

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIIY VA O'RTA MAXSUS
TA'LIM VAZIRLIGI

BUXORO DAVLAT UNIVERSITETI

*BIOLOGIYA TA'LIM YO'NALISHI TALABALARI
UCHUN*

KIMYO
fanidan ma'ruza matni

Tuzuvchilar:

Shirinov G`.

Buxoro – 2017

1-Mavzu. Kirish. Kimyoning asosiy tushunchalari va qonunlari

Reja:

- 1.1 Kimyo fani va uning vazifalari.
- 1.2. Kimyo fanining ahamiyati.
- 1.3. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi.
- 1.4. Kimyoning asosiy tushunchalari va qonunlari.
 - 1.4.1. Atom-molekulyar ta'limot.
 - 1.4.2. Massaning saqlanish qonuni .
 - 1.4.3. Tarkibning doimiylik qonuni.
 - 1.4.4. Ekvivalent. Ekvivalentlar qonuni.
 - 1.4.5. Avog'adro qonuni. Atom, molekula, ularning o'lchamlari.
 - 1.4.6 .Atom va molekulyar massa. Mol.
 - 1.4.7. Oddiy modda va kimyoviy element.

1.1. Kimyo fani va uning vazifalari

Kimyo moddalar, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari, o'zgarishlari va bu o'zgarishlarni boshqarish usullarini o'rganadigan fandir.

Kimyoning muhim vazifasi:

- 1) Foydali xossalarga ega bo'lgan modda yoki materiallarni olish.
- 2) Kimyoviy moddalar saqlagan va kimyoviy o'zgarishlar jarayonida ajralib chiqadigan energiyadan foydalanishdir. Shuni qayd etish lozimki, istalgan moddaning kimyoviy o'zgarishi energiyaning o'zgarishi bilan boradi.

Kimyo fani ko'pgina tabiiy fanlar jumladan fizika va biologiya fanlari bilan chambarchas bog'liqdir, chunki barcha biologik jarayonlar uzluksiz fizik va kimyoviy o'zgarishlar asosida yuz beradi. Kimyo bilan biologiya fanlari orasida tirik organizmdagi kimyoviy birikmalar va ularning o'zgarishini o'rganuvchi biokimyo va molekulyar biologiya fanlari jadal sur'atlar bilan rivojlanmoqda.

Moddalar juda ko'p. Hozirgi vaqtda 3 mln ga yaqin organik va 100 mingga yaqin anorganik (mineral) moddalar ma'lum.

Moddalarning boshqa ko'p klassifikatsiyalari ham mavjud.

1. 2. Kimyo fanining ahamiyati

Ishlab chikarish jarayonida kimyo muhim ahamiyatga ega. Tabiiy xom ashyolarni kimyoviy qayta ishlash yo'li bilan qishloq xo'jaligi, sanoat va uy-ro'zg'or buyumlari ishlab chikarish uchun kerak bo'ladigan turli-tuman moddalar - o'g'itlar, metallar, plastmassalar, bo'yoqlar, dorivor moddalar, sovun, soda va boshqalar olinadi.

Hozirgi vaqtda tinch maqsadlar uchun ishlatiladigan atom energetikasining asosi bo'lgan materiallar (plutoni, neptuni va boshqalar) ni ishlab chikarish tashkil etilgan. Fan, sanoat, meditsina va qishloq xo'jaligi uchun xizmat qiluvchi minglab izotoplar olindi. Fan va texnikaning turli sohalarida ishlatiluvchi yaxshi xossaga ega bo'lgan materiallar – o'g'itlar, o'simliklarni kasalliklar va

zararkunandalardan himoya qiluvchi preparatlar, qiyin suyuqlanuvchi materiallar turli plastmassalar, yarim-o'tkazgichlar, katalizator va boshqalar ishlab chikarilmoqda.

1.3. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi

O'zbekistonda kimyo fanining rivojlanishi 1920 yilda Toshkent Davlat universitetining tashkil etilishi bilan bog'liq. O'zbekistonda kimyo fani va kimyo sanotining rivojlanishiga universitet katta hissa qo'shdi.

Shu kunlarda O'zbekiston Fanlar akademiyasi qoshidagi kimyoga doir ilmiy-tekshirish institutlarida va mustaqil respublikamizdagi ko'p sondagi oliy o'quv yurtlarining kimyo kafedralarida olimlar, mo'taxassislar kimyo fani va sanoatining eng muhim muammolarini tadqiq qilish bilan shug'ullanmoqdalar. Respublikamiz kimyo fani rivojiga munosib hissa qo'shgan va qo'shayotgan akademiklar O.S.Sodiqov, S.Yu.Yunusov, K.S.Axmedov, M.N.Nabiev, X.U.Usmonov, M.Asqarov, Z.Salimovning ilmiy ishlari xorijda ham ma'lumdir.

O'zbekiston hududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt yetarli bo'lganligidan mamlakatimiz yirik kimyo sanoatiga egadir. Xom ashyoning ko'pchiligi yetakchi kimyo sanoati korxonalarini - Fargonada sun'iy tola, Namanganda kimyo zavodi, Toshkentda lok-bo'yoq materiallari va plastmassalarni ishlab chikaradigan korxonalarni vujudga keltirish imkonini yaratdi. Ro'zg'or kimyosi mahsulotlarini tayyorlaydigan Toshkent sintetik yuvish vositalari zavodi, Olmaliq ro'zg'or kimyosi zavodi, Jizzah plastmassa zavodi ishlab turibdi.

O'zbekiston qishloq xo'jaligining paxtachilik tarmog'i kimyo sanoatining mahsulotlarini eng ko'p iste'mol qiluvchi tarmoq hisoblanadi. Mamlakatimizning qishloq xo'jaligida har yili million tonnalab mineral o'g'itlar, zaharli ximikatlar, defoliantlar va boshqa xil mahsulotlar ishlatiladi. Hozirgi vaqtda respublikamizda Chirchik elektr kimyo kombinati, Olmaliq kimyo zavodi, Samarqand kimyo zavodi, Navoiy azotli o'g'itlar kombinati, Navoiy elektr kimyo kombinati, Fargona azotli o'g'itlar zavodida turli mineral o'g'itlar, o'simliklar zararkunandalariga qarshi zaharli moddalar, defoliantlar tayyorlanmoqda. Shuningdek, respublikamizda 3 ta gidroliz zavodi, tog-metallurgiya kombinatlari, sintetik tolalar tayyorlaydigan zavodlar, chinni, sement zavodlari va boshqa xil kimyo zavodlari faoliyat ko'rsatmoqda.

Respublikamiz hududida kimyo sanoatining tez rivojlanishi, qo'llanayotgan texnologik qurilmaning mukammal emasligi ekologik jihatdan salbiy oqibatlarga olib kelmoqda. Kimyo va boshqa xil korxonalardan ajralib havoga, suvga yoki tuproqqa qo'shilib yuborilayotgan turli chikindilar atrof-muhitni ifloslantirib bormoqda. Buning oldinini olish tez orada kechiktirmay hal etilishi lozim bo'lgan dolzarb muammolardan hisoblanadi.

Respublikamizda atrof-muhitni muhofoza qilish yuzasidan ishlar olib borilmoqda. Chikindi suvlardan metallarni ajratib oluvchi ionitlar ishlatilmoqda, qurilmalar ishga solinmoqda. Hozirgi kundagi ekologik va iqtisodiy vazifa eng mukammal chikindisiz kimyoviy texnologiyani qo'llashdir. Korxonalardan

ajralgan chikindi ham qayta ishlanib, kerakli mahsulotga aylantirilsa, texnologiya chikindisiz hisoblanadi. Masalan, Qo'qon moy kombinatida ilgari chikindi hisoblangan danak, uzum va pomidor urug'laridan kosmetika, dori-darmonlar uchun qimmatli mahsulotlar olinishi, danak po'stloqlari motorlarni tozalashda ishlatilishini chikindisiz texnologiya deb hisoblasa bo'ladi.

O'zbekistonda joylashgan barcha kimyo korxonalarini yaqin yillar ichida chikindisiz texnologiya asosida ishlashga moslashtirish lozimdir. Bu vazifani hal qilish, ya'ni yo'qsak malakali kimyogarlar tabiatshunoslar, muhandislarni tayyorlash respublikamizning oliy o'quv yurtlari zimmasiga yo'qlanadi.

1.4. Kimyo fanining asosiy tushunchalari va qonunlari

1.4.1. Atom molekulyar ta'limot

Dastlab, moddalar ko'zga ko'rinmaydigan zarrachalardan iborat degan tasavvurlar qadimgi Gretsiyada vujudga kelgan edi. Eramizdan ilgari V asrda yaratilgan bu atom gipotezasi rivojlanmasdan qolib ketdi. Undan yigirma asr o'tgach, ya'ni XVI asrning boshida fransuz olimi, fizik, matematik va filosof P. Gassendi tarixda uno'tib yuborilgan atom tushunchasini yana fanga kiritdi. P. Gassendi moddalar atomlardan tuzilgan va atomlarning xillari ko'p emas, degan fikrni maydonga tashladi. Ammo atom-molekulyar nazariya yana rivojlanmaganicha qolib ketdi.

Ilmiy asoslangan atom-molekulyar ta'limot ancha keyin XVIII-XIX asrlardagina yaratildi. Bu ta'limotni 1741 yilda M.V.Lomonosov yaratdi va uning assoslarini «Matematik kimyo elementlari» degan asarida bayon etdi.

M. V. Lomonosov tomonidan yaratilgan korpuskulyar nazariyaning asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat:

1) barcha moddalar «korpuskula»lardan iborat bo'lib, ular bir-birlaridan oraliq, ya'ni fazo bilan ajralgandir (Lomonosovning «korpuskula» termini hozirgi «molekula» ma'nosiga ega).

2) «korpuskula»lar to'xtovsiz harakatda bo'ladi;

3) «korpuskula»lar «element»lardan tashkil topgan (Lomonosovning «element» tushunchasi hozirgi «atom» ma'nosiga ega). «Elementlar» ham to'xtovsiz harakatda bo'ladi;

4) «element»lar aniq massa va o'lchamga ega;

5) oddiy moddalarning «korpuskulalari» bir xil «element»lardan murakkab moddalarning «korpuskulalari» turli «element»lardan tuzilgan.

Materiyaning tuzilishi, moddalarning xossalari va kimyoviy o'zgarishlarning tabiati haqidagi hozirgi zamon tasavvurlarimiz atom-molekulyar ta'limotga asoslanadi.

Atom-molekulyar ta'limot asosida moddalarning diskretligi prinsipi yotadi, ya'ni moddalar yaxlit bo'lmasdan, balki mayda zarrachalardan tarkib topgan. Moddalar o'rtasidagi farq ularning zarrachalari orasidagi farq bilan belgilanadi. Moddalar doimo harakatda bo'ladi: jism harorati qanchalik yuqori bo'lsa, harakat ham shunchalik intensiv bo'ladi.

1.4.2. Moddalar massaning saqlanish qonuni

M. V. Lomonosov reaksiya uchun olingan modda va reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlarning og'irligini o'lchash yo'li bilan kimyoviy reaksiyalarning borishini o'rgandi. Natijada u massaning saqlanish qonunini kashf etdi.

Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massasiga teng bo'ladi.

Lomonosov bu qonunini birinchi marta 1748 yilda ta'rifladi, 1756 yilda metallarni og'zi kavsharlab berkitilgan idishlarida qizdirish yo'li bilan bu qonunni to'g'riligini tajribada isbotladi.

1789 yilda moddalar massasining saqlanish qonuni fransuz kimyogari Lavuazye tomonidan kashf etildi (Lomonosov ishidan bexabar holda) Lavuazye kimyoviy reaksiyalarda moddalarning umumiy massalaridan tashqari o'zaro ta'sir qiluvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari ham saqlanib qolishini ko'rsatadi.

1905 yilda Albert Eynshteyn (nemis olimi) jism massasi (m) bilan uning energiyasi (E) orasida bog'lanish borligini ko'rsatadi va bu bog'lanishni quyidagi tenglama bilan ifodalaydi:

$$E=mc^2$$

Bu tenglamadagi c - vakuumdagi yorug'lik tezligi ($2,997925 \times 10^8 \text{ m/c}^{-1}$ yoki taxminan 300000 km/c ga teng). Eynshteynning bu tenglamasi mikro zarrachalar (masalan, elektronlar, protonlar) uchun ham taalluqlidir.

Kimyoviy reaksiyalar natijasida doimo ma'lum miqdorda energiya ajralib chiqadi yoki yo'tiladi. Ammo kimyoviy reaksiyalarda ajraladigan yoki yo'tiladigan energiya miqdorlariga to'g'ri keladigan massa miqdori nihoyatda kam bo'lganligidan uni o'lchash qiyin. Shu sababli kimyoviy reaksiyalarda energiya aylanib ketadigan massa hisobga olinmaydi.

1.4.3. Tarkibning doimiylik qonuni

Lomonosovning moddalar tuzilishi haqidagi fikrlarini o'sha zamon olimlari tushunmadilar. Bu fikrlarni o'sha davrda tajriba yo'li bilan tekshirish imkoniyati yo'q edi. Shu sababli atom-molekulyar ta'limot rivojlanmadi. Chunki o'zaro ta'sir etuvchi moddalar bilan ta'sirlashuv natijasida hosil bo'ladigan moddalar orasidagi nisbatni tushuntirib beruvchi qonunlar hali kashf qilinmagan edi. Bu qonunlar faqat XVIII asrning oxiri va XIX asrning boshlarida kashf etildi.

A.Lavuazye 1787 yilda karbonat angidrid gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va bu usullarning barchasida olingan gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat bir xil (3:8) ekanligini aniqladi. Shundan keyin har qanday kimyoviy toza birikmalarni tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosaga kelindi.

1803 yilda fransuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tajribalari asosida kimyoviy reaksiyalar natijasida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkiblari reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liqdir, degan xulosaga keldi. Fransuz olimi Prust Bertolening yuqoridagi xulosasiga qarshi chikdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta analiz qildi: toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini juda ko'p analizlar bilan

isbotladi. Prust bilan Bertole orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Ko'pchilik olimlar Prust xulosalarini yoqladilar va natijada 1808 yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri tarkibining doimiylik qonuni kashf etildi. U quyidagicha ta'riflanadi. *Har qanday kimyoviy toza birikma olinish usulidan qat'iy nazar o'zgarmas miqdoriy tarkibga ega.* Masalan, toza suv – H_2O tarkibida 11,11% vodorod va 88,99% kislorod bo'ladi. Karbonat angidrid – CO_2 tarkibida 27,29% uglerod va 72,71% kislorod bo'ladi.

Tarkibning doimiylik qonunini hamma moddalar uchun qo'llash mumkin emas. Masalan, izotoplarda ayni modda tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari orasidagi nisbat faqat bu elementlarning izotop tarkibi doimiy bo'lgandagina o'zgarmas bo'lishi mumkin. Elementlarni izotop tarkibi o'zgarganda birikmalarining miqdoriy tarkiblari ham o'zgaradi. Masalan, og'ir suv tarkibida 20% ga yaqin vodorod bo'lsa, oddiy suv tarkibida faqat 11% vodorod bo'ladi.

Tarkibning doimiylik qonuniga faqat molekula holidagi gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi. Atom tuzilishiga ega bo'lgan moddalar va yuqori molekulyar birikmalar bu qonunga bo'ysunmasligi mumkin. Bertolening o'zgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik N.S.Kurnakov rivojlantirdi. U qotishma va eritmalar haqiqatan ham o'zgaruvchan tarkibli birikmalar deb atadi. Masalan, vismutni talliy bilan hosil qiladigan birikmalarida talliyning bir og'irlik massasiga vismutning 1,24 dan 1,82 gacha bo'lgan og'irlik massasi to'g'ri kelishi mumkin.

XX asrning 30-yillarida bertolidlar faqat metallarning bir-biri bilan hosil qiladigan birikmalaridagina kuzatilmasdan, ularning tabiiy birikmalar orasida ham uchrashi aniqlandi. Masalan, oksidlar, metallarning oltingugurt, azot, uglerod, vodorod bilan hosil qiladigan birikmalari orasida bertolidlar uchrashi mumkin.

1.4.4. Ekvivalent. Ekvivalentlar qonuni

Ingliz olimi J. Dalton elementlar muayyan miqdorlardagina o'zaro birika oladi, degan fikrni aytdi va bu miqdorlarni «birikuvchi miqdor»lar deb atadi. Ammo keyinroq bu termin o'rniga **ekvivalent** termini qabul qilindi (ekvivalent so'zi «teng qiymatli» demakdir, bu terminni kimyoga 1814 yilda Volloston kiritgan).

Elementning bir massa qism vodorod yoki sakkiz massa qism kislorod bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori uning ekvivalenti deb ataladi. Masalan, kalsiyning ekvivalenti 20 ga teng, 8 massa qism kislorod bilan qoldiqsiz birikadi (CaO).

Elementning ekvivalentini uning vodorod yoki kislorod bilan hosil qilgan birikmasi tarkibi orqali yoki vodorodga almashinishi orqali hisoblab topiladi. Shuni ham aytish kerakki, biror elementning ekvivalentini vodorod yoki kislorod orqali aniqlash shart emas, ekvivalenti ma'lum bo'lgan biror element bilan hosil qilgan birikmasi yordamida ham aniqlasa bo'ladi.

Ekvivalent tushunchasi murakkab moddalarga ham tatbiq qilinadi. Murakkab moddaning vodorodning bir ekvivalenti bilan yoki umuman boshqa har qanday moddaning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan miqdori shu murakkab moddaning ekvivalenti deb ataladi.

Analiz va hisoblashlarda, umuman turli reaksiyalarda, ko'pincha elementlar, kislotalar, asoslar, tuzlarning ekvivalentlarini hisoblashga to'g'ri keladi.

Elementning ekvivalenti uning atom massasini valentligiga bo'lish bilan hisoblanadi, elementning atom massasi ekvivalentining valentligiga ko'paytmasiga tengdir. Valentligi o'zgaruvchan elementlarning ekvivalentlari ham o'zgaruvchan bo'ladi.

Kislota ekvivalentini hisoblash uchun molekulyar massasini kislotaaning negizligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M}{2} = \frac{98,077}{2} = 49,039$$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M}{3} = \frac{97,9953}{3} = 32,665$$

Asos ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu asos tarkibidagi metallning valentligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37$$

$$E_{\text{Al(OH)}_3} = \frac{M}{3} = \frac{78}{3} = 26$$

Tuz ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini tuz tarkibidagi metallning umumiy valentligiga bo'lish kerak, masalan:

$$E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

Kimyoga «ekvivalent» tushunchasi kiritilgandan so'ng ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta'riflandi.

Elementlar (moddalar) bir-birlari bilan o'z ekvivalentlariga proporsional bo'lgan miqdorlarda birikadilar.

1.4.5. Avog'adro qonuni. Atom va molekula, ularning o'lchamlari

Italyan fizigi Avog'adro (1776-1856) moddaning eng kichik zarrachalari molekulalar, elementlarning eng kichik zarrachalari esa atomlar degan fikrni aytdi. Uning ta'limotiga ko'ra oddiy moddalarning molekulalari bir element

atomlaridan, murakkab moddalarning molekulari turli elementlarning atomlaridan tuziladi. Bu bilan Avog'adro Lomonosovning moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotni quvvatladi va 1811 yilda quyidagi qonunini kashf etdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi.

Bir xil harorat va bir xil bosimda olingan teng hajmdagi har qanday gazlarning molekulari soni teng bo'ladi.

Berselius va uning tarafdorlari Avog'adro topgan qonuniyatni e'tirof etmadilar. 1840 yildagi kimyogarlar halqaro s'ezdidan keyin bu gipoteza Avog'adro qonuni deb tan olindi, molekula va atomga quyidagi ta'rifni berdilar.

Molekula moddaning mustaqil mavjud bo'la oladigan va moddaning kimyoviy xossalariga ega bo'lgan eng kichik zarrachasidir.

Atom elementning kimyoviy xossalarini o'zida saqlovchi eng kichik zarrachasidir.

Har bir elementning barcha atomlari bir xil xossalarga egadir. Bir elementning atomlari o'zaro birikkanda oddiy modda hosil bo'ladi. Masalan: H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 . Demak, oddiy modda bo'lgan vodorod ikkita vodorod atomlaridan tuzilgan.

Turli element atomlarining birikishidan murakkab modda hosil bo'ladi, masalan suv H_2O modda vodorod bilan kislorod atomlaridan iborat, shakar $C_{12}H_{22}O_{11}$ esa uglerod, vodorod va kislorod atomlaridan iboratdir.

Atom va molekular nihoyatda mayda zarrachalardir. Atom va molekularni kichik doira shaklidagi zarrachalar deb hisoblasak, ularning radiusi santimetrning yuz milliondan bir ulushlari bilan, ya'ni $\text{\AA}$ (angstremlar) bilan ifodalanadi. ($1\text{\AA} = 10^{-8} \text{ sm} = 10^{-10} \text{ m}$). Alyuminiy atomining radiusi $1,43 \text{\AA}$ ga, oltin atomining radiusi $1,44 \text{\AA}$ ga, temir atomining radiusi esa $1,27 \text{\AA}$ ga tengdir. Hozirgi vaqtda elektron mikrosqoplar yordami bilan ba'zi moddalar molekulasini ko'rish mumkin.

1.4.6. Atom va molekulyar massa. Mol

1961 yildan boshlab atom massalarining yagona o'lchami, ya'ni nisbiy atom massa birligi qo'llanila boshlandi. Nisbiy atom massa birligi (a.m.b.) sifatida uglerod izotopi ^{12}C atom massasining $1/12$ qismi olingan. Bu birlik uglerod birligi (u.b) deb ham yuritiladi. $1 \text{ atom massa birligi} = 1 \text{ uglerod birligi} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ga teng.

Elementning nisbiy atom (yoki atom massasi) massasi deb, uning atomining atom massa birligida ifodalangan massasiga aytiladi. Masalan, oltingugurtning atom massasi 32 a.m.b. ga teng. Bu oltingugurt elementining 1 atomi massasi 32 u. b. ga yoki $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 32 = 53,12 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ga teng demakdir.

Oddiy yoki murakkab modda molekulasining nisbiy molekulyar massasi (yoki qisqacha molekulyar massasi) deb, uning molekulasining atom massa birligida ifodalangan massasiga aytiladi. Masalan, kalsiy karbonat $CaCO_3$ ning nisbiy molekulyar massasi 100 a.m.b. ga tengdir. Demak, $CaCO_3$ ning bitta molekulasining massasi 100 u.b. ga yoki $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 100 = 1,66 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$ ga tengdir.

Har qanday modda molekulasi massasi shu molekulani hosil qiluvchi atomlar massasining yig'indisiga tengdir. Masalan, ikki atomdan tuzilgan vodorod molekulasi massasi 2,0158 a.m.b. ga, molekulasi vodorodning ikki atomi va kislorodning bir atomidan tuzilgan suvning molekulyar massasi $15,9994 + 2 \cdot 1,0079 = 18,0152$ a.m.b ga tengdir.

Kimyoda massa va hajm birligi bilan bir qatorda modda miqdorining birligi sifatida «mol» ham ishlatiladi. *Mol uglerod izotopi ^{12}C ning 12 grammida qancha atom bo'lsa, shuncha molekula, atom, ion, elektron yoki boshqa struktura zarrachalarini saqlovchi moddaning miqdoridir.* Mol tushunchasi qo'llanilganda har bir aniq hollarda qanday struktura zarrachalari hisobga olinayotganligi ko'rsatilishi zarur. Masalan, H atomlari moli, H_2 molekulalari moli, H ionlari moli bir-birlaridan farqlanishi kerak. Hozirgi vaqtda 1 mol modda tarkibida bo'lgan struktura zarrachalarining soni (Avog'adro soni) juda anqlik bilan hisoblangan bo'lib, bu son $6,02 \cdot 10^{23}$ ga tengdir.

Moddaning 1 molining massasi mol massa deb yuritiladi. Mol massa odatda, g/mol bilan ifodalanadi. Masalan, atomar vodorodning mol massasi 1,0079 g/mol ga molekulyar vodorodning mol massasi 2,0158 g/molga, kislorod molekulasi mol massasi 31,9988 g/mol ga tengdir.

Har qanday gazning bir xil sondagi molekulalari Avog'adro qonuniga binoan bir xil sharoitda teng hajmni egallaydi. Har qanday moddaning 1 molidagi zarrachalar soni bir xil bo'ladi. Bundan 1 mol gaz holatidagi har qanday modda ma'lum harorat va bosimda bir xil hajmni egallaydi, degan xulosa kelib chiqadi.

Normal sharoitda, ya'ni normal atmosfera bosimi (101,325 kPa yoki 760 mm s.u) va 0°C da 1 mol gazning qanday hajmni egallashini hisoblab chiqish qiyin emas. Masalan, tajriba yo'li bilan 1 litr kislorodning normal sharoitdagi massasi 1,43 g kelishi aniqlangan. 1 mol (32 g) kislorodning normal sharoitda egallaydigan hajmi $32 : 1,43 = 22,4$ litrga teng bo'ladi. 1 mol vodorod, 1 mol uglerod (IV)-oksid va boshqa gazlarning egallaydigan hajmini hisoblaganda shu miqdor kelib chiqadi. *Har qanday gazning 1 moli normal sharoitda 22,4 l hajmni egallaydi. Bu hajm gazning normal sharoitdagi mol hajmi deb ataladi.*

1.4.7. Oddiy modda va kimyoviy element

Kimyogarlar ichida birinchi bo'lib, D.I.Mendeleyev oddiy modda va kimyoviy element tushunchalarini bir-biridan farqlashni ko'rsatgan edi. Har bir oddiy modda o'zining ma'lum fizik va kimyoviy xossalariga ega bo'lishi bilan xarakterlanadi. Qandaydir oddiy modda kimyoviy reaksiyaga kirishganda va yangi modda hosil qilganda o'zining ko'pchilik xossalarini yo'qotadi. Masalan, temir oltingugurt bilan birikkanda o'zining metallik yaltiroqligini, bolg'alanish, magnitlanish kabi xossalarini yo'qotadi. Oddiy modda shaklidagi temir endi sulfid tarkibidagi temir elementiga aylanadi. Oddiy modda bo'lgan oltingugurt ham temir sulfid tarkibidagi oltingugurt elementiga aylanadi. Endi oddiy oltingugurtning mo'rtligi, sariq rangi, yonuvchanlik xususiyati yo'qoladi.

Muayyan xossalarga ega bo'lgan atomlarning ayrim turi kimyoviy element deb ataladi.

Bir xil element atomlarining o'zaro birikishi natijasida oddiy moddalar, har xil elementlar atomlarining o'zaro ta'siridan murakkab moddalar hosil bo'ladi.

Oddiy modda bilan kimyoviy element orasidagi farq bir xil element atomlaridan tuzilgan bir necha xil oddiy moddalarni uchratganimizda yanada yaqqolroq ko'rinadi. Masalan, oq fosfor, $44,20^{\circ}\text{C}$ da suyuqlanuvchi juda zaharli moddadir. Fosfor qorongida havoda shu'lalanadi va hatto alangalanib yonishi mumkin. Fosfor oddiy modda bo'lib, boshqa moddalarga parchalanmaydi. Agar fosfor havo kirmaydigan joyda qizdirilsa, uning xossalari keskin o'zgaradi, ya'ni u qizil-binafsha tusga kiradi, qorong'ida endi shu'lalanmaydi, havoda yonib ketmaydigan bo'lib qoladi. Demak, bir modda ikkinchi boshqa moddaga aylanadi. Bu modda boshqa moddaga parchalanmaydi va unga hech narsa birikmaydi. Dastavval olingan va qizdirish natijasida hosil bo'lgan moddalarning ikkisi ham fosfor elementidir. Ulardan birinchisi oq fosfor, ikkinchisi esa qizil fosfor deb ataladi. Bu ikkala fosfor bir xil elementning turli formalaridagi ko'rinishidir. Oq fosfor ham, qizil fosfor ham kislorod oqimida qizdirilganda bir xil modda - fosfat angidrid hosil bo'ladi. Demak, fosfor elementi erkin holda bir necha oddiy moddalar holida uchrashi mumkin.

Kimyoviy elementning bir necha oddiy moddalar holida uchrash hodisasi *allotropiya* deb ataladi, bir xil elementdan hosil bo'lgan har xil oddiy moddalar shu elementning *allotropik shakl o'zgarishlari* deb ataladi. Fosfor elementining allotropik shakl o'zgarishlari oq va qizil fosfor misol bo'ladi.

2-Mavzu. D.I.Mendeleyevning davriy qonuni va atomlar tuzilishi

Reja:

- 2.1. D.I.Mendeleyevning davriy qonuni.
- 2.2. Elementlar davriy sistemasi.
- 2.3. Elementlarning atom va ion radiuslari, ionlanish energyasi, elektronga moyillikning o'zgarish qonuniyatlari.
- 2.4. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati.
- 2.5. Atom tuzilishga kirish.
- 2.6. Radioaktivlik.
- 2.7. Atomning yadro modeli.
- 2.8. Atom spektrlari.
- 2.9. Yorug'likning kvant nazariyasi.
- 2.10. Bor nazariyasi.
- 2.11 Elektronlarning kvant sonlari.
- 2.12. Pauli prinsipi.
- 2.13.Xund qoidasi. Atom orbitallarning elektronlar bilan to'lish tartibi.
- 2.14. Atom va ionlarning o'lchamlari.
- 2.15. Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik.
- 2.16. Atom yadrosining tuzilishi. Izotoplar.

2.17. Tabiiy va sun'iy radioaktivlik. Yadro reaksiyalari.

2.1. D.I.Mendeleyevning davriy qonuni

Atom molekulyar ta'limotining kashf etilishidan keyingi muhim voqealardan biri davriy qonunning ochilishi bo'ldi. 1869 yilda D.I.Mendeleyev tomonidan qilingan bu kashfiyot kimyoda yangi davrni boshlab berdi. Davriy qonunga asoslangan kimyoviy elementlar klassifikatsiyasi kimyoviy elementlar xossalarini o'rganish va moddalarning tuzilishi haqidagi ta'limotning yanada rivojlanishida juda ham muhim rol o'ynadi.

Kimyoviy elementlarni sistemaga solishga bo'lgan urinishlar Mendeleyevgacha ham mavjud edi. Lekin harakatlarning barchasi faqat sinflarga bo'lish maqsadini ko'zlagan bo'lib, ayrim elementlarning o'xshash kimyoviy xossalariga asoslanib guruhlariga birlashtirishdan nariga o'tmadi. D.I.Mendeleyevdan avval olib borilgan ishlarning hech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi aniqlanmadi. Kimyoviy elementlarning bir-biriga o'xshashligi va farqi asosida kimyoning muhim qonunlaridan biri yotishini D.I.Mendeleyevgacha hech kim kashf eta olmadi. D.I.Mendeleyev birinchi bo'lib, hamma kimyoviy elementlar orasida qonuniy bog'lanish borligini kashf etdi. Elementlar sistematikasiga asos qilib ularning nisbiy atom massalarini oldi.

D.I.Mendeleyev o'sha zamonda ma'lum bo'lgan barcha elementlarni ularning atom massalari ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirdi va elementlarning xossalari ma'lum oraliqlarda, ya'ni davriy takrorlanishini aniqladi. Mendeleyev kashf etgan bu qonun davriy qonun deb yuritildi, uni Mendeleyev quyidagicha ta'rifladi: *"Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarining atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi"*. D.I.Mendeleyev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalariga e'tibor berdi. Elementlarning davriy sistemasida elementlarning kimyoviy va ba'zi fizik xossalari davriy ravishda o'zgaradi. Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalar quyidagilardan iborat:

1) elementning valentligi, 2) elementning yuqori oksid hamda gidroksidlarining shakllari, 3) ularning asos yoki kislota tabiati, 4) elementlar oksidlarining gidratlanishiga intilishi va boshqalar.

Elementlarning quyidagi fizik xossalarida davriylik uchraydi:

1) atom hajmlari, 2) atom va ionlarning radiuslari, 3) optik spektrlari, 4) ionlanish potentsiallari, 5) suyuqlanish va qaynash haroratlari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari atom massalari, atom issiqlik sig'implari davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalar elementlarning davriy bo'lmagan xossalari qatoriga kiradi. Elementlar atomlarining yadro zaryadlari davriy sistemada bir elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari 1 tadan ortib boradi. Elementlarning atom massalari davriy sistemada bir elementdan 2-elementga o'tishi bilan birta uglerod birligi qadar ortib boradi. Ko'pchilik elementlarning atom issiqligi sig'imi 26 J ga teng bo'lib, elementning davriy sistemadagi o'rniga bog'liq emas.

Atom tuzilishi haqidagi tassavurlar davriy qonunning fizik mohiyatini

yaqqol namoyon qildi, ya'ni nima uchun elementlarning xossalari davriy ravishda o'zgarishini tushuntirishga imkon berdi. Elementlarning davriy sistemada joylashgan o'rni bilan ularning kimyoviy xossalari orasida ma'lum bog'lanish borligi aniqlandi.

Bir-biriga o'xshash elementlarning sirtqi va sirtqidan oldingi qavatlarida elektronlarning joylashishi ham bir birinikiga o'xshash bo'ladi. Elementlar xossalarining davriy o'zgarishiga sabab atomda elektronlarning ketma-ket joylashishi va har qaysi qavatda ma'lum sondagi elektronlarning mavjudligidir.

Elementning tartib nomeri shu element atom yadrosining musbat zaryadiga teng. Atom tuzilishi nazariyasiga binoan davriy qonun quyidagicha ta'riflanadi (davriy qonunning hozirgi zamon ta'rif): *oddiy modda (element)larning xossalari, shuningdek element birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom yadrolari zaryadiga davriy bog'liqdir.*

2.2.Elementlarning davriy sistemasi

D.I.Mendeleyev davriy sistemasini 1869 yilda tuzdi. Xossalari ketma-ketlikda o'zgaradigan elementlarning qatori, masalan, litiydan neongacha yoki natriydan argongacha bo'lgan sakkiz elementdan iborat qatorlar Mendeleyev tomonidan davrlar deb ataldi. Agar bu ikki qatorni birini tagiga ikkinchisini yozsak, unda elementlar quyidagicha joylashishi mumkin:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Bunda vertikal ustunlarga xossalari jihatidan bir-biriga o'xshash bir xil valentlikka ega bo'lgan elementlar joylashadi, masalan litiy va natriy, berilliy va magniy va hokazo.

Hamma elementlarni qatorlarga taqsimlab va elementlarni xossalari va hosil qiladigan birikmalarning tipiga qarab bir qator tagiga ikkinchisini joylashtirib, Mendeleyev elementlar davriy sistemasi deb atalgan jadvalni tuzdi.

Davriy sistemasining oxirgi varianti o'nta gorizontal qatorlar va sakkizta vertikal ustunlar yoki guruhlardan iborat. Mendeleyev o'xshash elementlar joylashgan vertikal qatorlarni guruh deb, ishqoriy metallardan galogengacha bo'lgan elementlarning har qaysi gorizontal qatorini davr deb atadi. Birinchi qatorda faqat ikki element – vodorod va geliy joylashgan. Bu ikki element birinchi davrni tashkil etadi. Ikkinchi va uchinchi qatorlar biz yuqorida ko'rib chiqqan elementlardan tashkil topgan bo'lib, har birida sakkiztadan element bo'lgan ikki davrni hosil qiladi. Uchala davr kichik davrlar deb yuritiladi. IV, V, VI, va VII davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VII davrlarning har qaysisi ikki qatordan tuzilgan. VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy metall bilan boshlanib, inert gaz bilan tugaydi. Katta davrlarda elementlarning soni ko'p bo'lganligi uchun bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrdagilarga nisbatan bir muncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metallardan inert gazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi, bundan tashqari elementlarning xossalari har bir juft qator ichida va har bir toq qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi.

Elementlarning kislorodga nisbatan yuqori valentligi bir elementdan ikkinchi elementga tekis o'zgarib boradi. Lekin davr o'rtasida valentlik maksimumga yetib birdan ikkiga tushadi, so'ngra davr oxiriga qarab yana oshib boradi. Katta davrlarning juft qator elementlari faqat metallar bo'lib, metallik xususiyati chapdan o'ngga borgan sayin pasayadi. Toq qatorlarda chapdan o'ngga borish bilan metallik xossalari yanada zaiflashib, metallmaslik xossalari kuchayadi.

Sakkizinchi qatorda lantan (57- element)dan keyin o'z xossalari bilan bir-biriga va lantanga o'xshash 14 ta element joylashgan. Bu elementlar lantanoidlar nomi bilan yuritiladi va jadvalga alohida bir qatorga joylashtirilgan. Uninchi qatorda aktiniy (89-element)dan keyin o'z atom tuzilishlari bilan aktiniy atomiga o'xshash 14 ta element joylashgan, ular aktinoidlar deb ataladi va alohida qatorga joylashti- riladi.

Jadvalning veritikal ustunlarida yoki guruhlariga o'xshash xossalarga ega bo'lgan elementlar joylashtirilgan. Shuning uchun har bir vertikal guruh elementlar go'yoki elementlarning tabiiy oilasini tashkil qiladi. Jadvalda bunday guruhlarining soni 8 ta bo'lib, guruh nomeri rim raqamlar bilan ko'rsatilgan. Birinchi guruhga kiruvchi elementlarning umumiy R_2O formulaga to'g'ri keladigan oksidlarni hosil qiladi, ikkinchi guruh elementlari RO , uchinchi guruh elementlari R_2O_3 formulaga to'g'ri keladigan oksidlarni hosil qiladi va hokazo. Shunday qilib, har bir guruhdagi elementlarning yuqori valentligi ba'zi cheklanishlarni hisobga olmaganda guruh nomeriga to'g'ri keladi.

II va III davr elementlarini D.I.Mendeleyev tipik elementlar deb atadi. Har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo'linadi. Tipik elementlarga ega guruhcha asosiy guruhcha nomi bilan yuritildi. Katta davrlarning toq qatorlari elementlari esa yonaki qo'shimcha guruh deb ataldi.

Asosiy guruhcha elementlari kimyoviy xossalari jihatdan yonaki guruhcha elementlaridan farq qiladi. Buni VII guruh elementlarida yaqqol ko'rish mumkin. Bu guruhning asosiy guruhcha elementlari (vodorod, ftor, xlor, brom, yod, astat) aktiv metallmaslar bo'lib, qo'shimcha guruhcha elementlari (maganes, texnetsiy, reniy) hakikiy metallardir. Har bir guruh ichida atom massa ortishi bilan elementlarning metallik xossalari kuchayib boradi. Bu hodisa, asosiy guruhcha elementlarida yaqqol namoyon bo'ladi.

Elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislotalilik xususiyatlari va hokazolar) davriy sistemada davr ichida ham, guruh ichida ham ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z o'rniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalar majmuasini ifodalaydi va tartib nomeri bilan xarakterlanadi. Shu sababli agar biror elementning davriy sistemada tutgan o'rni ma'lum bo'lsa, uning xossalari haqida to'la fikr yuritish mumkin. Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o'rniga qarab, uning elektron tuzilishini aniqlash mumkin. Buning uchun quyidagi qonuniyatlarni bilish kerak.

1. Atomdagi elektronlar joylashadigan energetik pog'onaning soni elementlar davriy sistemasidagi davr nomeriga teng bo'ladi.

2. Asosiy guruhcha elementlari atomlari tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar soni shu element joylashgan davriy sistemaning guruh nomeriga teng.

Masalan, 20-element kalsiy II guruhning asosiy guruhchasida, 4-davrda joylashgan. Kalsiy atomining tashqi pog'onasidagi elektron konfiguratsiyasi $4s^2$ dir. Surma 51-element bo'lib, u V guruhning asosiy guruhchasi va 5 – davrda joylashgan. Uning tashqi pog'anasining elektron konfiguratsiyasi $5s^2 5p^3$ dir. Asosiy guruhcha elementlarining tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar kimyoviy o'zaro ta'sirlashadigan valent elektronlar hisoblanadi.

3. III – VII guruhlarning qo'shimcha guruhchalari elementlari hamda VII guruhning qo'shimcha guruhidagi 3 ta element (Fe, Ru, Os) ning atomlaridagi tashqi energetik pog'onaning s-pog'onachasidagi va tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onachasidagi elektronlarning umuiy soni guruh soniga teng. Masalan reniy 6-davr VII guruhining qo'shimcha guruhchasida joylashgan, uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi $5d^5 6s^2$ dir.

4. I va II guruhning qo'shimcha guruhchasi elementlarida tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onasi elektronlarga to'lgan (d^{10}) bo'lib, tashqi energetik pog'onadagi elektronlar soni guruh nomeriga teng. Masalan, simobning elektron formulasining oxiri $5d^{10} 6s^2$ ko'rinishida bo'ladi.

2.3. Elementlarning atom va ion radiuslari, ionlanish energiyasi, elektronga moyiligining o'zgarish qonuniyatlari

Elementlarning atom radiuslari atom yadrosi zaryadi qiymatiga davriy bog'liqdir. Bitta davr ichida atom yadrosi zaryadining oshishi bilan atom radiuslarining kamayishi kuzatiladi. Bu hol ayniqsa kichik davrlarda namoyon bo'ladi. Quyida ba'zi elementlarning atom radiuslari berilgan (nm da):

Li	Be	B	C	N	O	F
0,165	0,113	0,091	0,077	0,076	0,066	0,064
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,189	0,160	0,143	0,134	0,130	0,104	0,099

Atom radiuslarining davr boshidan davr oxirigacha kamayib borishi tashqi elektron qavatidagi elektronlarning atom yadrosi zaryadining ortib borishi natijasida yadroga kuchliroq tortilish bilan tushuntiriladi. Yadrodan uzoqroq joylashgan yangi elektron qavatning qo'shilishi bilan, ya'ni keyingi davrga o'tish bilan atom radiuslarining qiymati oshib boradi (masalan, fluor atomi bilan natriy atomi radiuslarni solishtirib ko'ring).

Bitta guruhchada yadro zaryadining oshishi bilan atom radiuslari kattalashib boradi. Misol tariqasida ba'zi bosh guruhcha elementlarining atom radiuslarini (nm da) keltiramiz:

I guruh	II guruh	III guruh
Li 0,165	Be 0,113	N 0,076
Na 0,189	Mg 0,160	P 0,130
K 0,235	Ca 0,197	As 0,148
Rb 0,248	Sr 0,215	Sb 0,161
Cs 0,268	Ba 0,221	Bi 0,182

Bitta guruhchada bir xil miqdordagi yadro zaryadga ega bo'lgan ionlarning radiusi yadro zaryadining ortishi bilan kattalashadi. Buni quyidagi keltirilgan misollarda ko'rish mumkin (ion radiuslari nm da berilgan):

1 guruh	II guruh	VI guruh	VII guruh
Li ⁺ 0,068	Be ⁺ 0,034	O ²⁻ 0,136	F ⁻ 0,133
Na ⁺ 0,098	Mg ⁺ 0,074	S ²⁻ 0,182	Cl ⁻ 0,181
K ⁺ 0,133	Ca ⁺ 0,104	Se ²⁻ 0,193	Br ⁻ 0,196
Rb ⁺ 0,149	Sr ⁺ 0,120	Te ²⁻ 0,211	I ⁻ 0,220

Bunday qonuniyat bir davrdan keyingi davrga o'tganda elektron qavatlarining sonini ortishi va tashqi elektronlarning yadrodan uzoqlashib borishi bilan tushuntiriladi.

Elektronlarning ionlanish energiyasi va elektronga moyillik qiymatlarining davr va guruhchalar bo'yicha o'zgarishini ko'rib chikaylik. Davriy sistemaning bitta guruhchasi bo'yicha ionlanish energiyasi yadro zaryadi ortishi bilan kamayib boradi. Bu elementning metallik xossalari susayib borishini ko'rsatadi. Buni quyidagi jadvaldan ko'rish mumkin.

1- jadval

Ba'zi guruhcha elementlari atomlarining birinchi ionlanish energiyasi (V)

1 guruh	II guruh	VI guruh	VII guruh
Li 5,39	Be 9,32	O 13,62	F 17,42
Na 5,14	Mg 7,65	S 10,36	C 1,97
K 4,34	Ca 6,11	Se 9,75	B 10,84
Rb 4,18	Sr 5,69	Te 9,01	I 10,45
Cs 3,39	Ba 5,21		

Bu qonuniyat atom radiuslarining ortib borishi bilan bog'liq. Atom yadrosi bilan tashqi elektronlar orasidagi oraliq elektron qavatlar sonining oshishi tashqi qavatlardagi elektronlarning yadro bilan bog'lanishini susaytiradi, bu ionlanish energiyasining kamayishiga olib keladi.

Bir davr mobaynida ishqoriy metallardan nodir gazga o'tgan sari yadro zaryadi sekin asta ortib, atom radiusi kamayib boradi. Shu sababli ionlanish energiyasi ham asosan davr boshidan davr oxiriga qarab oshib boradi, elementning metallik xossalari esa susayib boradi.

Elektronga moyillik atomning oksidlash aktivligining o'lchovidir. Element atomning elektronga moyilligi qanchalik katta bo'lsa, bu element shunchalik kuchli oksidlovchi hisoblanadi.

Elektronga moyillikning son qiymati elementning tartib nomeri, davriy sistemadagi o'rni, elektronlar bilan to'lib boruvchi pog'onachaga (bu pog'onacha tugallanishiga yaqin bo'lsa, element atomining elektronga moyilligi yuqori bo'ladi) hamda boshqa faktorlarga bog'liq bo'ladi.

2-jadval

Ba'zi elementlar atomlarining elektronga moyillik qiymatlari

Element	F, eV	Element	F, eV
H	0,747	Ne	1,28
He	- 0,22	Na	0,47
Li	0,82	Mg	- 0,32
Be	-0,19	Al	0,52
B	0,33	Si	1,90
C	1,12	S	2,07
N	- 0,21	Cl	3,76
O	1,47	K	0,5
F	3,58	Br	3,45

Davr bo'yicha elementlar atomining elektronga moyilligi chapdan o'ngga oshib boradi. Jadvaldagi ma'lumotlar shuni ko'rsatadiki, VII guruhchaning p -elementlari (F, Cl, Br) nisbatan yuqori elektronga moyillikka ega. Ular atomlarining tashqi elektron konfiguratsiyalari p^5 ga teng, ya'ni tugallanishga (p^6 ga) aqindir.

Asosiy guruhcha elementlarida atomning yadro zaryadi oshib borishi bilan elementlarning elektronga moyilligi susayib boradi.

2.4. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati

Davriy qonun va elementlarning davriy sistemasi kimyo sanoatining yanada taraqqiy etishiga katta ta'sir ko'rsatdi. U yangi ilmiy kashfiyotlar qilishda muhim qurol bo'lib xizmat qildi.

Mendeleyev o'z davriy qonuni asosida elementlar davriy sistemasini tuzganda hali ko'pgina elementlar noma'lum edi. Mendeleyev o'z davriy sistemasida ba'zi kataklarni bo'sh qoldirdi. Masalan, kalsiy bilan titan orasida bo'sh joy qoldirdi. Shuningdek to'rtinchi davrda rux bilan mishyak orasida ikkita katakni bo'sh qoldirdi. Mendelleyev noma'lum elementlarning borligiga ishonch hosil qilibgina qolmasdan, balki ularning davriy sistemadagi o'rniga asoslanib, xossalari oldindan xarakterlab berdi. Kalsiy bilan titan orasidagi joylanishi kerak bo'lgan elementga ekabor (chunki uning xossalari borga o'xshash bo'lishi kerak edi), rux bilan mishyak orasida joylanishi kerak bo'lgan ikki elementni ekaalyuminiy va akasilitsiy deb atadi. Keyingi 15 yil ichida Mendeleyev xarakterlagan uchala element kashf etildi.

1875 yilda fransuz kimyogari Lekok de Buabodron ekaalyuminiy xossalari namoyon qiluvchi galliyni (Fransiyaning qadimiy nomi sharafiga atalgan) kashf qildi. 1879 yilda L.F.Nilson ekabor xossalari ega bo'lgan skandiyni kashf etdi. 1886 yilda Germaniyada K.A.Vinkler ekasilitsiy xossalari o'zida namoyon qiluvchi germaniyni kashf etdi.

