimyoda qaytaruvchilar miqdorini aniqlashda (bromatometriya) ishlatiladi:



Bromatlarning ishqoriy sharoitda ftor bilan oksidlanishidan perbromatlar olingan:



Perbromat kislota faqat suvdagi eritmada mavjud bo'lib, erkin holda olinmagan.

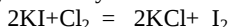
26.5. Yod

Yod(Iodum). Dengiz o'simliklarini kulini tekshirish paytida 1811 yilda frantsus olimi Kurtua yodni ochgan. Yodni mustaqil element ekanligini 1815 yilda Gey-Lussak isbot qilgan va yod deb atagan.

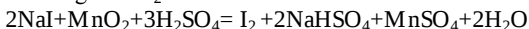
Tabiatda uchrashi. Yod birikmalari ham kaliy va natriy tuzlari bilan birga uchraydi. Yod uzoq vaqtlargacha chili selitrasidan olingan. Bu tuzlar tarkibida periodatlar - KIO_4 va yodatlar - KIO_3 holatida uchraydi.

Dengiz suvida yod kam uchraydi. Dengiz karami – laminariya o'zida iod tuzlarini to'plash xossasiga ega. Bu o'tlarning kulidan yod tuzlari va so'ngra yod olinadi. Neftning burg'ilash suvlari tarkibida ham oz miqdorda yod bo'ladi.

Olinishi. Yod olish uchun uning tuzlariga xlor ta'sir ettirilib yodni siqib chiqarish reksiyasidan foydalaniladi:



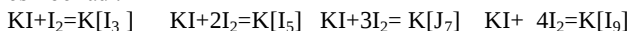
Dengiz va neftning burg'ilash suvlari tarkibidagi yodidlar kulga aylantirilgandan so'ng MnO_2 va sulfat kislota bilan ishlov beriladi:



Xossalari. Yod atomlari ikki atomli molekullar hosil qiladi. Yod kristall tuzlashga ega bo'lgan qo'ngir-siyoh tusli qattiq modda (suyql. harorati 113,5 °S, qayn. harorati 184 °S). Yod suvda juda oz eriydi. Xloroform, efir, spirtida yaxshi eriydi.

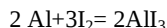
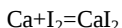
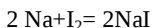
Yodning qaynash harorati yuqori bo'lishiga qaramasdan u odatdagi sharoitdayoq ucha boshlaydi. Yod kristallari qizdirilsa, suyuqlanmasdan bug'lanadi' bug'i sovitilsa qattiq holatga o'tadi. Yodning bug'lari zaharli odamning shilliq pardalariga kuchli ta'sir etadi.

Yodning eruvchanligi KI eritmasida osonlashadi. Bunda kompleks birikma hosil bo'ladi:



Bu birikmalarda yodning koordinatsion soni 9 gacha boradi.

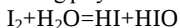
Kimyoviy xossalari. Galogenlar ichida eng aktivligi kam element. Yod metallar bilan oson ta'sir etadi. Yodidlar hosil bo'lishida anchagina issiqlik ajraladi:



Yodning metallmaslar bilan birikmalari kovalent tabiatga ega:



Yodning suvda erishidan gipoyodit kislota(HIO) hosil bo'ladi:



Yod qaytaruvchi xossalari ancha kuchliligi uchun sulfat kislota SO_2 gacha qaytaradi:



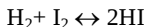
Yodga konsentrlangan nitrat kislota ta'sir qilganda ham yodat kislota (HIO_3) hosil bo'ladi:



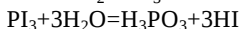
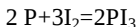
Ishlatilishi. Yod asosida turli organik va anorganik moddalar olinadi. Uning spirtidagi eritmasi tibbiyotda antiseptik (zararlantiruvchi) modda sifatida ishlatiladi. U teridagi bakteriyalarni o'ldirib, etni bitishini osonlashtiradi. Yodning radioaktiv izotoplari xavfli o'smalar, qalqonsimon bezi va arterioskleroz kasalliklarini davolashda ahamiyatga ega hisoblanadi.

Yodidlar va ularning tuzlari. Vodorod yodid rangsiz, nam havoda tutaydigan, suvda yaxshi eriydigan gaz modda(suyuql.harorati $-50,8^\circ\text{S}$, qaynash harorati $-35,8^\circ\text{S}$). Bir litr suvda 400 l atrofida HI eriydi. HI ning suvdagi eritmasi yodid kislota deyiladi. HI kuchli kislotalar qatoriga kiradi. Bu kislota uchun 0,1 n eritmasi uchun dissotsilanish darajasi 95% ga tengdir.

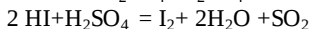
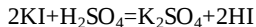
Vodorod yod bilan faqat yuqori haroratda birikadi, reaksiya qaytar hisoblanadi:



Odatda HI ni olish uchun fosfor(III) yodidining gidrolizi keng qo'llaniladi:



Metall yodidlariga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir ettirilganda vodorod yodid olish mumkin emas, chunki hosil bo'lgan HI tezda oksidlanib qoladi:



Iodidlar NaI, KI, NH_4I suvda yaxshi eriydigan rangsiz kristall moddalardir. AgI suvda yomon eriydigan sariq kristall modda. AgI kristallari hatto HNO_3 da ham erimaydi.

Yodning kislorodli birikmalari. Yodning uchta oksidi ma'lum. Bularga I_2O , IO_2 va I_2O_5 kiradi. Bularning ichida eng barqarori I_2O_5 hisoblanadi.