Ekasilitsiyning 1871 yilda Mendeleyev aytgan xossalari 1886 yilda kashf qilingan germaniy xossalari bilan solishtiramiz:

<i>Ekasilitsiyning xossalari</i>	<i>Germaniyning xossalari</i>
<i>Ekasilitsiy Es suyuqlanuvchan metall,</i>	<i>Germaniy Ge - kulrang metall 936 °S da</i>

<i>kuchli issiqlik ta'sirida uchuvchan</i> <i>Atom massasi 72 ga yaqin</i> <i>Zichligi 5,5 g/sm³ atrofida</i> <i>Oksidi oson qaytariluvchan</i> <i>Oksidining zichligi 4,7 g/sm³ ga yaqin</i> <i>EsCl₄ suyuqlik, 90 °S atrofida</i> <i>qaynashi kerak, uning zichligi 1,9 g/sm³ ga yaqin</i>	<i>suyuqlanadi, undan yuqori haroratda uchuvchan</i> <i>Atom massasi 72,59 ga teng</i> <i>Zichligi 20° S 5,35 g/sm³ ga teng</i> <i>Oksidi kumir yoki vodorod yordamida metallgacha oson qaytariladi</i> <i>Oksidining zichligi 18° S 4,703 g/sm³ ga teng</i> <i>GeCl₄ suyuqlik, 83 °C atrofida qaynaydi, uning zichligi 18 °C da 1,88 g/sm³ ga teng</i>
--	--

Galliy, skandiy va germaniyni kashf etilishi davriy qonunning buyuk tantanasi bo'ldi.

Davriy sistema ba'zi bir elementlarning valentligi va atom massasini aniqlashda katta rol o'ynadi. Masalan, berilliy elementi uzoq vaqtgacha alyuminiy atomi deb hisoblanib, uning oksidi formulasi Be₂O₃ holida yozilgan. Berilliy oksidining bu formulasi va foiz tarkibi asosida berilliyning atom massasi 13,5 ga teng deb hisoblanar edi. Davriy sistemaga binoan berilliy jadvalda faqat 1 ta o'rinni egallaydi, bu o'rin Mg ning yuqorisida bo'lishi kerak. Uning oksidi formulasi esa BeO bilan ifodalanishi kerak. Berilliyning atom massasi oksid formulasi asosida 10 ga teng. Bu xulosa uning atom massasini berilliy xlorid bug'ining zichligi asosida aniqlash bilan tezda tasdiqlandi. Davriy sistema ba'zi bir elementlarning atom massalarini to'g'rilash uchun turtqi bo'ldi. Hozirda ham davriy qonun kimyoning yo'naltiruvchi prinsiplaridan biri hisoblanadi. Davriy qonunga asoslanib, keyingi o'n yilliklarda davriy sistemadagi urandan keyingi trasuran elementlar sun'iy yo'l bilan hosil qilindi. Ulardan biri 101- element bo'lib, unga Mendelleyeviy deb nom berildi.

Fanning rivojlanishi natijasida davriy qonun moddalarning tuzilishini chuqurroq bilishga imkon berdi. XX asrda yaratilgan atom tuzilishi nazariyasi o'z navbatida davriy qonun va elementlar davriy sistemasini yanada chuqurroq yoritishga yordam qildi.

2.5. Atom tuzilishi

Fanda uzoq vaqt atom bo'linmas, degan fikr hukm surib keldi. Element atomini har qanday sharoitda ham qandaydir boshqa element atomiga aylantirib bo'lmaydi, deb hisoblanar edi. Biroq XIX asr oxiriga kelib atomlar murakkab tarkibga ega ekanligi va atomlar o'zaro bir-biriga aylana olishini tasdiqlovchi bir qator faktlar aniqlandi. Bu faktlardan biri ingliz fizigi J.Tomson tomonidan 1897 yilda elektronning kashf etilishidir.

Elektron elementar zarracha bo'lib, tabiatda mavjud bo'lgan eng kichik manfiy elektr zaryadi ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Kl) ga ega. Elektronning massasi $9,1095 \cdot 10^{-28}$ g ga teng, vodorod atomi massasidan deyarli 2000 marta kichikdir. Elektronlar istalgan elementlardan ajratib olinishi mumkinligi aniqlandi. Elektronlar metallarda tok o'tkazuvchilar vazifasini bajaradi, ko'pchilik moddalar qizdirilganda, yoritilganda yoki rentgen bilan nurlantirilganda o'zlaridan elektronlar chikaradi. Ma'lum

bo'lishicha elektronlar hamma elementlarning atomlarida bo'ladi. Elektronlar manfiy zaryadlangan bo'lib, atomlar elektr zaryadiga ega emas, ya'ni ular elektroneytraldir. Demak, atomlarda elektronlardan tashqari qandaydir boshqa zarrachalar – musbat zaryadlangan zarrachalar bo'lishi kerak. Boshqacha aytganda, atomlar murakkab tuzilishiga ega bo'lib, yanada mayda struktura birliklaridan tashkil topgan. Atomning murakkab tuzilishini aniqlashda radioaktivlikning ochilishi muhim kadam bo'ldi.

2.6. Radioaktivlik hodisasi

Ba'zi bir elementlar moddalar orqali o'tib ketadigan, havoni ionlashtiradigan, fotografiya plastinkalarini qoraytiruvchi nurlar tarqatadi. Bu jarayonga radioaktivlik hodisasi deyiladi. Birinchi marta 1896 yilda fransuz fizigi A. Bekkerel uran va uran birikmalarining ko'zga ko'rinmas nurlar chikarishini va bu nurlar odatdagi nurlarni o'tkazmaydigan qora kog'ozlardan o'tib, fotoplastinkalarga ta'sir etishini topdi. Undan keyin Mariya Kyuri-Skladovskaya toriy birikmalari ham radioaktivlik xossasiga ega ekanligini aniqladi. 1898 yilda u o'z turmush o'rtog'i, fransuz fizigi Pyer Kyuri bilan birgalikda uran rudalari tarkibida 2 ta yangi radioaktiv elementlar borligini aniqladi. Bu elementlardan biriga Mariyaning taklifiga muvofiq poloniy (lotincha Polonia – Polsha), ikkinchisiga radiy (lotincha radius – nur) deb nom berildi. Yangi elementlar uran va toriyga nisbatan kuchli radioaktiv moddalardir.

Tekshirishlar natijasida bu nurlarning bir xil emasligi aniqlandi. Magnit va elektr maydoni ta'sirida bu nurlar uch qismga bo'linadi, bir qismi o'zining yo'nalishini o'zgartirmaydi, qolgan ikki qismi esa qarama-qarshi tomonga og'adi. *Magnit va elektr maydonida o'z yo'nalishini o'zgartirmaydigan hech qanday elektr zaryadiga ega bo'lmagan nurlarga γ nurlar deb nom berildi.* Bu nurlar elektromagnit nurlanish bo'lib, rentgen nurlariga o'xshash va yuqori darajada o'tuvchanlik xossasiga ega. Nurlarning magnit maydoni ta'sirida og'gan ikki qismi zaryadlangan zarrachalardan iboratdir. Bu ikki no'ning biri elektr maydonida manfiy qutb tomonga, ikkinchisi musbat qutb tomonga buriladi. *Manfiy qutbga burilgani α - nurlar deb ataladi, musbat qutbga tomon burilgani esa β - nurlar deb ataladi.* α - nurlar musbat zaryadli zarrachalar bo'lib, ularning zaryadi elektronning zaryadidan ikki marta ortiq, ya'ni 2 ta musbat zaryadlidir, shuning uchun ular elektr maydonida manfiy qutbga tomon buriladi. Bu zaryadning massasi 4 uglerod birlikka teng. Tekshirishlar α - nurlar elektronlarni yo'qotgan geliy atomlari ekanligini ko'rsatdi. Ularning ionlanish xususiyati kuchlidir. α - nurlar turli element-larning atomlaridan elektronlarni urib chikaradi, ya'ni u atomlarni ionlashtiradi va har bir α - zarracha o'ziga 2 tadan elektron biriktirib neytral geliy atomlarini, hosil qiladi.

β - nurlar elektronlardan iboratdir, shuning uchun ular elektr maydonida musbat qutbga tomon buriladi. β - nurlarning moddalardan o'tish xususiyati α - zarrachalarnikidan yuqori, ammo energiyasi ularnikidan kam.

Radioaktivlik nurlanish jarayoni o'z-o'zicha uzluksiz ravishda boradi. Bu jarayon natijasida radioaktiv elementlarning atomlari hamisha yemirilib, boshqa elementlarga aylanib turadi. Radioaktiv yemirilish jarayoni ham atomning murakkab tuzilganligidan dalolat beradi.

2.7. Atomning yadro modeli

J. Tomson modeli bo'yicha atom o'zining hajmi bo'yicha bir tekis taqsimlangan musbat zaryadlar va bu zaryadlar orasida tebranuvchi elektronlardan iboratdir. Atomning ichki tuzilishini aniqroq tekshirish maqsadida E. Rezerford α - zarrachalarni yupqa metall plastinkalarda tarqalishi bo'yicha bir qator tajribalar o'tkazdi. Rezerford radioaktiv moddadan chikqan α - zarrachalar yo'lga kichik teshikli diafragma qo'yib, shu teshikchadan o'tgan bir to'tam α - zarrachalarni oltin, platina, mis plastinkalardan o'tkazdi. α - zarrachalarnig ko'pchiligi o'z yo'nalishini o'zgartirmay plastinkadan o'tib ketdi. Zarrachalarning oz qismigina kichik burchak hosil qilib burildi, taxminan 8 ming α - zarrachalarning bittasigina chetga otildi. Rezerford bu zarralarning maxsus ekranga urilganda chaqnashini mikroskop orqali ko'rdi. Demak, metall atomini fazoda egallagan ko'p qismida og'ir zarrachalar yo'q, unda faqat elektronlar bo'lishi mumkin. Ma'lumki, elektronlarning massasi α - zarracha massasidan deyarli 7500 marta kichikdir, shu sababli elektronlar bilan to'qnashganda α - zarrachalarning harakat yo'nalishi o'zgarmaydi. α -zarrachalarning burchak ostida burilishi yoki ularning keskin orqaga qaytishiga sabab atomning asosiy massasiga ega bo'lgan og'ir yadroning borligidir. Yadro atomning juda kichik hajmini egallaydi, shuning uchun α - zarrachalar u bilan kam to'qnashadi. Yadro musbat zaryadga egadir, shuning uchun undan musbat zaryadli α - zarrachalar itariladi.

Yuqoridagi mulohazalarga asoslanib, Rezerford 1911 yilda atomning yadro modeli deb ataluvchi atomning tuzilish sxemasini taklif qildi. Uning fikricha, atomning markazida atomning massasidan iborat musbat zaryadli yadro bo'lib, uning atrofida manfiy zaryadli zarrachalar – elektronlar aylanib turadi. Yadroning musbat zaryadi soni elektronlar soniga teng, shuning uchun atom elektroneytraldir. Elektronlarning aylanishi natijasida vujudga keladigan markazdan qochma kuch bilan elektronlarning qarama-qarshi zaryadlangan yadroga elektrostatik tortilish kuchi muvozanatda bo'ladi. Yadroning o'lchami atom o'lchamidan kichik bo'lib, atomning diametri 10^{-10} m, yadroning diametri esa 10^{-15} - 10^{-14} m atrofidadir.

2.8. Atom spektrlari

Rezerfordning atom modeli ham ba'zi kamchiliklardan holi emas. Birinchidan, Rezerford nazariyasi atomning barqarorligini tushuntirib bera olmadi. Elektron musbat zaryadlangan yadro atrofida aylanish davrida tebranma harakat qiluvchi elektr zaryadlariga o'xshash elektromagnit energiyasini yorug'lik to'lqinlari shaklida tarqatadi. Nur tarqatishi hisobiga elektron o'z energiyasining bir qismini yo'qotadi. Natijada markazdan qochma kuch bilan elektronning yadroga elektrostatik tortilish kuchi o'rtasidagi muvozanat buziladi. Demak,

muvozanatni tiklash uchun elektron yadroga yaqinroq joyda aylana boshlashi kerak. Shunday qilib, elektron uzluksiz elektromagnit energiyasini tarqatib, spiral bo'yicha harakat qilib yadroga yaqinlashib boradi. Elektron o'z energiyasini tamom qilib, yadroga qo'shilib ketishi va atom buzilishi kerak. Bu xulosa atomning buzilmay, uzoq mavjud bo'lishi nazariyasiga ziddir. Ikkinchidan, Rezerford modeli atomlar spektrlarining xarakteri to'g'risidagi noto'g'ri xulosalarga olib kelardi. Qizdirilgan qattiq va suyuq jismlar tomondan tarqatilgan yorug'likni shisha yoki kvars prizma orqali o'tkazilsa, ekranda kamalakning hamma rangini o'zida tutuvchi rangli yo'l -yaxlit spektr hosil qilishini eslab ko'raylik. Bu hodisa qizigan qattiq yoki suyuq jismlarning nurlanishi har xil chastotaga ega bo'lgan elektromagnit to'lqinlardan iborat ekanligi bilan tushuntiriladi. Har xil chastotadagi to'lqinlar prizma tomonidan bir xil sindirilmaydi va ekranning turli joylariga tushadi.

Qizdirilgan gaz yoki bug' nurlanishi qattiq jismlar va suyuqliklarning nurlanishidan farq qilib, faqat to'lqin uzunliklardan iborat bo'ladi. Shu sababli ekranda yaxlit spektr o'rniga ayrim rangli chiziqlar qatori hosil bo'ladi. Bunday spektrlarni chiziqli spektrlar deyiladi. Bu chiziqlarning soni va joylashish tartibi qizdirilgan gaz yoki bug'larning tabiatiga bog'liq bo'ladi. Har bir element atomlarining faqat shu elementga xos bo'lgan aniq spektr berishidan foydalanib, moddalarning tarkibini sifat va miqdor tomonidan aniqlash mumkin. Moddalarni bunday aniqlash usuliga spektral analiz deyiladi.

Xulosa qilib aytganda Rezerford nazariyasi barqaror atomlarning mavjud bo'lishi hamda ular chiziqli spektrlar hosil qilishini tushuntirib bera olmadi. 1913 yilda Nils Borni atomning yadro modeli bilan yorug'likning kvant nazariyasini birlashtiruvchi nazariyasi paydo bo'ldi.

2.9. Yorug'likning kvant nazariyasi.

1900 yilda nemis olimi M.Plank o'zining kvant nazariyasini yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq atom va molekulalar no'rni kichik porsiyalar holida yo'tadi va chikaradi. No'rning eng kichik yo'tilish porsiyasi *kvant* deb ataladi va u Plank tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$E = h \cdot \nu$$

E - yo'tilgan yoki chikarilgan nur energiyasi; h - Plank doimiyligi, universal konstanta bo'lib, uning son qiymati $6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s ga teng; ν - tebranish chastotasi ($\nu = \frac{c}{\lambda}$); c - yorug'lik tezligi; λ - to'lqin uzunligi.

1905 yilda Eynshteyn fotoelektrik effekt hodisasini analiz qilishi natijasida nur energiyasi porsiya bilan yo'tilar va chikarilar ekan, demak nur energiyasi kvantlardan iborat bo'lishi kerak, degan fikrga keldi. Nur energiyasining eng kichik porsiyasi foton deb ataladi.

Yorug'likning kvant nazariyasiga muvofiq foton o'zidan mayda zarrachalarga bo'linmaydi, foton metallar plastinkasidan elektronlarni siqib chikaradi, fotografiya plyonkalaridagi yorug'likni sezuvchi moddalar bilan o'zaro ta'sirlashib, uning ma'lum buqtalarida qorayishni vujudga keltiradi. Bu hollarda foton zarracha xossalarini, ya'ni korpuskulyar xossaga ega ekanligini ko'rsatadi.

Foton to'liqin xossalariga ham egadir. Har qanday to'liqinning aniq holatini ko'rsatib bo'lmaganidek, fotonning fazodagi aniq holatini ham ko'rsatib bo'lmaydi. Lekin foton to'liqindan ham farq qiladi, ya'ni u bo'laklarga bo'linmaydi. O'zida korpuskulyar va to'liqin xossalarini birlashtirgan foton zarracha ham emas, to'liqin ham emas, unga korpuskulyar-to'liqin dualizmi xosdir.

2.10. Bor nazariyasi

N. Bor o'z nazariyasini yaratishda atomning yadro modeliga asoslandi. U o'z nazariyasi asoslarini postulatlar holida ta'rifladi:

1) Elektron yadro atrofida hohlagan orbitada emas, balki faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitalar bo'ylab aylanadi. Bu orbitalar barqaror (statsionar) yoki kvant orbita deb ataladi.

2) Elektron barqaror orbitalar bo'ylab aylanganda elektromagnit energiya tarqatmaydi.

3) Elektron bir barqaror orbitadan boshqa orbitaga sakrab o'tganda nurlanish jarayoni sodir bo'ladi. Bunda bir kvant energiya chikariladi yoki yo'tiladi. Bu energiyaning miqdori atomning dastlabki va oxirgi holatlari energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir.

Yadro atrofida aylanayotgan elektron energiyasi orbitaning radiusiga bog'liq bo'ladi. Yadroga yaqin orbitada joylashgan elektron kam energiyaga ega bo'ladi (bu atomning normal holati deb yuritiladi). Elektronni yadrodan uzoqroq orbitaga o'tkazish uchun elektronning musbat zaryadlangan yadroga tortilish kuchini yengish kerak buning uchun energiya sarf qilish talab qilinadi. Bu jarayon yorug'likning kvanti yo'tilishi natijasida amalga oshiriladi. Bunday o'tish vaqtida atomning energiyasi oshadi, atom qo'zg'algan holatga o'tadi. Elektronning uzoq orbitadan yadroga yaqinroq orbitaga o'tishi esa atom energiyasining kamayishiga olib keladi, energiyaning bo'shagan qismi elektromagnit nurlanish kvanti holida ajralib chiqadi. Agar atomning elektroni yadrodan uzoqroq orbitada joylashgan holatdagi boshlang'ich energiyasini E_6 bilan, elektronning yadroga yaqin orbitada joylashgan holatidagi, ya'ni atomning oxirgi holatdagi energiyasini E_0 bilan belgilasak, unda elektronning sakrab o'tishi vaqtida tarqaladigan kvant energiyasi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_6 - E_0$$

Plank tenglamasidagi E miqdorini bu tenglamaga qo'ysak:

$$h\nu = E_6 - E_0$$

hosil bo'ladi. Bundan

$$\nu = \frac{E_6 - E_0}{h}$$

ga teng bo'ladi. Bu tenglama atom tomonidan tarqatiladigan yoki yo'tiladigan nurlanishning chastotasi (yoki to'liqin uzunligi) ni hisoblashga, ya'ni atom spektrini hisoblashga imkon beradi. Bor vodorod atomining spektrini hisoblashda muvaffaqiyatga erishdi, ya'ni spektrning ko'rinadigan qismida spektral chiziqlarning hisoblab chikarilgan holatlari ularning spektrdagi haqiqiy holatiga aniq mos keldi.

Bor nazariyasi boshqa nazariyalar singari kamchiliklardan holi emas edi. U spektr chiziqlarining magnit va elektr maydonida parchalanish hodisasi hamda vodoroddan boshqa elementlarning spektrlarini tushuntira olmadi. Ko'p elektronli atomlarning tuzilish nazariyasini yaratish Zommerfeld va boshqa olimlar zimmasiga tushdi.

Keyinchalik atomlarda kvantlangan orbitalar doira shaklidagina emas, balki ellips shaklida ham bo'lishi mumkin, orbitalar faqat tekislikka joylanibgina qolmay, fazoda turli vaziyatda bo'lishi mumkinligi aniqlandi. Bu nazariya spektrlarda kuzatiladigan juda ko'p hodisalarni to'g'ri tushuntirib berdi. Keyinchalik esa Bor-Zommerfeld nazariyasi to'liqin-mexanik tasavvurlar bilan almashtirildi.

Kvant nazariyasidan $E = h\nu$ va $c = \lambda\nu$ edi, keyingi formuladan

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

E energiyaga ega bo'lgan foton Eynshteyn tenglamasiga muvofiq qandaydir massaga ega:

$$E = mc^2.$$

Oxirgi ikki tenglamadan:

$$mc^2 = \frac{hc}{\lambda}$$

kelib chiqadi. Bu erdan

$$\lambda mc^2 = hc, \quad \lambda = \frac{hc}{mc^2} = \frac{h}{mc}$$

ni keltirib chikaramiz.

Jismning massasini uning tezligiga ko'paytmasi jismning harakat miqdori yoki uning impulsini deb ataladi. Fotonning impulsini $P(mc=P)$ bilan belgilab, quyidagi tenglamani keltirib chikaramiz.

$$\lambda = \frac{h}{P}$$

Bu tenglama foton ham to'liqin, ham korpuskulyar xossalarga egaligi asosida keltirib chikarilganligini yana bir karra ta'kidlab o'tish lozim.

1924 yilda Lui de Broyl korpuskulyar-to'liqin dualizmi faqat fotonlarga xos bo'lmasdan, boshqa zarrachalarga, jumladan, elektronlarga ham xos degan fikrni bildirdi. Shu sababli oxirgi tenglama (bu tenglama ko'pincha de Broyl tenglamasi deb yuritiladi) elektronga ham tatbiq qilinishi mumkin: ma'lum m massa va v tezlikka ega bo'lgan elektron uchun quyidagi tenglamani yozish mumkin:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Lui de Broylning elektronda to'liqin xossalari borligi to'g'risidagi muloxazalari 1927 yildayoq tajribalarda tasdiqlandi. AQSH da K.L. Devisson va L.X. Djermer, Angliyada J.P.Tomson va Rossiyada P.S. Tartakovskiyalar bir-birlariga bog'liq bo'lmagan holda o'tkazilgan eksperimentlarda elektronlar oqimining difraksion panjaralar (metall kristallari foydalanilgan) bilan o'zaro ta'siri natijasida xuddi rentgen nurlarining kristall panjaralar bilan ta'sirlashuvida kuzatilganidek difraksion kartina kuzatildi, bu tajribalarda elektron to'liqin xossasini namoyon

qildi, to'liq uzunligi de Broyl tenglamasi bo'yicha hisoblangan miqdorga aynan teng bo'lib chikdi.

Shunday qilib, elektronlarga fotonlardagi kabi, korpuskulyar to'liq dualizmi xosdir. Shu sababli elektron harakatini aniq trayektoriya bilan xarakterlash mumkin emas. Elektron atom hajmining har qaysi joyida bo'lishi mumkin, lekin elektronning yadro atrofida fazoning hamma joyida bo'lish ehtimolligi birdek emas, normal holatdagi vodorod atomida elektronni yadrodan taxminan $0,53 \cdot 10^{-10}$ m uzoqlikda atomning boshqa joylaridagiga qaraganda tez-tez uchratish mumkin. Demak, elektronning bu joyda bo'lish ehtimolligi kattadir. Xulosa qilib aytganda, orbita elektron harakatlanadigan oddiy yo'l emas, balki elektronning bo'lish ehtimolligi eng yuqori bo'lgan fazoviy o'rindir.

Yadro atrofida fazoda elektronlarning bo'lib turish sohasini quyuq va siyrak soha, ya'ni elektron bulut deb qarash mumkin, uning shakli orbitaldir. (Endilikda orbital termini orbita termini o'rnida ishlatiladi va atom elektronning harakati o'ziga xos harakat ekanligini bildiradi).

2.11. Elektronlarning kvant sonlari

Atomning elektron qavatini tuzilishida atom elektronlarining energetik holatini kompleks xarakterlovchi parametrlar hal qiluvchi rol o'ynaydi. Hozirgi vaqtda elektronning harakati to'rtta kvant soni: bosh, orbital, magnit va spin kvant sonlari bilan ifodalanadi.

1. Bosh kvant soni (n) atom yadrosining elektromagnit maydonidagi energetik pog'onalarni xarakterlaydi. Bosh kvant soni elektron energiyasining kattaligini ko'rsatadi. Bosh kvant sonlari o'zaro teng bo'lgan bir necha elektron atomda elektron qavatlarni yoki ma'lum energetik pog'onani hosil qiladi. Bu energetik pog'onalar butun sonlar, shuningdek harflar bilan ifodalanadi:

	<u>Elektron energiyasi oshadi</u>						
Bosh kvant soni qiymatlari	-	1	2	3	4	5	6
Harf belgisi -		K	L	M	N	O	P Q

Atomdagi elektron qavatlarning soni D. I. Mendeleyevning kimyoviy element-lar davriy sistemasidagi davr nomeriga to'g'ri keladi. Masalan, mishyak atomida 33 ta elektron bo'lib, bu elektronlar atomdagi 4 ta energetik qavatlar (K, L, M va N) da joylashgan. Binobarin mishyak atomida 4 ta elektron qavat bor, mishyak elementi D.I.Mendeleyev jadvalidagi to'rtinchi davrda joylashgan.

Har bir qavatda joylashishi mumkin bo'lgan eng ko'p elektronlar soni tubandagi formuladan hisoblab topiladi:

$$N = 2n^2$$

bu erda, N – maksimum elektronlar soni; n - bosh kvant soni.

Masalan, 1 – qavatda (K qavatda) $= 2 \cdot 1^2 = 2$ elektron

2 – qavatda (L qavatda) $= 2 \cdot 2^2 = 8$ elektron

3 – qavatda (M qavatda) $= 2 \cdot 3^2 = 18$ elektron va hokazo bo'ladi.

2. Orbital kvant soni (l) energetik pog'onachalarni xarakterlaydi. Ayni qavat elektronlari bir-biridan o'zlarining energiyalari bilan farq qilib, bir yoki bir necha orbital yoki pog'onachalarni hosil qilishi mumkin, bu orbitallar o'z shakllari bilan bir-biridan farq qiladi. Energetik pog'onachalar ham harflar bilan belgilanadi.

Energetik pog'onachaning belgisi $s \ p \ d \ f$

Orbital kvant soni elektron orbitasining shaklini ko'rsatadi. Orbital kvant soni 0 dan $n - 1$ gacha bo'lgan butun sonlar bilan ifodalanadigan qiymatlarga ega bo'ladi. Masalan, $n = 1$ bo'lsa, orbital kvant soni qiymati nol ($l = 0$) bo'ladi; $n = 2$ bo'lsa, $l = 0$; 1ga teng, $n = 3$ bo'lsa, l ning qiymati 0, 1 va 2 ga teng bo'ladi. Ayni qavatdagi elektronning orbital kvant soni qanchalik katta bo'lsa, uning energiyasi shunchalik katta qiymatga ega bo'ladi.

3. Magnit kvant soni (m_l) elektron orbitallarining fazodagi holatini, ya'ni ma'lum magnit maydoniga nisbatan qanday burchak bilan joylashganini ko'rsatadi. Magnit kvant sonning qiymatlari $-l$ dan $+l$ gacha bo'la oladi. Shunday qilib l ning turli qiymatlaridan n_l ning mumkin bo'lgan turlicha qiymatlari kelib chiqadi. Chunonchi s - elektronlar ($l = 0$) uchun m_l ning qiymati 1 ta ($m_l = 0$); p - elektronlar ($l = 1$) uchun m_l ning 3 xil qiymati bo'ladi ($-1, 0, +1$); d - elektronlar $l = 2$ uchun m_l 5 xil qiymatlarga ega bo'ladi ($-2, -1, 0, +1, +2$) va hokazo. Agar n va l o'zgarmasa, turli m_l ga ega bo'lgan orbitallar bir xil energiya qiymati bilan xarakterlanadi; masalan uchinchi pog'onaning 5 ta d orbitallari bir-biridan energetik jihatdan emas, faqat fazoda joylanishi bilan farqlanadi (1-rasmda elektronlarning orbitallari tasvirlangan).

4. Spin kvant soni (m_s). Ilgari vaqtlarda uni elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini xarakterlovchi kvant soni deb hisoblanar edi, endilikda m_s ni maxsus kvant mexanik miqdor deb karaladi. Elektron o'z o'qi atrofida ikki tomonga aylanishi mumkin. Shuning uchun elektronning kvant soni faqat 2 qiymatga ega: $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$. Bu grafik shaklda bir-biriga nisbatan qarama - qarshi tomonga yo'nalgan strelkalar bilan ko'rsatiladi: $\uparrow$ yoki $\downarrow$. Bir xil yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\uparrow$) ega bo'lgan elektronlar parallel, qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ($\uparrow\downarrow$) ega bo'lganlari antiparallel elektronlar deb hisoblanadi.

Atomdagi elektronning n, l, m_l kvant sonlarining ma'lum qiymatlari bilan xarakterlanadigan holati atomning elektron orbitali deb ataladi. To'rtala kvant sonlari (n, l, m_l va m_s) elektronning atomdagi holatini to'liq ifodalaydi. Ko'p elektronli atomlarda elektron holatini aniqlashda V. Pauli prinsipi muhim ahamiyatga egadir.

2.12. Pauli prinsipi

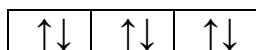
Pauli prinsipi quyidagicha ta'riflanadi: *bir atomda turtala kvant sonlari bir-biriga teng bo'lgan ikki elektron bo'la olmaydi*. Bu qoidadan shunday xulosa chiqadi: ma'lum qiymatli n, l, m_l bilan xarakterlanuvchi har bir atom orbitalida spinlari qarama-qarshi yo'nalishdagi 2 ta elektrondan boshqa elektronlar joylasha olmaydi.

Bir orbitalda joylashgan qarama-qarshi yo'nalishli spinga ega bo'lgan elektronlar, qandaydir orbitalda joylashgan yolg'iz elektron juftlashmagan elektron deb ataladi.

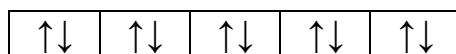
Pauli prinsipidan foydalanib atomdagi har xil energetik pog'ona va pog'onachalar joylashishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal sonini hisoblash mumkin. Agar $l = 0$ bo'lsa, s-pog'onacha bo'lib, magnit kvant soni ham $m_e = 0$ ga teng bo'ladi. Binobarin s-pog'onachada 1 ta orbital bo'ladi Orbitalni katak holida ifodalash mumkin.

Yuqorida aytib o'tilganidek, har bir orbitalda spini qarama-qarshi yo'nalishdagi 2 tagacha elektron joylashishi mumkin va buni quyidagi sxema bilan ko'rsatish mumkin: $\uparrow\downarrow$. Shunday qilib, har bir elektron qavatning s-pog'onachasidagi elektronlarning maksimal soni 2 ga tengdir.

Agar $l = 1$ bo'lsa (*p*-pog'onacha), magnit kvant soni 3 xil qiymatga ega bo'ladi (-1, 0, +1). Binobarin, *p*-pog'onachada 3 ta orbital bo'lib, ularning har biri 2 tadan ortiq bo'lmagan elektronlar bilan band bo'ladi. Hammasi bo'lib *p*-pog'onachada 6 ta elektron joylashishi mumkin:



d-pog'onachada ($l = 2$) 5 ta orbital bo'lib, magnit kvant soni 5 xil qiymatga ega bo'ladi: bu pog'onachadagi elektronlarning maksimal soni 10 ga teng:



Nihoyat, *f*-pog'onachada ($l = 3$) joylanishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal soni 14 ga teng; umuman orbital kvant soni l bo'lgan pog'onachadagi elektronlarning maksimal soni $2(2 + l)$ ga teng bo'ladi (masalan, $l = 1$ *p*-pog'onacha $2(2 + l) = 2(2 + 1) = 2 \cdot 3 = 6$)

Birinchi energetik pog'ona (K-qavat, $n = 1$) da faqat s-pog'onacha bo'ladi, ikkinchi energetik pog'ona (L-qavat, $n = 2$) s- va *p*-pog'onachalardan tashkil topgan va hokazo. Shuni hisobga olib har xil elektron qavatlarda joylanishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal sonini ko'rsatuvchi jadvalni tuzish mumkin (1-jadval).

1-jadval

Atomlarning energetik pog'ona va pog'onachalardagi elektronlarning maksimal soni

Energetik pog'ona	Energetik pognacha	Magnit kvant soni m_e qiymatlari	Orbitallar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			Pog'ona - chada	Pog'ona -da	pog'ona -chada	pog'ona -da

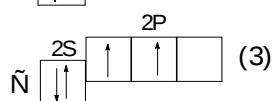
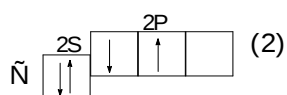
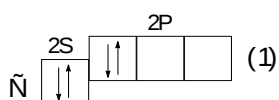
K(n = 1)	s (l = 0)	0	1	1	2	2
L(n = 2)	s (l = 0) p (l = 0)	0 -1, 0, +1	1 3	4	2 6	8
M(n = 3)	s (l = 0) p (l = 0) d (l = 2)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2	1 3 5	9	2 6 10	18
N(n = 4)	s (l = 0) p (l = 0) d (l = 2) f (l = 3)	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

2.13. Xund qoidasi. Atom orbitallarining elektronlar bilan to'lib borish tartibi

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan to'lib borishi tartibi, ya'ni ularning orbitalarda qanday joylashishi masalasi muhimdir. Atomda elektronlar Xund qoidasiga binoan joylashadi. *Qo'zg'almagan atomdagi elektronlarning spinlari yig'indisining absolyut qiymati maksimal bo'ladi.*

Xund qoidasini quydagicha tushuntirish mumkin: 1. Ayni pog'onachada turgan elektronlar mumkin qadar ko'proq orbitalarda juftlashmaslikka intiladi. 2. Orbitalarda yolg'iz joylashgan elektronlarning hammasi bir xil spinga ega bo'ladi.

Xund qoidasiga binoan atomning spinlari yig'indisining maksimal qiymati atomning qo'zg'almagan holatiga to'g'ri keladi, ya'ni atomning mumkin bo'lgan kam energiyaga ega bo'ladigan holatni ifodalaydi. Elektronlarning bundan boshqa har qanday taqsimlanishi atomning energiyasi yuqoriroq bo'lishiga, atomning qo'zg'algan, beqaror holatda bo'lishiga olib keladi. Masalan uglerod atomning elektron tuzilishini quyidagi formula bilan ifodalash mumkin: $1s^2 2s^2 2p^2$. Bu formulaga elektronlarning yacheykalarda taqsimlanishini ko'rsatuvchi 3 ta sxemaning har biri to'g'ri kelishi mumkin:

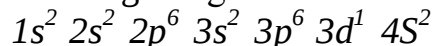


Uglerod atomi spektrining analizi uglerod atomning qo'zg'alman holati uchun oxirgi (3) sxema to'g'ri kelishini ko'rsatdi. Bu sxemada atom spinlari yig'indisi yuqori qiymatga, ya'ni 1 ga teng, 1 va 2 sxemada nolga teng.

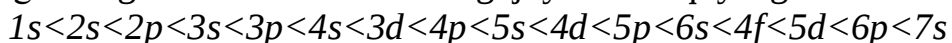
Qo'zg'alman atom orbitallarning elektronlar bilan to'lish tartibi quyidagicha: avval eng kam energiyali orbital, so'ng energiyasi ko'proq bo'lgan orbital to'ladi. Atom elektron orbitallarning to'lish tartibining bosh va orbital kvant sonlari qiymatlariga bog'liqligini V.M.Klechkovskiy o'rgangan. Klechkovskiy bu ikkala kvant soni qiymatining yig'indisi ($n+l$) oshishi bilan elektron energiyasi ham oshishini aniqladi va quyidagi birinchi qoidani kashf etdi:

Atom yadrosining zaryadi oshib borganda elektronlar oldin bosh va orbital kvant sonlari yig'indisi ($n+l$) ning qiymati kichik bo'lgan orbitalni to'ldiradi, so'ngra bu qiymat katta bo'lgan orbitalni to'ldiradi. Masalan, kaliy va kalsiy atomlarning elektron tuzilishi bu qoidaga to'g'ri keladi: 3 d -orbital ($n=3, l=2$) uchun $n+l$ ning yig'indisi 5 ga, 4 s -orbital ($n=4, l=0$) uchun esa $n+l$ ning yig'indisi 4 ga teng. Binobarin, 4 s -pog'onacha 3 d -pog'onachaga nisbatdan oldin elektronlar bilan to'lishi kerak, haqiqatda shunday bo'ladi.

Agar ikki orbital uchun $n+l$ yig'indi bir xil qiymatga ega bo'lsa, Klechkovskiyning ikkinchi qoidasi kuchga kiradi: $n+l$ yig'indi bir xil bo'lganda orbitallarning to'lib borishi bosh kvant soni n ning qiymatini oshib borishi tartibida bo'ladi. Masalan, skandiy atomida $n+l$ yig'indining qiymati bir xil bo'lgan 3 ta orbitallardan qaysi oldin elektronlar bilan to'lishi kerak? 3 d -orbital ($n=3, l=2$) uchun $n+l$ qiymat 5 ga, 4 p -orbital uchun ham ($n=4, l=1$) 5 s -orbital ($n=5, l=0$) uchun ham 5 ga teng. Klechkovskiyning ikkinchi qoidasiga muvofiq avval 3 d -pog'onacha ($n=3$) so'ng 4 p -pog'onacha ($n=4$) va oxirida 5 s -pog'onacha ($n=5$) elektronlar bilan to'lishi kerak. Natijada skandiy atomining elektron tuzilishi quyidagi formulaga to'g'ri keladi:



Qo'zg'alman atom elektronlarning joylanishi quyidagi tartibda bo'ladi:



Elektronlarning energetik pog'ona va orbitallar bo'ylab joylanishi ayni elementning elektron konfiguratsiyasi deb yuritiladi. Masalan, natriy elementining elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ shaklida yoziladi. Barcha elementlar uchun (vodorod va geliydan tashqari) sirtqi qavatdagi maksimal elektron sig'imi 8 ga tengdir. Atomning sirtqi qavatidagi 8 ta elektron uni juda barqaror qiladi. Masalan, sirtqi qavatida 8 ta elektroni bo'lgan neon, argon, kripton va ksenon (shuningdek ikki elektronli geliy) kimyoviy jihatdan juda barqaror moddalar bo'lib, ular kimyoviy reaksiyalarga juda qiyinlik bilan kirishadi. Asosiy guruhcha elementlari atomlarning sirtqi qavatidagi elektronlarning soni ayni guruhning nomeriga tengdir. Qo'shimcha guruhcha elementlarining sirtqi qavatida 2 tagacha elektron, sirtqidan oldingi qavatida 8 tadan 18 gacha elektron bo'ladi. Mis, xrom va boshqa ba'zi element atomlarining sirtqi qavatida 1 tadan elektron bo'ladi. Masalan, mis atomning ($Z=29$) elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ko'rinishiga ega, uni qisqacha $KLM4s^1$ shaklida yozish mumkin.

2.14. Atom va ionlarning o'lchamlari

Atomlarning elektron bulutlari aniq chegaraga ega bo'lmaydi. Agar oddiy kristalidagi atomlarni bir-biriga tegib turgan shar shaklida deb hisoblasak, ikki shar markazlari orasidagi masofani, atom radiusining ikkilanganiga teng, deb qabul qilish mumkin. Masalan, mis kristallari yadrolari orasidagi eng kichik masofa 0,256 nm ga teng, demak, mis atomi radiusi shu qiymatning yarmisiga ya'ni 0,128 nm ga teng. Yadro bilan kuchsiz bog'langan tashqi elektron qavatdagi elektronlar atomdan ajralishi va boshqa atomlarga birikishi va ularning tashqi elektron qavatiga joylashishi mumkin. Bir yoki bir necha elektronlarini yo'qotgan atomlar musbat zaryadlangan zarrachalarga, ortiqcha elektronlarni biriktirib olgan atomlar esa manfiy zaryadlangan zarrachalarga aylanishi mumkin. Hosil bo'lgan zaryadlangan zarrachalar ionlar deb nomlanadi.

Atomlarning elektron yo'qotishi ularning effektiv o'lchamlarining kichiklashishiga, ortiqcha elektronlarni biriktirib olishi esa atomlarning effektiv o'lchamlarining kattalashishiga olib keladi. Shu sababli musbat zaryadlangan ion (kation) ning radiusi ayni atomning radiusidan kichik, manfiy zaryadlangan ion (anion) ning radiusi esa ayni elektroneytral atomning radiusidan katta bo'ladi. Masalan, kaliy atomining radiusi 0,236 nm, K^+ ionining radiusi 0,133 nm; xlor atomining radiusi 0,099 nm bo'lsa, Cl^- ionining radiusi 0,181 nm ga tengdir. Ionning zaryadi qanchalik katta bo'lsa, uning radiusi aynan atom radiusidan shunchalik katta farq qiladi. Masalan, xrom atomining radiusi 0,127 nm bo'lsa, Cr^{2+} va Cr^{3+} ionlarining radiuslari mutanosib ravishda 0,083 nm va 0,064 nm ga tengdir.

2.15. Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik.

Metallarning metallarga xos bo'lgan xarakterli kimyoviy xossalari shundan iboratki, ularning atomlari sirtqi elektronlarini oson berib, musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi. Metallmaslar atomlari esa, aksincha, elektronlarni biriktirib olib, manfiy zaryadlangan ionlarga aylanadi. Atomdan elektronni ajratib uni musbat zaryadlangan ionga aylantirish uchun qandaydir energiya sarf qilish kerak, *bu energiya ionlanish energiyasi deb ataladi.*

Ionlanish energiyasini elektr maydonida tezlashtirilgan elektronlar yordamida atomlarni bombardimon qilish yordamida aniqlash mumkin. Atomlarni ionlash uchun yetarli darajada elektronlarni tezlatish uchun ketadigan maydonlarning kuchlanishi ayni element atomining *ionlash potentsiali* deb ataladi va volt (V) lar yoki elektronvolt (eV) larda ifodalanadi.

Ionlanish potentsialining miqdori elementning metallik xossasi kuchli yoki kuchsiz ekanligini ko'rsatuvchi o'lchov bo'lib xizmat qiladi. Ionlanish potentsiali qanchalik kichik bo'lsa, ya'ni atomdan elektronni ajratib olish qanchalik oson bo'lsa, elementning metallik xossasi shunchalik kuchli ifodalanadi bo'ladi. Yuqorida ko'rsatilganidek, atomlar faqat elektronlar beribgina qolmay, elektronlarni biriktirib olishi ham mumkin. Atomga elektron birikishi natijasida ajralib chiqadigan energiya *atomning elektronga moyilligi* deb ataladi. Elektronga moyillik ionlanish energiyasi kabi volt (V) lar yoki elektronvolt (eV) larda ulchanadi.

Metall atomlarining elektronga moyilligi nolga yaqin yoki manfiy qiymatga egadir, ya'ni ko'pchilik metall atomlarining elektronlarni biriktirib olishi energetik jihatdan afzal emas. Metallmas atomlarning elektronga moyilligi doimo musbat qiymatga ega bo'lib, metallmas davriy sistemada inert gazga qanchalik yaqin joylashgan bo'lsa, uning elektronga moyilligi shunchalik yuqori qiymatga ega bo'ladi. Elementlarning metallmaslik xossalarini yaqqol namoyon qilish uchun elektronmanfiylik (EM) tushunchasi kiritilgan. Ayni elementning elektronmanfiyligi uning ionlanish energiyasi bilan elektron moyilligi yig'indisiga (yoki uning yarmiga) teng.

Masalan, ftorning elektronmanfiyligi $EM = 17,42 + 3,62 = 21,04$ eV, litiyning elektronmanfiyligi $EM = 5,09 + 0,84 = 5,93$ eV ga teng. Elementlarning metallik va metallmaslik xossalarini taqqoslab ko'rish uchun R.Malliken va L.Poling elektronmanfiylikning nisbiy qiymatlaridan foydalanishni taklif qildilar. Buning uchun litiyning elektromanfiyligi 1 deb qabul qilingan. Ayni elementning nisbiy elektronmanfiyligini topish uchun uning elektronmanfiylik qiymatini litiy elektronmanfiyligiga nisbati olinadi. Masalan, ftorning nisbiy elektromanfiyligi $21,04 : 5,9 = 4$ ga tengdir. Ayni elementning turli valent holatlari uchun elektroman- fiylikning qiymati bir xil bo'lmaydi. Elementning musbat valentligi oshishi bilan uning nisbiy elektronmanfiylik qiymati oshadi. Masalan, marganesning oksidlanish darajasi +2, +4 va +7 ga oshganda, uning nisbiy elektronmanfiyligi mutanosib ravishda 1,4, 2,1 va 2,5 ga teng bo'ladi.

2.16. Atom yadrosining tuzilishi. Izotoplar

Hozirgi zamon tasavvurlariga ko'ra, atom yadrosi proton va neytronlardan iborat. Bu zarrachalar umumiy nom bilan nuklonlar (lotincha **nuclius** - yadro) deb ataladi.

Proton elementar zarracha bo'lib, massasi 1,00728 u.b. ga teng va absolyut miqdori jihatdan elektron zaryadiga teng bo'lgan musbat zaryadga ega. Neytron ham elementar zarracha bo'lib, uning elektr zaryadi yo'q, massasi 1,00867 u.b. ga teng. Protonni p bilan, neytronni n bilan ifodalash qabul qilingan. Atom yadrosidagi proton va neytronlar soni yig'indisi atom (yadro) ning massa soni deb yuritiladi. Atomning massa soni taxminan elementning atom massasini ifodalaydi.

Yadro o'zining o'lchami jihatidan atom o'lchamidan ming marta kichik va juda yuqori zichlikka ega bo'lishi bilan farqlanadi: 1sm^3 yadro moddasi 10^{11} kg keladi. Agar 1 ta bug'doy doni, faqat yadro moddasidan tashkil topgan bo'lganda edi, uning og'irligi 100 ming tonnaga teng bo'lar edi. Atom yadrosidagi protonlar soni yadroning musbat zaryadlari soniga teng, ya'ni elementning tartib nomeriga teng; binobarin neytronlar soni atomning massa sonidan elementning tartib nomerining ayirmasiga tengdir.

Yadroni tashkil qiluvchi zarrachalar o'rtasida 2 kuch o'zaro ta'sirlashadi: musbat zaryadlangan protonlarning o'zaro itarilish elektrostatik kuchlari va yadro tarkibiga kiruvchi hamma zarrachalar o'rtasidagi o'zaro tortishish kuchlari (bu kuchlar yadro kuchlari deb yuritiladi). Yadrodagi kuchlar nihoyatda kichik masofadagina (10^{-15} m) o'z ta'sirini ko'rsatadi. Har qaysi nuklon faqat o'ziga yaqin qo'shni bir necha nuklonlargagina ta'sir ko'rsatadi. Atom yadrosini tashkil

etuvchi zarrachalar orasidagi masofa juda kichik bo'lganda, yadro kuchlarini tortish qobiliyati, bir xil zaryadlar hosil qiladigan itarish kuchidan yuqori bo'ladi va yadrolarning barqarorligini ta'minlaydi.

Atom yadrosining massasi taxminan yadroni hosil qiluvchi proton va neytronlarning massalari yig'indisiga tengdir. Proton va neytronlar massasining aniq qiymatlari asosida hisoblab chikarilgan yadrolar massalari bilan shu yadrolarning tajriba yo'li bilan topilgan massalari qiymatlari orasida farq kelib chiqadi. Masalan, 2 ta proton va 2 neytrondan tashkil topgan geliy yadrosining massasi quyidagicha hisoblab chikariladi:

$$2 \cdot 1,00728 + 2 \cdot 1,00867 = 4,03190 \text{ u. b.}$$

Tajriba yo'li bilan topilgan geliy yadrosining massasi 4,0026 u. b. teng, ya'ni taxminan yuqorigi qiymatdan 0,03 u. b. ga kamdir. Demak, yadro massasi uni tashkil etuvchi hamma zarrachalarining massasi yig'indisidan kichik bo'lib chiqadi. Bu hodisa *massa defekti* deb nom olgan.

Eynshteyn tenglamasi ($E = m \cdot c^2$) ga muvofiq massa bilan energiya o'rtasida ma'lum bog'lanish bo'lib, massa o'zgarishiga mutanosib ravishda energiya o'zgaradi. Agar atomlar yadrosining hosil bo'lishida massa sezilarli kamaysa, bir vaqtning o'zida ko'p miqdorda energiya ajralib chiqadi.

Geliy atomi yadrosining hosil bo'lishidagi massa defekti 0,03 u. b. ni tashkil etadi, 1 mol geliy atomlari hosil bo'lishidagi massa defekti $0,03 \text{ g} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ ni tashkil etadi. Eynshteyn tenglamasiga muvofiq bu $3 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{12} \text{ j}$ ga teng. Bu miqdordagi energiya DneproGES elektrostansiyasining 1 soat ichida ishlab chikaradigan energiyasi miqdoriga tengdir.

Yadroning proton va neytronlardan hosil bo'lishida ajralib chiqadigan energiya qiymati yadroning bog'lagnish energiyasi deb ataladi va yadroning barqarorligini xarakterlaydi, ya'ni ajralib chiqadigan energiya miqdori qancha ko'p bo'lsa, yadro shunchalik barqaror bo'ladi. Har bir elementning hamma atomlari yadrolari bir xil zaryadga ega bo'ladi, ya'ni yadro teng sondagi protonlarni saqlaydi. Lekin bu atomlar yadrolaridagi neytronlar soni har xil bo'lishi mumkin.

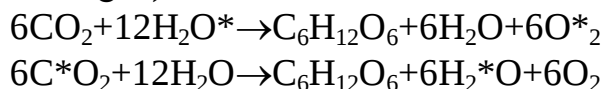
Bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan, lekin har xil sondagi neytronlarni tutuvchi atomlar izotoplar (grekcha «izos» – bir xil «topos» – joy) *deb ataladi.* Masalan, tabiiy xlor massa sonlari 35 va 37 ga teng bo'lgan izotoplardan iborat, magniyning massa sonlari 24,25 va 26 ga teng bo'lgan tabiiy izotoplari bor.

Izotoplar deyarli hamma elementlarda uchraydi. Ayni elementning barcha izotoplari o'zlarining kimyoviy xossalari jihatidan bir-biriga juda yaqin bo'lgani uchun o'sha element izotoplarini bir-biridan ajratish juda qiyin, izotoplar bir-birlaridan kimyoviy usullar yordamida ajratiladi.

Izotoplarning kashf etilishi bilan kimyoviy element tushunchasiga quyidagi ta'rif berildi: *yadrolarning zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir.*

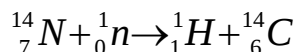
Kimyoviy va biologik jarayonlarning mexanizmini o'rganishda izotop indikatorlari yoki «nishonli atom» lar keng qo'llaniladi. Buning uchun ma'lum miqdordagi izotop o'simlik yoki hayvon organizmiga yuboriladi va uning yurish yo'li tekshirib boriladi.

Masalan, kislorodning og'ir izotopi ^{18}O ni qo'llash bilan o'simliklar tomonidan karbonat angidridning o'zlashtirilishi tekshiriladi. Natijada o'zlashtirishning quyidagi sxema bo'yicha borishi aniqlandi (izotop ^{18}O yulduzchalar bilan ko'rsatilgan):



Shunday qilib o'simliklar tomondan atmosferaga chikariladigan kislorod karbonat angidrididan emas, balki suvdan olinishi aniqlandi. «Nishonli atomlar» o'simliklar ildizining tuproqda o'sishini kuzatishga, o'simliklar tomonidan o'g'itlarning o'zlashtirilishini o'rganishga, hayvonlarning egan ovqatini o'zlashtirish jarayonini aniqlashga imkon beradi. «Nishonlangan atomlar» don namligini, turli prokatlar zichligi va qalinligini masofadan turib kontrol qilishga yordam beradi. Kosmonavtikada ^{238}Pu , ^{232}Cm , ^{244}Cm izotoplari asosida ishlaydigan issiqlik energiyasi generatorlari qo'llaniladi.

Uglerodning radioaktiv izotopi (^{14}C) organik moddalar orasidagi reaksiyalarning mexanizmini, aniqlashda, biologiya va qishloq xo'jaligi sohalarida keng miqyosda tekshirishlar olib borishda ishlatiladi. ^{14}C izotopning yarim yemirilish davri 5600 yildir. U past energiyali β -nurlarni chikarib parchalanadi. Uglerodning bu izotopi havoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan to'qnashuvi natijasida hosil bo'ladi:



Bu yadro reaksiyasining borishiga kosmik nurlar yordam beradi. Hosil bo'lgan $^{14}_6\text{C}$ kislorod bilan birikib, $^{14}_6\text{CO}_2$ ni hosil qiladi. Hosil bo'lgan karbonat angidrid uglerodning asosiy izotopi bo'lgan $^{12}_6\text{C}$ hosil qilgan uglerod (IV)-oksid bilan birgalikda biologik jarayonlarda ishtirok etib o'simliklarga yo'tiladi; shuning uchun ham o'simlikda ma'lum darajada radioaktivlik xususiyati namoyon bo'ladi. Agar o'simliklarning biologik rivojlanish jarayoni to'xtatilsa, uning radioaktivligi kamaya boradi va 5600 yildan keyin o'simlikning radioaktivlik quvvati ikki marta pasayadi. Shunga asoslanib, arxeologlar yerdan topiladigan qazilma organik qoldiqlarning radioaktivligini o'lchash asosida ularning «yoshini» aniqlaydilar.

2.17. Tabiiy va sun'iy radiaktivlik. Yadro reaksiyalari

Elementlar zarrachalar yoki yadrolarni tarqatish jarayoni natijasida bir elementning beqaror izotopining boshqa element izotopiga o'z-o'zidan aylanishiga radioaktivlik deb aytiladi. Elementlar tabiiy izotoplarining radioaktivligi tabiiy radioaktivlik deyiladi.

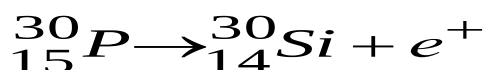
Radioaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda har xil tezlik bilan boradi. Radioaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi.

Vaqt birligida yemirilgan atomlar soni element miqdoriga proporsionaldir. Bu qonun radioaktiv emirilish qonunidir. *Olingan miqdorning yarmi yemirilishi uchun ketgan vaqt izotopning yarim yemirilish davri deb ataladi.*

Radioaktiv elementlarning yarim yemirilish davri g'oyat xilma-xil bo'ladi, ya'ni ba'zi elementlarning yarim yemirilish davri milliard yillarga teng bo'lsa, ba'zilarniki sekundning kichik ulushlariga teng bo'lishi mumkin. Masalan, radonning yarim yemirilish davri 2,85 sutkaga, radiyniki 1620 yilga, uranniki esa 4,5 milliard yilga teng.

1933 yilda Iren Kyuri va Frederik Jolio Kyuri ba'zi yengil elementlar bor, magniy, alyuminiy α -zarrachalar bilan bombardimon qilinganda pozitronlar (pozitron e^+ -elementar zarracha bo'lib, uning massasi elektron massaga teng, ammo musbat elektr zaryadiga ega, elektron va pozitron zaryadlarining absolyut miqdorlari bir xil) ajralib chiqishini kuzatdilar. Avval alyuminiyga α -nurlar ta'sir ettirib radioaktiv fosfor hosil qilinadi: ${}_{13}^{27}\text{Al} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{15}^{30}\text{P} + {}_0^1n$

Bunda neytron ham ajralib chiqadi, so'ngra hosil bo'lgan beqaror radioaktiv fosfor pozitron chikarish bilan yemirilib, kremniyning barqaror izotopiga aylanadi:



Shunday qilib, sun'iy ravishda radioaktivlik hodisasi kashf etildi. Hozirgi davrda sun'iy yo'l bilan kimyoviy elementlarning yuzlab radioaktiv izotoplari hosil qilingan. Radioaktiv elementlar va ularning tabiatini o'rganuvchi kimyoning bulimi radiokimyo deb ataladi.

Yadrolarning elementar zarrachalar (neytronlar protonlar) yoki boshqa yadrolar (masalan α -zarrachalar yoki deytronlar ${}_1^2\text{H}$) bilan o'zaro ta'sirlashuvi yadro reaksiyalar deyiladi.

Birinchi sun'iy yadro reaksiyasi 1919 yilda Rezerford tomonidan amalga oshirilgan edi; azot atomlariga α -zarachalar oqimini ta'sir ettirib, kislorod izotopi ${}_{8}^{17}\text{O}$ ni hosil qilgan edi ${}_{7}^{14}\text{N} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_8^{17}\text{O} + \text{P}$

SHunday qilib, elementlarning bir biriga sun'iy aylantira olish mumkinligi tajribada isbot etildi.

3-Mavzu. Kimyoviy bog'lanish va moddalarning tuzilishi

Reja

- 3.1. Kovalent bog'lanish.
- 3.2. Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish.
- 3.3. Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari.
- 3.4. Kovalent bog'lanishning xossalari.
- 3.5. Ion bog'lanish.
- 3.6. Vodorod bog'lanish. Molekulalararo ta'sir kuchlar.
- 3.7. Moddalarning agregat holati.
 - 3.7.1 Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf holati.
 - 3.7.2. Polimorfizm va izomorfizm.

Atomlarning o'zaro ta'siri natijasida ular o'rtasida kimyoviy bog'lanish vujudga kelib, barqaror ko'p atomli sistemalar, molekulyar ion, kristallar hosil bo'lishi mumkin. Kimyoviy bog'lanish qanchalik mustahkam bo'lsa, uni uzish uchun shunchalik ko'p energiya sarf bo'ladi. Kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishda hamma vaqt o'zaro ta'sir etuvchi elektronlar va yadrolardan iborat sistemaning potensial energiyasi kamayadi, ya'ni energiya ajralib chiqadi. Shu sababli hosil bo'ladigan molekulalar, kristallarning potensial energiyasi dastlabki erkin atomlarning yig'indisidan doimo kichik bo'ladi.

Demak, bog'lanish ta'sir etuvchi atomlar sistemasining potensial energiyasi-ning kamayishi natijasida hosil bo'ladi.

Kimyoviy bog'lanish molekula yoki kristall hosil bo'lishida ishtirok etuvchi elektronlar va atom yadrolarining elektr maydonlarining o'zaro ta'siri natijasida vujudga keladi. Bu o'zaro ta'sirning xarakteri atom tuzilishi va elektronning korpuskulyar – to'liq xossalari asosida aniqlandi. Atom tuzilishining asosiy momentlari ma'lum bo'lgandan keyingina kimyoviy bog'lanish nazariyasini yaratish imkoni tug'ildi.

1916 yilda amerika olimi J.Lyuis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikr bildirdi. Bu g'oya hozirgi zamon kovalent bog'lanish nazariyasiga asos bo'ldi. Shu yilning o'zida nemis olimi V.Kossel quyidagi fikrni bildirdi: o'zaro ta'sir etuvchi ikki atomdan biri elektron berib, ikkinchisi elektron biriktirib oladi, bunda birinchi atom musbat zaryadlangan ionga, ikkinchisi esa manfiy ionga aylanib qoladi; hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortilishi barqaror birikma hosil bo'lishiga olib keladi. Bu fikr ion bog'lanish haqidagi hozirgi zamon tassavurlarini yaratilishiga olib keldi.

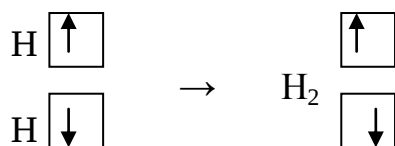
Elektron nazariya asosida atomlararo ikki xil bog'lanish mavjudligi aniqlandi. Birinchi xil bog'lanishda molekula zaryadlamagan zarrachalardan iborat bo'ladi. Bu xil bog'lanish kovalent bog'lanish deb ataladi. Ikkinchi xil bog'lanishda molekula qarama-qarshi elektr bilan zaryadlangan ionlardan iborat bo'lib, bu bog'lanish ion bog'lanish deb ataladi.

3.1.Kovalent bog'lanish

Atomlar o'rtasida kovalent bog'lanish hosil bo'lishini vodorod molekulasi hosil bo'lishi misolida ko'rib chikaylik. Vodorod atomlari orasidagi kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar bir-biriga yaqinlashganda elektron bulutlarning bir-birini «qoplashi» natijasidir. Bunday o'zaro qoplanish natijasida yadrolar orasidagi bo'shliqning manfiy elektr zaryadi zichligi ortadi. Atomlarning musbat zaryadlangan yadrolari elektron bulutlarning qoplanish sohasi tomon tortiladi. Bu tortilish bir xil zaryadlangan elektronlarning o'zaro itarishidan yuqoriroq bo'lib, natijada barqaror molekula hosil bo'ladi.

1927 yilda V. Geytler va F. London vodorod molekulasi yadrolararo masofa va bog'lanish energiyasi qiymatlarini hisoblab chikdilar va bu qiymatlar eksperimental topilgan qiymatga juda yaqin chikdi. Natijada vodorod

molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ikkala atomga tegishli bo'lgan qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ega elektron jufti hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi, degan xulosaga kelindi. Vodorod molekulasini hosil bo'lishidagi elektronlarning «juftlanish» jarayoni quyidagi sxema bilan ifodalanishi mumkin:



Sxemadagi to'liqsimon chiziqlar vodorod molekulasidagi har bir elektron ikkala atomning kvant yacheykalaridan joy olishini bildiradi, ya'ni elektronlar vodorod atomlari yadrolarining kuchlanish maydonida harakat qiladi. Demak, hosil bo'ladigan ikki elektronli ikki markazli kimyoviy bog'lanish kovalent kimyoviy bog'lanish deb ataladi.

Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekula-larga ham tatbiq qilinadi. Bunday kimyoviy bog'lanish nazariyasi valent bog'lanish usuli degan nomni oldi. Valent bog'lanish usuli kovalent bog'lanishning muhim xossalarini nazariy asoslab berdi. Bu usul kimyoviy bog'lanishning kvantmexanik nazariyasini yaratishda katta rol o'ynadi.

Valent bog'lanish usuli asosida quyidagi qoidalar yotadi:

1. Kovalent kimyoviy bog'lanish qarama-qarshi yo'nalishdagi ikki spinli elektronlar tomonidan hosil qilinib, bu elektron juft ikkala atomga tegishli bo'ladi.

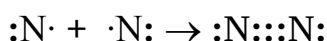
2. O'zaro ta'sir etuvchi elektron bulutlari bir-biriga qanchalik darajada ko'p qoplansa, kovalent bog'lanish shunchalik mustahkam bo'ladi.

Kovalent bog'lanish nazariyasining asosida sirtqi qavatida ikki yoki sakkiz elektroni bo'lgan atom barqarordir degan tushuncha yotadi. Kovalent bog'lanishni ifodalash uchun tashqi elektron qavatida joylashgan elektronlar atomning kimyoviy simvoli atrofida joylashtirilgan buqtalar bilan ko'rsatiladi.

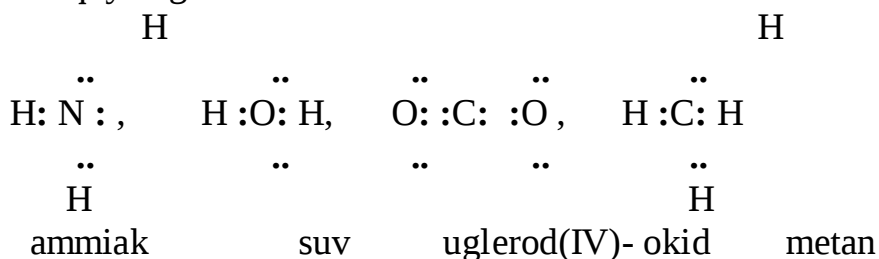
Ikkala atom uchun umumiy bo'lgan elektronlar atomlarning kimyoviy simvollarini orasiga joylashtirilgan buqtalar bilan ko'rsatiladi; qo'shbog' va uch bog'lar esa mutanosib ravishda ikki yoki uch juft umumiy nuqtalar bilan ifodalanadi. Masalan vodorod molekulasining hosil bo'lishini quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin:



Azot molekulasining hosil bo'lish sxemasi:



Ikki azot atomining birikib, molekula hosil qilishida uch juft elektronlar umumiy bo'lib qoladi (uch bog'); shu sababli har bir atomning tashqi qavatida sakkiz elektron joylashgan, ya'ni qavat barqaror konfiguratsiyaga ega. Ba'zi murakkab moddalar – ammiak, suv, uglerod (IV)-oksid va metanning molekullari tuzilishini quyidagi sxemalar bilan ifodalash mumkin.



Ayni elementlar atomlarini boshqa atomlar bilan bog'lovchi umumiy elektron juftlar soni yoki boshqacha aytganda atomni hosil qilgan kovalent bog'lari elementning ayni birikmadagi kovalentligi deb ataladi. Masalan, azotning N_2 va NH_3 molekulalaridagi kovalentligi 3 ga, kislorodning H_2O va CO_2 molekulalaridagi kovalentligi 2 ga, uglerodning CO_2 va CH_4 molekulalaridagi kovalentligi 4 ga teng.

3.2. Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish

Agar ikki atomli molekulalar bir element atomlaridan tuzilgan bo'lsa, (masalan, H_2 , N_2 , Cl_2 molekulalari) kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron juftlarining har bir elektron buluti fazoda ikkala atom yadrolariga nisbatan simmetrik taqsimlanadi. Bunday hollarda kovalent bog'lanish qutbsiz yoki gomeopolyar bog'lanish deb ataladi.

Agar ikki molekula har xil element atomlaridan tashkil topgan bo'lsa, umumiy elektron buluti atomlardan biri tomon siljigan bo'lib, zaryadlar assimetrik taqsimlangan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga qutbli yoki geteropolyar bog'lanish deb ataladi.

Atomning elektromanfiyligi qanchalik katta bo'lsa, umumiy elektron juftini o'ziga shunchalik kuchliroq tortadi. Boshqacha aytganda, ikki har xil element orasida kovalent bog'lanish hosil bo'lishida umumiy elektron buluti nisbatan elektromanfiyroq atom tomon siljiydi va o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning elektromanfiyligi bir-biridan qancha ko'p farq qilsa, bu siljish shunchalik kuchli bo'ladi.

Ba'zi element atomlarning nisbiy elektromanfiyligi quyidagi jadvalda keltirilgan.

1-jadval

Ba'zi atomlarning nisbiy elektromanfiyligi

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	P 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8

Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6
------------	------------	-----------	-----------	-----------	-----------	----------

Qutbli kovalent bog'lanishda umumiy elektron bulutining siljishi shunga olib keladiki, elektromanfiyligi kattaroq bo'lgan atom yaqinida manfiy elektr zaryadining o'rtacha zichligi ko'proq bo'lib, elektromanfiyligi kichik bo'lgan atom yaqinida kamroq bo'lib qoladi. Natijada bir atom ortiq manfiy zaryadga, ikkinchi atom esa oshiqcha musbat zaryadga ega bo'lib qoladi; bu zaryadlar atomning molekuladagi effektiv zaryadi deb qabul qilingan.

Masalan, vodorod xlorid molekulasidagi umumiy elektron jufti elektromanfiyroq bo'lgan xlor atomi tomon siljigan bo'lib, xlor atomida effektiv manfiy zaryad vujudga keladi, vodorod atomida esa absolyut qiymati jihatdan teng bo'lgan effektiv musbat zaryad paydo bo'ladi. Demak, xlorid kislota molekulasi qutbli molekula hisoblanadi. Bu molekulani ma'lum masofada joylashgan ikki absolyut qiymat jihatdan teng, lekin qarama-qarshi ishorali zaryadlardan iborat sistema deb qarash mumkin. Bunday sistemalar elektrik dipollar deb ataladi. Dipolning zaryadlar yig'indisi nolga teng bo'lsa ham, uni o'rab turgan fazodagi elektr maydoni hosil bo'ladi (1-rasm).

Bu elektr maydonining kuchlanishi dipol momentiga proporsionaldir. Dipol momenti quyidagi tenglama bilan topiladi:

$$M = q \cdot l$$

M - dipol momenti, q -elektron zaryadining absolyut miqdori,

l -molekuladagi musbat va manfiy zaryadlar markazlari orasidagi masofa.

Molekulalarning dipol momenti odatda debay (D) bilan o'lchanadi:

$$1D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Kl m}$$

Molekulaning dipol momentini tegishli moddalarning ba'zi bir xossalari orqali aniqlash mumkin. Shunday qilib topilgan, dipol momentining qiymati molekularning geometrik tuzilishi to'g'risida muhim informatsiya beradi.

3.3. Kovalent bog'lanishning hosil bo'lish yo'llari

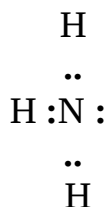
Kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron jufti qo'zg'almagan atomlardagi juftlashmagan elektronlardan hosil bo'ladi. Bu holat masalan, H_2 , HCl , Cl_2 kabi molekularning hosil bo'lishida kuzatiladi. Bunda har bir atom 1 ta juftlashmagan elektronga ega, shunday ikki atomning o'zaro ta'siri tufayli umumiy elektron jufti, ya'ni kovalent bog'lanish hosil bo'ladi. Qo'zg'almagan azot atomida uchta juftlashmagan elektron bor. Shuning uchun azot atomidagi bunday juftlashmagan uchta elektron uchta kovalent bog'ni hosil qiladi.

Lekin kovalent bog'larning soni qo'zg'almagan atomdagi juftlashmagan elektronlarning sonidan ko'proq bo'lishi mumkin.

Atomdagi juftlashmagan elektronlar hisobiga uglerod atomida 2 ta kovalent bog' hosil bo'lishi mumkin. Uglerodning boshqa atomlar bilan 4 ta kovalent bog' orqali bog'langan birikmalari bor. Qandaydir energiya sarf qilinganda $2p$ -pog'onachaga o'tishi mumkin; natijada atom qo'zg'algan holatga o'tib, juftlashmagan elektronlar soni oshadi.

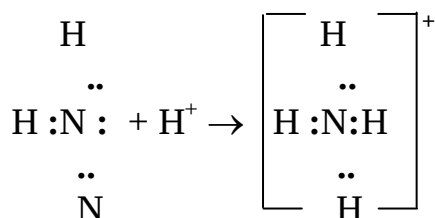
Uglerod atomining tashqi elektron qavatida endi 4 ta juftlashmagan elektron joylashgan bo'ladi; qo'zg'algan uglerod atomi 4 ta kovalent bog' hosil bo'lishida ishtirok etishi mumkin.

Kovalent bog' hosil bo'lish yo'llaridan ikkinchisi donor-akseptor bog'lanishdir. Ko'pgina hollarda kovalent bog'lar atomning tashqi elektron qavatidagi juftlashgan elektronlar hisobiga vujudga keladi. Masalan, ammiak molekulasini ko'rib chikaylik:



Azot atomining 8 ta tashqi elektronidan 6 tasi 3 ta kovalent bog hosil qilib, ular ham azot uchun, ham vodorod uchun umumiy hisoblanadi. Lekin ikkita elektron faqat azot atomiga tegishli va taqsimlanmagan elektron juftini tashkil qiladi. Shunday elektron juftlar ham tashqi elektron qavatida bo'sh orbital bo'lgan boshqa atomlar bilan kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etishi mumkin. Bunday bo'sh s-orbital vodorod ioni H^+ da bor: $\square\text{H}^+$

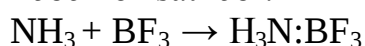
Shu sababli ammiak molekulasining vodorod ionlari bilan o'zaro ta'siri natijasida ular orasida kovalent bog' vujudga keladi; azot atomlarining taqsimlanmagan elektron jufti ikkala atom uchun umumiy bo'lib qoladi va natijada ammoniy ioni NH_4^+ hosil bo'ladi:



Bu erdagi kovalent bog' bir atomga (elektron juftining donoriga) tegishli bo'lgan elektron jufti va boshqa atomning (elektoron jufti akseptorining) bo'sh orbitali hisobiga vujudga keladi. Kovalent bog'lanish hosil bo'lishining bunday yo'li *donor-akseptor kovalent bog'lanish* deb ataladi.

Tajriba yo'li bilan ammoniy ionidagi to'rttala N-H bog'lar teng qiymatli ekanligi aniqlandi. Demak, donor-akseptor kovalent bog'lanish o'z xossalari jihatidan o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning juftlashmagan elektronlari hisobiga vujudga keladigan kovalent bog'dan farq qilmaydi.

Donor-akseptor bog'lanish ikki xil molekula orasida ham yuzaga chiqishi mumkin. Masalan, ammiak bilan bor ftorid orasida donor-akseptor bog'lanishning hosil bo'lishi quyidagi tenglamada ko'rsatiladi.



Bunda NH_3 elektron jufti donori bo'lib, BF_3 elektron jufti uchun akseptordir.

3.4. Kovalent bog'lanishning xossalari

Ayni atom hosil qilinishi mumkin bo'lgan kovalent bog'larning soni chegaralangan. Bu son valent orbitallarning umumiy soni bilan belgilanadi. Kvant-mexanik hisoblashlar shuni ko'rsatadiki, bunday orbitallar qatoriga tashqi elektronlarning qavati s - va p -orbitallari hamda tashqaridan oldingi d -orbitallar kiradi.

Atomlarning chegarlangan sondagi kovalent bog'larni hosil qilishda qatnasha olish xususiyati kovalent bog'lanishning to'yinuvchanligi deb nomlanadi.

Kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o'zaro ma'lum yo'nalishidagina yuz beradi, qoplash sohasi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarga nisbatan ma'lum bir yo'nalishda joylashgan bo'ladi. Boshqacha aytganda kovalent bog'lanish yo'naluvchanlik xossasiga egadir. Masalan, vodorod molekulasida (2-rasm) atomlar s -elektron bulutlarining qoplanishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar yadrolarining bog'lovchi to'g'ri chiziq (ya'ni bog' o'qi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bog'larga σ -bog' deyiladi. σ -bog' hosil bo'lishida bog' o'qiga ko'ndalang joylashgan p -elektronlar ham ishtirok etishi mumkin. Chunonchi HF molekulasidagi kovalent σ -bog' vodorod atomi $1s$ bulutini fluor atomi $2p$ -elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi (3a-rasm). F_2 molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ham σ -bog'dir, bu bog'ni 2 ta fluor atomining $2p$ -elektron bulutlari hosil qilgan (3b-rasm).

Bog'lanish o'qiga nisbatan perpendikulyar yo'nalgan p -elektronlarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida bitta emas, balki 2 ta qoplanish sohasi hosil bo'lib, bu sohalar bog'lanish o'qining 2 tomonida joylashgan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga π -bog'lanish deyiladi. Molekulalarning hosil bo'lishida atom elektron bulutlarining shakli va o'zaro joylashishi erkin atomdagi elektron bulutlarning shakl va o'zaro joylashishlariga nisbatan o'zgaradi, natijada valent elektron bulutlarning qoplanish sohasi katta bo'ladi, ya'ni mustahkam kovalent bog'lar hosil bo'ladi.

3.5. Ion bog'lanish

Ion bog'lanish qarama-qarshi ionlarning o'zaro elektrostatik bog'lanishi natijasida hosil bo'ladi. Element atomining elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionlar – kationlar, elektron biriktirib olishi natijasida manfiy zaryadlangan ionlar – anionlar hosil bo'ladi.

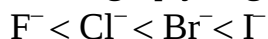
Oddiy ionlar, ya'ni 1 ta atomdan hosil bo'lgan ionlar (masalan, Na^+ , K^+ kationlari, F^- , Cl^- anionlari) yoki murakkab ionlar, yoki ikki va undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan ionlar (NH^+ kationi, OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} anionlar) bo'lishi mumkin. Musbat zaryadga ega bo'lgan oddiy ionlar kichik ionlanish potensialiga ega bo'lgan element atomlaridan oson hosil bo'ladi. Bunday elementlarga I va II guruhlarining bosh guruhchasi metallari kiradi. Manfiy zaryadlangan oddiy ionlar elektronga moyilligi katta bo'lgan tipik metalmaslar atomlaridan hosil bo'ladi. Ion bog'lanishli tipik birikmalar qatoriga ishqoriy metallarning galogenidlari, masalan $NaCl$, CsF va boshqalar kiradi. Ion bog'lanish kovalent bog'lanishdan yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmasligi bilan farq qiladi. Agar har bir ionni

zaryadlangan shar deb qaralsa, ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishlar bo'yicha tekis tarqaladi ya'ni ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni har qanday yo'nalishda ham bir tekisda torta oladi. Demak, ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmaydi. Agar manfiy va musbat ion o'zaro birikkan bo'lsa, manfiy ion boshqa musbat ionlarni tortish xossasini yo'qotmaydi. Shuningdek, musbat zaryadli ion yonida bitta manfiy ion bo'lishiga qaramay yana manfiy ionlarni o'ziga tortaveradi. Demak, ion bog'lanish, kovalent bog'lanishdan farq qilib, *to'yinuvchanlik xususiyatiga* ega emas. Ion bog'lanishda yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalari yo'qligi ionli molekulalarning assotsilanishiga ya'ni, ularning bir-biri bilan birikishiga imkon beradi. Yuqori haroratda molekulalar harakatining kinetik energiyasi molekulalarning o'zaro tortishish energiyasidan yuqori bo'ladi, shuning uchun ionli birikmalar gaz holatda asosan assotsilanmagan molekula holatida bo'ladi. Lekin haroratning kamayishi bilan modda suyuq va ayniqsa suyuq holatga o'tganda ionli birikmalarning assotsiatsiyasi kuchli namoyon bo'ladi. Ion bog'lanishli molekulalar odatdagi sharoitda qattiq holatda yakka-yakka holatda mavjud bo'la olmaydi, ular o'zaro birlashib, juda ko'p ionlardan tashkil topgan gigant molekula-kristallni hosil qiladi.

Ion bog'lanishli molekulalarning erkin holda mavjud bo'lmasligini bir ionning ikkinchi bir ionga ta'sir etishi bilan tushuntirish mumkin. Qarama-qarshi zaryadli ikki ion bir-biriga yaqinlashganda ularning elektronlari o'z yadrolariga nisbatan avvalgi vaziyatni o'zgartiradi, natijada ion qutblanadi va ular orasidagi o'zaro ta'sir kuchayadi. Ionning qutblanuvchanligi uning elektron tuzilishiga, zaryadiga va katta-kichikligiga bog'liq. Ionning sirtqi elektronlari uning boshqa elektronlariga qaraganda yadro bilan bo'shroq bog'langan. Ionning qutblanishi sirtqi qavatning deformatsiyalanishidir. Tashqi elektronlar yadro bilan qanchalik kuchsiz bog'langan bo'lsa, ion shunchalik oson qutblanadi, ya'ni elektr maydonida shunchalik kuchliroq deformatsiyalanadi. Tashqi elektron qavatlarining tuzilishlari bir-biriga o'xshash bir xil zaryadli ionlarda qutblanuvchanlik ionning radiusi ortishi bilan oshadi, chunki tashqi elektronlar yadrodan uzoqlashib boradi, natijada ular yadroga kuchsiz tortilib turadi. Masalan, ishqoriy metallar ionlarida qutblanuvchanlik quyidagi tartibda ortib boradi:



Galogenlar ionlarining qutblanuvchanligi quyidagi ketma-ketlikda o'zgaradi:



Atomning musbat zaryadli ionga aylanishi hamma vaqt uning radiusini kamayishiga olib keladi. Anionning musbat zaryadi uning tashqi elektron bulutlarining deformatsiyalanishini qiyinlashtiradi. Manfiy zaryadlangan ionlar hamma vaqt neytral atomlarga nisbatan katta o'lchamga olib keladi va demak ularning yadro bilan bog'lanishini susaytiradi. Shu sabablar tufayli anionlarning qutblanuvchanligi odatda kationlarning qutblanuvchanligidan birmuncha yuqori bo'ladi. Ionlarning qutblovlilik xossasi, ya'ni ularning boshqacha ionlarni deformatsiyalash ta'siri ionning zaryadi va radiusiga bog'liqdir. Ionning zaryadi qancha katta bo'lsa, uning hosil qiladigan elektr maydoni shunchalik kuchli bo'ladi, demak, ko'p zaryadli ionlar kuchli qutblanish xususiyatiga ega. Bir xil

zaryadga ega ionlarning radiusi qanchalik kichik bo'lsa, shu ionning elektr maydoni kuchlanishi shunchalik kuchli bo'ladi. Demak, bir xil zaryadli o'xshash elektron tuzilishga ega bo'lgan ionlarning qutblanish xususiyati ion radiusining oshishi bilan kamayib boradi. Chunonchi ishqoriy metallar qutblanish xususiyati ion radiusining oshishi bilan kamayib boradi.

Agar biror element atomi har xil zaryadli bir necha kation hosil qilsa, bu ionlardan eng katta zaryadlisi kuchli qutblanish xususiyatiga ega, chunki bu ionning radiusi o'sha elementning barcha ionlariga nisbatan kichikdir. Anionlarning ko'pchiligi katta radiusli bo'lgani uchun anionning kationni qutblash xususiyati u qadar katta bo'lmaydi.

3.6. Vodorod bog'lanish. Molekulalararo ta'sir kuchlar

Molekula va atomlarda ikkinchi darajali bog'lanish xillari, ya'ni vodorod bog'lanish hamda molekulalararo tortilish kuchlari ham ma'lum.

Elementlar davriy sistemasidagi V, VI, va VII guruh metallmaslari vodorodli birikmalarining qaynash haroratlarini o'rganish natijasida nazariya bilan tajriba orasida qarama-qarshilik mavjudligi aniqlandi. Masalan HF, NH₃ ning qaynash haroratlari ko'tilgadan yuqoriroq bo'lib chikdi. Nazariya bo'yicha H₂O ning qaynash harorati H₂S ning qaynash haroratidan pastroq, HF ning qaynash harorati HCl nikidan, NH₃ niki esa PH₃ nikidan past bo'lishi kerak edi.

Odatda ayni guruhchadagi elementlarning bir xil tipdagi birikmalari qatorida suyuqlanish va qaynash haroratlari elementning atom massasi ortishi bilan ko'tariladi. HCl – HBr – HI, va H₂S – H₂Se – H₂Te qatorlarda bu bog'lanish kuzatiladi. Lekin H₂O va HF ning qaynash haroratlari aksincha yuqori bo'lib chikdi.

Elektr manfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining shunday xususiyati borki, u boshqa elektr manfiyligi yuqori shunday atom bilan yana bitta kimyoviy bog' hosil qila oladi. Ana shu bog'lanish *vodorod bog'lanish* deb ataladi. Vodorod bog'lanishning energiyasi odatdagi kovalent bog'lanish energiyasi (250-400 kJ/mol) dan ancha kichikdir. Vodorod bog'lanish energiyasi azot birikmalarida taxminan 8 kJ/mol ga va birikmasida 40 kJ/mol ga tengdir. Bu energiya molekulalarning assotsilanishi, ya'ni molekulalarning dimer yoki polimerlarga birlashishiga olib keladi. Ayni shu molekulalarning assotsilanishi ularni bir-biridan uzilishini qiyinlashishiga vodorod ftorid, suv, ammiak kabi moddalarning qaynash haroratlari anomal ravishda yuqori bo'lishiga sababchi bo'ladi.

Vodorod bog'lanish tirik organizm va tabiatda yuz beradigan jarayonlarda muhim rol o'ynaydi. Vodorod bog'lanish biologik muhim moddalar – oksillar va nuklein kislotalarda uchraydi va ularning xossalriga yetarli ta'sir ko'rsatadi.

Molekulyar tuzilishga ega bo'lgan moddalarda molekulalararo tortishish kuchlari mavjuddir. Molekulalararo tortishish kuchlari (Van-der-Vaals kuchlari) kovalent bog'lanishdan kuchsizroq bo'lsa ham ancha kattaroq masofalarda yuz beradi. Bu kuchlarning asosida dipollarning o'zaro elektrostatik ta'siri yotadi va dipollarning hosil bo'lish mexanizmi har-xil moddalarda turlichadir. Agar modda qutbli molekulalardan (masalan, H₂O yoki HCl) tashkil topgan bo'lsa, molekulalar

bir-biriga nisbatan qarama-qarshi zaryadlangan qutblari bilan joylashgan bo'ladi, natijada ular o'zaro tortishishadi. Molekulalararo tortishish kuchlarining bunday turi *orientatsion o'zaro ta'sir* deb ataladi. Moddalar qutbsiz molekulalardan tuzilgan bo'lsa va bu molekulalar qutblanish xossasiga ega bo'lsa (masalan, Sa_2) *induksiyalangan dipollar* hosil bo'ladi, har bir atom o'z atrofida elektr maydoni hosil qiladi. Bu maydon boshqa atomga qutblovchi ta'sir ko'rsatadi. Natijada molekula qutblanadi va hosil bo'lgan induksiyalangan dipol o'z navbatida qo'shni molekulalarni qutblaydi. Molekulalar bir-biriga tortiladi, molekulalararo bunday tortishish kuchlari *induksion o'zaro ta'sir* deb yuritiladi.

Atomlardagi elektronlarning harakati, yadrolarning tebranishi hamda elektronlar va yadroning o'zaro joylashishining o'zgarib turishi vaqti-vaqti bilan dipolni hosil qiladi. Bir-biriga juda yaqin joylashgan molekulalar qarama-qarshi zaryadlanib qolishi mumkin, natijada ular bir-biriga tortishadi. Bu hodisaga *dispersion o'zaro ta'sir* deyiladi.

Har xil turdagi molekulararo tortishish kuchlarining nisbiy qiymatlari modda molekulalarining qutbliligiga bog'liq bo'ladi. Molekulalarning qutbliligi qancha yuqori bo'lsa, orientatsion kuchlar shunchalik katta bo'ladi. Atomlarning tashqi elektronlari qanchalik kuchsiz bog'langan bo'lsa, dispersion ta'sir shunchalik kuchliroq bo'ladi. Induksion o'zaro ta'sir kuchlari deyarli hamma vaqt kam bo'ladi.

3.7. Moddalarning agregat holati

Moddalar 3 agregat holatda gaz, suyuq va qattiq holatda bo'ladi.

Gazlar berilgan hajmni bir tekis egallash xususiyati bilan xarakterlanadi. Gazlarning bu xossasi zarrachalarining o'ta harakatchanligi bilan bog'liq. Gazlarning zarrachalari bir-biridan uzoqroq masofada bo'ladi, buni gazlarning siqiluvchanligi xossasi tasdiqlaydi. Zarrachalarning harakati tez va betartib bo'ladi.

Suyuqliklar gazlarda ayni haroratda aniq hajmni egallashi bilan farqlanadi. Suyuqliklarning juda kam siqiluvchanligi ularning zarrachalari gazlarning zarrachalariga nisbatan zich joylashganligini ko'rsatadi. Shu sababali zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari sezilarli bo'lib, zarrachalarning bir-biridan uzoqlashishiga yo'l qo'ymaydi. Lekin bu kuchlar zarrachalarni bir joyda ushlab tura oladigan darajada emas. Suyuqliklar oquvchanlikka ega. Suyuqliklar zarrachalarning to'xtovsiz harakati sababli ularning o'zaro joylashish tartibi doimo o'zgarib turadi. Zarrachalarning harakati gazlarning zarrachalari harakati singari tartibsizdir.

Qattiq jismlar suyuq va gaz moddalardan farq qilib, mustaqil shaklga ega bo'ladi va bu shaklni qanday holatda joylashgan bo'lsa ham saqlab qoladi. Qattiq moddalarning zarrachalari bir-biri bilan shunday mustahkam bog'langanki, ular bir joydan ikkinchi joyga o'ta olmaydi. Lekin qattiq moddalarda ham zarrachalarning harakati saqlanib qoladi, bu harakat kuchsiz tebranma xarakterli bo'ladi.

3.7.1. Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf holati

Ko'pchilik moddalar qattiq holatda kristall tuzilishi ega. Har bir modda odatda, aniq shakldagi kristallarni hosil qiladi. Masalan, natriy xlorid kub shaklida, achchiktosh oktaedr shaklida, natriy nitrat prizma shaklida kristallanadi va hokazo. Kristallarning shakli moddalarning xarakterli xossaligidan biridir. Kristallning tashqi shakli uning ichki tuzilishini ifodalaydi, ya'ni, bu tuzilish kristallni tashkil qiluvchi zarrachalar - molekulalar, atomlar yoki ionlarning to'g'ri joylashishi bilan ifodalanadi. Bu joylashishni kristall panjara ko'rinishida ifodalash mumkin. Kristall panjara bir-biri bilan kesishuvchi to'g'ri chiziqlardan iborat fazoviy panjaradir. Chiziqlarning kesishuvchi nuqtalari - panjara tugunlarida zarrachalarning markazlari joylashadi. Kristallarning ichki tuzilishini tekshirish XX asrdagina mumkin bo'ldi, ya'ni 1912 yilda rentgen nurlarining difraksiyasi kashf etildi, bunga asoslanib rentgenostruktura analizi yaratildi. Bu qattiq moddalar tuzilishini o'rganishning asosiy usulidir.

Kristall panjaraarning tugunlarida joylashgan zarrachalarning tabiatiga va ularning o'rtasidagi o'zaro ta'sir kuchlariga bog'liq ravishda kristall panjaralar turlarga bo'linadi: molekulyar, atom, ionli va metall panjaralar.

Molekulyar panjaraarning tugunlarida molekulalar joylashgan bo'ladi. Ular bir-birlari bilan molekulalararo kuchlar bilan bog'langandir. Atom panjaralar tugunlarida atomlar joylashgan bo'lib, ular bir-birlari bilan kovalent bog' orqali bog'langan bo'ladi. Ion panjaralar tugunlarida navbatma-navbat musbat va manfiy zaryadlangan ionlar joylashgan. Ionlar bir-birlari bilan elektrostatik tortilish kuchlari orqali bog'langan bo'ladi. Metall panjaralar tugunlarida metall atomlari o'rnashgan bo'lib, ular orasida bu atomlar uchun umumiy bo'lgan elektronlar erkin harakat qiladi.

Molekulyar va atom panjaralar kovalent bog'lanishdagi moddalarga, ion panjaralar ionli birikmalarga, metall panjaralar metallar va ularning qotishmalariga xosdir. Atom panjaraga ega bo'lgan moddalar nisbatan kamdir. Ularga olmos, kremniy va ba'zi anorganik moddalar kiradi. Bu moddalar yuqori qattqlikka ega ekanligi bilan xarakterlanadi. Ular qiyin suyuqlanuvchan va amalda hech qanday erituvchilarda erimaydi, chunki bunday moddlar mustahkam kovalent bog'lanishga egadir. Molekulyar panjaraga ega bo'lgan moddlar juda ko'p. Ularga metallmaslar (uglerod va kremniydan tashqari), ion bog'lanishda bo'lmagan hamma organik birikmalar va ko'pgina anorganik moddalar kiradi. Molekulalararo ta'sir kuchlar kovalent bog'lanish kuchlaridan ancha kuchsiz, shu sababli molekulyar kristallar uncha mustahkam bo'lmaydi, oson suyuqlanuvchan va uchuvchandir. Ion panjaralar hosil qiluvchi moddlar ko'pchilik tuzlar va oz miqdordagi oksidlar kiradi. Ion panjarali moddalar mustahkamligi jihatdan atom panjarali moddalardan keyinda turadi, lekin molekulyar panjarali moddalardan ustun turadi. Ionli birikmalar nisbatan yuqori suyuqlanish haroratiga ega bo'lib, uchuvchanligi ko'pchilik holarda kam bo'ladi. Shunday qattiq jismlar borki, ularning sinig'ida hech qanday kristall belgisi ko'rinmaydi. Masalan, oddiy shisha sindirib ko'rilsa, unda hech qanday kristall ko'rinmaydi, moddalarning bunday holatiga amorf holati deyiladi.

Kristall va amorf jismlar orasidagi farq, ayniqsa, ularning qizdirishga munosabatida keskin yuzaga chiqadi. Kristall tuzilishdagi moddalar aniq ma'lum

bir haroratda suyuqlanadi va ayni shu haroratda suyuq holatdan qattiq holatga o'tadi, amorf moddalar esa ma'lum suyuqlanish haroratiga ega emas. Qizdirilganda amorf moddalar asta sekin yumshaydi va oxiriga suyuq bo'lib qoladi. Sovitilganda esa asta sekin qotadi. Ma'lum bir suyuqlanish harorati bo'lmaganligi uchun amorf jismlar boshqa xossaga ham ega, masalan, ularning ko'pchiligi suyuqliklarga o'xshab oquvchandir. Uncha katta bo'lmagan uzoq kuchlarning ta'sir etishi natijasida o'zining shaklini o'zgartiradi. Masalan, smola bo'lagi tekis sirtga qo'yilsa, issiq xonada bir necha kun ichida oqib, doira shakliga kiradi. Ba'zi moddalar kristall holatda ham, amorf holatda ham uchraydi. Chunonchi, kremniy (IV)-oksid SiO_2 tabiatda kristall holatda kvars minerali shaklida hamda amorf (trepel minerali) holatda ham uchraydi.

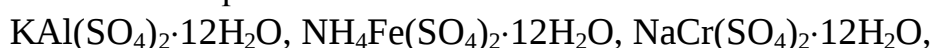
3.7.2. Polimorfizm va izomorfizm

Ba'zi (oddiy yoki murakkab) moddalar kristallanish sharoitiga qarab, turli shakl va tuzilishdagi kristallarni hosil qilish mumkin. Bu hodisaga **polimorfizm** (grekcha – *poly* - ko'p, *morphe* - shakl) deyiladi. Polimorfizm xodisasi tabiatda juda keng tarqalgan: deyarli hamma moddalar ma'lum sharoitdagi turli polimorfik modifikatsiyalarda olinishi mumkin. Masalan, oltingugurt 5 ta modifikatsiya, NH_4NO_3 – 4 ta, temir – 4 ta modifikatsiya holida bo'lishi mumkin. Polimorfik modifikatsiyalarning xossalardagi farq kristallning u yoki bu ichki tuzilishini qayta qurilishidandir. Lekin hamma modifikatsiyalar o'zlaridagi farqni modda suyuqlantirilganda yoki eritilganda yo'qotadi. Ayni moddaning u yoki bu polimorfik modifikatsiyasining kimyoviy reaksiyadagi mahsulotlari bir biridan farq qilmaydi. Masalan, olmos yoqilganda hosil bo'ladigan uglerod (IV)–oksid CO_2 grafit yoqilganda hosil bo'ladigan CO_2 dan hech qanday farq qilmaydi. Polimorfizm hodisasi sanoat uchun muhim ahamiyatga ega. Temirning polimorfizmi po'latni termik qayta ishlash jarayonida katta rol o'ynaydi, kvarsning polimorfik o'zgarishi keramik buyumlar va o'tga chidamli materiallar tayyorlashda muhim ahamiyatga ega. Kimyoviy tabiati jihatdan o'xshash, lekin kimyoviy tarkibi jihatidan farq qiluvchi ba'zi bir moddalar shakli va o'zining ichki tuzilishi jihatidan o'xshash kristallarni hosil qiladi. Bu hodisaga **izomorfizm** deyiladi.

Izomorfizm kristallarni hosil qiluvchi moddalarga misollar (izomorfizm qatorlar):

- 1) MgCO_3 , CaCO_3 , ZnCO_3 , $\text{MnCO}_3 \cdot \text{FeCO}_3$
- 2) $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,
- 3) SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 .

4) Achchiktoshlar, sulfatlar kislotaning 1 ta bir valentli va 1 ta uch valentli metall tutuvchi qo'shalok tuzlari:



Izomorfik o'zgarishlar yuqori sifatli, kerakli xossalarga ega bo'lgan metallar qotishmalarini olish texnologiyasida muhim ahamiyatga egadir.

Savollar

1. Kimyoviy bog'lanishning asosiy tiplarini nomlang.

2. Qaysi elementlarning atomlari orasida kovalent bog'lanish hosil bo'ladi.
3. Donor-akseptor mexanizm bo'yicha kovalent bog'lanish hosil bo'lishga misollar keltiring.
4. Vodorod bog'lanish qanday hosil bo'ladi?
5. Qanday kuchlar Van-der-Vaals kuchlari nomini olgan?
6. Moddalar qanday agregat holatlarda bo'ladi?
7. Moddaning amorf holati deb nimaga aytiladi?
8. Polimorfizm va izomorfizm nima?