Yodning kislorodli kislotalariga : gipoyodit kislota $-\text{HIO}$, yodat kislota- HIO_3 va peryodat kislota $-\text{HIO}_4$ kiradi. Bu kislotalardan tashqari tarkibida suv tutadigan kislotalar ham ma'lum. Bularga mezaperiodat kislota -

$\text{H}_3\text{IO}_5(\text{HIO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})$, ortoperyodat kislota - $\text{H}_5\text{IO}_6(\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ ni ko'rsatish mumkin.

Gipoyodid kislota HIO juda beqaror bo'lib, eritmadagina mavjud bo'ladi, xolos. Uning tuzlari sovuqda ishqorlar eritmasiga yod ta'sir ettirib olinadi:



KJO sovuqda disproporrtsiyalanadi:



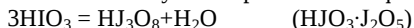
Gipoyodid kislota simob oksidni yod bilan aralashtirib olinadi:



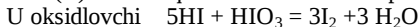
Gipoyodid kislota gipobromit va gipoxlorit kislotalarga nisbatan kuchsizroqdir.

Yodat kislota HJO_3 gipoxlorit va gipobromit kislotalarga nisbatan ancha barqaror.

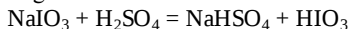
Yodat kislota molekulyar komplekslar hosil qiladi:



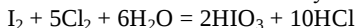
Yod (V) oksidi oq kukun modda. Oson parchalanadi.



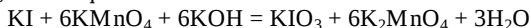
Yodatlarga sulfat kislota ta'sirida olinadi:



Yodni xlor ta'sirida oksidlashda ham yodatlar hosil bo'ladi:



KIO_3 tuzi barqaror:

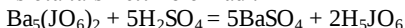


Peryodat kislotalari - HJO_4 . Unga to'g'ri keldigan anhidrid J_2O_7 olinmagan.

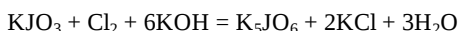
$\text{HJO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (H_5IO_6) ortoperyodat kislotalari deyiladi.

Bu kislotalardagi hamma vodorod atomlari metallga almashinishi mumkin.

Ag_5IO_6 tuzi ma'lum. H_5IO_6 gigroskopik modda. Bariy ortoperyodatlarga sulfat kislota ta'sir ettirib olinadi:



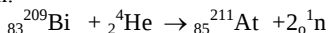
Ortoperyodatlar yodatlarni xlor ishtirokida oksidlanganda ham hosil boladi:



KJ ni ishqoriy muhitda elektroliz qilib ham ortoperyodatlar olish mumkin. Peryodatlarga tegishli tarkibida suv saqlovchi kislotalardan $\text{HJO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ olingan (H_9IO_8). Shunga o'xshash kompleks $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{HJO}_4$ (H_5IO_4) birikma ham bor.

26.6. Astat

Astat (Astatine). Astat tabiatda deyarli uchramaydi. Astat 1940 yilda suniy yo'l bilan olingan. Agar vismut atomlariga α - nurlar ta'sir ettirilsa astat hosil bo'ladi:



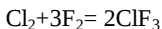
${}_{83}^{211}\text{At}$ ning yarim emirilish davri 7,2 soat. Astat so'zi ham grekcha "beqaror" degan ma'noni beradi.

Astatda metallik xossalar ustun turadi. Astatning yarim yemirilish davri juda kichik, uning xossalarini o'rganish juda qiyin.

Astat birikmalari elektroliz qilinganda katodda astat ajraladi. Uning ko'p xossalari galogenlarninikiga o'xshab ketadi. Astat ham benzolda yaxshi eriydi. Kumush astatid $-\text{AgAt}$ suvda erimaydi. Astatning kuchli kislotali eritmalariga H_2S ta'sir ettirilsa u At_2S holda cho'kadi. Astat o'z birikmalarida -1,+1 va +5 oksidlanish darajasiga ega bo'ladi. Uning +7 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmasi hanzugacha olinmagan.

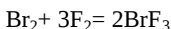
26.7. Galogenlarning o'zaro hosil qilgan birikmalari

Galogenlarning o'zaro hosil qilgan birikmalari juda xilma-xil ekanligini ta'kidlash zarur. Bulardan xlor (III) ftorid ClF_3 suyuq modda (suyuql. harorati -83°S , qayn. harorati $+12^\circ\text{S}$). ClF_3 – sanoatda ftor bilan xlorning (250°S da) o'zaro ta'siridan olinadi:



Agar jarayonda xlor mo'l olinsa xlormonoftorid - ClF hosil bo'ladi. ClF - gazsimon modda (suyuql. harorati -154°S , qayn. harorati $-100,8^\circ\text{S}$).

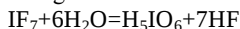
Agar bromga bevosita ftor ta'sir ettirilsa brom(III) ftorid BrF_3 hosil bo'ladi:



Brom(III) ftorid qizil rangli suyuqlik (suyuql. harorati 9°S , qaynash harorati 126°S). Galogenlarning yuqoridagi ftorli birikmalari suv va organik moddalar ta'sirida oson portlash xossasiga ega.

Brom(Y) ftorid $-\text{BrF}_5$ va IF_5 rangsiz moddalar. IF_5 (suyuql. harorati $9,6^\circ\text{S}$) qattiq modda hisoblanadi.