4-Mavzu. Kimyoviy reaksiyalarning tezligi va kimyoviy muvozanat

Reja:

- 4.1. Kimyoviy reaksiyalar tezligi.
- 4.2. Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalariga bog'liqligi.
- 4.3. Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi.
- 4.4. Kataliz.
- 4.5. Kimyoviy reaksiyalar mexanizmi.
- 4.6. Qaytar va qaytmas reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat.
- 4.7. Kimyoviy muvozanatning siljishi.
- 4.8. Kimyoviy reaksiyalarda energiyaning aylanishi.
- 4.9. Kimyoviy reaksiyalarning yo'nalishi.

4.1. Kimyoviy reaksiyalar tezligi

Kimyoviy reaksiyalar har-xil tezliklarda boradi. Ulardan ba'zilari sekundning bir necha ulushlari ichida batamom tugaydi, boshqalari minutlar, soatlar, kunlar davomida amalga oshadi; shunday reaksiyalar ham ma'lumki, ularning borishi uchun bir necha yil va o'n yillar kerak bo'ladi. Bitta reaksiyaning o'zi bir sharoitda, masalan, yuqori haroratda tez, boshqa sharoitda masalan, sovuqda sekin borishi mumkin. Bunda bir xil reaksiyaning tezligi orasidagi farq juda katta bo'lishi mumkin.

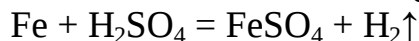
Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir-birlaridan farq qiladi. Modda yoki moddalar yig'indisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalarga bo'linadi.

Bir xil fazadan tashkil topgan sistema gomogen, har-xil sistemalardan tashkil topgan sistemaga geterogen sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlardan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga *faza* deb ataladi. Gomogen sistemaga misol qilib hohlagan gazlar aralashmasini, masalan, azot bilan kislorod aralashmasini, bir necha moddalarning bitta erituvchidagi eritmasini, masalan, natriy xlorid, magniy sulfat, azot va kislorodning suvdagi eritmasini olish mumkin. Ikkala holda ham sistema bir xil fazalardan tashkil topgan. Geterogen sistemaga quyidagilarni misol qilib olish mumkin: muzli suv, cho'kmasi bo'lgan to'yingan eritma va hokazo.

Gomogen sistemada reaksiya sistemaning butun hajmi bo'yicha ketadi. Masalan, sulfat kislotaga natriy tiosulfat eritmasi aralashtirilsa, butun hajmi bo'yicha oltingugurt hosil bo'lib, eritmaning loyqalanishi kuzatiladi:



Agar reaksiya geterogen sistemada borsa, sistemani tashkil etuvchi fazalari sirtidagina reaksiya amalga oshadi. Masalan, metallning kislotada erishi:



Bu reaksiya faqat metall sirtida boradi, chunki reaksiyaga kirishuvchi ikkala modda shu sirtga bir-biri bilan to'qnashadi. Gomogen reaksiya tezligi geterogen reaksiya tezligidan farq qiladi va ular har xil aniqlanadi.

Gomogen reaksiyalarning tezligi vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddaning hajm biriligidagi miqdori bilan o'lchanadi. Geterogen reaksiyaning tezligi esa vaqt birligi ichida faza sirtining yuza birligida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiyada hosil bo'lgan moddaning miqdori bilan o'lchanadi. Gomogen reaksiyaning tezligi matematik shaklda quyidagicha ifodalanadi:

$$v_{gomog} = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

Geterogen reaksiyaning tezligi

$$v_{geterog} = \frac{\Delta n}{S\Delta t}$$

shaklda ifodalanadi.

v_{gomog} – gomogen reaksiyaning tezligi; $v_{geterog}$ – geterogen reaksiyaning tezligi; n – reaksiyada hosil bo'luvchi moddaning mol soni; V – sistemaning hajmi; t – vaqt; S – reaksiya boradigan yuza, Δ – ortish belgisi ($\Delta n = n_2 - n_1$, $\Delta t = t_2 - t_1$).

Gomogen reaksiya tezligi ifodasini soddalashtirish mumkin. Modda miqdori (n) ning hajmi (V) ga nisbati ayni moddaning molyar konsentratsiyasi (C) ga teng bo'ladi:

$$\frac{n}{V} = C \quad \text{bundan} \quad \frac{\Delta n}{V} = \Delta C$$

demak

$$v_{gomog} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Gomogen sistemadagi reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi yoki reaksiya natijasida hosil bo'luvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanadi.

Kimyo sanoatida moddalarni ishlab chikarish apparatlarining o'lchami va unumdorligi, hosil qilinadigan mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Kimyoviy reaksiyalardan amalda foydalanilganda reaksiyalarning turli sharoitlarda qanday tezlikda borishi, reaksiyaning istalgan tezligiga erishish uchun sharoitni qanday o'zgartirish kerakligini bilish muhimdir. Kimyoning reaksiyalar tezligini o'rganuvchi bo'limi kimyoviy kinetika deb ataladi. Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, ularning konsentratsiyalariga,

haroratga, katalizator va boshqa faktorlarga bog'liq.

4.2. Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalariga bog'liqligi

Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari katta ta'sir ko'rsatadi. Dastlabki moddalarning zarrachalari (molekulalari, ionlari) kimyoviy o'zaro ta'sirlashishi uchun ularning bir-birlari bilan to'qnashishlari zarur; zarrachalar bir-biriga shunchalik yaqinlashishi kerakki, atomlarning biri ikkinchi atomning elektr maydoni ta'sirida bo'lishi kerak. Shundagina elektronlarning o'tishi va atomlarning qayta guruhlanishi yuz beradi va natijada yangi moddalarning molekulalari, ya'ni reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladi. Bunda reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekulalarining to'qnashishi soniga proporsionaldir. To'qnashishlar soni dastlabki moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq. Demak, konsentratsiya qanchalik katta bo'lsa, to'qnashishlar soni shunchalik ko'p bo'ladi, kimyoviy reaksiya ham shunchalik tez boradi. Dastlabki moddalar konsentratsiyalarining kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sirini ifodalovchi qonun 1867 yilda norvegiyalik ikki olim K.Guldberg va P.Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, massalar ta'siri qonuni deb ataladi.

Doimiy haroratda kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir.



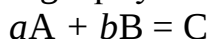
reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

$$v = K[A] \cdot [B]$$

v – reaksiyaning tezligi; $[A], [B]$ – reaksiyaga kirishayotgan moddaning mol/l bilan ifodalangan konsentratsiyasi; K – tezlik konstantasi.

Tezlik konstantasi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari birga teng bo'lgandagi tezlik ya'ni solishtirma tezlikdir. K ning qiymati reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, haroratga va katalizatorlarga bog'liq bo'lib, reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

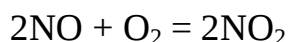
Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan yuqori songa teng bo'lsa, bu sonlar reaksiya tezligining matematik ifodasidagi konsentratsiyalar darajasiga qo'yiladi, masalan



reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha ifodalanadi:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$

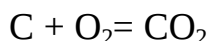
Massalar ta'siri qonunini azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

$$v = k[NO]^2 \cdot [O_2]$$

Geterogen reaksiyalarda massalar ta'siri qonuni tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazalarda bo'lgan moddalarning konsentratsiyalari kiritiladi. Qattiq fazadagi moddalarning konsentratsiyalari doimiy qiymatga ega bo'ladi va shuning uchun tezlik konstantasiga kiradi. Ko'mirning yonish reaksiyasi:



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

$$v = k \cdot \text{const}[\text{O}_2] = k \cdot [\text{O}_2]$$

bundan

$$k = k' \cdot \text{const}$$

4.3. Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi

Kimyoviy reaksiyaning borishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Lekin har qaysi to'qnashish natijasida reaksiya boravermaydi. Reaksiyaning borishi, ya'ni yangi molekulalarning hosil bo'lishi uchun avval dastlabki modda molekulalari atomlari orasidagi bog'larni uzish yoki susaytirish kerak. Bunga ma'lum miqdorda energiya sarf etiladi. Agar to'qnashuvchi molekulalar bunday energiyaga ega bo'lmasa, to'qnashish effektiv bo'lmaydi yangi molekula hosil bo'lmaydi. Agar to'qnashuv energiyasi bog'lanishlarni bo'shashtirish yoki uzishga yetarli bo'lsa, atomlar qayta guruhlanishi va yangi modda molekulalari hosil bo'lishi mumkin. Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni *reaksiyaning aktivlanish energiyasi* deb ataladi. Aktivlanish energiyasi kJ/mol bilan ifodalanadi. Aktivlanish energiyasiga ega bo'lgan molekulalar *aktiv molekulalar* deb yuritiladi.

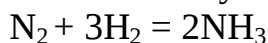
Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekulalar soni ortadi va reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti bilan xarakterlanadi. Harorat har 10°C ga o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son *reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti* deb ataladi. Harorat o'zgarishi bilan reaksiyaning tezligi quyidagicha o'zgaradi.

$$v_t = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

v_2 – reaksiyaning t_2^0 – dagi tezligi; γ – reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti; t_1^0 – dastlabki harorat; t_2^0 – oxirgi harorat.

Reaksiyaning harorat koeffitsiyenti har xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun 2 va 4 oralig'ida bo'ladi. Harorat koeffitsiyenti 2,9 ga teng bo'lsa, haroratni 100°C ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi $2,9^{10}$ marta, ya'ni 50000 marta ortadi. Har xil reaksiyalarning aktivlik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning aktivlik energiyasi kam ba'zilarniki esa yuqoridir. Agar aktivlik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan kam) bo'lsa, reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarralari o'rtasidagi to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalarning tezligi yuqori bo'ladi. Misol sifatida eritmadagi ionlar o'rtasidagi reaksiyalarni olish mumkin. Tajribaning ko'rsatishicha bunday reaksiyalar bir daqiqada boradi, ya'ni tezlik bir daqiqaga teng.

Agar aktivlik energiyasi juda yuqori (120 kJ/mol dan yuqori) bo'lsa, to'qnashuvlarning juda kam qismida reaksiya sodir bo'ladi. Demak, bunday reaksiyalarning tezligi juda kichikdir. Yuqori aktivlik energiyasiga ega bo'lgan reaksiyalarga misol qilib ammiak sintezi reaksiyasini olish mumkin:



Bu reaksiya oddiy haroratda shunchalik sekin boradiki, uni amalda payqash qiyin. Reaksiyaning aktivlik energiyasi juda kam va juda yuqori bo'lmasa (40-120 kJ/mol), bunday reaksiya o'rtacha tezlikda boradi. Bunday reaksiyalarning tezligini o'lchash mumkin va ularga misol qilib natriy tiosulfat bilan sulfat kislota eritmalari orasidagi reaksiyani olish mumkin.

4.4. Kataliz

Reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan moddalar *katalizatorlar* deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o'zgarish hodisasi *kataliz* deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida boradigan reaksiyalar *katalitik* reaksiyalar deb aytiladi.

Kimyo sanoatida katalizatorlar keng miqyosda qo'llaniladi. Katalizatorlar ta'sirida reaksiyalar million va undan ko'p marta tezlashishi mumkin. Kataliz gomogen va geterogen katalizga bo'linadi.

Gomogen katalizda katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar bitta fazani (gaz yoki eritma) tashkil etadi. Geterogen katalizda esa katalizatorning o'zi mustaqil fazani tashkil etadi. Vodorod peroksidning suvli eritmada katalitik parchalanishi gomogen katalizga misol bo'ladi. MoO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ionlar vodorod peroksidning katalitik parchalanishiga sababchi bo'ladi.

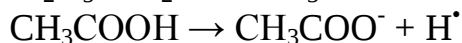
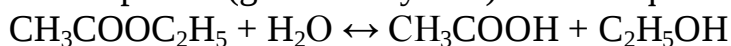
Geterogen katalizdan kimyo sanoatida keng foydalaniladi. Hozirgi vaqtda kimyo sanoatida ishlab chikarilayotgan mahsulotlarning asosiy ko'pchiligi geterogen kataliz yordamida olinadi.

Geterogen katalitik reaksiyalarga misol sifatida sulfat kislota ishlab chikarishning kontakt usulida oltingugurt (IV)–oksidning sulfat angidridgacha oksidlanishini, ammiak sintezini, nitrat kislota olishdagi ammiakning oksidlanishini olsa bo'ladi.

Agar katalizatorlar ta'sirida reaksiyaning tezligi oshsa, bunday katalizga musbat kataliz deyiladi.

Agar reaksiya tezligi katalizatorlar ishtirokida pasaysa, bunday katalizga manfiy kataliz deyiladi. Reaksiyaning tezligini pasaytiradigan moddalar *ingibitorlar* deb ataladi. Masalan, sulfit kislota eritmasiga glitserin, etil spirt va qalay (II)–xlorid qo'shilsa, sulfitning havo kislorodi ta'sirida oksidlanishi keskin pasayib ketadi.

A v t o k a t a l i z. Kimyoviy reaksiyaning molekulalaridan biri ta'sirida katalitik tezlashishidir. Masalan, protonlar (H^+) murakkab efirlarning gidrolizini tezlashtirishi mumkin. Avtokatalizda bu protonlar hosil bo'lgan mahsulotning dissotsilanishi hisobiga hosil bo'ladi. Masalan, etilatsetatning gidrolizlanish mahsuloti – sirka kislota proton (gidroksoniy ioni) lar hosil qilib dissotsilanadi:



Hosil bo'lgan protonlar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi.

Avtokatalitik reaksiyalarda katalizator konsentratsiyasi ortib boradi. Shu sababli avtokatalitik reaksiyaning tezligi boshlang'ich davrda oshib boradi, o'zaro ta'sir etuvchi reagentlarning konsentratsiyasi kamaygach, reaksiya tezligi sekinlashadi.

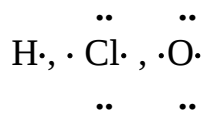
Biologik sitemalarda kataliz juda katta rol uynaydi. Ovqat hazm qilish

sistemasida, qonda, odam va hayvonlarning hujayralarida boradigan ko'pgina kimyoviy reaksiyalar katalitik reaksiyalar hisoblanadi. U reaksiyalarning katalizatorlari *fermentlar* deyiladi. Fermentlar oddiy yoki murakkab oqsillardan iborat. Chunonchi so'lakda ptialin fermenti bo'lib, kraxmalni qandga aylanishni katalitik tezlashtiradi. Oshqozon suyuqligi tarkibidagi pepsin esa oqsillarni parchalanishini tezlashtiradi. Odam organizmida 30000 ga yaqin turli-tuman fermentlar bo'lib, ulardan har biri o'ziga xos reaksiyalar uchun effektiv katalizatorlik vazifasini bajaradi.

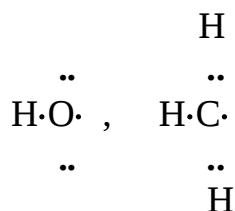
4.5. Kimyoviy reaksiyalar mexanizmi

Oddiy reaksiyalarda har bir o'zaro ta'sirning elementar akti reaksiyaga kirishayotgan moddalarning aktiv molekulalari o'rtasidagi har bir to'qnashish o'zidan oldingi elementar aktlarga bog'liq bo'lmagan holda boradi. Reaksiya mahsulotining makroskopik miqdorda hosil bo'lishi bir-biriga bog'liq bo'lmagan ko'p miqdordagi elementar aktlar natijasi hisoblanadi.

Ancha murakkab reaksiyalarda har bir elementar aktning borish imkoniyati undan oldingi aktning muvoffaqiyatli borishiga bog'liq. O'z navbatida esa o'zidan keyingi aktning borishiga imkoniyat yaratadi. Bu erda reaksiya mahsulotining makroskopik miqdorda hosil bo'lishi ketma-ket boradigan o'zaro ta'sirning elementar aktlari zanjirining natijasi hisoblanadi. Bunday reaksiyalar *zanjir reaksiyalar* deb ataladi. Zanjir reaksiyalar juftlashmagan elektronli, juda yuqori reaksiya aktivlikka ega bo'lgan aktiv markazlar – atomlar, ionlar yoki radikallar (molekulalarning bo'laklari) ishtirokida boradi. Aktiv markaz vazifasini atom bajarishi mumkin. Aktiv markazlarning dastlabki moddalar

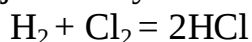


yoki atomlar guruhi

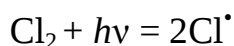


molekulalari bilan o'zaro ta'sirlashuv akti natijasida reaksiya mahsulotining molekulalari va o'zaro ta'sir aktiga qobiliyatli yangi aktiv markazlar hosil bo'ladi. Demak, aktiv markazlar moddalarni ketma-ket bir-biriga aylanish zanjirini hosil qiladi.

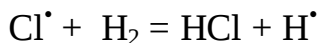
Vodorod xlorid sintezi zanjir reaksiya uchun oddiy misoldir:



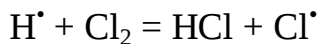
Bu reaksiya yorug'lik ta'sirida vujudga keladi. Xlor molekulasiga nur energiyasining kvanti $h\nu$ yo'tilib, molekulani qo'zgatadi, undagi atomlarni tez tebranishiga olib keladi. Agar tebranish energiyasi atomlar orasidagi bog'lanish energiyasidan katta bo'lsa, molekula parchalanadi. Bu jarayon *fotokimyoviy dissotsiatsiya* deb ataladi.



Hosil bo'lgan xlor atomlari vodorod molekulasini bilan oson reaksiyaga kirishadi.



Vodorod atomi o'z navbatida xlor molekulasini bilan oson reaksiyaga kirishadi:

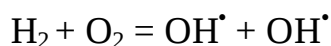


Bu jarayon to'xtovsiz davom etadi. Yo'tilgan bir kvant yorug'lik ta'sirida 100000 tagacha HCl molekulasini hosil bo'ladi. Agar erkin atom reaksiya borayotgan idish devoriga urilsa, zanjir tugallanadi. Ikkita aktiv zarracha va 1 ta aktiv bo'lmagan zarrachalarning to'qnashishi ham zanjirning tugallanishiga olib keladi, aktiv zarrachalar birlashib molekulaga aylanadi, ajralib chiqqan energiya aktiv bo'lmagan zarracha tomonidan olib ketiladi. Bunday hollarda zanjir uziladi.

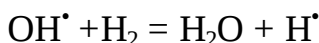
Agar zanjir reaksiyaning bir aktida birgina aktiv zarracha o'rniga boshqa bitta aktiv zarracha hosil bo'lsa, bu reaksiya tarmoqlanmagan zanjir reaksiya hisoblanadi.

XX asrning yigirmanchi yillarida akademik N.N.Semyonov o'z xodimlari bilan har xil jarayonlarning kinetikasini o'rganish vaqtida kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi haqidagi nazariyalar asosida tushuntirib bo'lmaydigan hodisalarni kashf qildi. Bu jarayonlarni tushuntirish uchun N.N.Semyonov tarmoqlangan zanjir reaksiyalar haqidagi nazariyani taklif qildi. Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarning borishida erkin radikalning dastlabki modda molekulasini bilan o'zaro ta'sirlashuvidan bir emas, balki ikki va undan ortiq yangi aktiv markazlar hosil bo'ladi. Ulardan biri eski zanjirni davom ettirsa, qolganlari yangi zanjirning boshlanishiga sabab bo'ladi; zanjir tarmoqlanadi, reaksiya progressiv ravishda tezlashadi.

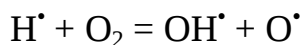
Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarga, masalan, suvni oddiy moddalardan hosil bo'lishi reaksiyasi kiradi. Vodorod bilan kislorod aralashmasi qizdirilganda ikkita gidroksil radikali hosil bo'ladi:



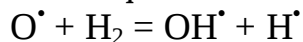
Hosil bo'lgan OH[•] radikallar vodorod molekulasini bilan ta'sirlashadi:



Bu reaksiyada hosil bo'lgan erkin vodorod atomi kislorod molekulasini bilan reaksiyaga kirishib, ikkita yangi aktiv zarracha hosil qiladi:



Kislorod atomlari o'z navbatida vodorod molekulasini bilan reaksiyaga kirishib, 2 ta yangi aktiv markaz hosil qiladi:



Shunday qilib, aktiv zarrachalarning soni progressiv ravishda oshadi va reaksiya keskin tezlashadi.

Yonish, portlash, uglevodlarning oksidlanish jarayonlari, polimerlanish kabi muhim kimyoviy reaksiyalar zanjir mexanizmi bo'yicha boradi. Shuning uchun zanjir reaksiyalar nazariyasi texnika va kimyoviy texnologiyaning bir qator muhim tarmoqlari uchun ilmiy asos bo'lib xizmat qiladi. Atomlarning ichki energiyasidan foydalanishda ham zanjir reaksiyalar muhim o'rin tutadi.

4.6. Qaytmas va qaytar reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat

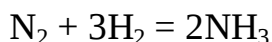
Kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin: qaytmas va qaytar

reaksiyalar. Qaytmas reaksiyalar oxirigacha, ya'ni o'zaro reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri batamom sarf bo'lguncha boradi. Masalan, rux bilan konsentrlangan nitrat kislota o'rtasidagi o'zaro ta'sirni olaylik:



Nitrat kislota miqdori yetarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi. Agar rux nitrat eritmasi orqali azot (IV)-oksid o'tkazilsa, nitrat kislota va rux hosil bo'lmaydi, ya'ni bu reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, rux bilan nitrat kislota miqdori yetarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi. Agar rux nitrat eritmasi orqali azot (IV)-oksid o'tkazilsa, nitrat kislota va rux hosil bo'lmaydi, ya'ni bu reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, rux bilan nitrat kislota miqdori yetarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi.

Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi; qaytar reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalardan hech biri to'liq sarf bo'lmaydi. Qaytar reaksiyalar to'g'ri yo'nalishda ham, teskari yo'nalishda ham boradi. Masalan, ammiak sintezi quyidagi tenglama bo'yicha boradi:



Reaksiya uchun sharoit yaratilgandan so'ng gazlar aralashmasi analiz qilinsa, sistemada faqat reaksiya mahsuloti (ammiak) bo'libgina qolmay, dastlabki moddalar (azot va vodorod) ham bo'ladi. Demak, ammiak sintezi qaytar reaksiyadir. Ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan jarayonlar qaytar jarayonlar deb ataladi.

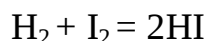
Qaytar reaksiyalar tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga strelka qo'yiladi; bu strelkalar reaksiyani to'g'ri va teskari tomonga borishini ifodalaydi.

Qaytar reaksiyalarda avval to'g'ri reaksiya tezligi yuqori bo'lib, teskari reaksiya tezligi nolga teng bo'ladi. Reaksiya borishi natijasida dastlabki moddalar sarf bo'ladi va ular konsentratsiyalari kamayadi va natijada to'g'ri reaksiya tezligi kamaya boshlaydi. Bir vaqtning o'zida reaksiya mahsulotlari hosil bo'lib, ularning konsentratsiyasi oshib boradi. Buning natijasida teskari reaksiya bora boshlaydi, uning tezligi sekin asta osha boshlaydi (1-rasm).

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) kimyoviy muvozanat vujudga keladi. Kimyoviy muvozanat holatida vaqt birligi ichida qancha mahsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi hosil bo'ladi.

Kimyoviy muvozanatni *dinamik* (harakatchan) *muvozanat* deb yuritiladi. Bu muvozanat holatida to'g'ri reaksiya ham, teskari reaksiya ham boradi, lekin ularning tezligi bir xil bo'ladi.

Kimyoviy muvozanatning miqdoriy xarakteristikasi kimyoviy muvozanat konstantasidir. Bu konstantani vodorod yodid sintezi reaksiyasi misolida ko'rib chikaylik:



Massalar ta'siri qonuniga binoan to'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari quyidagicha ifodalanadi:

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

Muvozanat holatida to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari bir-biriga teng ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) bo'lganligi uchun

$$k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$$

to'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalarining bir-biriga nisbati ham

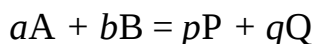
konstanta hisoblanadi:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi K deb ataladi:

$$\frac{k_1}{k_2} = K \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:



$$K = \frac{[P]^p [Q]^q}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Geterogen reaksiyalarning muvozanat tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazadagi moddalar konsentratsiyalari kiradi. Masalan,



reaksiyaning muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Muvozanat konstantasining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiati va haroratga bog'liq. Katalizatorlar ishtirokiga bog'liq emas.

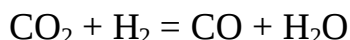
Muvozanat konstantasi K ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga egadir.

4.7. Kimyoviy muvozanatning siljishi

Agar reaksiya sharoiti o'zgarsa, sistema muvozanat holatidan chiqadi, ya'ni to'g'ri va teskari jarayonlarda bir xil o'zgarish bo'lmaydi. Muvozanatning buzilishiga reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi o'zgarishi, bosim va haroratning o'zgarishiga sabab bo'ladi. Har bir faktor ta'sirini alohida ko'rib chikamiz:

1) Muvozanatda ishtirok etuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat shu moddani sarf bo'lishi tomoniga siljiydi; agar moddalardan birining konsentratsiyasi kamaytirilsa, muvozanat shu moddaning hosil bo'lishi tomonga siljiydi.

Masalan:



tenglama bilan ifodalangan muvozanatdagi sistemaga CO_2 qo'shimcha qo'shilsa, sistema CO_2 konsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Aksincha, agar CO_2 ning miqdorini kamaytirsak, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni muvozanat chap tomonga siljiydi;

2) Harorat o'zgarganda ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarning muvozanati

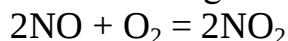
siljiydi. Harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya yo'nalishi tomon, harorat pasaysa, muvozanat ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomon siljiydi. Chunonchi, ammiak sintezi ekzotermik reaksiya hisoblanadi:



Bunda harorat oshirilganda sistemadagi muvozanat harorat yo'tilishi tomon – ammiakning parchalanishi tomon siljiydi.

Azot (II) – oksidni sintezi endotermik reaksiyadir: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,5 \text{ kJ}$
Bunda harorat oshirilishi bilan muvozanat o'ng tomonga – NO hosil bo'lishi tomonga siljiydi;

3) Gaz moddalar ishtirok qiladigan va umuman hajmi o'zgaradigan sistemalarida kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi.



Muvozanatdagi sistemada bosim oshirilsa, muvozanat o'ng tomonga, ya'ni kam sondagi gaz molekulalari hosil bo'lish tomonga siljiydi; bosim kamaytirilsa, aksincha, muvozanat chap tomonga siljiydi. Reaksiya gaz molekulalarining sonini o'zgarishligi bilan boradigan hollarda, muvozanat sistema siqilganda ham, kengaytirilganda ham buzilmaydi. Masalan, $\text{H}_2 + \text{J}_2 = 2\text{HJ}$ sistemada bosim o'zgarishi bilan muvozanat buzilmaydi, ya'ni HJ ning hosil bo'lish unumi bosimga bog'liq emas.

Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat ta'sirini kamaytiruvchi yo'nalish tomon siljiydi. Bu qoida Le-Shatelye prinsipi deyiladi. Bu prinsip 1884 yilda fransuz olimi Le-Shatelye tomonidan ta'riflangan. Le-Shatelye prinsipi faqat kimyoviy muvozanatga tadbqiq qilinmay, u har xil fizik kimyoviy muvozanatlarga ham taalluqlidir. Qaynash, kristallanish suyuqlanish jarayonlarida sharoitning o'zgarishi bilan muvozanatning siljishi Le-Shatelye prinsipi asosida boradi.

4.8. Kimyoviy reaksiyalarda energiyaning aylanishi

Kimyoviy reaksiyalar energiya chiqishi yoki energiya yo'tilishi bilan boradi. Ko'pincha bu energiya issiqlik holida ajraladi yoki yo'tiladi.

Har xil moddalarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida issiqlik ajralib chiqishi bu moddaning reaksiyagacha ma'lum miqdordagi energiyaga ega bo'lganliklarini bildiradi. Moddalardagi energiyaning kimyoviy reaksiyalar vaqtida ajralib chiqadigan bunday yashirin shakli moddaning *ichki energiyasi* deb ataladi.

Kimyoviy o'zgarishlarda molekulalardagi energiyaning bir qismi ajralib chiqadi. Reaksiya vaqtida ajralib chiqayotgan issiqlik (reaksiyaning issiqlik effekti) miqdorini o'lchash yo'li bilan moddalarning zapas energiyasini aniqlash mumkin.

Ba'zi bir reaksiyalarda nur energiyasining ajralishi yoki yo'tilishi kuzatiladi. Reaksiyalar vaqtida yorug'lik ajralib chiqsa, ichki energiya issiqlik energiyasi orqali nur energiyasiga aylanadi. Masalan, ko'mir yonganda issiqlik ajralib chiqadi, bu issiqlik hisobiga ko'mir cho'g'lanadi va yorug'lik tarqatadi. Lekin shunday jarayonlar ham borki, ularning sodir bo'lishida ichki energiya bevosita nur energiyasiga aylanadi. Bu jarayon sovuq nurlanish yoki *lyuminetsensiya* deb

nomlanadi.

Ichki energiyaning o'zaro elektr energiyasiga aylanishi katta ahamiyatga ega. Portlash bilan boradigan reaksiyalarda ichki energiyaning bir qismi bevosita, qolgan qismi bilvosita issiqlik energiyasiga aylanadi. Issiqlik ajralish bilan boradigan reaksiyalar *ekzotermik*, issiqlik yo'tilishi bilan boradigan reaksiyalar esa *endotermik* reaksiyalar deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini o'rganuvchi soha *termokimyo* deb ataladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan yoki yo'tilgan issiqlik reaksiyaning *o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti* deb ataladi va Q_p bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilganda esa uning issiqlik effekti Q_v bilan belgilanadi va u reaksiyaning *o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti* deb yuritiladi.

Reaksiyaning o'zgarmas bosim Q_p va o'zgarmas hajmdagi (Q_v) issiqlik effektini aniqlash uchun termodinamikaning birinchi qonuni (energiyaning saqlanish va bir turdan ikkinchi turga o'tishi) dan foydalanamiz. Bu qonunga muvofiq *har bir sistema o'zining ichki energiyasiga ega bo'lib, uning o'zgarishi sistemaga berilgan issiqlik Q sistema bajargan ish A ning qiymatlariga bog'liq*:

$$\Delta U = Q - A \quad \text{yoki} \quad Q = \Delta U + A$$

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Kimyoviy reaksiyalar asosan, o'zgarmas bosim sharoitida olib boriladi. Bunday sharoitda sistema tashqi bosimga qarshi kengayish ishini bajaradi. Bu ishni quyidagicha hisoblash mumkin. Har qanday mexanik ish F kuchning Δl masofa ko'paytmasiga teng: $A = F \Delta l$. Bosim P ga teng bo'lganda F kuchni topish uchun P ni sirt kattaligi S ga teng ko'paytiramiz:

$$F = P \cdot S$$

Agar bu ifodani $A = F \cdot \Delta l$ ga qo'ysak,

$$A = P \cdot S \cdot l \quad \text{yoki} \quad A = P \Delta V$$

kelib chiqadi. Bunga termodinamikaning birinchi qonuni tadbiq etilsa, va

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V, \quad \Delta U = U_2 - U_1 \quad \text{va} \quad \Delta V = V_2 - V_1$$

ekanligi nazarga olinsa

$$Q_p = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1)$$

bo'ladi. Bu ifodani yana quyidagicha yozish mumkin:

$$Q_p(U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Agar $U + PV$ ni H bilan belgilasak,

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

kelib chiqadi. Bu tenglamadagi H termodinamik funksiya bo'lib, entalpiya (grekcha «qizdiraman» so'zidan olingan) deb ataladi. Reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti sistema o'zgarishi (ΔH) ga tengdir: $Q_p = \Delta H$

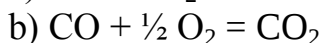
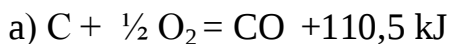
Reaksiyalarning issiqlik effektlari hosil bo'ladigan moddaning 1 moliga nisbatan hisoblanadi. Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yo'tiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo'lish issiqligi* deyiladi.

Issiqlik effektlarini reaksiya tenglamalariga kiritish mumkin. Ajralib chiqqan yoki yoʻtilgan issiqlik miqdorini koʻrsatadigan kimyoviy tenglamalar termokimyoviy tenglamalar deb ataladi. Termokimyoyo qoidasiga koʻra reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, reaksiyaning issiqlik effekti musbat (+), issiqlik yoʻtilsa (–) ishora bilan yoziladi. Termodinamika qoidasiga muvofiq esa reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik efektini manfiy (–) ishora bilan, issiqlik yoʻtilsa musbat (+) ishora bilan koʻrsatiladi. Reaksiyaning issiqlik effekti ΔH uning termokimyoviy issiqlik effekti Q_p ning manfiy ishora bilan olingan qiymatiga tengdir:

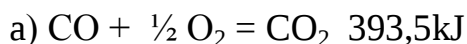
$$\Delta H = - Q_p$$

Reaksiyaning issiqlik effektini hisoblash prinsipini 1840 yilda G.I. Gess aniqlagan boʻlib, u quyidagicha taʼriflanadi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning oraliq bosqichlariga bogʻliq boʻlmay, moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bogʻliqdir. Masalan, karbonat angidrid CO_2 ikki usulda hosil qilingan, birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat:



ikkinchi usulda reaksiya boskichsiz oʻtadi:



Bu tenglamalardan koʻrinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g kislorodning birikishidan hosil boʻlgan 28 g CO 16 g kislorodda yondirilganda yoki 12 g grafit 32 g kislorod bilan toʻgʻridan-toʻgʻri biriktirilgandagi karbonat angidridning hosil boʻlish issiqligi bir xil qiymatga teng. Demak, ayrim boskichlarning issiqlik effektlari yigʻindisi umumiy jarayonning issiqlik effektiga tengdir:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Gess qonuni faqat oʻzgarmas bosim yoki oʻzgarmas hajmdagina oʻz kuchini saqlab qoladi. Gess qonuni tajribada qilib koʻrilmagan kimyoviy reaksiyaning ham issiqlik efektini hisoblab chiqarishga imkon beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil boʻlish issiqliklari yigʻindisidan reaksiya uchun olingan moddalarning hosil boʻlish issiqliklari yigʻindisini ayirib tashlash kerak:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{maxs.}} - \sum \Delta H_{\text{dast. mod}}$$

ΔH – reaksiyaning issiqlik effekti,

$\sum H_{\text{maxs}}$ – reaksiya mahsulotlarining hosil boʻlish issiqliklari yigʻindisi,

$\sum H_{\text{dast. mod.}}$ – dastlabki moddalarning hosil boʻlish issiqliklari yigʻindisi.

4.9. Kimyoviy reaksiyalarning yoʻnalishi

Maʼlum sharoitlarda har bir kimyoviy reaksiya maʼlum yoʻnalishda oʻz-oʻzicha boradi. Tabiiy jarayonlarning sodir boʻlishida ikki kuch taʼsir etishi mumkin:

1) har qanday sistema oʻzining energiya zapasini kamaytirishga, yaʼni

jarayon davomida issiqlik chiqarishga intiladi. Bunday jarayonda entalpiya o'zgarishi manfiy ($\Delta H < 0$) bo'ladi;

2) sistema eng yuqori tartibsizlikka o'tishga intiladi. Bu intilish harorat va entropiya o'zgarishi ΔS ga bog'liq. Entropiya moddada yuz berishi mumkin bo'lgan va uzluksiz o'zgarib turadigan holatlarni xarakterlovchi juda muhim funksiyadir.

Modda tartibli holatdan tartibsiz holatga o'tganda uning entropiyasi oshadi. Masalan, suyuqlik bug' holatiga o'tishda, kristall modda suvda eriganda sistemaning entropiyasi oshadi. Agar bug' kondensatlanib, suyuq yoki kristall holatga o'tsa, moddaning entropiyasi kamayadi.

Agar modda bir holatdan ikkinchi holatga o'tganida uning energiya zapasi o'zgarmasa ($\Delta H = 0$ bo'lsa), unday jarayon entropiya o'zgarishiga bog'liq bo'ladi va u entropiyaning ortishi tomonga yo'naladi ($\Delta S > 0$ bo'ladi). Agar sistemaning tar-tibsizlik darajasi o'zgarmasa ($\Delta S = 0$ bo'lsa), jarayonning yo'nalishi entalpiyaning kamayishi tomon ($\Delta H < 0$) boradi. Kimyoviy jarayon bo'layotgan sistemada bir vaqtning o'zida ham entalpiya, ham entropiya o'zgarishi mumkin.

Bunday hollarda o'zgarmas bosimdagi jarayonlar sistema *izobar potensialining o'zgarishi* bilan amalga oshadi. Bu o'zgarish ΔG bilan ifodalanadi va quyidagi formuladan topiladi:

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

Agar biror jarayon borishi mumkin bo'lsa, unda ΔG ning o'zgarishi noldan kichik bo'ladi: $\Delta G < 0$. Demak, reaksiya mobaynida G ning qiymati kamayadigan jarayon-largina o'z-o'zidan sodir bo'lishi mumkin. Ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmagan jarayonlar uchun: $\Delta G > 0$ dir.

Gibbs energiyasi (izobar potentsiali) tenglamasi

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

ΔH va ΔS bir-biriga qarama-qarshi intilishlarni ifodalaydi, ya'ni ΔH sistemaning tartibsizlik darajasini kamaytirishga, $T\Delta S$ - tartibsizlik darajasini oshirishga intiladi. $\Delta G = 0$ bo'lganida entalpiya faktori uning entropiya faktoriga teng bo'ladi:

$$\Delta N = T\Delta S$$

Bu sharoitda sistema muvozanat holatiga keladi. O'z-o'zicha sodir bo'ladigan reaksiyalar uchun $\Delta G < 0$ dir. Bunda 3 ta muhim holat bo'lishi mumkin:

1) ΔH ham, $T\Delta S$ reaksiyaning borishiga yordam beradi: buning uchun $\Delta H < 0$ va $\Delta S < 0$ bo'lishi kerak. Bunda asosiy vazifani entalpiya bajaradi.

2) Reaksiyaning borishiga faqat ΔH yordam beradi. Bu holda ΔH katta manfiy qiymatga ega bo'ladi: $\Delta H < 0$.

3) $\Delta H < 0$ bo'lib, entropiya faktori ΔH dan ancha katta bo'lganida ham reaksiya o'z-o'zicha borishi mumkin. Demak, ekzotermik reaksiya entalpiya faktorining kamayishi, entropiya faktori $T\Delta S$ ning ortishini "bosib ketadi".

Savollar.

1. Kimyoviy reaksiyani tezligi qanday aniqlanadi? U qaysi faktorlarga bog'liq?
2. Kimyoviy kinetikaning asosiy qonunini ifodalang va misollar keltiring.
3. Kimyoviy reaksiya tezligi konstantasining fizikaviy ma'nosi qanday?
4. Nima uchun haroratning ortishi bilan reaksiya tezligi ortadi?
5. Qanday reaksiyalar qaytar deyiladi?
6. Gomogen va geterogen kataliz nima?
7. Kimyoviy reaksiya muvozanatiga katalizator qanday ta'sir etadi?
8. Gess qonunini tushuntirib bering.

5-Mavzu. Eritmalar. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi

Reja

- 5.1. Erish jarayonining mexanizmi.
- 5.2 . Qattiq moddalarning eruvchanligi. O'ta to'yingan eritmalar.
- 5.3. Gazlarning suvda eruvchanligi.
- 5.4 . Eritmalarning konsentratsiyasi.
- 5.5. Osmos hodisasi. Vant-Goff qonuni.
- 5.6. Eritmalarning bug' bosimi. Raulning birinchi (tonometrik) qonuni.
- 5.7. Eritmalarning qaynash va muzlash harorati. Raulning ikkinchi (ebulioskopik va krioskopik) qonuni.
- 5.8 Elektrolitik dissotsiatsiya.
- 5.9. Dissotsiatsiya jarayoni.
- 5.10. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.
- 5.11. Kuchli elektrolitlar nazariyasi.
- 5.12. Dissotsiatsiya konstantasi.
- 5.13. Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi.
- 5.14. Kislota, asos va tuzlarning xossalari.
- 5.15. Suvning elektrolitik dissotsilanishi.
- 5.16. Bufer sistemalar.
- 5.17. Eruvchanlik ko'paytmasi.
- 5.18. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari.
- 5.19. Tuzlarning gidrolizi.

5.1. Erish jarayonining mexanizmi

Har qanday eritma erigan modda va erituvchidan tashkil topgan bo'ladi. Tuzlarning suvli eritmalarida suv erituvchi hisoblanadi. Agar eritmani hosil qiluvchi ikkala komponent erish jarayonida bir xil agregat holatda bo'lsa (masalan, spirt va suv), ko'proq miqdordagi komponent erituvchi hisoblanadi.

Ba'zi bir moddalarning erishida issiqlik ajralib chiqishi erituvchi bilan eruvchi modda o'rtasida kimyoviy o'zaro ta'sir borligini ko'rsatadi. Eritmalar kimyoviy birikmalardan tarkibi o'zgaruvchan bo'lishi bilan farq qiladi. Eritmalar

xossalarida ayrim komponentlarning ko'p xossalarini ko'rish mumkin. Kimyoviy birikmalarda bunday holat kuzatilmaydi. Eritmalar tarkibining o'zgaruvchanligi ularning mexanik aralashmalarga o'xshashligini ko'rsatadi, lekin eritmalar aralashmalardan o'zlarining bir jinsliliigi bilan keskin farq qiladi. Shunday qilib, eritmalar mexanik aralashma bilan kimyoviy birikma orasidagi oraliq holatni egallaydi.

Kristall modda erishi mumkin bo'lgan suyuqlikka tushirilsa, uning yuzasidagi ayrim molekulalar ajralib chiqib, erituvchining butun hajmi bo'ylab bir tekisda diffuziyanadi. Qattiq jism yuzasidagi molekulalarning tebranma harakati va ularning erituvchi molekulalari tomonidan tortilishi natijasida moddalar molekulalarining yuzadan ajralishi yuz beradi. Bu jarayon kristallarning barchasi to'liq erib ketguncha davom etmaydi, chunki bir vaqtning o'zida erishga teskari bo'lgan kristallizatsiya jarayoni ham sodir bo'ladi. Eritmaga o'tgan molekulalar qattiq jism sirti bilan uchrashganda qattiq jismga tortilib, qaytadan kristallar tarkibiga kiradi. Dastlab erish jarayoni tez boradi, eritmada zarrachalarning soni ko'paygani- dan keyin ikkila jarayon tezliklari tenglashadi, ya'ni bir sekundda necha molekula eritmaga o'tsa, shuncha molekula qaytadan kristallanadi. U vaqtda eritma bilan eruvchi modda orasida dinamik muvozanat qaror topadi, ya'ni eritma to'yinadi. Shunday qilib, erimay qolgan modda bilan muvozanatda turadigan eritma *to'yingan eritma* deb ataladi.

Ko'pchilik kristall moddalarning suyuqliklarda erishi issiqlik yo'tilishi bilan boradi. Ba'zi moddalar, masalan, natriy gidroksid, kaliy karbonat, suvsiz mis (II) - sulfat suvda eriganda sezilarli darajada harorat ko'tariladi. Ba'zi bir suyuqliklar va hamma gazlarning erishida ham issiqlik ajralib chiqadi. *1 mol moddaning erishi natijasida yo'tiladigan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdori shu moddaning erish issiqligi deb ataladi.* Erish jarayonida sistema entropiyasi sezilarli ortadi, chunki bir modda zarrachalarining ikkinchi moddada bir tekisda taqsimlanishi natijasida sistemaning mikro holatlari soni oshadi. Ko'pchilik kristallarning erishi endotermik jarayon bo'lishiga qaramasdan, Gibbs energiyasining erishdagi o'zgarishi manfiy qiymatga ega va jarayon o'z-o'zicha boradi.

Kristallarning erishida ularning buzilishi yuz beradi, ya'ni bunga ham energiya sarf bo'ladi. Erish jarayoni issiqlik yo'tilishi bilan borishi kerak. Agar teskari effekt kuzatilsa, bunda erish jarayoni bilan bir vaqtda erituvchi bilan eruvchi modda o'rtasida qandaydir o'zaro ta'sirlashuv bo'ladi, natijada kristall panjaraning buzilishiga sarf bo'ladigan energiyaga nisbatan ko'proq energiya issiqlik sifatida ajralib chiqadi.

Ko'pchilik moddalar eriganda ularning molekulalari (ionlari) erituvchi molekulalari bilan bog'lanadi va *solvatlar* (lotincha *solvere* – eritmoq) deb ataluvchi birikmalar hosil qiladi. Solvatlarning hosil bo'lish jarayoni solvatlanish deb ataladi. Agar erituvchi suv bo'lsa, bu birikmalar *gidratlar*, ularning hosil bo'lish jarayoni esa gidratlanish deb nomlanadi. XIX asrning 80-yillarida D.I.Mendeleyev gidratlar nazariyasini yaratdi. Mendeleyev nazariyasiga binoan erish faqat fizik jarayon bo'lmasdan kimyoviy jarayon hamdir. Suvda eriydigan moddalar suv bilan birikmalar hosil qiladi. Moddalarning erish issikligi buni tasdiqlaydi.

Ko'pchilik moddalarning suvli eiritmalaridan o'z tarkibida kristallizatsion suv saqlagan holda kristallar holida ajralib chiqishi erish jarayonining ximizmini tasdiqlaydi. Gidratlar odatda beqaror birikmalar bo'lib, ko'pgina hollarda eritmalar bug'latilganda parchalanib ketadi. Lekin ba'zan gidratlar ancha barqaror bo'lib, eritmadan ajratib olingan kristallar tarkibida suv bo'ladi. Kristallari tarkibiga suv kiruvchi moddalar *kristallogidratlar*, ular tarkibidagi suv esa *kristallizatsion suv* deb ataladi.

Kristallogidratlarning tarkibi kristallogidratda qancha miqdordagi suv borligini ko'rsatadigan formulalar bilan ifodalanadi. Masalan, mis sulfat kristallogidrati (mis kuporosi) bir mol CuSO_4 hisobiga 5 mol suv saqlaydi va uning formulasi $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ holida yoziladi. Natriy sulfat kristallogidrati (glauber tuzi) formulasi $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ holida ifodalanadi.

Gidratlarning hosil bo'lishi issiqlik ajralishi bilan boradi. Gidratlar hosil qiluvchi moddalar eritilganda umumiy issiqlik effekti ularning erish issiqligi effekti bilan gidratlanish issiqligi effekti yig'indisidan iborat bo'ladi. Bu jarayonlardan birinchisi endotermik, ikkinchisi ekzotermik jarayon bo'lganligi uchun umumiy issiqlik effekti ayrim jarayonlarning issiqlik effektlarining algebrik yig'indisiga teng bo'lib, uning qiymati musbat bo'lishi ham, manfiy bo'lishi ham mumkin.

5.2. Qattiq moddalarning eruvchanligi. O'ta to'yingan eritmalar

Moddaning erituvchida eriy olish xususiyati shu moddaning *eruvchanligi* deb ataladi. Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiati va haroratga bog'liq.

Moddaning ma'lum haroratda 100 g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan massasi uning eruvchanlik koeffitsiyenti deb ataladi.

Turli moddalarning suvdagi eruvchanligi turlichadir. Agar 100 g suvda 10 g dan oshiq modda erisa, bunday moddalar yaxshi eriydigan, 1 g dan kam modda erisa, bunday moddalar oz eriydigan va nihoyat 0,01 g dan kam modda erisa, amalda erimaydigan moddalar hisoblanadi. Odatda, qutbli va ionli bog'lanishdagi moddalar qutbli erituvchilar (suv, spirt, suyuq ammiak) da, qutbsiz moddalar esa qutbsiz erituvchilar (benzol, uglerod sulfid) da yaxshi eriydi.

Ko'pchilik qattiq moddalarning erishi issiqlik yo'tilishi bilan boradi. Bu qattiq moddaning kristallik panjarasining buzilishiga ko'p miqdorda energiya talab qilinishi bilan tushuntiriladi. Bu energiya, odatda, gidratlar hosil bo'lishida ajralgan energiya bilan to'liq kompensatsiya qilinmaydi. Agar kristall moddaning erishi issiqlik yo'tilishi bilan borsa, harorat oshishi bilan shu moddaning eruvchanligi ortadi. Bordini, gidratlanish energiyasi eritmaning hosil bo'lishida issiqlik ajralib chiqishi yetarli bo'lsa, eruvchanlik harorat oshishi bilan kamayadi. Masalan, suvda litiy, alyuminiy tuzlarining erishida bu hodisa kuzatiladi.

Eruvchanlik bilan harorat orasidagi bog'lanishni grafik usulda tasvirlash mumkin. Bu chiziq eruvchanlik egri chiziqlari deyiladi. Eruvchanlik egri chizigini tuzish uchun absissa o'qiga harorat, ordinata o'qiga moddaning ayni haroratdagi eruvchanlik miqdori qo'yiladi (1-rasm).

Qattiq moddalar suvda eriganda sistemaning hajmi deyarli o'zgarmaydi.

Shu sababli qattiq holatdagi moddalarning eruvchanligi amalda bosimga bog'liq emas.

Ko'pchilik moddalarning eruvchanligi harorat pasayishi bilan kamayadi, shu sababli moddalarning issiq to'yingan eritmaları sovo'tilganda erigan moddaning ortiqchasi ajralib chiqadi. Biroq sovitish sekin va tashqaridan erigan moddaning zarrachasini tushirmasdan ehtiyotlik bilan olib borilsa, eritmada moddaning ortiqcha qismi ajralmasligi mumkin. Bu hodisani 1794 yilda T.E.Lovits kashf etdi va bunday eritmaları *o'ta to'yingan eritmalar* deb atadi. Tinch holatda bunday eritmalar yillar davomida o'zgarishsiz turishi mumkin. Ammo eritmaga erigan modda kristallaridan tashlansa, shu zahotiyoq bu kristall atrofida boshqa kristallar o'sa boshlaydi va qisqa vaqt ichida erigan moddaning ortiqcha miqdori butunlay kristallanib qoladi. Ba'zan kristallanish eritmani chayqatishdan ham boshlanadi, shuningdek eritma bo'lgan idishning devori shisha tayoqcha bilan ishqalansa ham kristallanish yuz beradi.

Kristallanish vaqtida ko'p issiqlik ajralib chiqadi va eritma saqlangan idish sezilarli darajada qiziydi. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (burada) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, (natriy tiosulfat), $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (natriy atsetat) tuzlarning o'ta to'yingan eritmaları oson hosil bo'ladi.

5.3. Gazlarning suvdagi eruvchanligi

Gazlarning suvdagi eruvchanligi ekzotermik jarayondir. Harorat ko'tarilishi bilan gazlarning eruvchanligi kamayadi. Gaz suyuqlikda eriganda ma'lum vaqtdan so'ng muvozanat qaror topadi:

gaz + suyuqlik = gazning suyuqlikdagi to'yingan eritmasi.

Gaz eriganda sistemaning hajmi ancha kamayadi. Demak, bosimning oshirilishi muvozanatning o'ng tomonga siljishiga, ya'ni gaz eruvchanligining oshishiga olib keladi. Gazlarning suyuqliklardagi eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi:

O'zgarmas haroratda ma'lum hajm suyuqlikda erigan gazning massasi shu gazning parsial bosimga to'g'ri proporsional bo'ladi:

$$C = k \cdot p$$

C - gazning to'yingan eritmasidagi massa konsentratsiyasi, p - parsial bosim, k - proporsionallik koeffitsiyenti yoki Genri konstantasi.

Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar hech qanday halal bermaydi. Gazlar juda yuqori bo'lmagan bosimda erituvchi bilan gaz o'zaro kimyoviy ta'sirlashmagan hollardagina Genri qonuniga bo'ysunadi. Ba'zi gazlarning suvdagi eruvchanligi quyidagi jadvalda berilgan.

1-
jadval

Gazlarning suvdagi eruvchanligi

Gaz	Gazning 100 ml suvdagi eruvchanligi, ml		Gaz	Gazning 100 ml suvdagi eruvchanligi, ml	
	0 °C da	20 °C da		0 °C da	20 °C da
Vodorod	2,15	1,8	Uglerod (IV)-oksid	171	87,8

Kislorod	4,9	0,1	Xlor	461	236
Azot	2,35	0,5	Metan	5,5	3,3

5.4. Eritmalarning konsentratsiyasi

To'yingan eritmalar kam ishlatiladi. Ko'pgina hollarda to'yingan eritmalaridan foydalaniladi. Kam modda erigan eritmalar *suyultirilgan*, ko'p miqdor modda erigan eritmalar *konsentrlangan eritmalar* deb yuritiladi.

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori *eritmaning konsentratsiyasi* deb ataladi. Eritma konsentratsiyasini ifodalash usullari:

1. Erigan moddaning foizlarda ifodalangan massa qismi. Erigan modda miqdori eritmaning umumiy miqdoriga nisbatan foiz hisobida ifodalanadi. Masalan, 15% li osh tuzi eritmasi deyilganda 100 gramm eritmada 15 g NaCl bor, 85 grammi suvdur.

Mol qism erigan modda miqdorining eritmada erigan modda va erituvchining mollari yig'indisi nisbatiga tengdir. Mol qism N_2 harfi bilan belgilanadi:

$$N_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

n_1 – va n_2 – erituvchi va erigan moddaning mollari soni

2. 1000 g erituvchida erigan moddaning mollar soni bilan ifodalangan konsentratsiya *molyal konsentratsiya* deyiladi. Odatda molyal konsentratsiya m harfi bilan ifodalanadi. Masalan, sulfat kislota eritmasi uchun $m = 2$ mol/kg bo'lsa, suvning bir kilogrammiga 2 mol sulfat kislota to'g'ri keladi.

3. Erigan moddaning 1 litr eritmada mollar soni eritmaning *molyar konsentratsiyasi* deyiladi. Buday eritmalar molyar eritmalar deyiladi.

Odatda molyar konsentratsiya C_M yoki M bilan ifodalanadi. Masalan, 2 M H_2SO_4 eritmasi deganda har bir litr H_2SO_4 eritmasida 2 mol sulfat kislota erigan deb bilish kerak. Demak $S_M = 2$ mol/l.

4. Normal eritma deb 1 litr eritmada erigan moddaning ekvivalentlar soniga aytiladi. Bunday eritmalar normal eritmalar deb ataladi. Ular C_N yoki n harfi bilan ifodalanadi. Chunonchi, 2 n H_2SO_4 eritmasi deganda bir litr eritmada 2 ekvivalent sulfat kislota erigan deb tushunish kerak.

O'zaro reaksiyaga kirishayotgan eritmalarning normal konsentratsiyalari o'zaro teng bo'lsa, bu eritmalar qoldiqsiz reaksiyaga kirishadi. Bunday eritmalarning qoldiqsiz reaksiyaga kirishadigan hajmlari ularning normalliklariga teskari proporsionaldir:

$$V_1 : V_2 = N_2 : N_1$$

Bu nisbatdagi V_1 – birinchi eritmaning hajmi, V_2 – ikkinchi eritmaning hajmi, N_1 – birinchi eritmaning normalligi, N_2 – ikkinchi eritmaning normalligi.

Bu tenglama asosida reaksiya uchun kerak bo'ladigan eritmalarning hajmigina emas, balki reaksiya uchun sarf bo'lgan eritmalarning konsentratsiyasini ham hisoblab topish mumkin.

1 - m i s o l. 20 ml 0,15 n li sulfat kislota eritmasini neytrallash uchun 0,1 n li litiy gidroksid eritmasidan necha ml kerak?

E ch i sh. 0,1 n li NaOH eritmasidan necha ml kerak bo'lishini quyidagi tenglama bilan topamiz:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_{\text{NaOH}} \cdot N_{\text{NaOH}}$$

Bundan

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot N_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{N_{\text{NaOH}}} = \frac{20 \text{ ml} \cdot 0,15 n}{0,1 n} = 30 \text{ ml}$$

2 – m i s o l. 25 ml xlorid kislota eritmasini neyirallash uchun 0,1 n li KOH eritmasidan 40 ml sarf bo'ldi. Kislotaning normal konsentratsiyasini toping?

E ch i sh. Xlorid kislotaning normal konsentratsiyasini quyidagicha topamiz:

$$N_{\text{NaCl}} = \frac{V_{\text{KOH}} \cdot N_{\text{KOH}}}{N_{\text{HCl}}} = \frac{40 \text{ ml} \cdot 0,1 n}{25 \text{ ml}} = 0,16 n$$

Bu tenglamadan analitik kimyoda eritmalarni titrlash uchun foydalaniladi. Eritmaning 1 millilitrida erigan moddaning massa miqdori *titr* deb ataladi.

1. Eritmaning titri quyidagicha aniqlanadi:

$$T = \frac{m}{V}$$

T – eritmaning titri, m – erigan modda massasi, V – eritmaning hajmi.

2. Eritmaning titri bilan normalligi orasidagi bog'lanish quyidagicha:

$$T = \frac{E \cdot N}{1000}$$

E – erigan moddaning ekvivalent massasi, N – eritmaning normal konsentratsiyasi.

M i s o l. Normalligi 0,1020 ga teng bo'lgan AgNO_3 eritmaning titrini toping?

$$T_{\text{AgNO}_3} = \frac{\mathcal{E}_{\text{AgNO}_3} \cdot N_{\text{AgNO}_3}}{1000} = \frac{169,88 \cdot 0,1020}{1000} = 0,01733 \text{ g/ml}$$

5.5. Osmos hodisasi. Vant-Goff qonuni

Eritmalardagi erigan modda va erituvchining zarrachalari tartibsiz harakati tufayli eruvchi modda erituvchining butun hajmi bo'yicha bir tekisda taqsimlanadi. Agar silindrga qandning konsentrlangan eritmasini quyib, uning ustiga ehtiyotlik bilan suyultirilgan qand eritmasini solsak, qandning konsentrlangan eritmadan suyultirilgan eritmaga o'tishi, suvning esa suyultirilgan eritmadan konsentrlangan eritmaga o'tishi yuz beradi, har bir modda o'zining konsentratsiyasi kam bo'lgan tomonga o'ta boshlaydi. Ana shunday moddalarning o'z-o'zidan o'tishiga, ya'ni ular konsentratsiyasining tenglashishiga olib keluvchi jarayon *diffuziya* deb ataladi.

Agar shisha silindrga KMnO_4 ning eritmasini quysak va unga chayqatmasdan turib, suv qo'shilsa, diffuziya hodisasini kuzatish mumkin. Avval keskin chegara kuzatiladi, lekin sekin-asta chegara yo'qola boshlaydi; bir necha vaqtdan keyin erigan modda erituvchining butun hajmi bo'yicha bir tekis taqsimlanadi va butun suyuqlik bir xil rangga ega bo'lib qoladi.

Ko'rib chiqilgan misolda erituvchi va eruvchi modda zarrachalari qarama-qarshi yo'nalishda diffuziylanadi. Bu jarayon *ikkiyoqlama diffuziya* deyiladi.

Agar ikki eritma orasiga erituvchi o'ta oladigan, lekin eruvchi modda o'ta olmaydigan to'siq parda qo'yilsa, ahvol boshqacha bo'ladi. Bunday pardalar yarim o'tkazgich pardalar deb ataladi, ular tabiatda ham uchraydi va sun'iy yo'l bilan ham hosil qilinadi. Masalan, mis ko'porosi eritmasi shimdirilgan g'ovak sopol silindr kaliy geksatsiano (II)-ferrat $K_4[Fe(CN)_6]$ eritmasiga tushirilsa, silindr g'ovaklariga mis geksatsiano (II)-ferrat cho'kib qoladi. Shunday yo'l bilan ishlangan silindr yarim o'tkazgich parda xossasiga ega bo'lib qoladi. Shunday silindrga shakar eritmasi solib, suvga botirilsa, faqat suv molekulalarining o'tishi hisobiga sopol idishdagi eritmaning hajmi ko'paya boshlaydi, undagi qandning konsentratsiyasi kamaya boshlaydi. Yarim o'tkazgich parda orqali bo'ladigan bunday bir yoqlama diffuziya *osmos* deb ataladi.

Tor vertikal nayga ega bo'lgan yarim o'tkazgich devorga ega bo'lgan idishni olib, unga shakar eritmasi to'ldiriladi va bu idish suvli stakanga joylashtiriladi. Osmos xodisasi sababli eritmaning hajmi asta-sekin oshib borib, eritma vertikal nay bo'ylab ko'tarila boshlaydi. Eritmaning ko'tarilishi hisobiga nayda suv ustunning ortiqcha bosimi (gidrostatik bosim) vujudga keladi. Bu gidrostatik bosim eritmaning osmotik bosimiga tengdir. Gidrostatik bosim ma'lum qiymatga yetganda osmos to'xtaydi va muvozanat hosil bo'ladi.

Osmos hodisasi hayvonlar va o'simliklar organizmi hayotida juda muhim rol o'ynaydi. Hujayralar po'sti suv yaxshi o'ta oladigan, lekin hujayra ichi suyuqligida erigan moddalar deyarli o'ta olmaydigan pardadan iborat. Hujayra ichiga suv o'tib, unda ortiqcha bosim hosil bo'ladi, bu bosim ostida hujayralar po'sti cho'zilib, taranglashadi. Hujayralarning bunday holati *to'rg'or* deb ataladi. O'simlik kesilsa, suvning bug'lanishi natijasida hujayra ichi shirasining hajmi kamayadi, hujayra pardasi burishib qoladi, o'simlik so'liydi. Bu hodisa *plazmoliz* deyiladi. So'liy boshlagan o'simlik suvga solinsa, osmos boshlanadi va hujayralar po'sti yana taranglashadi, o'simlik oldingi holatiga qaytadi.

Turli eritmalarining osmotik bosimini o'lchash natijasida osmotik bosim qiymati eritma konsentratsiyasi va uning haroratiga bog'liq ekanligi, lekin erigan modda va erituvchining tabiatiga bog'liq emasligi aniqlanadi. 1886 yilda golland olimi Vant-Goff elektrolit bo'lmagan moddalarning uncha yuqori bo'lmagan konsentratsiyali eritmalarining osmotik bosimini konsentratsiya va haroratga bog'liqligini ifodolovchi tenglamani keltirib chiqardi (Vant-Goff tenglamasi):

$$P = CRT$$

P – eritmaning osmotik bosimi, kPa; C – eritmaning molyar konsentratsiyasi, mol/l; R - gazlarning universal doimiyligi, 8,314 J/mol; T – eritmaning absolyut harorati ($273 + t$ °C).

Eritmaning molyarligi erigan moddaning mol miqdorini hajmga nisbatiga tengdir:

$$C = \frac{n}{V}$$

Moddaning mol miqdori uning massasi m ni molekulyar massasiga nisbatiga

tengligini $n = m/M$ bilgan holda eritmaning molyarligi uchun quyidagi tenglamaga ega bo'lamiz:

$$C = \frac{m}{MV}$$

Bu qiymatni Vant-Goff tenglamasiga qo'ysak quyidagi ko'rinish kelib chiqadi:

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

Hosil qilingan tenglima shakli jihatdan Klapeyron-Mendeleyevning ideal gaz holat tenglamasiga o'xshaydi. Bu tenglama eritmaning osmotik bosimi qiymati asosida erigan moddaning nisbiy molekulyar massasini aniqlashga imkon beradi.

5.6. Eritmalarning bug' bosimi. Raulning birinchi (tonometrik) qonuni

Har bir suyuqlik ustidagi to'yingan bug' bosimi ayni haroratda doimiy kattalikdir. Suyuqlikda qandaydir modda eritilsa suyuqlik ustiga to'yingan bug' bosimi kamayadi, ya'ni o'sha haroratdagi toza erituvchi ustidagi to'yingan bug' bosimidan kam bo'ladi. Bu farq eritma ustidagi to'yingan bug' bosimining kamayishi deyiladi. To'yingan bug' bosimining kamayish qiymatini toza erituvchi ustidagi to'yingan bug' bosimiga nisbati *eritma bug' bosimining nisbiy kamayishi* deyiladi.

Toza erituvchi to'yingan bug' bosimi P_0 bilan, eritma bug' bosimini P bilan belgilasak, bug' bosimining nisbiy kamayishi quyidagi nisbatda ifodalanadi:

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0}$$

1887 yilda fransuz fizigi Raul har xil uchuvchan bo'lmagan suyuqliklar va qattiq moddalarning eritmalarini o'rganishi natijasida elektrolitmaslarning suyultirilgan eritmaları ustidagi bug' bosimining kamayishini konsentratsiya bilan bog'lanishni ko'rsatuvchi qonunni aniqladi. Eritma ustidagi erituvchi to'yingan bug' bosimining nisbiy kamayishi erigan moddaning mol qismiga tengdir:

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0} = N_2 \quad N_2\text{-erigan moddaning mol qismi.}$$

5.7. Eritmalarning qaynash va muzlash harorati.

Raulning ikkinchi (ebulioskopik va krioskopik) qonuni

Har bir toza modda bir agregat holatdan ikkinchi agregat holatga o'tish harorati bilan xarakterlanadi. Chunonchi, suv normal atmosfera bosimi (101, kPa) da 0°C da muzlaydi (qotadi) va 100°C da qaynaydi. Eritmalarda esa bunday emas. Erigan moddaning bo'lishi erituvchining qaynash haroratini oshiradi va muzlash haroratini pasaytiradi.

Eritmaning qaynash temperaturasi bilan toza erituvchining qaynash temperaturasi orasidagi farq *eritma qaynash haroratining oshishi* (Δt_{qayn}) deb yuritiladi. Eritmaning muzlash harorati bilan erituvchining muzlash harorati orasidagi farq *eritmaning muzlash haroratining kamayishi* (Δt_{muz}) deb ataladi.

Eritmaning qaynash va muzlash haroratlarini t'_{qayn} va t'_{muz} bilan, toza erituvchining qaynash va muzlash haroratlarini t_{qayn} va t_{muz} bilan belgilasak:

$$\Delta t_{\text{qayn}} = t'_{\text{qayn}} - t_{\text{qayn}}, \quad \Delta t_{\text{muz}} = t'_{\text{muz}} - t_{\text{muz}}$$

kelib chiqadi.

Har qanday suyuqlikning to'yingan bug' bosimi tashqi bosimiga tenglashganda qaynaydi. Masalan, suv 101,3 kPa ga teng bosimda 100 °C da qaynaydi, chunki suvning bug' bosimi shu haroratda 101,3 kPa ga teng bo'ladi. Agar suvda qandaydir uchuvchan bo'lmagan modda eritilsa, suvning bug' bosimi kamayadi. Hosil bo'lgan eritmaning bug' bosimini 101,3 kPa ga yetkazish uchun eritma 100 °C dan yuqoriroq haroratgacha qizdirilish kerak. Demak, eritmaning qaynash harorati toza erituvchinikiga nisbatan doimo yuqori bo'ladi.

Raul eritmalarining muzlashi va qaynashini o'rganish natijasida elektrolitmas- larning suyultirilgan eritmalarining qaynash haroratining oshishi va muzlash haroratining pasayishi eritmaning konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionalligini topdi (Raulning ikkinchi qonuni):

$$t_{\text{qayn}} = E \cdot m; \quad \Delta t_{\text{muz}} = K \cdot m$$

m – molyal konsentratsiya; E –ebullioskopik (lotincha *ebullire* – «qaynamoq») konstanta; K – krioskopik (grekcha *krios* – «sovumoq») konstanta.

Ebullioskopik (E) va krioskopik (K) konstatalar erituvchining tabiatiga bog'liq bo'lib, erigan moddaning tabiatiga bog'liq emas. Masalan, suv uchun $K = 1,86$; $E = 0,5$, benzol uchun $K = 5,07$; $E = 2,6$. Raulning ikkinchi qonunidan foydalanib, moddalarning molekulyar massalari topiladi. Buning uchun eritmaning muzlash haroratining pasayishi va qaynash temperaturasining oshishi tajribada aniqlanadi.

M i s o l. 2,76 g glitserin 200 g suvda eritilganda eritmaning muzlash harorati 0,279 gradusga pasayadi. Glitserinning moleklyar massasi topilsin.

1000 g suvdagi eritmaga to'g'ri keladigan glitserin miqdorini topamiz:

$$P = \frac{2,76 \cdot 1000}{2000} = 13,8 \text{ g}$$

Eritmaning molekulyarligi (m) glitserinning 1000 g suvdagi miqdorini molekulyar massasi nisbatiga teng:

$$m = \frac{P}{M} = 13,8 / M$$

Bu qiymatni $\Delta t_{\text{muz}} = K \cdot m$ tenglamaga qo'ysak:

$$0,279 = \frac{1,86 \cdot 13,8}{M}$$

kelib chiqadi. Bundan glitsirinning mol massasi 92 ga tengligi ma'lum bo'ladi.

5.8. Elektrolitik dissotsiatsiya

Moddalarning suvdagi eritmaları elektr tokini o'tkazish va o'tkazmasligiga qarab, elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajralatidi.

Elektrolitlar – suvdagi eritmaları va suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalardir.

Elektrolitmaslar – eritilgan holatda ham, suyuqlantirilgan holatda ham elektr

tokini o'tkazmaydigan moddalardir.

Kislotalar, asoslar va tuzlar sinflariga kiruvchi hamma moddalar elektrolitlar hisoblanadi. Elektrolitmaslarga juda ko'pchilik organik moddalar misol bo'la oladi (spirtlar, efirlar, ketonlar, qand va boshqalar).

Elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligi ulardagi molekularlar va kristallardan musbat va manfiy zaryadlangan ionlarning hosil bo'lishiga bog'liq.

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Suvli eritmalarining elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini 1887 yilda S. Arrenius kashf etdi. *Elektrolitlarning eritmalarda va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni elektrolitik dissotsiatsiya deb ataladi.*

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat.

1. Elektrolit molekulari suvda eriganda musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga dissotsialanadi. Ionlar bitta atom hamda bir necha atomlardan hosil bo'lishi mumkin. Oddiy ionlarga Na^+ , Cu^{2+} , Cl^- ; murakkab ionlarga SO_4^{2-} , MnO_4^- , NH_4^+ misol bo'lishi mumkin.

2. Dissotsiatsiya jarayoni qaytar jarayondir. Dissotsiatsiya oxirigacha bormay sistemada dinamik muvozanat vujudga keladi. Bunda dissotsiatsiya tezligi teskari jarayon, ya'ni molekularlarning hosil bo'lish jarayon tezligiga tenglashib qoladi.

3. Suvli eritmalarda ionlar tartibsiz (xaotik) harakatda bo'ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma'lum bir yo'nalishda harakatlanadi, ya'ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar esa anodga tomon yo'naladi. Shu sababli musbat ionlar *kationlar*, manfiy zaryadli ionlar *anionlar* deyiladi.

Arrenius nazariyasi eritmalaridagi hodisalarning hamma murakkab tomonlarini hisobga olmadi. Uning fikricha ionlar bir-biriga o'zaro ta'sir etmaydi, elektrolit eritmaları ideal gazlarga o'xshaydi, ya'ni ularning hamma xossalari zarrachalarning soni bilan xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas.

Arrenius ionlarni erituvchi molekularlarga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleyevning eritmalar gidratlari nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekulari bilan erituvchi molekulari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tassavurlarga teskari edi. Ikkala nazariya o'rtasidagi qarama-qarshilikni hal etishda I.A.Kablukovning xizmatlari katta bo'lib, u birinchi marta ionlarning gidratatsiyasi to'g'risidagi fikrni bildiradi. Bu g'oya elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini mukammallashtirishda muhim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendeleev nazariyalarini birlashtirdi.

5.9. Dissotsiatsiylanish jarayoni

Moddalarning tuzilishiga qarab, ularning dissotsiatsiyasi ham turlicha bo'ladi. Suvli muhitda gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi quyidagi ikki mexanizm bo'yicha boradi:

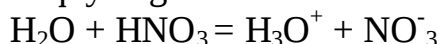
1. *Ion tuzilishdagi kristallarning eritmada dissotsiatsiyasi.* Natriy xlorid

NaCl kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi Cl^- ionlarga suvning qutbli molekullari o'zining musbat zaryadlangan tomoni, Na^+ ionlarga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion-dipol o'zaro ta'sir). Ionlarning suv dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallning ionlari o'rtasidagi o'zaro bog'lanish bo'shashadi va ular eritmaga gidratlangan ionlar holida o'tadi (1- rasm).

I.A.Kablukovning tekshirishlari natijasida tuzning ion kristall bog'lanishlarini uzish yoki molekullarni parchalash uchun zarur bo'lgan energiya eruvchi modda molekullarining erituvchi molekulari bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida hosil bo'ladi.

Suv molekularining elektrolit ionlari bilan birikishidan ajraladigan gidratlanish energiyasi tuz kristallaridagi elektrostatik bog'lanishni buzishga yetarli miqdorda bo'ladi. Demak, erishda ion bog'lanishdagi birikmalarning kristall panjarasi buziladi va asta sekin kristall eriy boshlaydi.

2. *Qutbli tuzilishdagi moddalarning erishdagi dissotsiatsiyasi.* Qutbli molekullarning (masalan HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulasi qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekuladan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi (2-rasm). Bunda vodorod ioni H^+ (ya'ni proton) suv molekulasi bilan mustahkam bog'lanib gidroksoniy ioni H_3O^+ ni hosil qiladi. Chunonchi nitrat kislota HNO_3 suvda eriganda boradigan jarayonni quyidagicha ifodalash mumkin:



Elektrolitlarning dissotsiallashtirish natijasida erkin ionlar hosil bo'lmay, balki bu ionlarning erituvchi molekulari bilan hosil qilgan birikmalari vujudga keladi. Bunday birikmalar umumiy qilib ionlarning solvatlari deyiladi. Dissotsilanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi ko'rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog'langan erituvchi molekullari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog'liq holda o'zgaradi.

Ko'pchilik gidratlangan ionlar rangsiz bo'ladi, masalan, K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Ca^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , OH^- , H^+ va boshqalar. Lekin ba'zi ionlar gidratlangan holatda rangli bo'ladi, masalan Cu^{2+} ($\text{Cu}^{2+} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) ko'k rangli, Cr^{3+} ($\text{Cr}^{3+} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) yashil rangli, CrO_4^{2-} sariq rangli, MnO_4^- pushti rangli va hokazo.

Erituvchi molekullarining qutbliligi ion va molekulyar tuzilishdagi moddalarning dissotsiallashtirish uchun imkon beradi. Suvdan tashqari, qutbli molekullardan tashkil topgan boshqa suyuqliklar ham (etil spirti, ammiak, chumoli kislota va boshqalar) ionlashtiruvchi erituvchilar hisoblanadi. Bu suyuqliklarda erigan tuzlar, kislotalar va asoslar ionlarga parchalanadi.

Erituvchilar ichida suv o'zining yuqori ionlashtirish xususiyati bilan ajralib turadi. Suvning yuqori dielektrik doimiyligi (20°C da 80,4) har-xil zaryadli ionlar o'rtasidagi elektrostatik o'zaro ta'sirni keskin kamaytiradi va molekullarning ionlarga parchalanishiga olib keladi. Suvda dissotsilanuvchi moddalar qutbsiz molekullardan iborat erituvchilar (benzol, toluol) da ionlarga parchalanmaydi, masalan, HCl molekulasi suvda yaxshi dissotsilanadi, benzolda ionlarga

parchalanmaydi.

5.10. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

Elektrolitlarning eritmada dissotsialanishi qaytar jarayondir. Dissotsiatsiyaga teskari jarayon *molekulyarizatsiya* deyiladi. Elektrolit eritmalarida harakatchan muvozanat holat paydo bo'ladi, ya'ni ionlanish tezligi molekulyarizatsiya tezligiga tenglashadi. Bunda dissotsilamagan molekulalar kontsenratsiyasi bilan eritmadagi gidratlangan ionlar konsentratsiyalari o'rtasida ma'lum miqdoriy nisbat vujudga keladi (har bir holat uchun o'ziga xos). Bu nisbat *ionlanish darajasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya darajasi* (grekcha α - harfi bilan belgilanadi) deyiladi.

Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi eritilgan elektrolit molekulalarining qancha qismi ayni eritmada dissotsilangan holatda bo'lishini ko'rsatadi.

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

$$\alpha = \frac{x}{n} \quad \text{yoki} \quad \frac{x}{n} \cdot 100\%$$

x – elektrolitning eritmadagi erkin gidratlangan ionlari mollar soni, n – eritish uchun olingan elektrolitning umumiy mollar soni.

Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki protsentlarda ifodalanadi.

Elektrolit to'liq dissotsialansa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bir qancha faktorlar ta'sir qiladi. Yuqorida ko'rsatilgandek, erituvchining dielektrik doimiyligi yuqori qiymatga ega bo'lsa, dissotsiatsiya jarayoni yaxshi boradi, demak dissotsiatsiya darajasining qiymati ortadi. Eritmadagi moddalarning dissotsiatsiya darajasi elektrolit konsentratsiyasi va haroratga bog'liq. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga ko'ra elektrolitning konsentratsiyasi qancha kam bo'lsa, dissotsiatsiya darajasi shuncha yuqori bo'ladi.

Harorat ko'tarilishi bilan ionlanish darajasi oshadi. Dissotsiatsiya jarayonida yuz beradigan kimyoviy bog'larning uzilishi energiya sarf bo'lishi bilan boradi, ya'ni dissotsiatsiya jarayoni endotermik xarakterga ega. Shu sababli Le-Shatellye prinsipiga muvofiq eritma haroratining oshishi elektrolit ionlanish darajasini oshishiga olib keladi.

Dissotsiatsiya darajasiga bog'liq holda elektrolitlar kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi.

Kuchli elektrolitlar ionlarga to'liq dissotsilanadi. Kuchli elektrolitlarga deyarli hamma tuzlar kiradi, kislotalardan HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HCl , HI , HMnO_4 , H_2SeO_4 va asoslardan KOH , NaOH , Ba(OH)_2 , Ca(OH)_2 kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar ionlarga qisman parchalanadi. Kuchsiz elektrolitlarga H_2O , H_2O_2 , ko'pchilik organik kislotalar, ba'zi bir anorganik kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 , HCN , HNO_2 , H_3BO_3 va asoslardan NH_4OH misol bo'ladi.

5.11. Kuchli elektrolitlar nazariyasi

Kuchli elektrolitlar nazariyasiga muvofiq kuchli elektrolitlar eritmada amalda to'liq dissotsilangan bo'ladi. Kuchli elektrolitlarning dissotsiatsiya darajasi $\alpha = 1$ (yoki 100%) ga teng bo'ladi.

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "taylor" ionlari

Elektrolitlar eritmasidagi ion muvozanatiga muvofiq keladigan konstanta

ionlanish konstantasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi deyiladi. Bu konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lmay, haroratga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog'liqdir. Dissotsiatsiya konstantasi qiymati asosida kislota va asos kuchi haqida xulosa chiqarish mumkin. Bu konstanta qiymati qanchalik kichik bo'lsa, ayni elektrolit shunchalik kuchsiz (ya'ni kimyoviy aktivligi shunchalik past) bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K = 1,74 \cdot 10^{-5}$) taxminan chumoli kislota ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$) dan 10 marta kuchsiz, lekin sianid kislotadan ($K = 5,0 \cdot 10^{-10}$) bir necha marta kuchlidir (1-jadval).

1-
jadval

Ba'zi kislota va asoslarning dissotsiatsiya konstantalari ($t^0 - 25^0\text{C}$)

Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenlamasi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantasi
Ortoborat kislota	$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Nitrit kislota	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Silikat kislota	$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$\text{HCOOH} = \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Sianid islota	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Karbonat kislota	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Sirka kislota	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Ftorid kislota	$\text{HF} = \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Ammoniy gidroksid	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Bariy gidroksid	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Kalsiy gidroksid	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Qo'rgoshin(II)-gidroksid	$\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

Ikki ionga dissotsilanuvchi kuchsiz elektrolit konsentratsiyasi C (mol/l) va dissotsiatsiya darajasi α bilan ifodalansa, har bir ionning konsentratsiyasi $C \cdot \alpha$ ga, dissotsilanmagan molekulalarning konsentratsiyasi $1 - \alpha$ ga teng bo'ladi. Shularni hisobga olib kuchsiz kislota HA ning dissotsiatsiya konstantasini quyidagicha yozish mumkin:



$$K_{\text{ion}} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{Ca \cdot Ca}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C$$

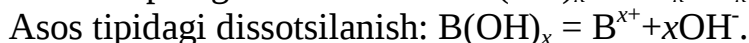
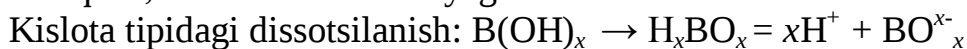
Bu tenglama *Ostvaldning suyultirish qonuni* tenglamasidir. Dissotsiatsiya darajasi eritma suyultirilishi bilan oshib boradi. Kuchsiz elektrolitning dissotsilanish tezligi bilan muvozanat qaror topadi. Eritmaning suyultirilishi dissotsiatsiyaga to'sqinlik qilmaydi, lekin ionlarning to'qnashib molekulalarni hosil qilishi kamayib boradi. Juda kam dissotsilanadigan elektrolit eritmaları uchun Ostvaldning suyultirish qonuni tenglamasi soddalashadi, α ning qiymati juda kichik bo'lganligi uchun maxrajdagi α nolga tenglashtirilsa, tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \alpha^2 \cdot C, \quad \text{bu formuladan} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

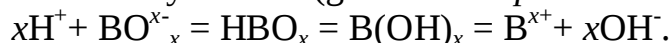
Bu tenglama ionlanish konstantasi K , eritmaning konsentratsiyasi C (mol/l) va elektrolitik dissotsiatsiya darajasi α o'rtasidagi miqdoriy bog'lanishni ko'rsatadi.

5.13. Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi

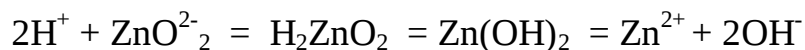
Gidroksidlarning kimyoviy tarkibini $B(OH)_x$ umumiy formula bilan ko'rsatish mumkin. (B – element, x – uning valentligi). Gidroksid eritmada H^+ kationlarni hosil qilsa, asos sifatida reaksiyaga kirishadi.



Qiyin eriydigan ko'pchilik gidroksidlarning erigan qismi bir vaqtda H^+ kationlari va OH^- anionlarini hosil qiladi. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar yoki amfoter elektrolitlar deb yuritiladi (grekcha “*amphoterous*” – ikkiyoqlama):



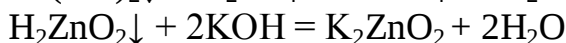
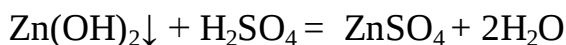
Amfoter gidroksidlar ham kislotalar, ham asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirisha oladi. Amfoter gidroksidga misol sifatida rux gidroksid $Zn(OH)_2$ ni ko'rsatish mumkin. Bu modda suvda qiyin eriydi, lekin oz qismi bo'lsada eritmaga o'tadi va dissotsilanadi:



kislota tipda dissotsilanish
dissotsilanish

asos tipda

Rux gidroksid $Zn(OH)_2$ kislota va asoslar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suvni hosil qiladi. Masalan:



Ikkala holda ham reaksiya cho'kmani to'liq erishi bilan boradi. Gidroksidlarining suvli muhitda qaysi tipda dissotsialanishi asosan gidroksid molekulasini hosil qiluvchi zarrachalar orasidagi bog'lanishning mustahkamligiga bog'liqdir.

Gidroksid $B(OH)_x$ molekulasining B va O orasidagi bog'lanish O va H o'rtasidagi bog'lanishga nisbatan mustahkamroq bo'lsa, H^+ ionlari ajraladi (kislota tipidagi ionlanish) H va kislorod orasidagi bog'lanishga nisbatan mustahkamroq bo'lsa, ionlanishda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi (asos tipida dissotsilanish) va nihoyat B va O orasidagi bog'lanish mustahkamligi taxminan teng bo'lsa, eritmada H^+ hamda OH^- ionlari hosil bo'ladi (amfoter tipida dissotsilanish).

Gidroksidning dissotsialanishi B^{x+} ionning zaryad miqdori va uning radiusiga bog'liq. Gidroksid molekulalaridagi B^{x+} ionning zaryad miqdori oshishi va uning radiusining kamayishi bilan B va O orasidagi bog'lanish mustahkamlana boradi; shuningdek markaziy ion B^{x+} ning H^+ ionni itarish kuchi kuchaya boradi. Bu qonuniyatni Si, P, S va Cl elementlarining gidroksidlarida kuzatish mumkin. Bunday gidroksidlar kislota tipida dissotsilanadi. Markaziy ionning zaryadi: Si^{4+} P^{5+} S^{6+} Cl^{7+} (Ionning radiusi, nm: 0,039; 0,034; 0,029; 0,025).

5.14. Kislota, asos va tuzlarning xossalari

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlari hosil bo'ladi, bu ionlar kislotalarga quyidagi muhim xossalarni beradi:

- a) nordon tam;
- b) ular asoslar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- v) indikatorlar rangini o'zgartiradi.

Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlar (aniqrog'i gidroksoniy H_3O^+ ionlar) dan boshqa kationlar hosil bo'lmaydi. Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan kislotalar suvli eritmalarida dissotsilanganda gidratlangan vodorod ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlar hisoblanadi.

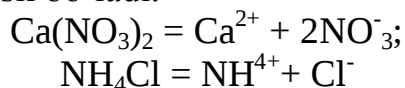
Asoslar dissotsilanganda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'lib, ular quyidagi asosiy asos xossalarini hosil qiladi:

- a) bu ionlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- b) indikatorlar rangini o'zgartiradi;
- v) o'ziga xos «sovun» mazasiga ega.

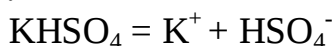
Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan asoslar eritmalarida gidroksid ionlarini hosil qiluvchi elektrolitlardir. Asoslarning kuchi kislotalarning kuchi kabi dissotsiatsiya konstantasi miqdori bilan belgilanadi. Asosning dissotsiatsiya konstantasi qiymati qancha yuqori bo'lsa, asos shunchalik kuchli bo'ladi.

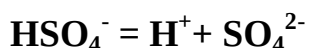
Tuzlar dissotsilanganda H^+ ionlardan farq qiluvchi musbat ionlar va gidroksid ionlardan farq qiluvchi manfiy ionlarni hosil qiluvchi elektrolitlardir. Barcha tuzlarning suvdagi eritmaları uchun umumiy bo'lgan ionlar bo'lmaganligi uchun tuzlar umumiy xossaga ega emas.

O'rta tuzlar dissotsilanganda metall kationlari (yoki ammoniy kationi) va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:

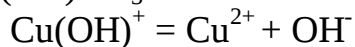
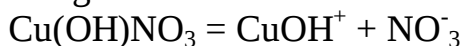


Nordon tuzlar dissotsilanganda eritma metall kationlari, H^+ ionlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:

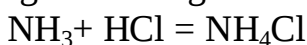




Asosli tuzlar dissotsilanganda kislota qoldig'i anionlari, metall ioni va gidroksidli murakkab kationlar hosil bo'ladi. Bu kationlar ham o'z navbatida dissotsilanishi mumkin. Shuning uchun asosli tuz eritmasida OH^- ionlari bo'ladi:



Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi kislotalarning umumiy xossalarini ularning eritmalaridagi H^+ ionlarga, asoslarning umumiy xossalari esa ularning eritmalaridagi gidroksid ionlarga bog'liq deb tushuntiradi. Lekin bu mulohaza doimo to'g'ri hisoblanmaydi, chunki kislota va asoslar ishtirokida boradigan shunday kimyoviy reaksiyalar ma'lumki, ular uchun elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini qo'llash mumkin emas. Masalan, tarkibida gidroksid guruh bo'lmagan, lekin asos xossalarini namoyon qiluvchi moddalar ma'lum, jumladan, ammiak kislotalar bilan reaksiyaga kirishib gazlarni hosil qiladi:



Suvsiz muhitda boradigan reaksiyalarni o'rganish kislota va asoslar to'g'risidagi umumiyroq tasavvurlarni yaratilishiga olib keldi. Kislota va asoslar haqidagi hozirgi zamon nazariyalaridan biri 1923 yilda Daniya olimi Brensted va ingliz olimi T.Louri tomonidan yaratilgan protolitik nazariya hisoblanadi. Bu nazariyaga muvofiq kislota proton donori, ya'ni protonni beruvchi zarracha hisoblanib, asos esa proton aktseptoti, ya'ni protonni biriktirib oluvchi zarrachadir.

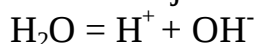
6-Mavzu. Tuzlarning gidrolizi. Kompleks birikmalar

Reja

- 6.1. Suvning elektrolitik dissotsilanishi.
- 6.2. Bufer sistemalar.
- 6.3. Eruvchanlik ko'paytmasi.
- 6.4. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari.
- 6.5. Tuzlarning gidrolizi.
- 6.6. Kompleks birikmalar

6.1. Suvning elektrolitik dissotsilanishi

Toza suv o'lchash mumkin bo'lgan elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga parchalanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi uy haroratida juda kichik qiymatga ega: $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, ya'ni suvning 5556000000 molekulasidan faqat bittasi ionlashgan holda bo'ladi. Suvning dissotsiatsiya darajasi juda kichik bo'lishiga qaramay, 1 litr suvdagi H^+ ionlarining soni $6 \cdot 10^{16}$ ga tengdir. Suv kuchsiz elektrolit, uning dissotsiatsiya konstantasi quyidagicha yoziladi:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t = 22^0 C)$$

Dissotsilanmagan suv molekularining konsentratsiyasini suvning 1 litridagi umumiy konsentratsiyasiga teng deb olish mumkin, ya'ni:

$$[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (mol/l)}$$

Bunda suvning dissotsiatsiya konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ bundan}$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Vodorod va gidroksid ionlarning konsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmaları uchun ham konstanta hisoblanadi. Bu kattalik suvning *ion ko'paytmasi* deb ataladi va K_{H_2O} bilan belgilanadi.

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l} \quad (t^0 = 22^0 C).$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[H^+] > [OH^-]$, ishqoriy muhitda esa $[H^+] < [OH^-]$. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan H^+ ionlarning konsentratsiyasi bilan o'lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \text{ mol/l} \quad \text{va} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \text{ mol/l}$$

Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari konsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan o'nli log'arifmidan foydalaniladi. Bu qiymat *vodorod ko'rsatkich* deb ataladi va pH bilan ifodalanadi:

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

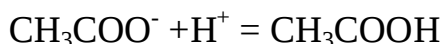
Masalan, agar $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$ bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalar ($[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$) $pH = 7$, kislotali eritmalar $pH < 7$, ishqoriy eritmalar $pH > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalein kiradi. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indikatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda qulay bo'lib, ko'pgina hollarda qo'llaniladi. Bu usul muhitning pH ga bog'liq holda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indikatorlar aralashmasi (universal indikator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indikator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalariga solishtiriladi. Aniq pH ga ega rangli indikator eritmaları solingan og'zi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan

etallonni tanlab, unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi. Eritmaning pHni aniq o'lchash uchun maxsus asboblari, ya'ni pH-metrlardan foydalaniladi. Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muhim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (oziq-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishloq tayyorlash kabi tarmoqlar)da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $\text{pH} < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $\text{pH} > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

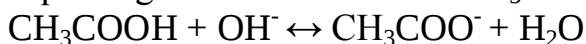
6.2. Bufer sistemalar

Bufer eritmalar tabiatda, texnikada katta ahamiyatga ega. Kam miqdorda kuchli kislota va kuchli ishqor qo'shilganda vodorod ko'rsatkichi o'zgarmay qoladigan eritmalar *bufer eritmalar* deb ataladi.

Bufer aralashma, masalan, atsetatli bufer aralashma (CH_3COOH va CH_3COONa aralashmasi) ga ozroq miqdorda kuchli kislota qo'shilsa H^+ (aniqrog'i H_3O^+) ionlar natriy atsetatning dissotsilanishidan hosil bo'ladigan CH_3COO^- ionlarini bog'laydi:

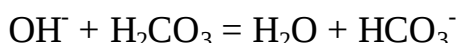


Ozroq miqdorda ishqor qo'shilganda esa OH^- ionlar CH_3COOH bilan ta'sirlashadi:

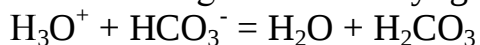


Ikkala holda ham eritma pH i o'zgarmaydi.

Bufer sistemalar hujayra shirasining kislotaligini avtomatik ravishda bir xil ushlab turadi, ya'ni ferment va gormonlarning faoliyati uchun optimal sharoit yaratadi. Sut emizuvchi hayvonlarning qonida bufer sistemalar bo'lib, unda gidroksid ionlarni bog'lab oluvchi karbonat kislota bo'ladi:



Shuningdek qonda H_3O^+ ionlarni bog'lovchi natriy gidroqarbonat ionlari ham bo'ladi:



6.3. Eruvchanlik ko'paytmasi

Ma'lumki, qattiq moddalarning erish jarayonida to'yingan eritma hosil bo'lishida eruvchi modda bilan uning eritmadagi molekulalari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Elektrolitlar eriganda eritmaga molekulalar emas, balki ionlar o'tadi. Masalan, tuzning to'yingan eritmasida tuz kristallari bilan eritmaga o'tgan ionlar o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Kam eriydigan bariy sulfat BaSO_4 ning to'yingan eritmasida quyidagi muvozanat holati vujudga keladi:



Bu jarayonning muvozanat konstantasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$K_{\text{muv}} = \frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]} \text{ yoki } K \cdot [\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

To'yingan eritmada $[\text{BaSO}_4]$ ayni haroratda doimiy qiymatga ega. Buni hisobga olgan holda $K \cdot [\text{BaSO}_4]$ ifodani boshqa konstanta EK bilan belgilash mumkin. Bu konstanta *eruvchanlik ko'paytmasi* deb ataladi. BaSO_4 ning to'yingan eritmasi uchun EK quyidagicha yoziladi:

$$EK_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ (} t^0 = 25^0 \text{ C)}$$

Yomon eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi *eruvchanlik ko'paytmasi* deyiladi. Eruvchanlik ko'paytmasi yomon eriydigan elektrolitning umumiy eruvchanligi bilan uzviy bog'langan. Eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan foydalanib, ayni elektrolitning umumiy eruvchanligini hisoblab topish mumkin:

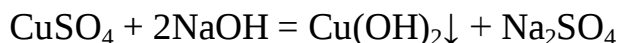
$$C = \sqrt{EK}$$

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etuvchi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan katta bo'lsa, yomon eruvchi modda cho'kmasi hosil bo'ladi. Agar to'yingan eritmada ayni elektrolit ionlari konsentratsiyalarining ko'paytmasi shu elektrolitning eruvchanlik ko'paytmasidan kichik bo'lsa, bunda cho'kma eriy boshlaydi.