Xlor va yodda ftor bilan +7 oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmalar ham keyingi paytlarda olingan. IF_7 , IO_3F , BrF_7 birikmalari reaksiya qobiliyati juda yuqori bo'lgan birikmalardir. Masalan, yod heptaftoridning suv bilan ta'siridan yodning kislorodli kislotalari (H_5IO_6) olinadi:



26.8. Galogenlar birikmalarining tibbiyotdagi ahamiyati

Galogenlar muhim biokimyoviy ahamiyatga ega. Ftor suyak va tish emalining tarkibiga kiradi. Odam organizmida 2,6 g gacha ftor bo'ladi. Organizmga ftor asosan ichimlik suvi bilan kiradi. Ichimlik suvida ftorning miqdori 1-1,5 mg/ ml ni tashkil etishi kerak. Organizmida ftorning etishmasligi yoki ortiqchaligi tish kasalligiga sabab bo'ladi.

Xlor bo'lsa organizmida xlorid ioni (Cl^-) shaklida bo'ladi. Xlorid ioni to'qima hujayralarida elektr o'tkazuvchanlikni ta'minlaydi. Me'da shirasi tarkibida xlorid kislota bo'lib, u ovqatni hazm qilish, fermentlar faoliyatini meyorida saqlash uchun zarur. Natriy xlorid qonning osmotik bosimini doimiy bo'lishini hamda eritrositlar faoliyatini me'yorida saqlash uchun kerak. Organizmning xlorid ioniga bo'lgan ehtiyoji osh tuzi hisobiga qondiriladi. Odam organizmida 29 g ga yaqin xlor bo'ladi.

Bromning biokimyoviy ahamiyati to'la o'rganilgan emas.

Yod modda almashinuvini boshqaradi va organizmning to'g'ri rivojlanishiga ta'sir ko'rsatadi. Organizmida yodning etishmasligi bo'qoq kasalligiga olib keladi. Elementar yod mikroblarni o'ldirish xossasiga ega, yaralarga surtish uchun uning spirtli eritmasi ishlatiladi.

Tabiatta galogenlarning birikmalari dori moddasi sifatida keng qo'llaniladi. Natriy xloridning 0,9% li eritmasi izotonik eritma deyiladi va organizm ko'p suyuqlik yo'qotganda qonga quyiladi. Kalsiy xlorid qon to'xtatuvchi modda sifatida hamda allergiya, shamollashga qarshi ishlatiladi. CaCl_2 magniy tuzlari bilan zaharlanganda ham qo'llaniladi.

Ammoniy, kaliy, natriy bromidlar asab kasalliklarida tinchlantiruvchi vosita sifatida ishlatiladi.

Kalsiy yodid ko'z kasalliklarida (glaukoma, katarakta) va simob tuzlari bilan zaharlanganda tavsiya etilgan.

Galogenlarning xilma-xil organik birikmalari turli kasalliklarni davolashda dori moddasi sifatida ishlatiladi.

27-bob.VIII A guruh elementlari tavsifi

Bu guruh elementlari VI guruhning asosiy guruhini tashkil etadi. Ularga geliy, neon, argon, kripton, ksenon va radon kirib, ular nodir gazlar yoki inert gazlar deb ataladi. Shu paytgacha geliy, neon va argon birikmalari olinmagan. Bu guruh elementlari gazlar qatoriga kirsam ham ularning molekullari tarkibida faqat bittadan atom bor.

Geliydan tashqari bu guruh elementlarining tashqi qavatidagi elektronlar soni 8 taga teng. Bunday atomlar tashqi qavatida juda barqaror hisoblanadi.

Inert gazlar yuqori ionlanish potensialiga ega. Shuningdek atom radiusi va odatdagi sharoitdagi zichligi neondan radonga(50-jadval) qarab ortib boradi.

50-jadval. Nodir gazlarning eng muhim kattaliklari

Asosiy kattaliklar	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Atom	4,002	20,98	39,94	83,80	131,30	[222]
Massa						
Valent	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$
elektrolar						
Atom radiusi	0,122	0,160	0,192	0,198	0,218	0,22
Gazning						
zichligi,g/l	0,18	1,90	1,78	3,71	5,85	9,73
Ionlanish						
energiyasi,eV	24,59	21,57	15,76	14,00	12,13	10,78
$E^0 \rightarrow E^+$	-268,9	-246,0	-185,9	-153,2	-108,1	-61,9
Suyqlikka						
aylanish har.°S	-271,4	-248,6	-189,3	-157,4	-	-71
Qotish har.°S	0,0005	0,0016	0,93	10^{-4}	111,85	10^{-12}
Havodagi					10^{-5}	
miqdori,hajm.%						

Inert gazlar ichida eng past suyuqlikka aylanish va qotish harorati geliyda kuzatiladi. Hajmiy jihatdan argon havoda 0,93 % ni tashkil etadi. Qolgan inert gazlar bir muncha kam tarqalgan.

27.1. Geliy, neon va argon

Geliy(Helium). 1868 yilda astronomlar P.Janson va D.Loker tomonidan quyosh spektrini o'rganish jarayonida ochilgan. Spektrlardagi yangi chiziq (to'q sariq) yangi kimyoviy element deb qabul qilingan. Keyinchalik Ramzay shunday spektrga ega bo'lgan moddani erda borligini topdi va u geliy deb ataldi (grekcha "geluos" –quyosh).