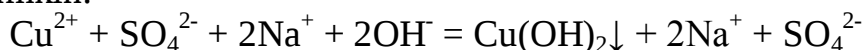
6.4. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga binoan kislota, asos va tuzlar eritmaları orasidagi reaksiya dissotsilanishdan hosil bo'lgan ionlar ishtirokida boradi. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari kuchsiz elektrolitlar, yomon eruvchi va gaz mahsulotlar hosil bo'lgandagina oxirigacha boradi. Bunday reaksiyalar qatoriga cho'kma, gaz moddalar hosil qilish bilan boradigan va neytrallanish reaksiyalari kiradi:

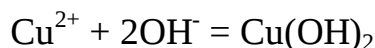
a) Mis (II)- sulfat eritmasiga natriy gidroksid eritmasi qo'shilsa, mis (II) – gidroksid cho'kmasi hosil bo'ladi:



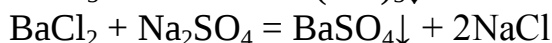
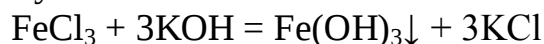
Bu tenglama molekulyar formadagi tenglama deb yuritiladi. Uni ionli shaklda ham ifodalash mumkin:



Bu reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, reaksiya faqat mis va gidroksid ionlari o'rtasida borib, boshqa ionlarda o'zgarish bo'lmaydi. Bu tenglamaning ikki tomonidagi bir xil ionlarni tashlab yozsak, qisqartirilgan ion-molekulyar shakldagi tenglama kelib chiqadi:



Cho'kma hosil qilish bilan boradigan reaksiyalardan suvda erimaydigan asos hamda tuzlarni olishda foydalanish mumkin:

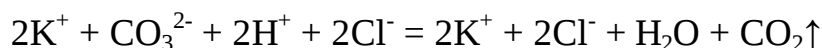


b) Gaz moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalarga karbonatlarni, masalan kaliy karbonatni kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashuvidan karbonat angidrid

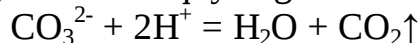
ajralib chiqishini ko'rsatish mumkin:



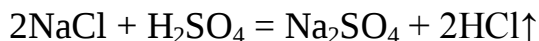
Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:



Qisqartirilgan ion-molekulyar shaklda quyidagicha bo'ladi:

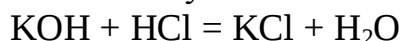


Gaz hosil qilish bilan boradigan reaksiyalar asosida ba'zi kislotalarni olishda foydalanish mumkin:



Hosil bo'lgan vodorod xloridni suvda eritib, xlorid kislotani olish mumkin.

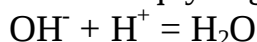
v) Neytrallanish reaksiyasiga kislota va asoslarning o'zaro ta'sirlashuvi natijasida boradigan neytrallanish reaksiyasini ko'rsatish mumkin:



U ion-molekulyar shaklda quyidagicha:



qisqartirilgan ion-molekulyar formada esa quyidagicha yoziladi:



Binobarin neytrallanish reaksiyasida gidroksid ionlari vodorod ionlari bilan birikib, suv molekulasini hosil qiladi. Neytrallanish reaksiyalari natijasida tuzlar olinadi.

6.5. Tuzlarning gidrolizi

Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'lib, $\text{pH} = 7$ ga teng. Agar suvda tuz eritilsa, suvning dissotsilanish muvozanati vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari o'zgarishi hisobiga buzilishi mumkin va $\text{pH} = 7$ dan o'zgaradi. pH ning o'zgarishi tuz molekulalarining gidrolizga uchrashini bildiradi.

Tuz ionlari bilan suv o'rtasida boradigan va ko'pincha muhitning o'zgarishi bilan boruvchi o'zaro ta'sir reaksiyalari tuzlarning gidrolizi deb ataladi.

Gidroliz natijasida tuz ionlari suv ionlari bilan yomon dissotsilanuvchi komplekslar yoki (ion molekulalar) ni hosil qiladi. Agar gidroliz mahsulotlari eruvchan bo'lsa, jarayon qaytar bo'ladi. Gidroliz natijasida ba'zan oson uchuvchan va yomon eruvchi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Bu hollarda reaksiya qaytmas bo'lib, oxirigacha boradi.

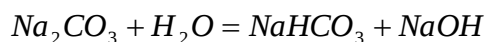
Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hamda kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi; bu holda neytrallanish reaksiyasi (gidrolizga teskari bo'lgan jarayon) borib, suv hosil bo'ladi:



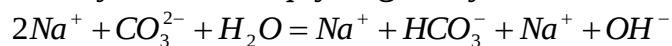
Bunda suvning ionlarga dissotsilanishi sezilmas darajada bo'ladi.

Tuzlar gidrolizining muhim hollarini ko'rib chiqamiz:

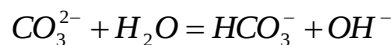
1) Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizi. Misol sifatida natriy karbonat NaCO_3 (kuchli asos NaOH va kuchsiz kislota H_2CO_3 dan hosil bo'lgan) gidrolizini ko'ramiz:



Bu tenglama ion molekulyar shaklda quyidagicha yoziladi:

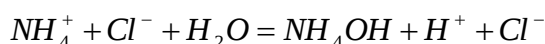
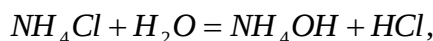


uning qisqartirilgan shakli:

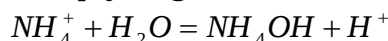


Demak, tuzning anioni gidrolizga uchraydi va reaksiya natijasida gidroksil OH^- ionlar hosil bo'ladi. Binobarin, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning suvdagi eritmalari ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2) Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida asosan tuz kationi reaksiyaga kirishadi. Masalan, ammoniy xlorid NH_4Cl ni gidrolizini olaylik:

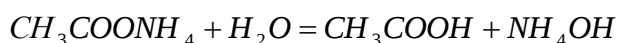


Tenglama qisqartirilgan shaklda quyidagicha bo'ladi:

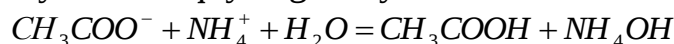


Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada vodorod ionlari to'planadi va shu sababli eritma kislotali muhitga ega bo'ladi.

3) Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizida tuzning ham kationi, ham anionlari suv bilan ta'sirlashadi, masalan:



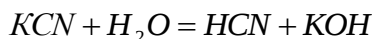
tenglama ion-molekulyar holda quyidagicha yoziladi:



Tuz eritmasining muhiti yo kislotali (agar gidroliz natijasida hosil bo'lgan asos kislotaga nisbatan kuchsiz bo'lsa), yoki ishqoriy (agar asos kislotaga nisbatan kuchliroq bo'lsa), yoxud neytral (agar hosil bo'lgan asos va kislota bir xil kuchda bo'lsa, ya'ni ularning ionlanish konstantasi amalda bir-biriga teng bo'lsa) bo'ladi.

Yuqorida kurib chiqilgan hollarda eritmada tuzlarning hammasi gidrolizga uchramaydi, faqat bir qismi gidrolizlanadi. Eritmada tuz bilan gidroliz mahsulotlari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Moddaning gidrolizga uchragan qismi *gidroliz darajasi* deb ataladi.

Gidrolizni xarakterlovchi miqdorlardan biri gidroliz konstantasidir.



Bu reaksiyaning gidroliz konstantasi quyidagicha yoziladi

$$K_{\text{gidr}} = \frac{[HCN] \cdot [KOH]}{[KCN]}$$

Gidroliz konstantasi ayni tuzning gidrolizlanish qobiliyatini xarakterlaydi; K_{gidr} ning qiymati qancha katta bo'lsa, gidroliz shuncha yaxshi boradi.

Gidroliz darajasi (h harfi bilan belgilanadi) bir qancha faktorlarga bog'liq. Chunonchi eritma suyultirilganda ayni tuzning gidrolizlanishi kuchayadi va gidroliz darajasi oshadi. Masalan, Na_2CO_3 ning 1 n li eritmasida h_{gidr} 4,5% ga teng, uning 0,001 n li eritmasida esa $h_{\text{gidr}} = 34\%$ ga teng.

Eritma temperaturasi oshirilganda gidroliz darajasi ham oshadi. Chunki isitilgan suvning dissotsiatsiya darajasi oshadi, shu sababli H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'sirini kuchaytiradi, binobarin tuz gidrolizi kuchayadi, bu esa gidroliz darajasining oshishiga olib keladi.

Yog'ochni qayta ishlash sanoati hamda qishloq xo'jaligi chiqindilarini gidrolizlab, etil spirt, glyukoza va boshqa moddalar olinadi. Yog'larning gidrolizi, sovun pishirish va glitserin olishning asosini tashkil etadi. Gidroliz asosida ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

6.6. Kompleks birikmalar

Kompleks birikmalar, koordinatsion son, donor-akseptor bog'lanishlar.

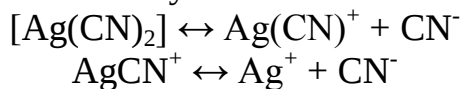
Vernerning koordinatsion nazariyasiga muvofiq kompleks birikma molekulasida markaziy o'rinni, odatda markaziy ion yoki kompleks hosil qiluvchi deb ataladigan musbat ion egallaydi. U bilan yaqinda turgan addendlar deb ataluvchi manfiy ionlar yoki neytral molekular koordinatlashgan, ya'ni bog'langan bo'ladi. Addendlar bilan markaziy ion birgalikda kompleks birikmaning ichki koordinatsion sferasini tashqil qiladi. Ko'pchilik kompleks birikmalarda ichki sferadan tashqari, manfiy yoki musbat ionlardan iborat bo'lgan tashqi koordinatsion sfera ham bo'ladi.

Kompleks ionlarning zaryadi kompleks hosil qiluvchi ion bilan addendlar zaryadlarining algebraik yig'indisiga teng. Masalan, $[Fe(CN)_6]^{4-}$ anionining zaryadi $(+2) + (-6) = -4$ ga teng yoki $Na_3[Co(NO_2)_6]$ ning tashqi sferasida 3 ta bir xil zaryadli musbat Na^+ ionlari bor. Molekula elektroneytral bo'lgani uchun kompleks ionning $[Co(NO_2)_6]^{3-}$ zaryadi -3 ga teng bo'lishi kerak. NO_2^- ionlarining zaryadi -6 bo'lgani uchun kompleks hosil qiluvchi ionning zaryadi $+3$ ga teng bo'lishi kerak. Kobaltning kompleks ionidagi valentligi oltiga teng bo'lishiga qaramay uning oksidlanish darajasi $+3$ ga teng.

Kompleks hosil qiluvchi ion bilan kompleksga koordinatlangan addendlarning umumiy soni kompleks hosil qiluvchi ionning koordinatsion soni deyiladi. Masalan, Cr^{3+} , Co^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+} ionlarning koordinatsion sonlari 6 ga teng, Cd^{2+} , Hg^{2+} , Pt^{2+} ionlarining koordinatsion sonlari esa 4 ga teng. Kompleksning ichki va tashqi sferalarida joylashgan ionlar orasida ionli bog'lanish mavjud. Kompleks ion ichida markaziy ion ligandlar bilan koordinatsion yoki boshqacha aytganda donor-akseptor bog'lanish hosil qiladi. Ligand tarkibidagi bitta atomning bog'lanishlar hosil bo'lishida ishtirok etmagan jufti hisobiga hosil bo'ladigan bog'lanish donor-akseptor bog'lanish deyiladi.

Kompleks ionlar barqaror va beqaror bo'ladi. Barqaror kompleks suvli eritmalarda, uning ionlarini tashkil qiluvchilar uchun xarakterli reaksiya bermaydi. Masalan, $K_2[Pt(Cl)_6]$ dissotsilanganda K^+ va $[Pt(Cl)_6]^{2-}$ ionlari hosil bo'ladi. Pt^{4+} va Cl^- xarakterli reaksiya bermaydi.

Beqaror komplekslar ko'p yoki kam darajada ionlarga parchalanadi va tegishli ionlar uchun xarakterli reaksiya beradi:



Muvozanat konstantasi quyidagicha bo'ladi

$$K_{[Ag(CN)_2]} = \frac{[AgCN^+][CN^-]}{[Ag(CN)_2]}$$

Kompleksning umumiy ionlanish konstantasi alohida bosqichlardagi ionlanish konstantalari yig'indisiga teng bo'lib, bu qiymat har bir kompleks uchun beqarorlik konstantasi deyiladi:

$$K_{beq} = K_{[Ag(CN)_2]} K_{AgCN} = \frac{[Ag^+][CN^-]^2}{[Ag(CN)_2]} = 1,0 \cdot 10^{-21}$$

Konstantalarning qiymati qancha katta bo'lsa, kompleks shuncha beqaror bo'ladi.

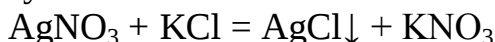
7-Mavzu. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

Reja

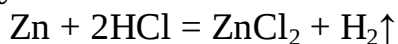
- 7.1. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari.
- 7.2. Oksidlovchilar va qaytaruvchilar.
- 7.3. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi.
- 7.4. Galvanik elementlar. Standart elektrod potentsiali.
- 7.5. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanish qatori.
- 7.6. Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizi.
- 7.7. Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi.

7.1. Oksidlanish– qaytarilish reaksiyalari

Hamma kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga bo'lish mumkin. Birinchi guruh reaksiyalarda o'zaro ta'sir etuvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi. Bu guruhga almashinish, birikish va ajralish reaksiyalari kiradi:

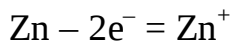


Ikkinchi guruh reaksiyalariga bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi:



Bu reaksiyada ruxning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha, vodorodniki +1 dan 0 gacha o'zgaradi.

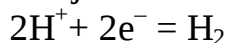
Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarni *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar yoki redoks reaksiyalar* (lotincha *reductio* – qaytarilish va *oxydatio* – oksidlanish) deb ataladi. Yuqoridagi reaksiyalarda rux atomlari musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi, uning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha ortadi:



Elementning oksidlanish darajasi ortishi bilan boradigan elektron berish jarayoni *oksidlanish* deb yuritiladi.

Rux tomonidan berilgan elektronlar vodorod ionlari tomonidan qabul

qilinadi; vodorodning oksidlanish darajasi +1 dan 0 gacha kamayadi:



Elementning oksidlanish darajasi pasayishi bilan boradigan elektron biriktirib olish jarayoni *qaytarilish* deyiladi. Demak, bu reaksiyada rux oksidlanadi, vodorod esa qaytariladi.

7.2. Oksidlovchilar va qaytaruvchilar

Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar *oksidlovchilar*, oksidlanuvchi element saqlovchi moddalar *qaytaruvchilar* deyiladi. Oksidlovchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytariluvchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini oshiradi. Oksidlovchilar elektronlarning akseptori (lotincha *acceptor* – qabul qiluvchi), qaytaruvchilar elektronlarning donori (lotincha *donor* – beruvchi) hisoblanadi.

Muhim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , S. Kimyoviy reaksiyalar vaqtida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni hosil qiladi.

2. Murakkab moddalar: kislorodli kislotalar H_2SO_4 , HNO_3 va ularning tuzlari; KMnO_4 (kaliy permanganat), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (kaliy bixromat); xlorning kislorodli kislotalari (HClO , HClO_3 , HClO_4) va ularning tuzlari (gipoxloridlar, xloratlar va perxloratlar); ba'zi kislotalarning angidridlari, masalan, CrO_3 xrom (VI)-oksid, Mn_2O_7 marganes (VII)-oksid, O_3 ozon, vodorod peroksid, metallarning peroksidlari (Na_2O_2 , CaO_2) va boshqalar.

3. Metallarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari, masalan, Fe^{3+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Sn^{2+}

Muhim qaytaruvchilar:

1. Metallar, ayniqsa, ishqoriy metallar (Li, Na, K, va boshqalar) va ishqoriy - yer metallari (Ca, Sr, Ba).

2. Vodorod, uglerod (koks), uglerod (II)-oksid CO

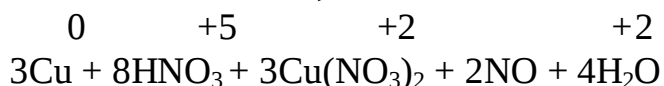
3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari; gidridlar tarkibidagi vodorod ionlari H^- (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

Ba'zi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan, HNO_2 , H_2SO_3).

7.3. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining klassifikatsiyasi

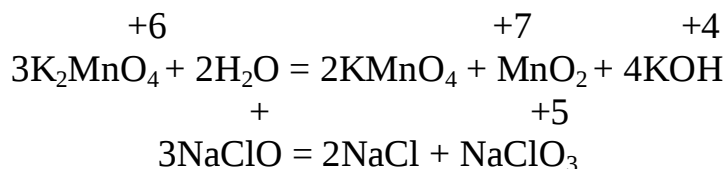
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 3 guruhga bo'lish mumkin.

1. Atomlararo yoki molekulalararo boradigan oksidlanish qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekulalar yoki ionlar o'rtasida boradi, masalan

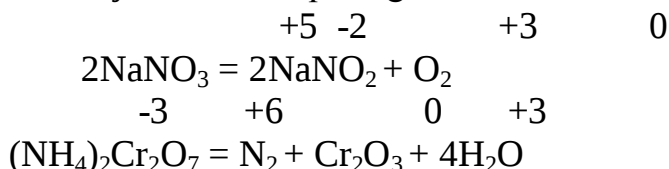


2. O'z-o'zidan oksidlanish, o'z-o'zidan qaytarilash (disproporsiyalanish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki ionlarning oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish darajasi yuqori, ikkinchisida esa past bo'ladi. Bunday reaksiyalar molekulasida oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar mavjud bo'lgan moddalarda

sodir bo'ladi.

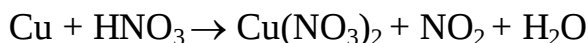
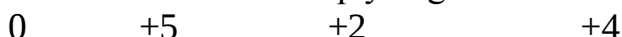


3. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar kiradi. Bunda musbat oksidlanish darajasi kattaroq bo'lgan atom, oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi, masalan:

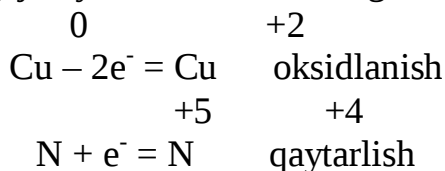


Oksidlansh-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning ikkita usuli qo'llaniladi – elektron balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

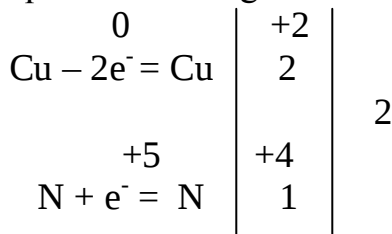
1. E l e k t r o n b a l a n s u s u l i . Bu usuldan foydalanganda tenglama tuzish avvalo reaksiyada ishtirok etadigan oksidlanish darajalari o'zgaradigan elementlarning oksidlanish darajalarini hisoblashdan boshlanadi. Misning konsentrlangan nitrat kislota bilan o'zaro ta'siri quyidagi sxema bilan ifodalanadi:



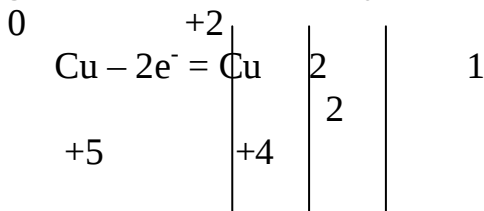
Oksidlanish darajalarini bilgan holda elektron berish va biriktirib olish (oksidlanish va qaytarilish) jarayonlari elektron tenglamalar holida yoziladi.



Elektron balans usulida asosiy boskich elektronlar balansini tuzishdan, ya'ni oksidlanish reaksiyasida yo'qotilgan elektronlar soniga qaytarilish reaksiyasida biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirishdir. Buning uchun yo'qotilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdori uchun eng kichik ko'paytma topiladi:

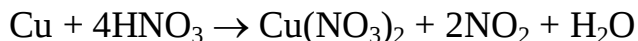


Topilgan ko'paytmaning berilgan va biriktirib olingan elektronlar miqdoriga taqsim qilishdan kelib chiqqan sonlarni oxirgi vertikal chiziq orqasiga yoziladi. Bu sonlar tenglama tuzishdagi stexiometrik koeffitsiyentlar hisoblanadi:

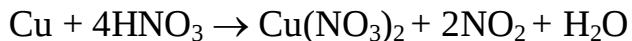




Koeffitsiyentlar yordamida tenglamaning chap va o'ng qismlarida qaytaruvchi hamda oksidlovchi atomlarining soni tenglashtiriladi:



So'ngra boshqa element atomlari soni tenglashtiriladi va nihoyat oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi quyidagi tenglama holiga keladi:



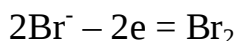
2. Elektron-ionli (yarim reaksiyalalar) usul. Bu usul ion yoki molekulalarning reaksiyada qanday o'zgarishga uchrashini ko'rsatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari) ni tuzish va bu tenglamalari bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron-ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko'rib chiqaylik:



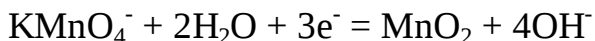
Bu reaksiyada brom va permanganatning ionlari o'zgarishga uchraydi:



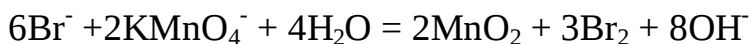
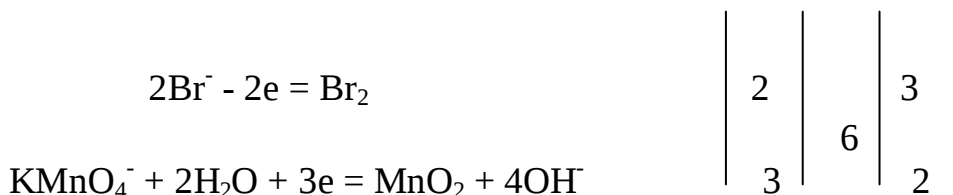
Brom ionining oksidlanish va permanganat ionning qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi. 1 mol Br_2 ning 2 mol Br^- iondan hosil bo'lishini hisobga olib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (brom ionining oksidlanishi) yoziladi:



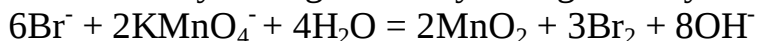
1 mol MnO_4^- ionning 1 mol MnO_2 ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog'lanib, 4 mol OH^- ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobga olib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:



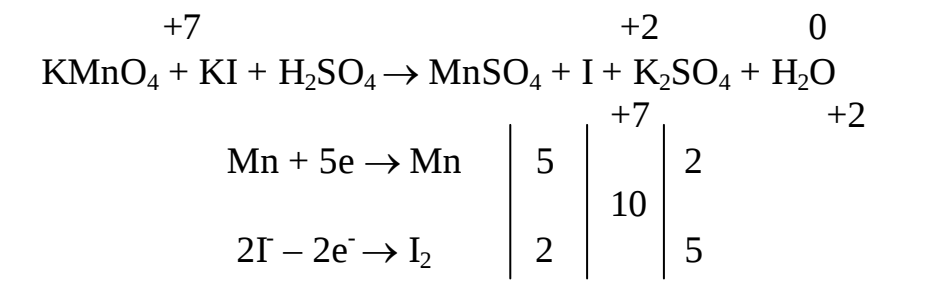
Berilgan va biriktirilgan elektronlar soni teng bo'lganligiga qarab eng kichik umumiy ko'paytma topiladi. Bu ko'paytma 6 ga teng bo'lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga ko'paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining chap va o'ng qismlariga qo'shiladi:



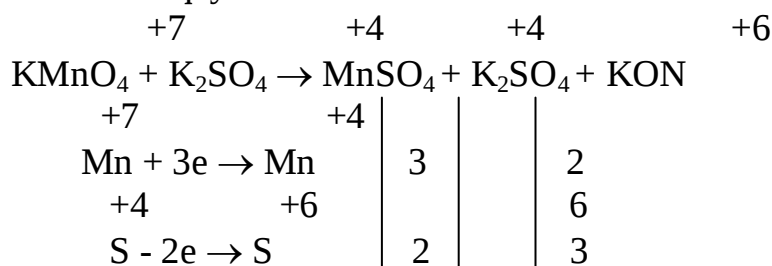
Reaksiyada o'zgarmay qoladigan kaliy va natriy kationlarini hisobga olgan holda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi:



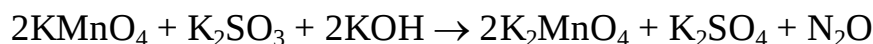
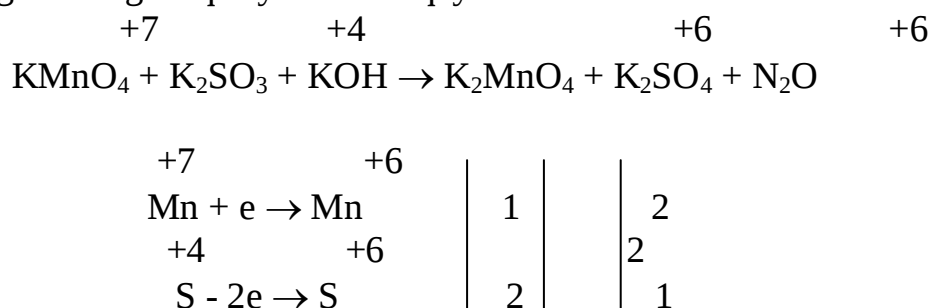
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida muhit muhim ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan, KMnO_4 ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Kislotali muhitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muhitda MnO_2 gacha, ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. KMnO_4 ning kislotali muhitida qaytarilishi:



$2\text{KMnO}_4 + 10\text{KI} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{I}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 KMnO_4 ning neytral muhitda qaytarilishi:

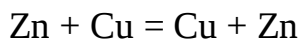


$2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KON}$
 Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:

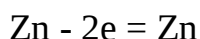


7.4. Galvanik elementlar. Standart elektrod potentsiali

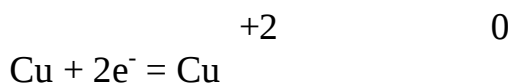
Galvanik elementlarning ishlashi bir xil metallarning boshqa metallarni ularning tuzi eritmasidan siqib chiqarishiga asoslangan. Chunonchi, rux plastinkasi mis sulfat eritmasiga tushirilsa, quyidagi reaksiya boradi:



Rux qaytaruvchidir, chunki u elektron beradi. Bu yarim reaksiya quyidagicha ifodalanadi:



Cu^{2+} mis kationi oksidlovchidir, chunki u elektron qabul qilib oladi. Bu jarayon quyidagi yarim reaksiya bilan ifodaladi:



Bu ikkala yarim reaksiya ruxning eritmaga tegib turgan qismida borib, elektronlar rux atomlaridan mis ionlariga o'tadi. Bu yarim reaksiyalarni ayrim idishlarda olib borish va elektronlarni tashqi zanjir orqali o'tkazish mumkin. Oksilanish-qaytarilish reaksiyasini bunday amalga oshirish natijasida reaksiya energiyasi elektr energiyaga aylanadi.

Kimyoviy reaksiyalar energiyasini bevosita elektr energiyasiga aylantirish uchun xizmat qiladigan qurilmalar *galvanik elementlar* yoki *elektr tokining kimyoviy manbalari* deb ataladi.

Galvanik elementlarda hosil bo'ladigan kuchlanish *elektr yurituvchi kuch* (EYUK) deb yuritiladi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi oksidlanish va qaytarilish yarim reaksiyalarining yig'indisidir. Galvanik elementda yoki elektrolizda sodir bo'ladigan har bir yarim reaksiya ayrim elektrodlarda boradi. Shu sababli yarim reaksiyalarni *elektrod jarayonlari* deb ham ataladi.

Elektr yurituvchi kuchni ham har bir yarim reaksiya uchun to'g'ri keladigan ikkita kattalikni ayirmasi deb qarash mumkin. Bu kattaliklar *elektrod potentsiallari* deb ataladi.

Elektrod jarayonlarining potentsiallari metallning tabiati (aktiv va aktivmasligi) ga, eritmadagi ionlarning konsentratsiyasiga hamda sistemaning haroratiga bog'liqligi aniqlandi. Bu bog'lanish Nernst tenglamasi bilan ifodalanadi;

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C$$

Bu tenglikdagi E – ayni elektrod potentsiali; E_o – ayni elektrodning standart (normal) potentsiali; R – universal gaz doimiysi; T – absolyut harorat; n – reaksiyada ishtirok etuvchi elektronlar soni; F – Faradey soni (96500 Kl/mol), C – metall ionlarining konsentratsiyasi (mol/l).

Elektrod jarayonida ishtirok etuvchi moddalarning konsentratsiyasi (aniq aytganda aktivligi) 1 mol/l ga teng bo'lgandagi elektrod potentsiali *standart (normal) elektrod potentsiali* deb ataladi.

7.5. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori

Metallarni ularning birikmalaridan boshqa metallar siqib chiqarishini N.N.Beketov mukammal o'rgangan. Beketov metallarni kimyoviy aktivligini pasayib borishi tartibida «siqib chiqarish qatori» deb atalgan qatorga joylashtirdi. Hozirgi vaqtda Beketovning siqib chiqarish qatori metallarning *elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori* deb ataladi. Metallar bu qatorga ularning standart elektrod potentsiallari qiymatlarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan:

K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.
Bu qator *standart (normal) elektrod potentsiallari* qatori ham deb ataladi (1-jadval).

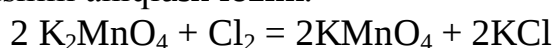
Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori.
Standart elektrod potentsiallari

Elektrod jarayoni tenglamasi	Standart potentsiali E_o , V	Elektrod jarayoni tenglamasi	Standart potentsiali E_o , V
$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	- 3,05	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	- 0,40
$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	- 2,93	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	- 0,28
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	- 2,91	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	- 0,25
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	- 2,87	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	- 0,14
$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	- 2,71	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	- 0,13
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	- 2,36	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0
$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	- 1,66	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	- 1,18	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,79
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	- 0,76	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,80
$\text{Cr}^{2+} + 2e^- = \text{Cr}$	- 0,74	$\text{Pt}^{2+} + 2e^- = \text{Pt}$	1,20
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	- 0,44	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,50

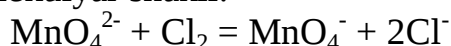
Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatoriga vodorod ham joylashtirilgan bo'lib, u qaysi metallar kislotalarning suvdagi eritmalaridan vodorodni siqib chiqara olishini aniqlashga imkon beradi. Bu qator elektrokimyoviy sistemaning tutgan o'rni hamda oksidlovchi-qaytaruvchi qobilyatini xarakterlaydi. Elektrod jarayonida ishtirok etuvchi hamma moddalarning majmuasi *elektrokimyoviy sistema* deb tushuniladi.

Standart elektrodlar potentsiallari qatori oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borish yo'nalishini aniqlashga imkon beradi. Agar elektrokimyoviy sistemadan galvanik element tuzilsa, elektronlar manfiy qutbdan musbat qutbga o'ta boshlaydi, ya'ni kichik elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistemadan kattaroq elektrod potentsialiga ega bo'lgan sistemaga o'tadi. Bundan birinchi sistema qaytaruvchi, ikkinchi sistema esa oksidlovchi vazifasini bajaradi. Galvanik elementlarda oksidlovchi sifatida nisbatan yuqori elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistema ishtirok etsa, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi o'z-o'zidan boradi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining yo'nalishi amalda oksidlovchi va qaytaruvchining qatorda o'zaro joylanishiga bog'liqdir. Masalan, rux ($E_o = -0,763 \text{ V}$) misni ($E_o = + 0,337 \text{ V}$) uning tuzlari eritmalaridan siqib chiqara oladi.

Standart elektrod potentsiallari qiymatiga qarab, reaksiyalarning qaysi tomonga o'z-o'zidan borishini aniqlash mumkin. Masalan, quyidagi reaksiyalarning yo'nalishini aniqlash lozim:



Bu tenglamaning ion - molekulyar shakli:



Jadvaldan elektrokimyoviy sistemalarning standart elektrod potentsiallari qiymatini topamiz:

$$E^0_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}} = 1,36 \text{ V}$$

$$E^0_{2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2} = 1,36 \text{ V}$$

Yuqori standart elektrod potentsiali qiymatiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistema oksidlovchi vazifasini bajaradi. Binobarin $E^0_{2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2} = 1,36 \text{ V}$ qiymat nisbatan yuqori bo'lganligi uchun MnO_4^{2-} ion qaytaruvchi bo'ladi va u Cl_2 tomonidan oksidlanadi, ya'ni reaksiya chapdan o'ngga qarab o'z-o'zidan boradi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida dastlabki moddalarning konsentratsiyalari kamayib, reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlarning konsentratsiyalari ortib boradi. Bu ikkala yarim reaksiyalarning potentsiali qiymatlarini o'zgarishiga olib keladi. Oksidlovchining elektrod potentsiali kamayadi, qaytaruvchining elektrod potentsiali oshadi. Ikkala jarayonning potentsiallari bir-biriga teng bo'lib qolganda kimyoviy muvozanat qaror topadi.

7.6. Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizi

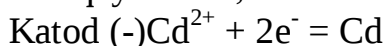
Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasiga tushirilgan elektrodlardan tuzilgan elektrokimyoviy sistema orqali o'zgarmas elektr toki o'tkazilganda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni *elektroliz* deb ataladi.

Elektroliz maxsus qurilmalar - elektrolizyor yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi. Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlar biriktirib olib, qaytariladi. Anodda zarrachalar elektronlar berib oksidlanadi.

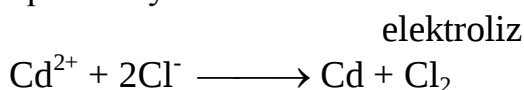
Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida CdCl_2 suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dissotsilanadi:



Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni qo'shib yozamiz:



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissotsilanishidan hosil bo'ladigan H^+ va OH^- ionlarining bo'lishi ham hisobga olinadi.

Katodda elektrolit va vodorod kationlari zaryadsizlanadi. Anodda esa elektrolit va gidroksid ionlari zaryadsizlanadi. Suv molekullari elektrokimyoviy oksidlanishi yoki qaytarilishi mumkin. Elektrodlardagi elektrolizda kimyoviy jarayonlarning borishi elektrokimyoviy sistemalarning elektrod potentsiallarining nisbiy qiymatiga bog'liq.

Tuzlarning suvdagi eritmalarida boradigan katod jarayonlarida vodorod ionlarining qaytarilish potentsiali qiymatini hisobga olish kerak. Bu potensial vodorod ionlari konsentratsiyasiga bog'liq (25 °C):

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -pH$ ekanligini hisobga olsak:

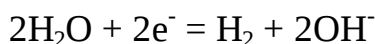
$$E = 0,059 \cdot pH$$

Tuzlarning neytral eritmalari uchun $pH = 7$ ga tengligi uchun

$$E_{H_2} = 0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ V.}$$

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan musbat bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi. Aksincha, agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga nisbatan manfiy qiymatga ega bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41 \text{ V}$ ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

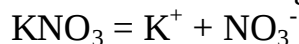
Kislotali eritmalaridan vodorodning elektrokimyoviy ajralishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga bo'ladi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv elektrokimyoviy qaytariladi:



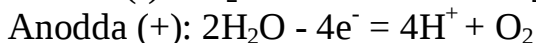
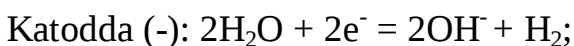
Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz va aktiv anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod *inert anod*, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod *aktiv anod* deb yuritiladi.

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda ko'ramiz.

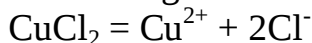
1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



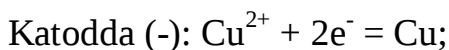
$E^0 = -2,93 \text{ V}$ bo'lib, K^+ kationlar katodda qaytarilmaydi. NO_3^- anionlari suvli eritmalarda oksidlanmaydi. Katod va anodda suv molekulasini qaytariladi va oksidlanadi.



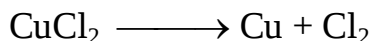
$CuCl_2$ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



Misning standart elektrod potentsiali $E_{0Cu^{2+}/Cu} = 0,34 \text{ V}$ bo'lganligi uchun katodda faqat mis kationlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:



elektroliz



2) Tuz eritmalarining aktiv anod qo'llanilgandagi elektrolizi. Bunday elektroliz jarayonida anod materiali oksidlanadi (eriydi). Aktiv elektrodlar sifatida mis, nikel, kobalt, kadmiy, kalay kabi metallar ishlatiladi. Misol sifatida kadmiy sulfatning suvdagi eritmasini kadmiydan tayyorlangan elektrodlar ishtirokidagi elektrolizini ko'rib chiqamiz. Kadmiyning normal (standart elektrod potentsiali $E_{0Cd^{2+}/Cd} = -0,40 \text{ V}$ ga teng bo'lganligi uchun katodda kadmiy ionlari ham, suv molekulasini ham qaytariladi, anodda esa kadmiy oksidlanadi (eriydi):

Katodda (-): $\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$; $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^- + \text{H}_2$

Anodda (+): $\text{Cd} - 2\text{e}^- = \text{Cd}^{2+}$

Binobarin, anodning erishidan hosil bo'lgan kadmiy ionlari katodda qaytarilib, kadmiy metalli holida ajraladi.

7.7. Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi

Elektroliz sanoatning turli tarmoqlarida keng qo'llaniladi. Kimyo sanoatining elektrolizdan ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, fluor, perklorat kislota, kaliy permanganat va ko'pgina boshqa anorganik va organik birikmalarni olishda foydalaniladi.

Metallurgiyada elektrolizdan metallarni olish va ularni tozalashda foydalaniladi. Masalan, tuzlarning suvdagi eritmalarini elektroliz qilib, rux, kadmiy, marganes, nikel va qalay olinadi. Texnik metallarni elektrolitik tozalab, yuqori tozalikka ega bo'lgan metallar olishda elektroliz qo'llaniladi. Texnik metallarni elektroliz qilishda elektrorafinatsiya (eruvchan anod ishlatish) usuli qo'llaniladi. Masalan, tozalanishi kerak bo'lgan texnik mis plastinkasi mis (II)-sulfat eritmasi to'ldirilgan elektrolizyorga solinadi va plastinka tok manbaining musbat qutbiga ulanadi, mis anod vazafasini bajaradi. Katod sifatida tozalangan mis (anod) mis Cu^{2+} kationlarni hosil qilib eriydi, bu kationlar katodda qaytariladi. Katodda toza metall (elektrolitik mis) ajraladi.

Misdan tashqari elektrorafinatsiya usuli bilan nikel, kobalt, qo'rg'oshin, kumush, oltin kabi metallar qo'shimchalardan tozalanadi. Elektroliz yordamida buyumlar yuzasi xrom, nikel, rux, kadmiy, mis kabi metallar bilan qoplanadi. Bu qoplamalar buyumlarni korroziyadan ximoyalaydi va ularga dekorativ ko'rinish beradi. Elektroliz usullarining sanoatda qo'llanilish sohalari to'xtovsiz o'sib bormoqda. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari biologik jarayonlarda juda katta ahamiyatga ega. Fotosintez, nafas olish, ovqat hazm qilish jarayonlari oksilanish-qaytarilish reaksiyalaridan iboratdir.

Texnikada ham oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari muhim ahamiyatga ega. Masalan, metallurgiya sanoati oksidlanish qaytarilish reaksiyalariga asoslangan. Bu reaksiya yordamida tabiiy birikmalardan metallar ajratib olinadi.

8-Ma'ruza. Metallar. Ularning fizik-kimyoviy xossalari, olinishi

Reja

1. Metallarning fizik xossalari
2. Metallarning ichki tuzilishi
3. Metallarning kimyoviy xossalari
4. Metallarning tabiatda uchrashi
5. Metallarning olinishi
6. Qotishmalar

Davriy sistemada $\frac{3}{4}$ qismidan ko'progi metallar egallagan: ular I, II, III guruhlarda va IV, V, VI va VII guruhlardagi eng og'ir elementlar ham metallardir,

ya'ni 12 tasi S-elementlar, 36 tasi-d- elementlar, 28 tasi -f - elementlar va qolgani r- elementlardir. Metallarning o'ziga xos belgilari mavjud.

1. Har qanday metall o'ziga xos yaltiroqlikka ega, sababi, ular yorg'lik nurini spektrning ko'zga ko'rinuvchan sohasida qaytarish xususiyatiga ega.
2. Metallar issiqlik va elektrni yaxshi o'tkazadi. Metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat ortishi bilan pasayadi va qarshiligi esa aksincha ortadi.
3. Ko'pchilik metallar odatdagi sharoitda kristall holatda bo'ladi, ularning koordinasion soni katta qiymatga ega (8 va 12 ga teng).
4. Metallar cho'ziluvchan va yassilanuvchan bo'ladi.
5. Metallar elektromusbat elementlardir, ya'ni ularning oksidlari ko'pincha suv bilan birikib asoslar hosil qiladi.

Metallarning issiqlik va elektrni yaxshi o'tkazishi - zaryadlangan zarrachalar metall kristallari orasida oson harakatlanishi hakida ma'lumot beradi. Nihoyat, metallarning elektr musbat elementlar jumlasiga kirishi- valent elektronlarning metall atomidan osongina chiqib ketishini ko'rsatadi. Bu 5 xususiyat oddiy moddalarni "metall " yoki "metalmasligi" sinfiga ajratish uchun asos bo'la oladi.

Metallarning fizik xossalari

Metallarning zichligiga ko'ra shartli ravishda 2 guruhga bo'linadi:

$d < 5 \text{ g/sm}^3$ gacha bo'lgani engil metallar : Li, $d < 0,53 \text{ g/sm}^3$; $d > 5 \text{ g/sm}^3$ dan yuqori bo'lgan og'ir metallar: eng og'ir metall Os, $d = 22,61 \text{ g/sm}^3$ Engil metallar oson suyuqlanadi, masalan seziyning suyuqlanish harorati $28,5^\circ\text{S}$. Og'ir metallar esa qiyin suyuqlanadi, ya'ni volframning suyuqlanish harorati 3395°S .

Metallar qattiqligi jihatidan bir biridan farq qiladi: volfram juda qattiq, natriy, kaliy juda yumshoq, ularni hatto pichoq bilan ham kesish mumkin.

Simobdan (va qisman seziydan) tashqari barcha metallar odatdagi sharoitda o'ziga xos yaltiroq qattiq moddalardir. Metallarning fizik xossalari jumlasiga ularning optik, termik, mexanik, elektr va boshqa xossalari kiradi. Metallarning optik xossalari ularning yaltiroqligi va shaffof emasligidir.

Kumush, palladiy va indiyning yaltiroqligi yuqori. SHuning uchun ham kumush va palladiy kuzgu ishlab chiqarishda ishlatiladi. Ko'p metallar tuq kulrang bilan kumush rang orasidagi tusga ega, ya'ni kumush rang- oq (alyuminiy, kumush, nikel) yoki kumushrang-kulrang (temir, qo'rg'oshish). Faqat oltin sariq rangli, mis-qizil rangli, vismut qizgish bo'ladi. Metall bug'lari alangani ma'lum tusga bo'yaydi, masalan, natriy-sariq, kaliy-binafsha, stronsiy-qizil, kalsiy qovok pangga buyaydi.

SHunday qilib, metallar rangiga ko'ra shartli ravishda qora va rangdor metallarga bo'linadi. Qora metallarga temir va uning qotishmalari kiradi. Qolgan barcha metallar rangdor metallar deyiladi.

Metallarning elektr o'tkazuvchanliga qarab 2 guruhga bo'linadi:

1. Elektron o'tkazgichlar (metall va yarim o'tkazgichlar)
2. Ion o'tkazgichlar (elektrolitlar)

Metallar yarim o'tkazgichlar orqali elektr toki o'tganda hech qanday kimyoviy o'zgarishi sodir bo'lmaydi.

Elektrolitlar orqali elektr toki o'tganda, albatta, kimyoviy o'zgarish sodir bo'ladi. Metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat pasayishi bilan ortadi, nihoyat, absolyut nolga yaqin haroratda metallarning elektr o'tkazuvchanligi cheksiz katta qiymatga erishadi - metallar o'ta o'tkazuvchan bo'ladi. Hamma metallar elektrni bir xilda o'tkazavermaydi. SHunga asoslanib, metallarni elektr o'tkazuvchanligiga ko'ra quyidagi qatorga joylashgirish mumkin:

Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Na, Jr, W, Ve, Li, Fe, Hg, Vi

Metallardagi turli qo'shimchalar ham elektronlarning harakatiga tuskinlik qiladi va metalda qushimchalar ko'paygan sari, bu metalning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi. SHuning uchun metall begona moddalar qo'shimchasidan tozalanganda uning elektr o'tkazuvchanligi ortadi.

Metallarning issiqlik o'tkazuvchanligi

Metallarning issiqlik o'tkazuvchanligi ularning elektr o'tkazuvchanligi bilan mos ravishda o'zgaradi. Videman-Frans qonuniga muvofiq metallarda issiqlik o'tkazuvchanligiga nisbatan doimiy kattalik bo'lib, metall tabiatiga ham bog'lik. Metallarni issiqlik o'tkazuvchanligi jihatidan quyidagi qatorga joylashtirish mumkin:

Ag, Cu, Au, Zn, Ni, Fe, Pt, Hg

Metallar orqali issiqlik o'tishda ham elektronlar ishtirok etadi. Ular kristall panjara ichida harakatlanib, issiklik energiyasini metallning issik qismidan sovuq qismiga o'tkazadi.

Metallarning ichki tuzilishi

«Elektron gaz» nazariyasi

1900 yilda Drude taklif etgan elektron gaz» nazariyasiga muvofiq, metall musbat zaryadli ionlar va ular orasida tartibsiz harakat qiluvchi erkin elektronlardan iborat, bu elektronlar gaz molekulalariga xos bo'lgan qonunlarga bo'ysunadi. SHunga ko'ra, «elektron gaz» atamasi kiritilgan. Drude fikricha, «elektron gaz» o'zining «harorat», «bosim» va «zichligi» ga ega.

Metallda «elektron gaz» ning zichligi ham nihoyatda kata: 1 sm^3 metallda 10^{22} - 10^{23} dona elektron bor.

Shunday bo'lsa ham, odatdagi haroratda elektronlar metall sirtidan chiqib keta olmaydi, chunki metalda erkin elektronlarni musbat zaryadli ionlar katta kuch bilan tortib turadi.

Metallga tashqaridan elektr maydoni berilganda, elektronlar tartibsiz harakatini yo'kotib ma'lum yunalishda siljiy boshlaydi. Elektronlarning bu harakatiga musbat ionlar to'siqlik qiladi. Harorat ko'tarilishi bilan ionlarning tebranish harakati kuchayib, tebranish amplitudalari kattalashadi. Shunda ionlarning elektronlar bilan to'qnashish ehtimolligi ortadi. Bunda metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat ortganida kamayadi. Drude nazariyasi, absolyut nolga yaqin haroratlarda metall «o'ta o'tkazuvchanlikka» ega ekanligini va metallarning issiqlik sig'imini tushuntira olmadi.

L.Poling nazariyasi

Mashhur olim L.Poling bundan bir necha yil avval ba'zi metallarning yumshoq, ba'zilarining qattiq va pishiqligini izohlash uchun «valent bog'lanishlar» uslubiga asoslanib, yangi nazariya yaratdi. Ikki atomni bir biriga bog'lovchi elektronlar soni ortgan sari metallning qattiq va pishiqligi, uning zichligi, suyuqlanish harorati ortib boradi. Masalan, kaliy, natriy, rubidiy va seziyning atomlari o'zaro faqat birgina sirtqi elektronlari orqali birikkanligi tufayli bular past haroratlarda suyuqlanadi. Sirtqi qavatida ikki elektroni bo'lgan kalsiy ancha qattiq va ishqoriy metallarga qaraganda bir muncha yuqoriroq haroratda suyuqlanadi. Xrom atomida 6 ta elektron bo'lib, xrom atomi o'ziga qo'shni xrom atomi bilan bog'lanishi uchun 6 ta elektronidan foylaniladi. SHuning uchun xrom juda qattiq va yuqori haroratda suyuqlanadi.

Poling metall atomlari o'zaro bog'langanda gibridlangan orbitallar ishtirok etishini ham nazarga tutadi.

Metallarning kristall tuzilishi

Deyarli barcha metallar kristall holatda bo'ladi. Metallar suyuq fazada kristallanganida turli shakldagi mayda polikristallar holiga o'tadi. Metallarning deyarli barchasi quyidagi kristall panjaralarga ega:

1. *Hajmiy markazlashgan kub.* Diagonallarining kesishgan joyida 1 ta zarracha, kubning cho'qqilarida 8 ta zarracha bo'ladi. Ba, Cr, Cs, K, Li, Mo, Na, W, V lar bu shaklda kristallanadi, har qaysi zarrachaning koordinasion soni 8 ga tengi
2. *Yoklari markazlashgan kub panjara.* Kubning 8 ta cho'qqisida 8 ta zarracha, 6 ta yon tomonlarida 6 tazarracha turadi Pb, Pd, Pt, Rh, Al, Ag, Au, Cu, Ca, Ni lar shu shaklda kristallanadi., har qaysi zarrachaning koordinasion soni 12 ga teng. (2 rasm. b)
3. *Geksagonal panjara.* Olti burchakli tyokislikda 7 ta zarracha joylashgan bo'lib, markazlashgan zarracha atrofida 6 ta zarracha orasida hosil bo'ladigan 3 ta «chuqurcha»da ost tomondan 3 ta, ust tomonidan ham 3 ta zarracha joylanadi; jami bo'lib o'rtadagi zarracha atrofida 12 zarracha bo'ladi. (2 rasm. v) Be, Cd, Hg, Mg, Os, Ru, Ti lar shu shaklda kristallanadi.

Metallarning magnit xossalari

Ba'zi metallar **diamagnit** (magnit maydondan itariladigan) misol, Sc, La, Ti, V, Nb, Ta, Pd, Os Pt va ba'zi metallar **paramagnit** (magnit maydoniga tortiladigan) bo'ladi, misol: Fe, Co, Ni

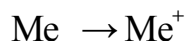
Valent qobiqchasiga tok elektronlari bo'lmagan metallar diamagnit, tok elektronga ega bo'lgan metallarda paramagnit xususiyat kuzatiladi.

Metallarnikg kimyoviy xossalari

Metall atomlari o'zining valent elektronlarini oson berib, musbat zaryadlangan ionga aylanish xususiyatiga ega. Tipik metallar hech qachon elektronlar biriktirib olmaydi; ularning ionlari hamma vaqt musbat zaryadlangan bo'ladi. SHuning uchun metallar "elektromusbat" elementlar deyiladi.

Metallar elektronlarini oson yo'qotib, ionlarga aylanadi:

-e⁻



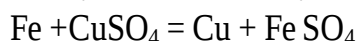
Demak, metallar qaytaruvchilardir.

a) metallarning ion radiusi qancha katta va zaryadi kichiq bo'lsa, metall shuncha kuchli asos xossa namoyon qiladi;

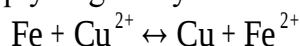
b) metallarning ion radiusi kichiq va ion zaryadi katta bo'lsa, metall kislota xossasini shuncha kuchli namoyon qiladi.

Guruhlarda atom massasining, ya'ni zaryadlar sonining ortishi bilan metallik xossasi ham ortadi. Davrlarda esa zaryadlar sonini ortishi bilan metallik xossasi susayadi.

Metallarning faolligini bir-biriga taqqoslab o'rganish uchun, har xil reaksiyalardan foydalanish mumkin. Bu maqsadda, metallarning tuzlaridan shu metallarni boshqa metallar siqib chiqarish reaksiyasidan foydalanish ayniqsa qulaydir. Masalan, misning biror tuzi eritmasiga bir bo'lak temir tashlaymiz. Temir eriy boshlaydi, eritmadan esa mis ajralib chiqadi:



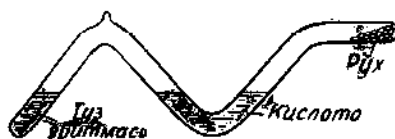
Bu tenglama ionli ko'rinishda quyidagicha yoziladi:



Bu reaksiyaning tipik oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi ekanligi yuqoridagi tenglamadan ko'rinib turibdi. Bu reaksiya mohiyati shundan iboratki, temir atomlari o'z valent elektronlarini 2 valentli mis ionlariga beradi, natijada temir atomlari temir ionlariga aylanadi, mis ionlari esa zaryadsizlanib, mis metali holida ajralib chiqadi. Aksincha, tajriba bajarilsa, ya'ni temirning biror tuz eritmasiga bir bo'lak mis tashlansa, hech qanday reaksiya bo'lmaydi. Bu hol temirning misga qaraganda ancha faol ekanligini, temir atomlari elektronlarni mis atomlariga qaraganda oson berishini, temir ionlari esa elektronlarini mis atomlari va ionlarga qaraganda qiyinroq biriktirib olishini ko'rsatadi.

Metallarning "siqib chiqarish qatori"da vodorodning o'rini aniqlash uchun Beketov quyidagi tajriba qilib ko'rdi.

Egilgan shisha tirsaklariga metall tuzining eritmasi, kislota va rux ayrim – ayrim qilib solinadi. Nayning og'zi kavsharlab quyiladi, shundan keyin, rux kislotaga tushadigan qilib va ajralib chiqayotgan vodorod ostida tuz eritmasiga ta'sir etadigan qilib, nay qiyalatiladi. Nayning tuz eritmasi bor tirsagida bo'layotgan hodisalarni kuzatib, vodorod metallni siqib chiqarayotgan yoki siqib chiqarmayotganligini bilish mumkin bo'ladi. Beketov xuddi ana shunday tajribalarga asoslanib, "siqib chiqarish qatori"da vodorod qo'rg'oshindan keyingi o'rinda turadi va o'zidan keyingi metallarni: mis, simob, kumush, oltin va platinani ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqara oladi (qaytara oladi) degan xulosaga keldi.



1- rasm. Bosim ostida vodorodning metallarni siqib chiqarish tajribalari uchun ishlatiladigan nay

Metallarni bu xossasiga asoslanib, Beketovning quyidagi qatorini yaratdi:

Li, K, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb,

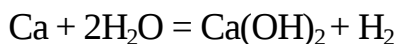
H

Cu, Sb, Bi, Hg, Ag, Pt, Au

Metallarning kuchlanish qatori eritmalaridagi reaksiyalarda ayrim metallarning kimyoviy xususiyati to'g'risida umumiy belgilarni beradi:

1. Bu qatordagi har bir metall, shuningdek, bosim ostida bo'lgan vodorod ham, o'zidan keyingi metallarni ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqaradi. SHu bilan birga, ayni metalning o'zi shu metaldan oldin turishi metallar tomonidan siqib chiqarilishi mumkin.
2. Kuchlanish qatorida vodoroddan oldin turgan metallargina vodorodni suyultirilgan kislotalardan siqib chiqara oladi. Vodorodning ung tomonida turgan metallar kislotalardan vodorodni siqib chiqara olmaydi.
3. Metallar kuchlanish qatorida qanchalik chaprokda tursa, u shuncha faol bo'ladi, boshqa metallarning ionlariga nisbatan, uning qaytarish xossasi shunchalik zo'r bo'ladi, uning o'zi ionga shunchalik oson aylanadi va uning ionlari shunchalik qiyin qaytariladi.

Eng faol metallar odatdagi sharoitda suvdan vodorodni siqib chiqaradi va ishqor hosil qiladi: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$



Faolligi kamrok bo'lgan metallar o'ta qizigan bug' holida suvdan vodorodni siqib chiqaradi va oksidlar hosil qiladi: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

Suyultirilgan va kislorodsiz kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, ulardan vodorodni siqib chiqaradi: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyin turgan metallar uni suvdan va kislotalardan siqib chiqara olmaydi, balki kislotalar bilan vodorodni siqib chiqarmay turib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari kirishadi:

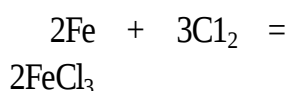


2-jadval

Metall va metalmaslar xossalari kimyoviy tavsifi

№	Xossalar	Metallar	Metalmaslar
1	Oddiy moddalar zarrachalari orasidagi bog'lanish	Metallik	Qutbli yoki qutbsiz kovalent
2	Oksidlanish darajasining ishorasi	Musbat	Musbat va manfiy
3	Gidroksidlarining xususiyati	Past oksidlanish darajasi uchun asoslik	Kislotalik xususiyati
4	Elektroneytral atomlar: -oksidlovchilik xossasi -qaytaruvchilik xossasi	Yo'q Yaqqol ko'rinadi	Yaqqol ko'zga tashlanadi Metallarga nisbatan kuchsiz
5	Maksimal oksidlanish darajasidagi zarrachalari uchun: -oksidlash xossasi -qaytarish xossasi	Kuchli Yo'q	Yaqqol ko'zga tashlanadi Yo'q
6	Manfiy zaryadlangan holda: -oksidlash xossasi -qaytarish xossasi	Bo'lmaydi Ko'p kuzatiladi kuchli	

Barcha hollarda reaksiyaga kirishuvchi metallar oksidlanadi. Metallarning oksidlanishi metallar metalmaslar bilan bevosita o'zaro ta'sir ettirilganda ham kuzatiladi:
 $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$



Metallarning ko'pchiligi kislorod bilan reaksiyaga kirishib, har xil tarkibli oksidlar hosil qiladi, ya'ni E_2O ; EO ; E_2O_z

Metallarning tabiatda uchrashi

Metallardan "asl" metallar oltin, platina, kumush (ba'zan mis, qalay, simob) tabiatda erkin ya'ni tug'ma holda uchraydi.

Metallarning asosiy massasi Er kobig'ida birikmalar holida uchraydi. Sof metallarni sanoat miqyosida hosil qilish uchun yarakli tabiiy xom ashyo metall rudalaridan foydalaniladi. Rudalar ko'pincha toza bo'lmaydi, ularga bekorchi. jinslar - qum, loy, ohaktosh va boshqalar aralashgan bo'ladi. Har qanaqa uda ishga tushirilishidan avval bekorchi jinslardan tozalanishi, boshqacha aytganda "boyitilishi" lozim. Ba'zan rudalarning boyitilgan shakli "konsentrat" deb ataladi. Rudalar turli usullar bilan, ko'pincha flotasion usulda boyitiladi.

Metall rudalarning birinchi turkumi oksid rudalardir. Bunga temir rudalaridan qizil temirtosh (Fe_2O_z), qo'ng'ir temirtosh (Fe_3O_4),

alyuminiy rudasi-boksit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), marganes rudasi - pirolizit (MnO_2), qalay rudasi (SnO_2), vismut oxrasi (Bi_2O_3) va boshqalar.

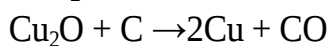
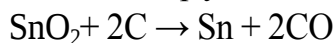
Juda ko'p metallar tabiatda sulfidlar holida uchraydi. Bunday rudalar odatda Yer po'stlog'ining chuqurroq qismiga joylashgan bo'lib, ularga suv, CO_2 , havo kislorodi ta'sir etmagan (shuning uchun ular birlamchi tog' jinslar deb yuritiladi). Misol uchun, mis kolchedani ($\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$), mis yaltirog'i (Cu_2S), kinovar (HgS), qo'rg'oshin yaltirog'i (PbS), pyx aldamasi (ZnS) va boshqalar. Ba'zan bir necha metallarning sulfidlari aralash holda uchrab, polimetall rudani tashkil etadi. O'rta Osiyo, Kavkaz va Uzoq Shimol rayonlarda polimetall rudalar uchraydi. Ba'zi bir metallar xloridlar, sulfat, karbonat va fosfatlar holida uchraydi. Masalan, karnalit ($\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), silvinit ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$), toshtuz (NaCl), kainit ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), galmey (ZnCO_3), oq qo'rg'oshin rudasi (RbSO_3) va boshqalar.

Metallarning olinishi

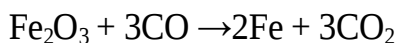
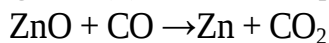
Rudalardan metallar ajratib olishning bir necha usuli mavjud. Bu usullar qaytarilish, termik parchalanish va almashinish jarayonlariga asoslangan. Texnikada bu jarayonlar metallurgiya turli ko'rinishlari (**pirometallurgiya, gidrometallurgiya, elektrometallurgiya**) da amalga oshiriladi.

1. Qaytarilish jarayonlariga misol:

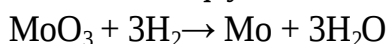
a) Ko'mir bilan qaytarilishi:



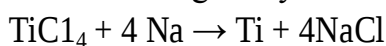
b) Uglerod(P)-oksid bilan qaytarilishi:



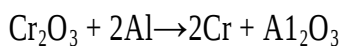
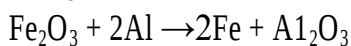
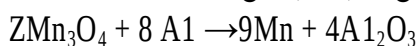
v) Vodorod bilan qaytarilishi:



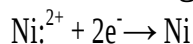
g) Titan xloridning natriy ta'sirida qaytarilishi:



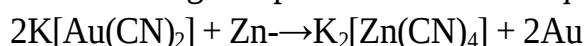
d) Metall oksidlarning Si, Al, Mg va boshqalar ta'sirida qaytarilishi:



e) Metall ionlarining katodda qaytarilishi:

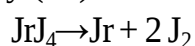


j) Nodir metallarning kompleks birikmalardan qaytarilishi:

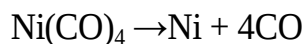


2. Termik parchalanish jarayoniga misol:

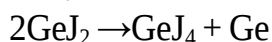
a) sirkoniy (IV) -iodidning cho'g'langan volframda termik parchalanishi:



b) nikel karbonilning termik parchalanishi:



v) germaniy (II) -iodidning yuqori haroratda parchalanishi:



Nihoyatda toza metall olish uchun moddalarni vakuumda haydash usulidan foydalaniladi.

Metallar korroziyasi

Ko'pchilik metallar havo, suv, kislota, ishqor va tuzlarning eritmalari ta'sirida emiriladi. Bu hodisa **korroziya** deyiladi. Korroziya o'zining fizik-kimyoviy tavsifi jihatidan 2 xil bo'ladi: *kimyoviy va elektrokimyoviy korroziya*

Metalga quruq gazlar, elektrolit bo'lmagan suyuqliklar ta'sir etganda **kimyoviy korroziya** sodir bo'ladi.

Elektrokimyoviy korroziya metalda maxalliy galvanik elementlarning hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi. Misol: ko'p metallar tarkibida qo'shimcha holda boshqa metallarning bo'lishi va metallning hamma vaqt suv, havo nomi va elektrolitlar qurshovida turganda sodir bo'ladi, ya'ni nam havoda temirga mis bo'lakchasi tegib tursa, galvanik element sodir bo'lib, temir- anod, mis- katod vazifasini bajaradi. Natijada temir korroziyaga uchraydi

Metallarni korroziyadan saqlash uchun bir qancha tadbirlar ko'riladi:

A) *Metall sirtini boshqa metall bilan qoplash*. Bunda temirni rux bilan qoplash (**anod qoplash**) nihoyatda katta foyda keltiradi, chunki temir buyum uning sirtini qoplagan ruxning hammasi tugamaguncha emirilmaydi. Agar temirni qalay qoplansa bu **katod qoplama** deyiladi, chunki qoplovchi metall qoplanuvchi metalga qaraganda passivrok.

B) *Metallni metall bo'lmagan moddalar bilan qoplash*. Bunda metall sirtini lak, bo'yoq, rezina va emal bilan qoplanadi.

V) *Metallarga kuchli qo'shimchalar kiritish*. Agar po'latga 0,2-0,5% mis qo'shilsa mustahkamligi 1,5-2 marta, 12% gacha xrom qo'shilsa, korroziyaga qarshiligi kuchayadi, 18% xrom va 8% nikel qo'shilsa po'lat hech ham zanglamaydi.

G) *Metall sirtini kimyoviy birikmalar bilan qoplash*. Bunda kimyoviy amallar o'tkazib, metall sirtini korroziyaga chidamli birikmalar pardasi bilan qoplash mumkin, masalan, yuqori haroratda organik moddalar bilan oksidlantirish («qoraytirish», «ko'kartirish»), oksidlovchi moddalar ishtirokida ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) kons. Ishqor eritmasi bilan suyuqlikning qaynash haroratigacha qizdiriladi, metall buyumni biror elektrolit eritmasida anod qutbga joylab elektroliz o'tkaziladi (**anodirlash**)

Qotishmalar

Metallar spirtida, efirda va boshqalarda erimaydi, ammo suyuq holatdagi ikki metall bir biriga qo'shilsa, o'zaro erib suyuq gomogen faza hosil qiladi. Ko'p metallar shular jumlasiga kiradi. Ba'zi metallar suyuq holatda ham bir-biri bilan aralashmaydi. Masalan, suyuq temirga suyuq qo'rg'oshin qo'shilsa, ular o'zaro aralashmasdan, faqat ikkita suyuq qavat hosil qiladi pastki qavatda qo'rg'oshin va ustki qavatda temir bo'ladi.

Ba'zi rangli metallarning qotishmalari

Nomi	Tarkibi	Suyuqlanish harorati, °S	Ishlatilishi
Alyuminiy marganesli bronza	Cu(90), Al(8,5-9,5), Mn(1,5-2)	1060	Mashinalar detallarni tayyorlashda
Berilliyli bronza	Cu(97-98), Be(2-2,6)	1000	Prujina va as-boblar tayyorlashda
Jez(latun)	Cu(50-60), Zn(40-43)	900	xo'jalik buyumlari tayyorlashda
Neyzilber	Cu(65), Zn(20), Ni(15)	1040	Tanga-chaka tayyorlashda
Melxior	Cu(80), Ni(8,5-20,5), Fe(0,1-1)	1270	Elektr ulchov asboblarning qismlarini tayyorlashda
Nikelin	Cu(65-67), Ni(33-35), Mn(0,4-0,6)	1250	Elektr toki bilan isituvchi asboblarning qismlarini tayyorlashda
Vud qotishmasi	Bi(50), Pb(28), Sn(12), Cd(12,5)	60,5	

Ba'zan ikki suyuq metall ma'lum massa nisbatlari chegarasidagina o'zaro aralashmaydi, lekin bu chegaradan tashqarida aralashaveradi. Masalan, mis bilan qo'rg'oshinda shunday holat yuz beradi

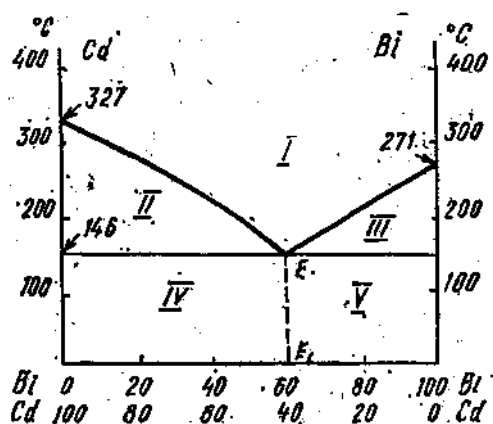
Ikki yoki bir necha metaldan iborat suyuq aralashma qotganida ancha murakkab tuzilishga ega bo'lgan qattiq qotishma hosil bo'ladi. Qattiq qotishmalar, ba'zan mutlaqo bir jinsli bo'ladi: bunday holda ular yo ma'lum tarkibli kimyoviy birikma, yoki ma'lum tarkibga ega bo'lmagan *qattiq eritma* deb ataladigan bir jinsli aralashmadir. Agar shu aralashtirayotgan metallarning atomlari kristallik panjarada, shu panjara strukturasini buzmay, bir-birining o'rnini ola olsa, qattiq eritma hosil bo'ladi. Barcha qotishmalarni quyidagi to'rtta sinfga bo'lish mumkin:

1. metallar o'zaro qattiq holatda erimaydi, suyuq holatda eriydi, ularni evtetik qotishmasi bor sistemalar deyiladi;
2. metallar o'zaro kimyoviy birikmalar hosil qiladi;
3. metallar bir-birida suyuq holatda ham, qattiq holatda ham eriydi;
4. bir metall ikkinchi metalda ma'lum chegaraga qadar eriydi.

Qotishmalarning holat diagrammalari

Metall qotishmalarning fizik xossalari tekshirib, qotishmalarning tabiati haqida xulosaga kelish mumkin. Moddalar tarkibini uzluksiz ravishda o'zgartirib borib, uning fizik xossalari (suyuqlanish, qotish haroratida, elektr o'tkazuvchanligi va hokazolar) sodir bo'ladigan o'zgarishlarini tekshirish metodi *fizik-kimyoviy tahlil* deb ataladi. Fizik - kimyoviy analizga 1913 yilda akademik N.S.Kurnakov (1860-1941) asos solgan. Sistemaning tarkibini abssissa o'qiga va tekshirilayotgan fizik xossa qiymatlarini ordinatalar o'qiga qo'yib, olingan nuqtalarni bir-biri bilan tutashtirib, sistemaning u yoki bu xossasiga oid holat diagrammasi hosil qilinadi. SHunday diagrammadagi chiziqlarning ko'rinishiga qarab, sistemada bo'layotgan uzgarishlar va hosil bo'layotgan moddalarning tarkibi haqida fikr yuritiladi. Qotishmalarning tuzilishi asosan: termik tahlil, mikroskopik tahlil va rentgen tahlil usullari bilan tekshiriladi. Qotishmalarning termik tahlil metodi qotishma tarkibini uzluksiz ravishda o'zgartirib borib, uning suyuqlanish va qotish haroratlaridagi o'zgarishini aniqlashga asoslangan. Buning uchun, avval tekshiriladigan ikkita toza metall olib, ulardan turli tarkibdagi bir necha qotishma tayyorlanadi. Har qaysi qotishma chinni yoki grafit tigellarida qizdirilib, suyuq holatga keltiriladi va asta - sekin sovitib, suyuq qotishmaning qaysi haroratda qotishi aniqlanadi. Abssissa o'qiga qotishma tarkibini, ordinatalar o'qiga qotish haroratlarini qo'yib, sistemaiing suyuqlanish diagrammasi hosil qilinadi. Uchta tipik qotishmaning suyuqlanish diagrammasini ko'rib o'tamiz:

a) ikki metall suyuq holatda har qanday nisbatda bir-birida eriydi, lekin qattiq holatda bir-birida erimaydi, bunday sistema uchun surma va qo'rg'oshin qotishmalari misol bo'la oladi. Bunday sistemaning qotish diagrammasida keskin minimum- *evtetik nuqta* namoyon bo'ladi. Misol uchun vismut-kadmiy sistemasining suyuqlanish diagrammasini qarab chiqamiz.



3-rasm. Vismut-kadmiy sistemasining suyuqlanish diagrammasi

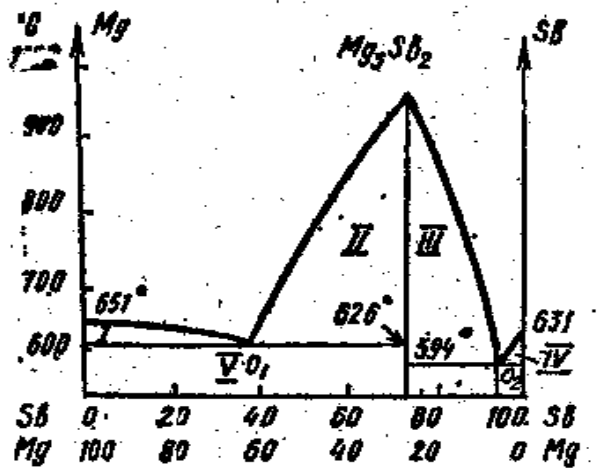
Bu diagrammadan ko'rinib turibdiki, qotishmada vismut miqdori ortishi bilan qotishmaning suyuqlanish harorati pasaya boradi, vismutning miqdori 60% ga etganda suyuqlanish harorati minimumga (evtetik nuqtaga) etadi; rasmda evtetik nuqta E bilan belgilangan. Qotishmada vismutning miqdori yana orttirilganda sistemaning suyuqlanish harorati ko'tarila boradi va nihoyat vismutning miqdori 100% ga etganda, suyuqlanish harorati 271°S ga teng bo'ladi. Bu diagramma bir necha sohaga bo'linadi: I soha - suyuq qotishmalar sohasi, bu haroratlarda har qanday tarkibga ega bo'lgan qotishma ham faqat suyuq holatda bo'ladi; II soha - kadmiy kristallari va suyuq evtetik qotishmadan iborat; III soha - vismut kristallari va suyuq evtetik qotishmadan iborat; IV soha - qattiq evtetik qotishma va kadmiy kristallaridan iborat; V soha - qattiq evtetik qotishma va vismut kristallaridan iborat; EE_1 chizig'i faqat qattiq evtetik qotishmaga muvofiq keladi. *Evtetik qotishma* - ikki metall orasida hosil bo'lishi mumkin bo'lgan barcha qotishmalar ichida eng past haroratda suyuqlanadigan qotishmadir.

Kadmiy - vismut sistemasining evtektik qotishmasi 40% Cd va 60%Bi dan

iborat. Bu qotishma $+146^{\circ}$ da suyuqlanadi. Agar Bi-Cd sistemasidagi qotishma tarkibida kadmiyning miqdori 40% dan kam bo'lsa, qotishma sovutilganda avval vismut kristallari ajralib chiqadi. Aksincha, qotishma tarkibida kadmiyning miqdori 40% dan ortik bo'lsa, qotishma sovutilganida avval kadmiy kristallari ajralib chiqadi. Qotishmada 40% kadmiy va 60% vismut bo'lsa, bu qotishma sovutilganda ham kadmiy, ham vismut kristallari ajralib chiqadi; ular o'zaro qattiq evtetika hosil qiladi. Evtektik qotishma xuddi toza metall kabi qotadi: qattiq fazaning tarkibi suyuq fazaniquidan farq qilmaydi. Lekin evtetik qotishma kimyoviy birikma emas, evtektik qotishma mikroskop ostida qaralganda uning ichida vismut va kadmiyning mayda-mayda kristallari ko'rinadi.

Evtetik qotishmalar amalda oson suyuqlanuvchan qotishma sifatida ishlatiladi.

Ikki metall o'zaro aralashmaganda *barqaror, suyuqlanganda tarkibiy qismlarga ajralmaydigan kimyoviy birikma hosil qilsa*, suyuqlanish diagrammasida o'sha birikma tarkibiga tug'ri keladigan maksimumga ega bo'lamiz. Hosil bo'lgan kimyoviy birikma o'zining suyuqlanish haroratiga yaqin haroratda tarkibiy qismlarga ajralmasa, maksimum keskin shaklni oladi. Agar birikma tarkibiy qismlarga ajrala boshlasa, maksimum silliqiladi. Misol uchun magniy bilan surma qotishmalarini ko'rib chiqaylik. Magniy va surma o'zaro birikib Mg_3Sb_2 formula bilan ifodalanadigan kimyoviy birikma hosil qiladi. Suyuqlanish diagrammasida bu birikma maksimumga to'g'ri keladi. U 961°S da suyuqlanadi, ya'ni magniy bilan surmadan hosil bo'lgan qotishmalarning hammasiga qaraganda yuqori haroratda suyuqlanadi (magniy 651°S da, surma 631°S da suyuqlanadi) (4-rasm)



4-rasm. Magniy va surma diagrammasi.

Agar magniy va surma diagrammasi tik chiziq bilan ikki qismga bo'linsa, bu qismlarning har qaysisi o'zaro kimyoviy birikma hosil qilmaydigan metallarning qotishmalari diagrammasiga o'xshashligini ko'rish mumkin. Diagrammaning chap qismi Mg_3Sb_2 bilan ortiqcha miqdordagi magniy qotishmalarini ko'rsatadi. Chiziq ustidagi soha suyuq qotishmalarga, V soha esa qattiq qotishmalarga, O_2 nuqtasi Mg_3Sb_2 bilan Mg orasidagi evtektikaga to'g'ri keladi. Bu evtetika $626^\circ S$ da suyuqlanadi. I soha qattiq magniy va suyuq qotishmani ko'rsatadi. II soha ikki fazali sistemaga to'g'ri keladi. (qattiq faza qattiq Mg_3Sb_2 bo'lib, suyuq faza suyuq magniy va suyuq Mg_3Sb_2 dir) O_2 nuqtasi surma bilan Mg_3Sb_2 orasidagi evtektikani ko'rsatadi (bu evtektika $594^\circ S$ da qotadi). III va IV sohalar ikki fazali sistemalarga to'g'ri keladi.

Qattiq eritmalar faqat metallar orasida emas, balki ikki tuz, ikki oksid (masalan, Al_2O_3 va Cr_2O_3) metall bilan metalmas orasida ham hosil bo'ladi. Metallar orasida hosil bo'ladigan qattiq eritmalar katta nazariy va Amaliy ahamiyatga ega. Metallar o'zaro qotishmalar hosil qilganida metall bog'lanish bilan bir qatorda ma'lum darajada kovalent bog'lanish ham yuzaga keladi.

Tayanch so'z va iboralar

Elektromusbat - metall atomlari o'zining valent elektronlarini oson berib, musbat zaryadlangan ionga aylanish xususiyati

Konsentrat - rudalarning boyitilgan shakli

Qattiq qotishma - ikki yoki bir necha metallardan iborat suyuq aralashma qotganida ancha murakkab tuzilishga ega bo'lgan qotishma

Fizik-kimyoviy tahlil - moddalar tarkibini uzluksiz ravishda o'zgartirib borib, uning fizik xossalarida (suyuqlanish, qotish haroratida, elektr o'tkazuvchanligi va hokazolar) sodir bo'ladigan o'zgarishlarini tekshirish usuli

Evtetik nuqta - sistemaning qotish diagrammasida keskin minimum

E v t e t i k qotishma - ikki metall orasida hosil bo'lishi mumkin bo'lgan barcha qotishmalar ichida eng past haroratda suyuqlanadigan qotishmadir.

9-Ma'ruza. Metallmaslar va ularning olinishi, xossalari

Reja

1. IV guruh bosh guruhchasi elementlarining umumiy tavsifi. Uglerod va kremniy, tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari
2. V guruh asosiy guruhcha elementlariga umumiy tavsifi. Azot, tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari
3. VI guruh asosiy guruhcha elementlariga umumiy tavsifi. Kislorod va oltingugurt, tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari
4. VII guruh asosiy guruhcha elementlariga umumiy tavsifi. Ftor, xlor, brom va iod, tabiatda uchrashi, allotropiyasi, fizik-kimyoviy xossalari

Davriy sistemaning IV, V, VI va VII guruhlarining asosiy guruhchalarida metallmaslar joylashgan

Davriy sistemaning IV guruh elementlari uglerod, kremniy, germaniy, qalay, qo'rg'oshin bosh guruhcha elementlaridir. Bosh guruhcha elementlarining sirtqi elektron qavatlarida 4 tadan elektron qabul qilishi yoki shuncha elektron yo'qotishi kerak. Bu elementlar elektromanfiy elementlar (kislorod yoki galogenlar) bilan birikkanda elektronlarni yo'qotadi, elektromusbat elementlar bilan birikkanda esa elektronlarni qabul qiladi.

Bosh guruhcha elementlarida yuqoridan pastga tomon atom zaryadlari, elektronlar soni va atom radiusi ortib boradi, shuningdek, metallmaslik xossalari zaiflashib, metallik xossalari paydo bo'ladi. IV guruhning asosiy guruhcha elementlari o'z birikmalarida ikki xil +2, +4 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Ugleroddan qo'rg'oshinga o'tgan sayin, bu elementlarning +2 ga teng oksidlanish darajasiga ega. Bu ikki element o'zlarining ko'pchilik birikmalarida +4 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

$\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ va $\text{Pb}(\text{OH})_2$ tarkibli gidroksidlar – amfoter birikmalar bo'lib, ularning asos xossalari Ge dan Pb ga tomon kuchayib boradi. $\text{Ge}(\text{OH})_2$ ning eritmalarida kislota tarzida dissosilanish kuchliroq ifodalangan bo'lib, $\text{Pv}(\text{OH})_2$ eritmada, ko'prok asoslar kabi dissosilanadi.

Ge^{+4} , Sn^{+4} va Pb^{+4} ionlari o'zlarining tashqi qavatida 18 ta elektron bo'lgani uchun ularga muvofiq gidroksidlarning kislota xossalari C – Si – Ge – Sn – Pb qatorida nihoyatda sust o'zgaradi. Ge^{+4} , Sn^{+4} va P^{+4} qatorida ion radiuslarining kattalashuvi nihoyatda sust boradi. Gidroksidlar xossalarining sust o'zgarishi ana shunga bog'liqdir.

To'rtinchi guruh bosh guruhcha metallarning ayrim xossalari

Xossalari	Uglerod	Kremniy	Germaniy	Qalay	Qo'rg'oshin
Elementning tartib raqami	6	14	32	50	82
Nisbiy Atom massasi	12	28	72,5	118,6	207
Atomning elektron tuzilishi	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$3d^{10} 4s^2 4p^2$	$4d^{10} 5s^2 5p^2$	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
Er qobig'idagi miqdori, %	$1 \cdot 10^{-1}$	27,6	$7 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Atomning radiusi	0,077	0,118	0,139	0,158	0,175
Zichligi g/cm^3	3,51	2,33	5,32	5,8	11,34
Suyuqlanish harorati $^{\circ}S$	3900	1414	958,5	231,8	327,4
Qaynash harorati $^{\circ}S$	4347	2630	2690	2337	1751

IV guruhning asosiy guruhchasida diagonal o'xshashlik mavjud bo'lib, kremniy o'z xossalari bilan borganing o'xshaydi. Bu elementlarning barchasi vodorodli birikmalar hosil qiladi, lekin bu birikmalarning barqarorligi ugleroddan qo'rg'oshinga o'tgan sayin kamayib boradi. Vodorodli birikmalari kislotaga hosil qilmaydi, sababi elementlar vodorodli birikmalarida yuqori valentlik namoyon qilishidir.

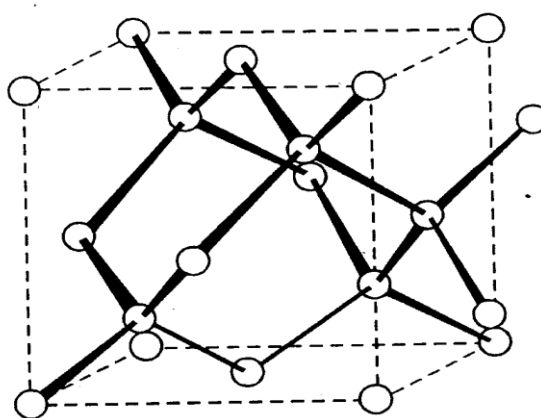
Uglerod

Uglerodning atom massasi 12,0112 ($Z=6$) ga teng, elektron konfiguratsiyasi $1s^2, 2s^2, 2p^2$. Tabiiy uglerodning barqaror izotoplari: C(98,89%), ^{13}C (1,11%), ^{14}C izotop havoning ustki qavatlarida azotning neytronlar bilan to'qnashuvi natijasida kosmik nurlar ta'sirida hosil bo'ladi: $^{14}_7N + ^0_1n \rightarrow ^1_1H + ^{14}_6C$

Uglerod tabiatda birikmalar, erkin holda va minerallar ko'rinishda, hayvon va o'simlik organizmidagi organik moddalar, ishqoriy va ishqoriy-er metallarning tuzlari: bo'r, marmar, ohaktosh, dolomit $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ minerali, gidrokarbonatlar $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ va karbonat anhidrid, tabiiy suvlar tarkibida uchraydi. O'simlik va hayvon organizmlarining qoldig'i bo'lgan

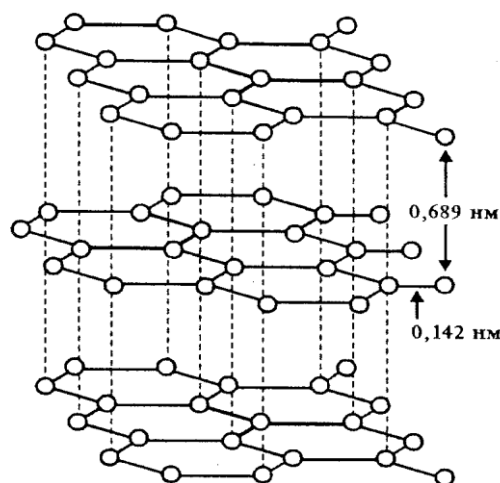
toshko'mir, torf, neft va tabiiy gaz asosiy qismi ugleroddan iborat. Erkin uglerodning uchta allotropik shakl o'zgarishi (olmos, grafit, karbin) ma'lum.

Fizik xossalari Olmos rangsiz, tiniq qattiq jism (uning qattiqligi Moos shkalasida 10 ga teng). Olmosning texnikadagi ahamiyati g'oyat kattadir. Issiqlik va elektr tokini kam o'tkazadi. Olmos kristallari atomli panjaraga ega bo'lib, kubik sistemaga kiradi va tetraedrik shaklda bo'ladi. Uning qattiqligi atomlari orasidagi kuchli bog'lanishdan va kristall panjarasining mustahkamligidandir. Olmosga kislota ham, ishqor ham ta'sir qilmaydi. Olmos havoda $860-1000^{\circ}\text{S}$ da, kislorodda $720-800^{\circ}\text{S}$ da yonadi. Kislorodsiz joyda olmos 1800°S qizdirilsa, grafitga aylanadi. Olmosning massasi **qaratlar** bilan o'lchanadi. Bir qarat 0,2 g ga yaqin keladi. Tarashlab kiralangan tiniq olmoslardan «**brilliantlar**» tayyorlanadi.



Olmos kristallari atomli panjarasi

Grafit kul rang tusli qattiq modda bo'lib, qo'l bilan ushlaganda xuddi yog'liq buyum kabi seziladi. Grafit silliq, yumshoq bo'lib, uning tuzilishida uglerod atomlari parallel tekisliklardagi muntazam oltiburchakning uchlariga joylashgan. Grafit bilan qog'ozga chizilganda qog'ozda izlar qoladi. Grafitdan qalam, elektrodlar, metallarni suyuqlantirish uchun tigellar, surkov moylari, qora bo'yoqlar tayyorlanadi. Sun'iy grafit olish uchun koks va qumdan tayyorlangan aralashma havosiz elektr pechlarida $2500-3000^{\circ}\text{S}$ gacha 1-2 sutka davomida quydiriladi.



Grafit kristallari atomli panjara

Karbin uglerodning uchinchi allotropik shakl o'zgarishi bo'lib, uglerodning chiziqli polimeridir. Birinchi marta 1960 yilda olingan, qora tusli kukun bo'lib, yarim o'tkazgich xossasiga ega, zichligi $1,9 - 2 \text{ g/sm}^3$ ga teng barqaror modda. Tabiatda karbin Bavariyada uchraydi.

Uglerod shakl o'zgarishlarining eng muhim fizik xossalari

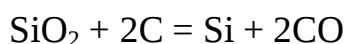
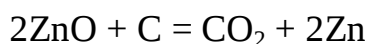
Muhim xossalari	Olmos	Grafit	Amorf uglerod (kurum)
Rangi	rangsiz	kulrang	qora
Zichligi	3,514	2,255	1,8
Moos shkaladagi qattiqligi	10	0,5-1	-

Qurum amorf ko'mirning eng oddiy ko'rinishidir. Koks, suyak ko'miri, hayvon ko'miri ham amorf ko'mir hisoblanadi. Amorf ko'mirlar tabiatda uchramaydi, ular faqat sun'iy yo'llar bilan olinadi. Qurum qora bo'yoq, tush olishda va kauchukdan rezina buyumlar, amirkon teriga va grammofon plastinkalariga qo'shiladigan bo'yoq tayyorlashda ishlatiladi.

YOg'ochni quruq haydash yo'li bilan **pista ko'mir** olinadi, uni yuqori harorat suv bug'i bilan ishlash orqali faollangan ko'mir hosil qilinadi. Faollangan ko'mir katta sirtga ega bo'lganligi sababli adsorbent, metallurgiya qaytaruvchi sifatida, kimyo sanoatida, harbiy sohalarda keng qo'llaniladi.

Koks toshko'mirni havosiz joyda qizdirish orqali olinadi. Uglerodning barcha allotropik shakl o'zgarishlari hech qanday erituvchida erimaydi, faqat kuchli

oksidlovchilar bilan reaksiyaga kirishadi. Uglerod yuqori haroratda ko'pgina metallar, vodorod, kislorod, fluor, azot va boshqa bir qancha metallmaslar bilan birika oladi. Uglerodning birikmalari nihoyatda ko'p, buning sababi uglerodning metallar bilan ham, metallmaslar bilan ham birikishi va uglerod atomlarining o'zaro birika olish xususiyatiga ega ekanligidadir. Uglerodning metallar va metallarga o'xshash ba'zi elektromusbat elementlar bilan hosil qilgan birikmalari karbitlar deb ataladi. Masalan, kalsiy karbit CaC_2 , alyuminiy karbit Al_4C_3 , kremniy karbit SiC va hokazo. Cho'g'langan ko'mir qaytaruvchi xossaga ega, ko'pgina oksidlaridan kislorodni tortib oladi:



Kimyoviy xossalari

Uglerodning barcha allotropik shakl o'zgarishlari kimyoviy jihatdan ancha chidamli va inert moddalardir.

Olmos 800°S dan yuqorida faqat fluor bilan (uglerod(IV)-fluorid), kislorod bilan (karbonat angidrid) va zar suvi ta'sir etadi. Yuqori haroratda kuchli oksidlovchilar ham olmosni oksidlay oladi, ammo kislotalar, ishqorlar va metallar ta'sir etmaydi.

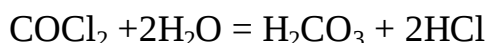
Uglerodning CH_4 , CCl_4 kabi birikmalarida sp^3 gidridlanishga ega. Uglerod atomi qo'zg'almagan holatda $1s^2 2s^2 2p^2$ konfiguratsiyaga ega. Atom qo'zg'alish natijasida $2s^2$ juft elektronlarning biri $2p$ – orbitalga o'tadi va ular yakkiashadi, ya'ni $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Qo'zg'almagan holatda uglerod 3 ta kovalent bog'lanish hosil qiladi, bularning ikkitasi almashinish mexanizm hisobiga, bittasi esa donor-akseptor mexanizm hisobiga amalga oshadi. Bunday kovalent bog'lanish SO molekulasida mavjud. Uglerod atomining qo'zg'algan holatidagi 4 ta toq elektron hisobiga sp -, sp^2 – va sp^3 gidridlanish sodir bo'ladi.

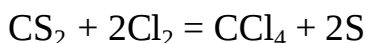
Uglerodning oltingugurtli, azotli va galogenli birikmalari

Uglerodning oltingugurtli, azotli va galogenlar bilan hosil qilgan birikmalaridan amaliy ahamiyatga ega bo'lganlari uglerod disulfid CS_2 , sianit kislota HCN , rodanid kislota HSCN va uglerod(IV)-fluorid CF_4 , uglerod (IV)-xlorid CCl_4 lardir.

COCl_2 (fosgen)- rangsiz, juda zaharli, bug'uvchi gaz. Fosgenni karbonat kislotaning xlor angidridi deb qaraladi:

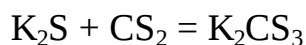


CCl_4 – tetraxlorometan – rangsiz suyuqlik, suvda erimaydi, kimyoviy jihatdan passiv modda. Bu modda metan yoki CS_2 ga xlor ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi:

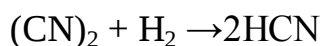
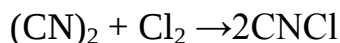


Tetraxlormetan smolasimon moddalar uchun erituvchi sifatida, tibbiyotda o't o'chirishda ishlatiladi

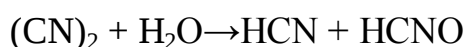
CS₂ (uglerod(IV) – sulfid – o'ziga xos hidli, rangsiz suyuqlik. U juda tez alangalanadi.



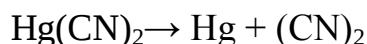
Sian (CN)₂ (yoki disian) – achchiq bodom hidiga o'xshash o'tkir hidli, rangsiz zaharli gaz. U suvda, spirtida va efirda yaxshi eriydi. Kimyoviy reaksiyalarda oksidlovchi va qaytaruvchi xossalarini namoyon qiladi:



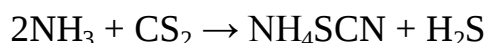
Disian gidrolizlanganida shovul kislota amidi hosil bo'ladi:



Disian simob(II) –sianidning endotermik parchalanishidan hosil bo'ladi:

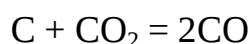


Rodonid kislota HSCN moysimon juda uchuvchan suyuqlik bo'lib, HCl kabi kuchli kislota. Erkin rodonid kislota suyultirilgan eritmadagina mavjud. Bu kislota ning ammoniyli tuzi ammiak va uglerod(IV)-sulfiddan olinadi:



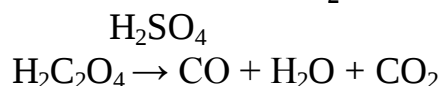
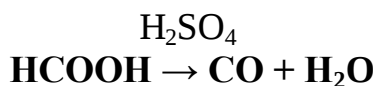
Uglerodning kislorodli birikmalari

Uglerod kislorod bilan bir necha xil birikmalarni hosil qiladi. Ulardan eng muhim uglerod (II)-oksid va uglerod (IV)-oksiddir. Uglerodli moddalar havo kam joyda yuqori haroratda chala yondirilganda uglerod (II)-oksid CO hosil bo'ladi:



Xossasi. CO juda zaharli, rangsiz, hidsiz gaz, uning normal sharoitdagi zichligi 1,25 g/l teng, CO – 191,5°S da suyuq holatda aylanadi, 205°S da qotadi. U suvda yomon eriydi, lekin oksidlanadi: $2CO + O_2 = 2CO_2$

Laboratoriyada CO olish uchun chumoli yoki oksalat kislotaga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir ettiriladi:



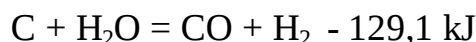
Texnikada uglerod (II)-oksid ko'p miqdorda generator gazi, suv gazi va aralash gaz tarzida olinadi.

a) generator gazi olish uchun ko'mir havoda chala yondiriladi:



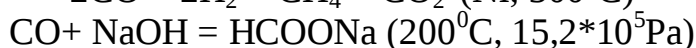
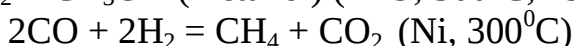
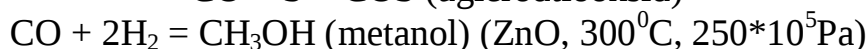
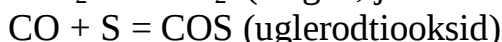
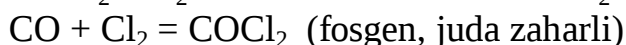
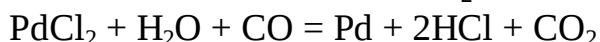
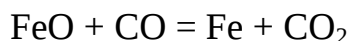
Generator gazining hajm jihatidan tarkibi: 27,5% CO, 59% H₂, 4% CO₂, 9,5% N₂ yana oz miqdorda CH₄ va O₂ dan iborat.

b) suv gazi olish uchun cho'g' holatidagi ko'mirga suv bug'i yuboriladi:



Suv gazi tarkibida 40% CO, 50% H₂, 5% CO₂, 4% N₂ va 1% boshqa gazlar bordir.

Uglerod (II) – oksid juda ko'p metallarning oksidlari va tuzlarini erkin metallga qadar qaytara oladi.



Uglerod (II)- oksid, qondagi gemoglobin bilan birikkanda gemoglobin o'zining kislorod yutish qobiliyatini yo'qotadi; natijada organizm zaharlanib qoladi. SHuning uchun tarkibida ozgina (0,1-0,01%) CO bo'lgan havo bilan nafas olgan kishi halok bo'ladi. Uglerod (II)- oksid bilan zaharlangan kishi NH₄OH hidlanib, darhol toza havoga olib chiqish lozim, CO bilan ishlaganda bir litr havoda 0,02 mg dan ortiq is gazi bo'lmasligi kerak.

CO ba'zi d- elementlar bilan birikib, metall karbonillar nomli kompleks birikmalarning hosil qiladi. Masalan, Fe(CO)₅, Ni(CO)₄, Cr(CO)₆ va hokazo.