Xossalari jihatidan molekulyar vodorodga o'xshab ketadi. Geliy gaz modda (suyuql. harorati -269 °S, qaynash harorati -272 °S – 2,5·10³ kPa). Bir l suvda 10 ml atrofida geliy eriydi.

Odatdagi sharoitda inert gaz, lekin kuchli qo'zg'atilsa molekulyar geliy ionini (He²⁺) hosil qiladi.

Yulduzlarda, quyoshda, kometalarda geliy borligi aniqlangan. Quyosh va yulduzlarda vodorodning geliyga aylanish termoyadro reaksiyasi sodir bo'ladi:



Suyuq geliy fizikada juda past haroratli muhit hosil qilish uchun ishlatiladi. Gazsimon geliy metallarni payvand qilishda inert muhit sifatida, oziq ovqat sanoatida konservant sifatida ishlatiladi.

Neon va argon(neonum, argonum). Neon ham juda past suyuql. haroratiga (-248,6 °S) va qayn. haroratiga -245,9 °S ega bo'lgan element. Neonni eruvchanligi ancha yuqori.

Neon ham molekulyar neon ionini (Ne²⁺) kuchli qo'zg'atilganda hosil qiladi. Neon fotoelementlar tayyorlashda, yoritgichlar yasashda ishlatiladi.

Tabiatda neonning uchta barqaror izotopi mavjud: ²⁰Ne, ²¹Ne va ²²Ne.

Oddiy modda holatida argonning suyuql. harorati (-189,3 oS) va qaynash harorati (-185,9 °S) ancha yuqori. Argonning adsorbsiya qilish xossasi ham kuchliroq.

Argon ba'zi moddalarning mag'ziga singib ketib birikmalar hosil qiladi. Suv, fenol, toluol tarkibida ana shunday birikmalar hosil bo'lishi kuzatilgan. -42,8 °S da parchalanadigan Ar·6H₂O tarkibli argon gidrati ma'lum.

Argon metallurgiya va kimyoviy jarayonlarda ishlatiladi. Argonli payvandlash ayniqsa alyuminiy qotishmalarini ulashda, elektrotexnikada, yadro energetikasida keng qo'llaniladi.

Argonning ham uchta barqaror izotoplari: ¹⁸40Ar (99,600%), ¹⁸38Ar (O,063%) va ¹⁸36Ar (O,037%) ma'lum.

Olinishi. Nodir gazlarni olish uchun suyuq havo fraksion haydaladi. Qaynash haroratiga qarab havo haydalganda uch qismga bo'linadi:

- geliy (-269 °S), neon (-246 °S) va azot (-196 °S);
- argon (-186 °S), kislorod (-183 °S);
- kislorod, kripton (-153 °S) va ksenon (-108,1 °S).

Geliy va neon ko'mirda adsorbsiya va desorbsiya qilish usulida bir-biridan ajratiladi.

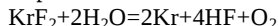
Argon ikkinchi fraksiyadan rektifikatsiya yo'li bilan ajratiladi. Kripton va ksenon uchinchi fraksiyadan ajratiladi.

27.2. Kripton guruhchasi elementlari

Kripton rangsiz, hisdsiz gaz. Bir litr suvda 110 ml 0 °S) argon eriydi. Argonga o'xshash suvda, fenol, toluol, asetonda singish (klatrat) birikmalari hosil qiladi.

Bunday birikmalarga $Kr \cdot 5,75H_2O$; $2,14Kr \cdot 12 C_6H_5-CH_3$; $2,14Kr \cdot 12 C_6H_5OH$ kiradi.

Kripton va atomar fluor elektr razryadi ta'sirida kripton(II) fluorid hosil qiladi. Bu modda o'tkir hidli rangsiz kristall, -30 °S da sublimatsiyalanadi. KrF_2 suvda eriganida parchalanadi:

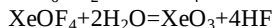
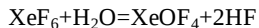


Erkin holda kripton elektr lampalarni to'ldirish uchun ishlatiladi. Kripton (II) fluorid esa fluorlovchi agent sifatida amaliyotda qo'llaniladi.

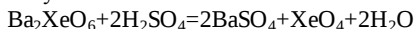
Ksenon. Ksenon molekulasining qutblanuvchanligi geliyga nisbatan 20 marta yuqori. Ksenon -112 °S da suyuqlanuvchi gaz modda. Ksenonning eruvchanligi, adsorbsiya qilish xususiyati ancha yuqori. Ksenon fluoridlari ksenonga fluor ta'sir qilib olinadi.

Ksenon(II) fluorid (XeF_2) kriptall modda (suyuql. harorati 140 °S), XeF_4 (suyuql. harorati 114 °S), XeF_6 (suyuql. harorati 46 °S).

Ksenon(VI) oksidi (XeO_3) – oq qattiq modda, oson portlaydi. XeF_6 gidrolizlanishida hosil bo'ladi:



Ksenon (VIII) oksidi - XeO_4 , odatdagi sharoitda gaz modda. Suvsiz sulfat kislotaga bariy ksenat ta'sir ettirib olinadi:



$Na_4XeO_6 \cdot 6H_2O$, $Ba_2XeO_6 \cdot 1,5H_2O$ tuzlari barqaror, lekin suvda erimaydi.

Ksenon oksidlari qattiq qoldiq qoldirmaydigan portlovchi moddalar tayorlasda, atom texnikasida, shuningdek fluorlovchi va oksidlovchi agentlar sifatida keng qo'llanilmoqda.

Kimyo fani va sanoatining istiqbollari

O'zbekistonda kimyo fani jadal suratlar bilan rivojlanmoqda. Mamalakatimizda O'zbekiston fanlar akademiyasi tasarfuda bo'lgan kimyo sohasiga tegishli 6 ta ilmiy tekshirish institutlari faoliyat ko'rsatmoqda. Bularga umumiy va noorganik kimyo, o'simlik moddalari kimyosi, bioorganik kimyo, polimerlar fizikasi va kimyosi, O'zbekiston farmatsevtika ilmiy tadqiqot instituti va boshqalarni olish mumkin. Bundan tashqari universitetlarning kimyo fakultetlarida, kimyo texnologiya instituti, shuningdek Toshkent farmatsevtika institutining qator kafedralarida kimyo faniga tegishli eng dolzarb masalalarni hal etish yo'lida katta ilmiy izlanishlar olib boriladi.

Mamalakatimiz kimyo sanoati uchun zarur bo'lgan xom ashyolar – tabiiy gaz, neft, toshko'mir, mineral rudalar ko'pligi ilmiy izlanishlar olib borish uchun yangidan yangi kimyoviy moddalarni yaratishga va kerakli mahalliy xom ashyolar zahirasidan foydalanish imkoniyatlarini beradi. Kimyogar olimlar o'simliklar va hayvonot dunyosining zahiralardan ekologik toza, yuqori samarali va kerakli kimyoviy moddalar va dori-darmonlar yaratish ustida izlanishlar olib bormoqdalar.

Kelajakda kimyo fani va sanoati oldida olamshumul yangiliklar yaratish turibdi. Yangi ustivor yonalishlardan biri nanotexnologiya usullaridan foydalanish orqali yangi materiallar yaratishdir. Bu jarayonda alohida atomlar bilan ishlash texnologiyalari nazarda tutiladi. Nanometr (nm) metrning milliarddan bir bo'lagi hisoblanadi. Atomlarning o'lchami bir necha nanometrni tashkil etadi. Polimer oqsillar esa 50-900 nm, ribosomalar va ba'zi tranzistorlar 20 nm o'lchamga ega.

Atomlarni alohida "g'ishtar" deb qarab, nanotexnologiya usullari yordamida oldindan xossalari ma'lum bo'lgan har qanday materiallarni yasash mumkin bo'ladi. Hozirgi paytda nanotexnologiya usullari bilan yaratilgan materiallar ishlab chiqilmoqda. O'simlik xom ashyolaridan bifaol moddalarni ajratib olishda ham bu texnologiya ishlatilayotganligi va samarali dori turlari oliganligi to'g'risida ma'lumotlar bor. Tibbiyot va farmatsiyaga ham shunday ustivor texnologiyalardan foydalanish qarilikni oldini olish, xafli o'smalarni boshlang'ich davrida davolash, toqimalardagi hujayralarni faoliyatini boshqarish, yangi dori darmonlar yaratish va boshqa yangiliklarni yuzaga keltiradi.

Keyingi yillarda O'zbekistonda kimyo sanoati jadal rivojlanayotganligi kimyo korxonalari chiqindisiz texnologiyalardan foydalanayotganligi juda ahamiyatlidir. Hozirgi paytda respublikamizda quyidagi korxonalar faoliyat ko'rsatmoqda:

-Chirchiq elektrokimyo kombinati. Qishloq xo'jaligi uchun muhim bo'lgan ammiak, selitra, karbamid, yuqori kontsentrasiyalı nitrat kislota, vodorod, karbonat angidrid, natriy, kaliy metallari, mis-rux-alyuminiy katalizatorlari va boshqalar ishlab chiqazadi. Kombinatning asosiy xom ashyosi havodan (azot va kislorod) olinadi. Metanni parchalash orqali atsetilen va vodorod olinib ulardan juda ko'p mahsulotlar tayyorlanadi. Xuddi shunday mineral o'g'itlar **Navoiy azot** va **Farg'ona azot** birlashmalarida ham amalga oshiriladi.

- Olmaliq "Ammofos" ishlab chiqarish birlashmasi, Samarqand kimyo zavodi, Navoiy azot ishlab chiqarish birlashmasi, Qo'qon superfosfat zavodi ham asosan fosforli, azotli va boshqa o'g'itlar ishlab chiqarishga moslashtirilgan.

-Sho'rtan neft-kimyo sanoati birlashmasi zavodlarida ham kimyo sanoatining qator muhim mahsulotlari ishlab chiqariladi. Bu korxonalarda neftning yo'ldosh gazlari qayta ishlanib yuqori bosimli polietilen olinadi.

- Kaustik soda zavodi O'zbekistonda amalga oshirilgan katta ishlardan biridir. Mamlakatimizda yuqori sifatli soda olishni solvey usuli asosida amalga oshirilmoqda. Bu usulda eng asosiy xom ashyo osh tuzi, karbonarangidrid, ammiak va suv hisoblanadi. Bu xom ashyolarning zahiralari mamlakatimizda etarli miqdorda mavjud.

-Neftni qayta ishlash korxonalari. O'zbekistonda yirik 5 ta neftni qayta ishlash zavodlari (Farg'ona, Buxoro, Muborak, Fuzor, Oltiariq) bor. Ularda kimyo va dori-darmon sanoati uchun zarur bo'lgan qator xom ashyo mahsulotlari ishlab chiqariladi.

Yuqoridagilardan boshqa respublikada qator qurilish materiallari korxonalari, yog'-moy zavodlari, oziq-ovqat va yengil sanoati korxonalari borki ularda ham kimyo sanoati uchun zaruriy mahsulotlar etarli miqdorda olinadi.

Ayniqsa Qoraqumda katta fosforitlar koning ochilganligi fosforli o'g'itlar ishlab chiqarishni kengaytirishga imkon beradi.

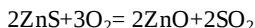
Inson va biosfera, kimyodagi ekologik muammolar. Biosfera faqat muhitgina bo'lmasdan inson yashaydigan makondir. Inson shu makonda yashar ekan u planetamizdagi ekosistemalarning biri hisoblanadi.

Hayot faoliyati davomida elementlarning aylanishi sodir bo'ladigan haqiqiy biologik chegara ekosistema deyiladi.

Inson o'z hayot faoliyati davomida anorganik moddalardan organik moddalar yarata olmaydi u tabiatdan organik moddalarni faqat tayyor holda o'simlik yoki hayvonlardan oladi. Inson uchun kerak bo'ladigan havo toza bo'lishi kerak.

Insonni o'zi hayot faoliyati davrida tabiatning biogen aylanishiga putur etkazishi mumkin. Atrof muhitni sanoat, kimyo korxonalari, insonning hayot faoliyatida hosil bo'ladigan chiqindilar buzadi. Odatda havoda juda kichik qattiq zarrachalar va zaharli gazlar bor.

Havoga metall oksidlarini kuydirishdagi chiqindilar, masalan sulfidlar yongandagi gazlar:



Havoga tarqalgan gazlar tarkibida SO_2 , NO_2 va boshqa gazlar bo'lib, ular suv bilan ta'sirda kislotalar hosil qiladi va yerga yana kislotali yomg'irlar holiday qaytib keladi. Odatda yomg'ir suvida pH 5,6 ga teng bo'lishi kerak. Lekin ba'zan atmosferaga chiqindi gazlarning otilishi oqibatida sanoat korxonalari yaqinida yomg'ir suvining pH qiymati 4,3, va hatto 1,5 gacha kamayganligi kuzatilgan. Bunday kislotali yomg'irlar o'simliklar hayoti va o'rmonlar uchun zararli. Kislotali yomg'irlar hovuzlar va suv havzalarini to'ldirganligi uchun ular baliqlar va suv hayvonlariga ancha zarar keltiradi.

Ayniqsa ichki yo'nar dvigatellardan chiqadigan CO, azot oksidlari, ozon atmosferani ifloslantiradi. Ayniqsa yoqilg'iga qo'shiladigan qo'rg'oshinning organik birikmalari (tetraetil qo'rg'oshin) atmosferaga qo'rg'oshin galogenidlari holatida tarqaladi. Katta sharlarda qo'rg'oshin miqdori ruxsat etilgan holatdan minglab marta oshib ketadi.

Sanoat miqyosida simob, kadmiy kabi zaharli metallarning ishlatilishi va ulardan oqava suv orqali atmosferaning buzilishi ko'p sodir bo'ladi.

Atmosferaning va atrof muhitning zararlanishidan turli kasalliklar kelib chiqishidan tashqari u yoki bu geografik joylanishga bog'liq kasalliklar ham mavjuddir. Ana shu kasalliklar endemik kasalliklar deyiladi.

Kimyoviy elementlarning turli hududlarda konsentratsiyasi har xilligi shu tumanlarda o'ziga xos biokimyoviy reaksiyalar ketishini ko'rsatadi. Masalan, Boshqirdistonda mis ko'p tarqalgan, Armanistonda molibden, O'rta Osiyoda yod etishmasligi, O'zbekistonning janubiy viloyatlarida atrof muhitni ffor bilan zaralanishi turli o'ziga xos endemik kasalliklarni ko'payishiga olib keladi.

Foydalanilgan adabiyotlar:

1. Н.С. Ахметов. «Общая и неорганическая химия» Высшая школа».М.,2002.
2. K.M.Ahmerov, A.Jalilov, R.S.Saefitdinov, Umumiy va anorganik kimyo, "Ozbekiston",2006.
3. N.A.Parpiev, H.Rahimov, A.G.Muftaxov. Anorganik kimyoning nazariy asoslari. T., "Ozbekiston",2002.
4. N.A.Parpiev, A.G.Muftaxov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo. "O'zbekiston", 2003.
5. X.P.Рахимов, Анорганик химия. Олий ўқув юрт. Химия ихтисослиги бўйича таълим олувчи студ. учун дарслик. Қайта ишланган тўлдирилган 2-нашри. Т. «Ўқитувчи», 1984.-424 бет.
6. А.И.Горбунов. Теоретические основы общей химии.М.,2001.
7. Д.А.Князев. Неорганическая химия:учеб.для ВУЗов /Д.А.Князев, С.Н.Смарыгин.-3-изд.испр.-М.:Дрофа,2005.-591.
8. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для ВУЗов/ Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др.; под ред. Ю.А.Ершова- 4 изд.,-М.: Высш.шк.,2003.-560 с. ил.
9. Э.Т.Оганесян. Неорганическая химия.-М.,Высшая школа, 1984.-с.379.
10. Е.Я.Левитин, А.Н.Бризицкая, Р.И.Клюева Общая и неорганическая химия: Учебник для студентов фармац. ВУЗов и фармац. Фак. медВУЗов.Х.:Изд-во НФАУ: Золотые страницы,2002.-с.536 .

Mundarija

	Zamonaviy muammolarni hal etishda kimyo fanining o'рни..	3
	I QISM. UMUMIY KIMYO.	
1- bob.	Kimyoning asosiy qonunlari. Kimyoning tarixi.....	6
1.1.	Kimyoning asosiy qonunlari.....	8
1.2.	Gaz qonunlari.....	12
1.3.	Asosiy tushunchalar.....	14
1.4.	Gazlarning molekulyar massasini aniqlash.....	15
1.5.	Atom massani aniqlash usullari.....	15
2- bob.	Moddalarning agregat holatlari.....	17
2.1.	Moddalarning qattiq holati.....	17
2.2.	Suyuqliklar tuzilishi.....	19
2.3.	Moddalarning gaz va boshqa holatlari.....	19
3- bob.	Anorganik moddalarning sinflari.....	21
3.1.	Oksidlar.....	22
3.2.	Asoslar.....	25
3.3.	Kislotalar.....	27
3.4.	Tuzlar.....	31
4-bob.	Kimyoviy reaksiyalarning energetikasi va yo'nalishi.....	37
4.1.	Kimyoviy reaksiyalarning energetikasi.....	37
4.2.	Termokimyoviy hisoblashlar.....	39
4.3.	Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi.....	41
5 –bob.	Kimyoviy reaksiyalarning tezligi.....	49
5.1.	Reaksiyalar tezligi.....	49
5.2.	Reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi faktorlar.....	50
5.3.	Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri.....	51
5.4.	Reaksiyalarning molekulyarligi va tartibi.....	53
5.5.	Murakkab reaksiyalar.....	55
5.6.	Kataliz. Katalitik reaksiyalar.....	57
5.7.	Kimyoviy muvozanat.....	59
5.8.	Kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi.....	61
5.9.	Kimyoviy jarayonlarning sodir bo'lish shartlari.....	62
6 -bob.	Eritmalar.....	64
6.1.	Eritmalar konsentratsiyasi.....	66
6.2.	Eruvchanlik. Eritish mexanizmi.....	68
6.3.	Eritmalarning fizik-kimyoviy xossalari.....	70
6.4.	Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi.....	74
6.5.	Dissotsilanish darajasi.....	75
6.6.	Eruvchanlik ko'paytmasi.....	78

6.7.	Ionli reaksiyalar va ionlar muvozanatining siljishi.....	79
6.8.	Suvning ion ko'paytmasi.....	81
6.9.	Indikatorlar haqida tushuncha.....	82
6.10.	Kislota va asoslar to'grisidagi zamonaviy tassavurlar.....	83
6.11.	Aktivlik, aktivlik koeffitsienti.Eritmaning ion kuchi.....	85
7-bob.	Tuzlar eritmalarining gidrolizi.....	88
7.1.	Gidroliz turlari.....	88
7.2.	Gidroliz konstantasi.....	90
7.3.	Gidrolizlanish darajasi.....	92
8-bob.	Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.....	94
8.1.	Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining nazariyasi.....	96
8.2.	Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish.....	96
8.3.	Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarining turlari.....	98
8.4.	Oksidlovchi va qaytaruvchining ekvivalenti.....	103
8.5.	Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari potentsiallari.....	104
8.6.	Elektroliz.....	106
8.7.	Metallar korroziyasi.....	109
9-bob.	D.I.Mendeleyvning davriy qonuni va elementlar davriy sistemasi.....	111
9.1.	Davriy sistemaning tuzilishi.....	112
9.2.	Elementlar va ularning birikmalari xossalariidagi davriylik.....	114
9.3.	Davriy jadvaldagi qonuniyatlar.....	115
10-bob.	Atom tuzilishi.....	117
10.1.	Atomning yadroviy tuzilishi.....	117
10.2.	Izotoplar, izobarlar va izotonlar.....	120
10.3.	Yadro reaksiyalari.....	121
10.4.	Atomlar spektri.....	123
10.5.	Nurning kvant nazariyasi.....	124
10.6.	Kvant mexanikasining nazariy asoslari.....	125
10.7.	Elektron bulut.....	125
10.8.	Shredinger tenglamasi.....	127
10.9.	Kvant sonlar.....	127
10.10.	Atom elektron qavatlarining tuzilishi.....	128
11-bob.	Kimyoviy bog'lanish va molekula tuzilishi.....	134
11.1.	Kimyoviy bog'lanishning tabiati.....	134
11.2.	Kovalent bog' hosil qilish usullari.....	136
11.3.	Gibridlanish nazariyasi.....	142
11.4.	Kimyoviy bog'ning asosiy tavsiflari.....	145
11.5.	Molekulyar orbitallar usuli.....	147
11.6.	Ion bog'lanish.....	155

11.7.	Ionlarning qutblanishi va qutblanish darajasi.....	157
11.8.	Vodorod bog'lanish.....	159
11.9.	Metall bog'lanish.....	160
11.10.	Molekulararo ta'sirlar.....	161
12-bob.	Kompleks birikmalar.....	162
12.1.	Verner nazariyasi.....	163
12.2.	Kompleks birikmalarning nomlanishi.....	165
12.3.	Kompleks birikmalarning molekulyar tuzilishini aniqlash.....	166
12.4.	Kompleks birikmalarning turlari.....	167
12.5.	Kompleks birikmalarning eritmadagi barqarorligi.....	170
12.6.	Kompleks birikmalarning fazoviy tuzilishi va izomeriyasi.....	171
12.7.	Kompleks birikmalarda kimyoviy bog'lanishning tabiati.....	172
II QISM. ANORGANIK KIMYO.		
13-bob.	Biogen elementlar kimyosi.....	179
13.1.	Tabiatda biogen elementlarning tarqalishi.....	179
13.2.	Odam organizmida makro- va mikroelementlar.....	182
13.3.	Odam organizmida biogen elementlarning joylanishi.....	183
13.4.	Organizmdagi kimyoviy elementlarning biologik o'rni.....	186
14-bob.	Metallarning umumiy xossalari	187
14.1.	Metallarning kimyoviy xossalari.....	188
14.2.	Metallarning standart elektrod potentsiallari qatori.....	189
14.3.	Metallarning olinish usullari.....	192
15-bob.	s-elementlar.....	194
15.1.	Vodorod.....	194
15.2.	Suv va uning xossalari.....	197
15.3.	Vodorod peroksidi va uning xossalari.....	199
15.4.	I A guruh elementlari.....	202
15.5.	II A guruh elementlari.....	206
15.6.	Suvning qattiqligi va uni yo'qotish usullari.....	213
16-bob.	III-V B guruh elementlari va ularning xossalari.....	215
16.1.	Skandiy birikmalari.....	216
16.2.	Lantanoidlar va aktinoidlar.....	216
16.3.	IV B guruh elementlari.....	218
16.4.	V B guruh elementlari.....	220
17-bob.	VI B guruh elementlari.....	222
17.1.	VI B guruh elementlarining umumiy tasnifi.....	222
17.2.	Xrom va uning birikmalari.....	222
18-bob.	VII B guruh elementlari.....	229

18.1.	VII B guruh elementlarining umumiy tasnifi.....	229
18.2.	Marganes birikmalari.....	230
18.3.	Texnetsiy va reniy to'g'risida qisqacha ma'lumot.....	235
19-bob.	VIII B guruh elementlari.....	236
19.1.	VIII B guruh elementlarining umumiy tavsifi.....	236
19.2.	Temir birikmalari.....	237
19.3.	Kobalt va uning birikmalari.....	243
19.4.	Nikel va uning birikmalari.....	244
20-bob.	I B guruh elementlari.....	247
20.1.	IB guruh elementlari, ularning birikmalari va xossalari.....	247
20.2.	Mis.....	248
20.3.	Misning birikmalari.....	249
20.4.	Kumush va uning birikmalari.....	251
20.5.	Oltin va uning birikmalari.....	253
21- bob.	II B guruh elementlari.....	256
21.1.	Rux birikmalari.....	257
21.2.	Kadmiy.....	260
21.3.	Simob va uning birikmalari.....	260
	III.QISM. Metallmaslarning umumiy xossalari	264
22-bob.	III A guruh elementlari.....	266
22.1.	Bor va uning xossalari.....	267
22.2.	Alyuminiy va uning birikmalari.....	272
22.3.	Galliy guruhchasi elementlari.....	276
23-bob.	IV A guruh elementlari.....	278
23.1.	Uglerod.....	278
23.2.	Kremniy.....	288
23.3.	Germaniy, qalay va qo'rg'oshin.....	292
24-bob.	V A guruh elementlari.....	297
24.1.	Azot.....	297
24.2.	Azotning vodorodli birikmalari.....	299
24.3.	Azotning kislorodli birikmalari.....	304
24.4.	Nitrat kislota va uning tuzlari.....	310
24.5.	Fosfor.....	312
24.6.	Fosforning oksidlari va kislotalari.....	315
24.7.	Mishyak.....	320
24.8.	Surma.....	323
24.9.	Vismut.....	324
25-bob.	VI A guruh elementlari.....	327
25.1.	Kislorod va uning xossalari.....	327

25.2.	Oltingugurt.....	330
25.3.	Sulfat kislotasi va uning xossalari.....	337
25.4.	Oltingugurtning murakkab kislotalari.....	339
25.5.	Selen, tellur va polloniy.....	341
25.6.	VI A guruh elementlarining tibbiyotdagi ahamiyati.....	344
26-bob.	VII A guruh elementlarining umumiy tavsifi.....	346
26.1.	Ftor.....	346
26.2.	Xlor va uning birikmalari.....	349
26.3.	Xlorning kislorodli birikmalari.....	351
26.4.	Brom.....	355
26.5.	Yod.....	357
26.6.	Astat.....	360
26.7.	Galogenlarning o'zaro hosil qilgan birikmalari.....	360
26.8.	Galogenlar birikmalarining tibbiyotdagi ahamiyati.....	361
27-bob.	VIII A guruh elementlari tavsifi.....	362
27.1.	Geliy, neon va argon.....	363
27.2.	Kripton guruhchasi elementlar.....	364
	Kimyo fani va sanoatining istiqbollari.....	365
	Foydalanilgan adabiyotlar.....	368
	Mundarija.....	369

Hakim Raxmonovich To'xtayev
ANORGANIK KIMYO
Ma'ruzalar matni
Farmatsevtika institutining farmatsiya mutaxassisligi
talabalari uchun

2014
il