Metall karbonillar suyuqlik yoki qattiq jism shaklida bo'ladi. Karbonillar qizdirilganida koordinasion bog'lanish uzilib, CO va metall ajralib chiqadi. Masalan: Ni(CO)₄ → Ni + 4CO

Uglerod (IV)-oksid hayvonlarning nafas chiqarish jarayonidan yoqilg'ilarning yonishidan va turli organik moddalarning chirishidan havo tarkibida 0,03% CO₂ mavjud, qaynash (sublimatlanish) harorati – 78,5⁰S . Uglerod(IV)-oksid juda sovo`tilganda qattiq qorsimon massaga aylanadi, u “quruq muz” deb ataladi, undan tez buziladigan mahsulotlarni saqlashda ishlatiladi, ya'ni karbonat angidrid atmosferasi bakteriyalarning va mog'or zamburug'larining o'sishini sekinlashtiradi. CO₂ tipik kislotali oksid bo'lib, shunday oksidlarga xos barcha xususiyatlarga ega.

Laboratoriyada CO₂ olish uchun marmar CaCO₃ ga suyultirilgan xlorid yoki sulfat kislota ta'sir ettiriladi:

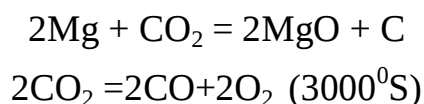


Texnikada ohaktosh quydirish va toshko'mirni kokslovchi zavodlarda olinadi:

t⁰



CO₂ odatdagi sharoitda boshqa moddalarning yonishiga yordam bermaydi. Lekin faol metallar CO₂ atmosferasida yonishni davom ettiradi:

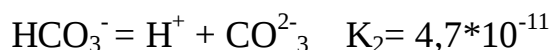


Karbonat kislota va uning tuzlari

CO₂ kislotali oksid bo'lganligi uchun uning suvdagi eritmasi karbonat kislota hosil qiladi:



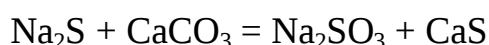
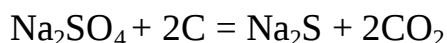
Karbonat kislota ikki negizli kuchsiz kislota bo'lib, ikki bosqichda dissosilanadi:



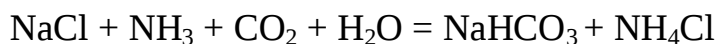
Karbonat kislotalarning tuzlari karbonatlar, nordon tuzlari esa gidrokarbonatlar deb ataladi. Uning natriy, kaliy va ammoniy tuzlari va gidrokarbonatlari suvda yaxshi eriydi.

Tarkibida 100-96% Na₂CO₃ bo'lgan mahsulot soda deb yuritiladi. Sodaning bir necha ko'rinishi bor: Na₂CO₃ * 10H₂O kristall holidagi soda, Na₂CO₃ * H₂O, kristall-karbonat, Na₂CO₃ – kalsinasiqlangan soda, Na₂CO₃ ning kukuni suvsiz soda, NaHCO₃ – ichimlik soda deb ataladi. Soda, shisha, sovun, o'qimachilik, bo'yoqchilik va boshqa sohalar uchun zarur mahsulot bo'lib, ultramarin, xrompik, bura, fosfatlar, eruvchan shisha kabi moddalarni olishda, bug' qozonlar uchun ishlatiladigan suvni yumshatishda qo'llaniladi. Natriy gidrokarbonat NaHCO₃ ichimlik soda nomi bilan tibbiyotda va sun'iy hamirturush sifatida ishlatiladi. Hozir soda uch usulda olinadi: 1) Leblan usuli, 2) Solvey usuli, 3) Elektrolitik usul.

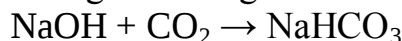
1) Leblan usuli



2) Solvey usuli



3) Elektrolitik usul: Osh tuzi eritmasining elektrolizi natijasida hosil bo'lgan natriy gidroksidiga CO₂ ta'sir etishga asoslangan



Natriy gidrokarbonat (ichimlik soda) – oq kristall modda, uning suvdagi eritmasi gidroliz tufayli kuchsiz ishqoriy reaksiyaga ega. Toza natriy gidrokarbonat olish uchun sodaning to'yingan eritmasiga karbonat angidrid yuborish kerak.

Kaliy karbonat - K₂CO₃ (potash)- oq kristall modda, Leblan usulida xuddi soda kabi olinadi, ammo Solvey usuli bilan olib bo'lmaydi, chunki KHCO₃ suvda juda yaxshi eriydi.

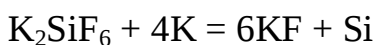
Kremniy

Tabiatda uchrashi va olinishi

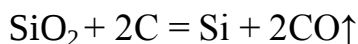
Kremniyning atom massasi 28,09 ($z=14$) ga teng. Kremniyning barqaror izotoplari: ^{28}Si (92,3%), ^{29}Si (4,7%) va ^{30}Si (3,09%). Kremniy og'irlik jihatidan er po'stlog'ini taxminan 27% ini tashkil etadi, tabiiy qum - kremniy (IV)- oksid, tuproq esa silikat kislotaning tuzidir. SHuningdek, tog' jinslari va minerallar ham silikat kislotaning tuzlaridan iborat. Organizm uchun uglerod qanday ahamiyatga ega bo'lsa, er po'stlog'i uchun kremniy ham shunday ahamiyatga ega.

Kremniyning elektron konfiguratsiyasi $\text{KL } 3s^2 3p^2$.

Dastlab 1811 yilda J.L.Gey-Lyussak bilan L.J.Tenar, 1823 yilda esa Berselius tomonidan olingan.



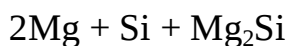
Tabiatda silikatlar ko'rinishda uchraydi: albit – $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, ortoklaz- $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{K}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$, kaolin - $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kaliyli slyuda – $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, asbest- $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kvars – $(\text{SiO}_2)_n$. Kremniyning kristall va amorf allotropik shakl o'zgarishlari ma'lum. Texnikada qumni yuqori haroratda koks bilan qaytarish orqali kristall kremniy olinadi:



YArim o'tkazgichlar sanoati uchun kerak bo'ladigan toza kremniy olish uchun tozalanmagan kremniyga xlor ta'sir ettiriladi, natijada SiCl_4 hosil bo'ladi. Olingan modda uchuvchan bo'lgani uchun u fraksion haydash orqali tozalanadi va vodorod bilan qaytariladi: $\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2 = 4\text{HCl} + \text{Si}$

Laboratoriyada kremniy (IV)-oksidga magniy qo'shib qizdirilsa, amorf kremniy hosil bo'ladi: $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{Si}$

Fizik xossalari: Amorf kremniy qo'ng'ir kukun, uning kimyoviy faolligi kristall kremniynikiga qaraganda bir muncha katta. U odatdagi haroratda fluor bilan 400°S da kislorod va suyuqlanmalarda metallar bilan reaksiyaga kirishadi:



Kristall kremniy metall kabi yaltiroq qattiq mo'rt modda, suyuqlangan metallarda oson erib, qotishmalarni hosil qiladi. Kremniyning alyuminiy bilan hosil qilgan qotishmasi silumin, uning temir bilan hosil qilgan qotishmasi ferrosilisiy deyiladi. Kremniy issiqlik va elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Kristall kremniy anchagina inert modda bo'lib, kimyoviy reaksiyalarga qiyin kirishadi.

Kimyoviy xossalari: Kremniy suyuqlantirilgan metallarda eriydi, asta-sekin sovutilganda, oktaedrik panjara hosil qilib kristallanadi, oksidlanish darajasi -3 , $+2$ va $+4$ Past haroratda u kimyoviy jihatdan inert hisoblanadi. Gaz holdagi vodorod fluorid bilan oddiy sharoitda, vodorod xlorid va vodorod bromidlar bilan esa $400-500^\circ\text{S}$ reaksiyaga kirishadi. Kremniy galogenlar,

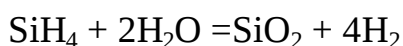
vodorod va uglerod bilan biriktirib tegishli kremniy galenidlar, silanlar va karbid (karborund) hosil qiladi. Oltingugurt va azot bilan (600-1000Sda) ham birikadi. Bor bilan SiV_4 va SiV_6 kabi birikmalari ma'lum.

Kremniyning vodorodli birikmalari

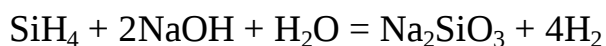
Kremniyning vodorodli birikmalari $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ formula bilan ifodalanadi. Masalan: SiH_4 ; Si_2H_6 ; Si_3H_8 ; Si_4H_{10} va hokazo. Si- Si bog'lanish S-S bog'lanishga qaraganda kuchsiz bo'lganligi sababli silisiy atomlari o'zaro uzun zanjirlar hosil qilmaydi. Silanlar o'zlarining fizik xossalari bilan uglevodorodlarni eslatadi, lekin silanlar xlorid va suvda beqaror bo'ladi.

Monosilan SiH_4 magniy silisidga xlorid kislota ta'sir etishidan hosil bo'ladi.
 $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = \uparrow\text{SiH}_4 + 2\text{MgCl}_2$

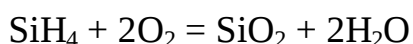
Monosilan metandan ko'ra beqarordir, u 400 °S da kremniy bilan vodorodga ajraladi. Monosilan suv bilan quyidagicha reaksiyaga kirishadi:



Ushbu reaksiya ishqoriy muhitda yana ham tezroq boradi:



Monosilan havoda o'z-o'zidan yonib ketadi:



Silanlar kuchli qaytaruvchi moddalardir.

Kristall kremniy ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib, silikat kislotaning tuzlari va vodorodni hosil qiladi: $\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$

Nihoyatda toza kremniy yarim o'tkazgichlar va fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi.

Texnik kremniy kislota va o'tga chidamli quyma buyumlarni tayyorlashda, vodorod olishda, po'lat va temir ishlab chiqarishda, kremniy (IV)-xloridni olishda ishlatiladi. Tarkibida 4% kremniy bo'lgan po'lat transformatorlar tayyorlashda uchun juda zarur materialdir. Karborund SiS charx toshlari va silliqlovchi asboblarni tayyorlashda qo'llaniladi.

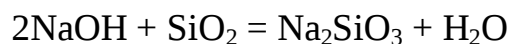
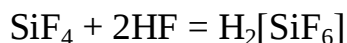
Kremniyning kislorodli birikmalari

SiO va SiO_2 lar kremniyning kislorodli birikmalari bo'lib, kremniy (II)-oksidni SiO_2 kremniy bilan qaytarilganda hosil bo'ladi:

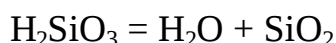


Kremniy (IV)- oksid juda toza kristall holatda *tog' billuri* degan mineral holida uchraydi, unga sariq gil qo'shimchalari aralashmagan bo'lsa, oq rangli, boshqa qo'shimchalar aralashgan bo'lsa, turli rangli (kimmatbaho toshlar) bo'ladi. Qattiq SiO_2 ning yirik kristallari *tog' xrustali* deyiladi. Kremniy (IV)- oksid turli tog' jinslari tarkibining 43% ini, umuman olganda er po'stlog'ini 50% dan ko'prog'ini tashkil qiladi. Amorf SiO_2 ba'zi suv o'simliklari va dengizda

yashovchi mayda jonivorlar (diatomitlar) ning qoldiqlari bo'lib, *infuzoriya tuprog'i* deb ataladi. U suvda, turli kislotalarda eriydi, faqat HF va ishqor eritmasida asta-sekin eriydi. Uni ishqorlar bilan aralashtirib qizdirilsa, silikat kislota tuzlari – metall silikatlar hosil bo'ladi:

$$4\text{HF} + \text{SiO}_2 = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$


Silikat kislota juda kuchsiz va beqaror bo'lib, uning umumiy formulasi $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ holda ifodalanadi. U suvda deyarli erimaydi, lekin osonlik bilan kolloid eritmalar hosil qiladi. Qizdirilganda asta-sekin parchalanadi:



Silikat kislota kolloid va iviq cho'kma holida olinadi. Uning meta-orto-, dimeta- va poli- shakllari mavjuddir:

$\text{H}_2\text{SiO}_3(\text{SiO}_2\text{H}_2\text{O})$ metasilikat kislota

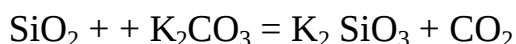
$\text{H}_4\text{SiO}_4(\text{SiO}_2\text{H}_2\text{O})$ ortosilikat kislota

$\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5(2\text{SiO}_2\text{H}_2\text{O})$ dimetasilikat kislota

Silikat kislota ikki negizli kislota, uning tarkibidagi suvning ko'p qismi ajratib olinsa, g'ovak qattiq silikogel hosil bo'ladi. Silikogel esa ko'pgina gazlarni, bug'larni, moddalarni shimib (adsorsiyalab) oladi.

Kolloid sistemalar zol deb ataladi. Agar sistemaning dispers muhiti gaz bo'lsa, zol aerozol, muhit suyuqlik bo'lsa, zol liozol, muhit suv bo'lsa, zol gidrozol, muhit spirt bo'lsa, zol alkozol deyiladi. Gellar, ya'ni gel kolloid eritmalar muhitga qarab, gidrogel, alkogel va hokazo deyiladi. Gel vaqt o'tishi bilan suvi ajralib, suyuq faza koladi, bunga *sinerezis* deyiladi. Erituvchidan ajralgan gelga erituvchi ta'sir ettirilsa, ba'zan yana kolloid (elim kauchukni benzindagi eritmasi) eritma hosil bo'ladi. Silikogel sanoatda neft gazlari tarkibidagi benzinni shimdirib olish va mineral moylarni tozalashda ishlatiladi, ko'pgina ishlab chiqarishlarda katalizatorlarni shimdirish uchun ishlatiladi.

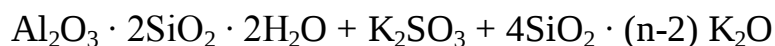
Ishqoriy metallar silikatlar suvda eriydi. Bular eruvchan shishalar deyiladi. Eruvchan shishalar kremniy dioksid - kvarsni ishqoriy metallar karbonatlari yoki gidroksidlari bilan qizdirib olinadi: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



Gazlama va yogochlarni alangalanib ketishdan saqlash uchun ularga suyuq shisha shimdiriladi. Suyuq shisha chinni, shisha, toshlarni elimlab yopishtirish uchun ishlatiladigan o'tga chidamli zamazkalar tarkibiga kiradi.

Silikat kislotalarning tuzlari, ya'ni silikatlar tabiatda ko'p uchraydi. Ularning tarkibida alyuminiy oksid bo'lsa, ular alyumosilikatlar deyiladi. Tuproq, tog' jinslari vv minerallarning ko'pchiligi silikatlar jumlasiga kiradi.

Silikatlar havo, ayniqsa, havo tarkibidagi karbonat angidrid va suv ta'sirida doimo emirilib turadi: $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 + SO_2 + nH_2O =$

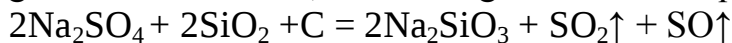


Dala shpatining nurashidan kaolin qum hosil bo'ladi. Kaolin (tuproq) asosiy qurilish materiali bo'lib, undan g'isht va sement tayyorlanadi, tozasidan esa chinni va sopol idishlar yasaladi.

SHisha tiniq amorf modda bo'lib, uning ishlab chiqarishda soda Na_2CO_3 ohaktosh $CaSO_3$ va qum SiO_2 xom ashyo sifatida ishlatiladi. Deraza va bo'tilka shishasi $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ tarkibga ega. Maxsus shishalarni olishda xom ashyoga turli elementlarning oksidlari qo'shiladi. SHisha hosil qilish uchun xom ashyo aralashmalari yuqori haroratda ($1400^{\circ}S$) qizdiriladi.

$Na_2SO_3 + CaSO_3 + 6SiO_2 = Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2 + 2CO\uparrow$ (deraза shishasi olinadi)

Na_2SO_3 ning o'rniga Na_2SO_4 ishlatilsa, aralashmaga ko'mir ham qo'shib qizdiriladi:



Sodaning bir qismi o'rniga potash K_2SO_3 ham qo'shish mumkin. Bunda laboratoriya idishlari tayyorlash uchun ishlatiladigan shisha olinadi. Kum, potash va qo'rg'oshin oksiddan xrustall shisha olinadi, undan optik buyumlar va xrustal idishlar yasashda foydalaniladi. Sanoatda shisha tola ishlab chiqariladi, undan elektrotexnikada va o't uchiruvchilar kiyimi hamda teatr pardalari uchun lozim bo'lgan materiallar olishda foydalaniladi. SHisha paxta issiqlikni izolyasiyalovchi moddadir, undan qog'oz orqali filtrlab bo'lmaydigan kuchli kislota va ishqorlarni filtrlashda foydalaniladi.

Bizda shishaga rang berish usullari mukammal ishlab chiqilgan. Marganes birikmalari shishani binafsha rangga, kobalt birikmalari ko'k rangga kiritadi. SHisha massasida kolloid zarrachalar holida tarqalgan oltin shishaga yorug' rang beradi va hokazo. Qo'rg'oshin birikmalari shishaga tog' billurining yaltiroqligiga o'xshash yaltiroqli beradi.

Sement juda muhim qurilish materiali bo'lib, tuproq va ohaktoshdan $1400-1600^{\circ}S$ da tayyorlanadi. Sement tarkibiga asosan silikatlar (CaO , SiO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3) kiradi.

Agar sement quyuq bo'tqa hosil bo'lguncha suv bilan aralashtirib, ma'lum vaqt havoda qoldirilsa, u qotib qoladi:



Bunday sementni avvalgi holiga qaytarib bo'lmaydi. Sementning qotish jarayoni uzoq davom etadi va u bir oy o'tgandan keyingina haqiqiy puxtalikka erishadi.

Sementning turlari ko'p. Sement maydalangan tosh yoki shag'al va suv bilan aralashtirilsa, kurilish materiali hisoblangan beton olinadi. Beton juda mustahkam bo'lib, suvga, o'tga, issiq va sovuqqa chidamli bo'ladi. U radiofaol nurlanishlarni susaytiradi. Agar sement ko'pik hosil qiluvchi modda bilan

aralashtirilsa, g'ovak beton olinib, bunday beton tovush o'tkazmaydigan material hisoblanadi. Agar po'lat sinch ustidan beton quyilsa, temir-beton hosil bo'ladi, bundan uy-joy qurilishlarida foydalaniladi.

V guruhning asosiy guruhcha elementlari

Azot – odatdagi sharoitda reaksiyaga faol kirishmaydigan barqaror gaz. Fosfor azot kabi barqaror emas, balki reaksiyaga tez kirishadigan qattiq holatdagi metallmasdir. Fosforning metallik ko'rinishi ham ma'lum. Mishyakdan vismutga o'tilganda metallik xossalari shu qadar kuchayib ketadiki, hatto surma bilan vismutni yarim metallar deb qarash mumkin. Elementlarning metallik xossalari ortishi bilan ularning nisbiy elektrmanfiyliklari kamayib boradi.

Xossalari Elementning tartib raqami	VA guruhcha elementlarining xossalari				
	Azot 7	Fosfor 15	Mishyak 33	Surma 51	Vismut 83
Nisbiy Atom massasi	14	31	75	122	209
Atomning tashqi valent qobig'ining elektron tuzilishi	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$3d^{10} 4s^2 4p^3$	$4d^{10} 5s^2 5p^3$	$5d^{10} 6s^2 6p^3$
Er qobig'idagi miqdori, %	$1 \cdot 10^{-2}$	$8 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-5}$
Atomning radiusi	0,070	0,110	0,121	0,141	0,146
Zichligi g/sm ³	0,808 (suyuq azot uchun)	2,0-2,4 (kizil fosfor uchun)	5,72	6,7	9,8
Suyuqlanish harorati ⁰ S	-210	593 (bosim ostida)	817 (bosimda)	630,5	271,4
Qaynash harorati ⁰ S	-195,8	429 (kizil fosforning bug'lanishi)	617 (bug'lanish ketishi)	1634	1552
$E^0_{E^{+3}/E}$, V (eritmada)	-	-	-0,3	0,24	0,2
NEM	3,0	2,2	2	1,9	1,9
Oksidlanish darajalari	-3,-2,-1, +1,+2,+3,+4, +5	-3, +1,+3,+4, +5	-3,+3,+5	-3,+3,+5	+3,+5

Azot, fosfor, mishyak surma va vismut atomlarining sirti qavatida beshtadan ($s^2 p^3$) elektron bo'ladi. Bu guruhchada P, As, Sb, Bi atomlari reaksiya vaqtida o'zlarining bir elektronini d- pog'onachalarga o'tkazib, kovalentliklarini 5 ga

etkazadi. Azot esa $2s^2 2p^3$ elektronlarini 3d pog'onachaga o'tkaza olmaydi, chunki buning uchun juda katta energiya talab qilinadi. HNO_3 da azot to'rtta kovalent va bitta ion (jami bo'lib beshta) bog'lanish namoyon qiladi: u o'zining bir elektronini kislorod atomiga beradi; natijada kislorod manfiy, azot esa musbat zaryadlanadi

Demak, azot o'z birikmalarida to'rtidan ortiq kovalentlik namoyon qilmaydi (bunda bog'lanish e'tiborga olinmaydi). Azotdan vismutga tomon elementlarning atom radiuslari ortib boradi. Bu elementlarning o'z birikmalaridagi oksidlanish darajalari +5 dan – 3 ga qadar bo'ladi.

Azotdan fosfarga o'tilganda elementlarning +5 ga teng oksidlanish darajasi mustahkamlanadi, lekin fosfordan vismutga o'tgan sayin +5 ga teng oksidlanish darajasining mustahkamligi kamayadi. $\text{N}_2\text{O}_5 - \text{P}_2\text{O}_5 - \text{As}_2\text{O}_5 - \text{Sb}_2\text{O}_5 - \text{Bi}_2\text{O}_5$ qatorida N_2O_5 dan Bi_2O_5 ga o'tilganda kislotali xossalari susayib, asosli xossalari kuchayadi. Bu guruhcha elementlarining +5 ga teng oksidlanish holatdagi gidroksidlari (HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$) da element atomining koordinasion soni azotdan surmaga o'tganda 3 dan 6 ga qadar ortadi, chunki surma atomining kovalent radiusi nisbatan katta bo'lganligi uchun atrofiga oltita kislorod atomi joylasha oladi. Bu birikmalarning oksidlovchilik xossalari quyidagicha: HNO_3 nitrat kislota kuchli oksidlovchi, lekin ortofosfat kislota H_3PO_4 hech qanday oksidlash xossalarini namoyon qilmaydi. Arsenat kislota H_3AsO_4 va stibat kislota $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ lar kislotali muhitda ma'lum darajada oksidlovchi moddalardir. Besh valentli vismut birikmalari kislotali va ishqoriy muhitda kuchli oksidlovchi xossasini namoyon qiladi.

V guruhda asosiy guruhcha elementlarining +3 valentlik holati azotdan vismutga o'tgan sayin mustahkamlana boradi. Elementlarning +3 valentli holatiga muvofiq keladigan gidroksidlarning asosli harakteri azotdan vismutga o'tgan sari kuchayadi. +3 valentlik holatdagi As, Sb va Bi birikmalarining qaytarish xossalari As dan Bi ga o'tgan sayin kamayib boradi.

V guruh asosiy guruhcha elementlari o'zlarining vodorodli birikmalari (NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3) da – 3 oksidlanish darajaga ega; ularning gidridlari kislota xossalarini namoyon qilmaydi. Bu gidridlar qaytaruvchilardir. Bu xususiyat NH_3 dan BiH_3 ga o'tgan sayin kuchayib boradi.

Azot N. $Z = 7$; atom massasi 14,0067; tabiatdagi barqaror izotoplari $^{14}_7\text{N}$ va $^{15}_7\text{N}$ bo'lib, $^{15}_7\text{N}$ tabiatdagi barcha azotning atigi 0,365 % ini tashkil qiladi; qolgani $^{14}_7\text{N}$ dir. Elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^3$.

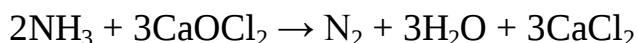
Azotning mavjudligini 1772 yilda D. Rezerford aniqladi. 1774 yilda Lavuaze bu elementga «azot» deb nom berdi va uning mustaqil element ekanligini isbotladi. Azot tabiatda erkin va birikma holda uchraydi. Erkin azot N_2 molekula holida, asosan, atmosferada, Chili selitrasi (NaNO_3), Hind selitrasi (KNO_3) va oqsil tarkibida uchraydi.

Olinishi. Azotning eng katta manbai havo bo'lganligi sababli uni havodan olish mumkin. Buning uchun avval havoni quritib nam yo'qotiladi; karbonat angidrit esa kalsiy gidroksid yoki ishqor eritmasiga yuttiriladi; shu tariqa tozalangan havo cho'g'langan mis ustidan o'tkazilganda mis kislorodni o'ziga biriktirib oladi, azot va inert gazlar esa ajralib qoladi. Texnikada azot olish uchun suyuq havoni fraksiyalab haydash usulidan foydalaniladi. Suyuq havo asosan azot va kisloroddan iborat. Azotning qaynash harorati – $195,8^{\circ}\text{S}$ bo'lib, kislorodniki (-183°S) dan pastdir; binobarin, suyuq havodan avval azot, olish uchun keyin kislorod bug'lanadi.

Laboratoriyalarda toza azot olish uchun ammoniy xlorid va natriy nitritning to'yingan eritmalari aralashmasi qizdiriladi: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Nihoyatda toza azot quyidagicha olinadi: $2\text{NaN}_3 = 2\text{Na} + 3\text{N}_2$

Azot ammiakni xlorli ohak bilan oksidlash natijasida olinadi:



Xossalari. Odatdagi sharoitda azot rangsiz va xidsiz gaz. Azot suyuq va qattiq holatlarda ham rangsiz. Azotning kritik harorati juda past ($-149,9^{\circ}\text{S}$); uni suyuq holatga aylantirish ancha kiyin. Azotning qaynash harorati – $195,8^{\circ}\text{S}$, qotish harorati -210°S ga teng. Azot suvda juda oz (hajm jihatidan 2%) eriydi. Azot kimyoviy reaksiyalarga kirishmaslik jihatidan inert gazlardan keyin birinchi o'rinda turadi; lekin ba'zi metallar (masalan, litiy) bilan salgina qizdirganda birikib nitridlar (litiy nitrid Li_3N) hosil qiladi.

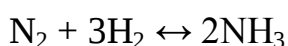
Azot, kalsiy, alyuminiy va kremniy bilan faqat yuqori haroratda reaksiyaga kirishadi. Og'ir metallar (titan, sirkoniy, xrom, niobiy, tantal, toriy, uran) ham azot bilan nitridlar hosil qiladi; lekin bu nitridlar (ayniqsa, toriy nitrid) suvda gidrolizlanmaydi.

Azotning vodorodli birikmalari. Ammiak NH_3 , gidrazin N_2H_4 va azid kislota HN_3 azotning vodorodli birikmalaridir. Gidroksilamin NH_2OH ham azotning vodorodli birikmalari qatoriga kiradi.

A m m i a k. Ammiak tabiatda oksil moddalarning chirishidan hosil bo'ladi. Ammoniy tuzlariga kuchli asoslar ta'sir etganida ham ammiak hosil bo'ladi; masalan: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

Ammiakli suv – novshadil spirtni qizdirish yo'li bilan ham (laboratoriyada) olinadi. $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Sanoatda ammiak olish uchun asosiy xom – ashyo erkin holatdagi vodorod bilan azotdir. Bu ikki moddadan ammiak sintez qilinadi:



Bu reaksiya 1913 yilda texnikaga joriy etilgan.

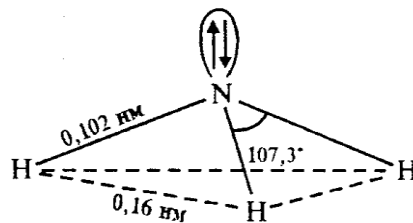
Fizik xossalari. Ammiak o'ziga xos o'tkir hidli, rangsiz gaz. Uning kritik harorati nihoyatda yuqori ($+132^{\circ}\text{S}$) bo'lganligi sababli u juda osonlik bilan suyuq holatga o'tadi. Ammiakning qaynash harorati – $33,4^{\circ}\text{S}$, qotish harorati -

78⁰S ga teng. 0⁰S da 1 l suvda 1150 l, 20⁰S da esa 700 l NH₃ eriydi. 25% li ammiak eritmasining zichligi 0,9 g/sm³ ga teng. Harorat ko'tarilganda ammiakning suvda eruvchanligi kamayadi; eritma qaynatilganda ammiak eritmadan batamom chiqib ketadi. Ammiak 20⁰S haroratda 8,5 atmosfera bosimida suyuq holatga o'tadi. Suyuq ammiak rangsiz suyuqlik bo'lib, elektr tokini o'tkazmaydi.

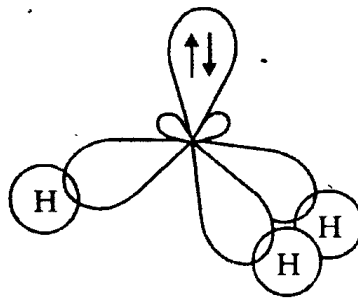
Suyuq ammiak turli anorganik moddalarni yaxshi eritadi va bu eritmalar elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Suyuq ammiakda ishqoriy va ishqoriy er metallar ham eriydi. Bu eritmalar ham elektr tokini o'tkazadi; metall ionlari solvatlanib ammiak molekulalari qurshovida turadi.

Suyuq ammiakda ammiak molekulalari ham dissosilanadi: $2\text{NH}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$

Kimyoviy xossalari. NH₃ molekulasida uchburchakli piramida shakliga ega ekanligi aniqlangan. Ammiak molekulasidagi azot piramida cho'qqisida turadi.

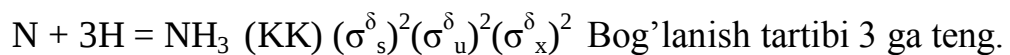


- rasm. Ammiak molekulasining tuzilishi



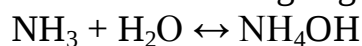
- rasm. Ammiak molekulasida azot atomining sp³ gibrirlanishi

Bu rasmdan ko'ramizki, azotning to'rtta sp³-gibrid orbitallaridan uchta N – H sigma bog'lanishda bog'lovchi orbitallar sifatida ishtirok etadi. To'rtinchisi esa taqsimlanmagan sig'ma elektron juft vazifasini o'taydi:



1. Ammiak molekulalari metallarning tuzlari bilan birikib, *ammiakatlar* hosil qiladi.

2. Ammiakning suvdagi eritmasi asos xossasiga ega; uni *ammoniy gidroksid* deb ataladi.

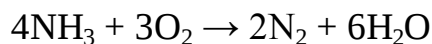


3. Ammiak kislotalar bilan birikib ammoniy tuzlarini hosil qiladi,

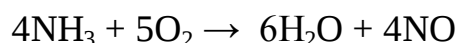
masalan: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

Ammoniy tuzlarida NH_4^+ radikali bir valentli metall vazifasini bajaradi.

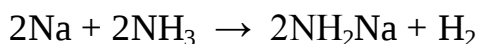
4. Ammiak bilan kislorod (yoki oldindan qizdirilgan havo) aralashmasi yonganida erkin azot va suv bug'i hosil bo'ladi:



Katalizator (platina) ishtirokida 800°S da havo kislorodi bilan NO ga qadar oksidlanishi katta texnik ahamiyatga ega:

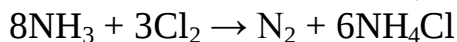


5. Ammiak oqimi 300°S ga qadar qizdirilgan natriyga (havosiz joyda) yuborilsa, natriy amid NH_2Na hosil bo'ladi:



NH_2Na – kristall modda.

6. Ammiakning suvdagi eritmasidan xlor o'tkazilsa, ammiak oksidlanib azotga aylanadi:



7. Ammiak molekulasidagi bir vodorod atomining xlorga almashinish mahsuloti *xloramin* NH_2Cl ammiakning natriy gipoxlorid ta'sirida oksidlanishidan olinadi: $\text{NH}_3 + \text{NaOCl} \rightarrow \text{NaOH} + \text{NH}_2\text{Cl}$

Xloramin – 66°S da suyuqlanadigan yomon hidli gaz. Xloramindan tashqari ftoramin NH_2F va xlorimin NHCl_2 va ftorimin NHF_2 lar ham ma'lum.

Azot yuqori haroratda ko'pchilik metallar bilan bevosita birikishi natijasida metallarning **nitrid**larini hosil qiladi. $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$

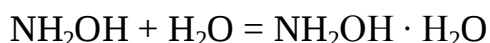
Ko'pchilik nitridlar suv ta'siridan batamom gidrolizlanib metall gidroksidi va ammiakka aylanadi: $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_3$

Ammoniy xlorid eritmasiga xlor ta'sir ettirilsa, xlor nitrid NCl_3 hosil bo'ladi: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Cl}_2 = \text{NCl}_3 + 4\text{HCl}$

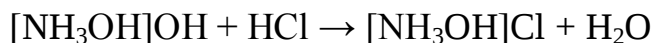
Ammiakka yod ta'sir ettirish yo'li bilan yod nitrid hosil qilish mumkin. U suvda erimaydigan qora tusli kukun. Ho'l holda yod nitrid xavfsiz, lekin quruq holda kuchsiz zarba ta'siridan portlaydi. Bu vaqtda binafsha tusli yod bug'i hosil bo'ladi: $2\text{NI}_3 = \text{N}_2 + 3\text{I}_2$

Gidroksilamin NH_2OH . Bu modda ammiak molekulasidagi bir vodorod atomining OH guruhga almashinish mahsulotidir. Gidroksilamin nitrat kislota eritmasini simob yoki qo'rg'oshin katod yordamida elektroliz qilish orqali olinadi; bu vaqtda katodda azot qaytariladi: $\text{HNO}_3 + 6\text{H} \rightarrow \text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O}$

Gidroksilamin $33,1^\circ\text{S}$ da suyuqlanadigan rangsiz kristall modda; 100°S dan yuqorida portlab parchalanadi. Gidroksilamin molekulasida xuddi ammiakdagi kabi erkin (band bo'lmagan) elektron jufti borligi sababli, u suvda eritilganda suvdan o'ziga bir protonni tortib olib, kuchsiz asos xossalarini namoyon qiladi. Natijada gidroksilamin gidrati $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ hosil bo'ladi.

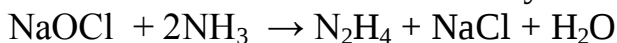


Bu asos kislotalar bilan reaksiyaga kirishib tuzlar hosil qiladi:

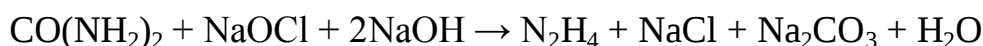


Gidroksilamin azotning oksidlanish darajasi – 1 ga teng. Gidroksilamin va uning hosilalari qaytaruvchilar hisoblanadi.

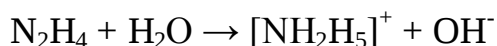
Gidrazin N_2H_4 – ammiakning chala oksidlanish mahsuloti bo'lib, nihoyatda katta amaliy ahamiyatga ega. N_2H_4 da azotning oksidlanish darajasi – 2 ga teng. Hidrazin hosil qilish uchun ammiak 50 atm bosimda 180°S da natriy gipoxloritga ta'sir ettiriladi:



Gidrazinning suyultirilgan eritmalarini olish uchun ishqoriy muhitda natriy gipoxloritni karbamid bilan 100°S da qizdiriladi:



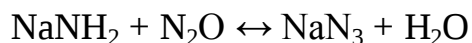
Toza gidrazin $+1,4^\circ\text{S}$ qotadigan va $113,5^\circ\text{S}$ da qaynaydigan suyuqlik. Havoda tutaydi; suv bilan turli nisbatlarda aralashadi. Hidrazin, xuddi gidroksilamin kabi, suvdagi eritmada kuchsiz asos xossalarini namoyon qiladi:



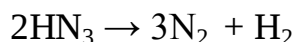
Gidrazin molekulasini o'ziga suv molekulasini biriktirib, *gidrazin gidrat* $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ hosil qiladi. Bu modda – 52°S da suyuqlanadigan va 119°S da qaynaydigan rangsiz suyuqlik bo'lib, kuchsiz asosdir ($K = 8 \cdot 10^{-7}$). Hidrazin kislotalar bilan neytrallanganida ikki xil tuz (masalan, $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{HCl}$ va $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot 2\text{HCl}$) hosil bo'ladi. Hidrazin odatda gidrazin sulfat holida sotiladi.

Azid kislota HN_3 (azot-imin). Hidrazin nitrit kislota bilan reaksiyaga kirishganda azid kislota HN_3 hosil bo'ladi: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{HN}_3$

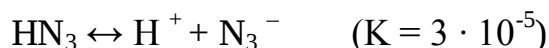
Azid kislota – 80°S da qotadigan va $+36^\circ\text{S}$ da qaynaydigan o'tkir hidli rangsiz suyuqlik; u kuchsiz kislota hisoblanadi. Texnikada uning natriyli tuzi olinadi. Buning uchun natriy amidi azot (I) – oksid bilan birgalikda 190°S gacha qizdiriladi:



Azid kislota 300°S dan yuqorida kuchli portlab parchalanadi:



Lekin azid kislota suvdagi suyultirilgan eritmalarini barqaror bo'lib, eritmada HN_3 quyidagicha dissosilangan bo'ladi:



Struktura formulasi: $\text{H} - \text{N} = \text{N} = \text{N}$

a b v

Molekuladagi **a** atomi sp^2 -, **b** atomi esa sp – gibridlangan holatda bo'ladi. **b** atomning kovalentligi 4 ga, elektrovalentligi esa 1 ga teng, **v**

atomining elektrovalentligi 1, kovalentligi 2 ga teng, **a** atomi esa uch valentli ekanligi aniq ko'rinib turibdi.

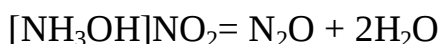
Azotning kislorodli birikmalar

N₂O – (azot (I) – oksid) – kuldiruvchi gaz, hozirgi vaqtda tibbiyotda, aerosol va ko'pik hosil qiluvchi moddalar ishlab chiqarishda qo'llaniladi.

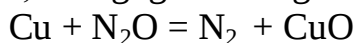
Olinishi. Ammoniy nitratni qizdirish bilan hosil qilinadi:



Bu reaksiyada ammoniyning azot atomi uzidan nitrat ionidagi azot atomiga to'rtta elektron beradi, natijada nitrat ionidagi azot oksidlovchilik rolini bajaradi.



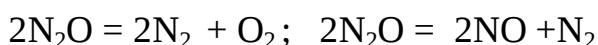
N₂O – rangsiz gaz, qizdirilganda uning kimyoviy faolligi ortib, vodorodni, metallarni, fosfor, ko'mir, oltingugurt va organik moddalarni oksidlay oladi, masalan,



N₂O o'zidan kuchli oksidlovchilarga nisbatan qaytaruvchilik xususiyatni namoyon qiladi:



700°C gacha qizdirilganda N₂O emiriladi.

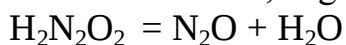


N₂O suv bilan reaksiyaga kirishmaydi, lekin uning N₂N₂O₂ tarkibli giponitrit kislota ma'lum. Azot atomi kislota ham +1 ga teng oksidlanish daraja namoyon qiladi: H – O – N = N – O – H

Giponitrit kislota olish uchun kumush giponitritga biror kislota, masalan, NSI ta'sir ettiriladi: $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} = 2\text{AgCl} + \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ yoki

NH₂OH bilan nitrit kislota HNO₂ orasidagi reaksiya oqibatida oz miqdorda giponitrit kislota hosil bo'ladi: $\text{NH}_2\text{OH} + \text{HNO}_2 = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

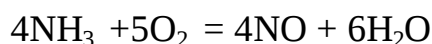
Giponitrit kislota kuchsiz kislota bo'lib, ozgina qizdirilganda parchalanadi:



Giponitrit kislota tuzlari – giponitritlar qizdirilganda ham disproporsiyaga uchraydi: $3\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 = 2\text{NaNO}_2 + 2\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

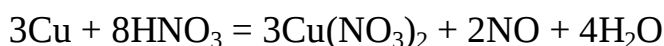
NO – (azot (II) – oksid) - suvda yomon eruvchi rangsiz va zaharli gaz.

Olinishi

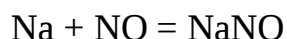


Bundan tashqari elektr yoyi haroratida sodir bo'ladigan qaytar reaksiya okibatida ham hosil bo'ladi: $2\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$

Laboratoriyada uni suyultirilgan nitrat kislota mis yoki temir ishtirokida qaytarib olinadi.



Xossasi. Azot(II)–oksid kislorod bilan reaksiyaga kirishib, azot (IV) – oksidga aylanadi: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$



N₂O₃ - (azot (III) – oksid) – barqarorligi kam bo'lgan zangori qattiq modda. Uning tarkibidagi azotning oksidlanish darajasi +3 ga teng. Unda elektron bulut zichligi elektromanfiyligi kata elementga, ya'ni kislorod tomonga siljigan bo'ladi.

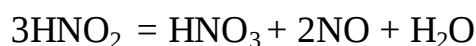
NO₂ - (azot (IV) – oksid) – qo'ng'ir rangli gaz, zaharli, xidi kishini bo'g'adi. Past haroratda uzidan-uzi dimerlanadi: $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

Olinishi. $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Ko'rg'oshinni termik parchalash bilan: $\text{Pv}(\text{NO}_3)_2 = \text{PvO} + 2\text{NO}_2 + 0,5\text{O}_2$

Xossasi. NO₂ suv bilan reaksiyaga kirishganida nitrat va nitrit kislotalar hosil bo'ladi. $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

Lekin HNO₂ beqaror bo'lganligi uchun u parchalanadi:



NO₂ hatto bug' holatda ham qisman dimerlangan bo'ladi: $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$

N₂O₄ –sharoitga qarab suyuq va qattiq holda ham bo'lishi mumkin. Azot dioksid monoksidni platina katalizatori ishtirokida oksidlab yoki metallar nitratlarini termik parchalab olinadi. $2\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$

N₂O₄ ishqoriy muhitda (kislorod ishtirokida) nitratlarga aylanadi:



Nitrat kislota olishda xomashyo, suyuq raketa yoqilg'isi uchun oksidlovchi sifatida, neft mahsulotlaridan oltingugurt ni ajratishda va organik birikmalarni katalitik oksidlashda ishlatiladi.

N₂O₅ - (azot (V) – oksid) – barqarorligi kam bo'lgan oq kristall modda.

Olinishi. $2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$

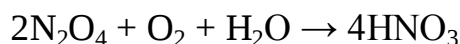
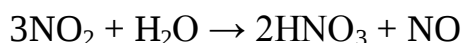
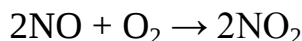
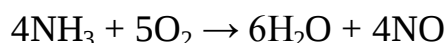
HNO₂ – nitrit kislota. Suyultirilgan eritma holida mavjud bo'la oladi. Tuz va efirlari nitritlar deyiladi. Kuchsiz kislota, beqaror, parchalanganda nitrat kislota, azot oksid va suv hosil qiladi. $3\text{HNO}_2 = 2\text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Kuchli qaytaruvchilar ta'sirida esa nitrit kislota qaytarilib NO ga aylanadi: $2\text{KI} + 2\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$

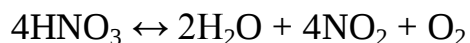
HNO₃ –nitrat kislota. Rangsiz suyuqlik, suvdan 1,5 baravar og'ir, 86⁰ S da qaynaydi. Suv bilan aralashganda azeotrop va kristallogidratlar hosil qiladi.

Olinishi. Dastlab CHili selitrasiga sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan olinan: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$

Nitrat kislota ammiakni havo kislorodi yordamida 750⁰S da oksidlab olinadi.

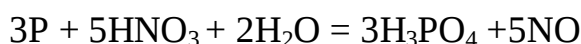
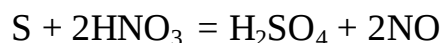


Xossalari. Konsentrlangan nitrat kislota qisman parchalanadi:



Nitrat kislota kuchli kislota hisoblanadi. U juda kuchli oksidlovchi. Nitrat kislota boshqa moddalarni oksidlaganda azotning oksidlanish darajasi +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2 va -3 ga qadar o'zgara oladi. Natijada NO_2 , HNO_3 , NO , N_2O , N_2 , NH_2OH , N_2H_4 va NH_3 lar hosil bo'lishi mumkin.

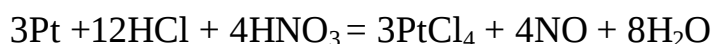
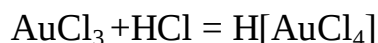
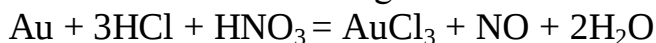
Nitrat kislota oltingugurt, fosfor va uglerod bilan o'zaro ta'sir etib, sulfat kislota, fosfat kislota va karbonat angidrid hosil qiladi.



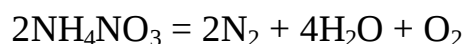
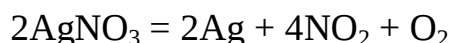
Bir hajm nitrat kislota va uch hajm xlorid kislota bilan aralashmasi "zar suvi" deb yuritiladi. U o'zida oltin, platina va boshqa metallarni eritadi.



Bu aralashma nihoyatda kuchli oksidlovchi bo'lgani uchun o'zida oltin va platinani eritadi:



Nitrat kislota tuzlari bilan nitratlari asosan oq rangli kristallar bo'lib, suvda yaxshi eriydi. Natriy, kaliy, kalsiy, bariy va ammoniy nitratlar selitralar deb ham yuritiladi. Nitrat kislota tuzlari faolliga qarab turli kuriniyda parchalanadi.



Fosfor. *P.* $z = 15$; atom massasi 30,9738; elektron konfiguratsiyasi $\text{KL}3s^23p^3$. Tabiatda fosfor faqat yagona izotop ^{31}P holida uchraydi. Erkin fosforni dastlab XII asrda yashagan A. Bexil (Bashir) siydikdan olgan. Keyinchalik 1669 yilda alximik Brand oq fosfor olishga muvaffaq bo'lgan. «Fosfor» grekcha so'z bo'lib «yorug'lik tashuvchi» demakdir. Fosforning element ekanligini Lavuaze isbot qilgan. Sheeli 1771 yilda fosforni suyakdan ajratib olish usulini kashf qilgan. Fosforning eng muhim minerallari fosforit $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ va apatitlar: $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – gidroksil apatit, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ – fluorli apatit hamda $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ xlorli apatitdir. Fluorli apatitda fluorning o'rnini qisman xlorga almashina oladi. Odam organizmida 0,5 – 0,8 % ga qadar fosfor bo'ladi.

Fosfor inson organizmining harakatlanish, oziqlanish, ko'payish, nafas olish va fikrlash faoliyatida faol ishtirok etadi. SHuning uchun akad. A.E.Fersman fosforni «hayot va tafakkur elementi» deb atagan. Tuproqda fosforning miqdori (P_2O_5 hisobida) 0,05 – 0,2% ga qadar bo'ladi.

Olinishi. Erkin fosfor kalsiy fosfatni qum ishtirokida elektr pechda ko'mir bilan qaytarish orqali olinadi:



Hosil bo'lgan fosfor bug'lari suv ichida oq fosfor shaklida kondensatlanadi.

Fizik xossalari. Fosforning uchta allotropik shakl o'zgarishlari: oq, qizil va qora fosforlar ma'lum. Ularning har biri polimer moddalar bo'lib hozirgi vaqtda fosforning 14 ta modifikatsiyasi aniqlangan.

Oq fosfor suyuq holatda ham, qattiq holatda ham P_4 tarkibli tetraedr shaklidagi molekulalar hosil qiladi. P – P bog'lanishning uzunligi 2,21 Å ga teng; oq fosforning zichligi 1,8 g/sm³, suyuqlanish harorati 44⁰ S, qaynash harorati 281⁰ S. Oq fosfor havoda tez oksidlanib alangalanadi. SHuning uchun uni suv ichida saqlanadi. Oq fosfor juda zaharli. U juda sekinlik bilan qizil fosforga aylanadi. $\text{P}_{\text{oq}} \leftrightarrow \text{P}_{\text{qizil}}$

800⁰ S dan pastda fosfor bug'lari asosan P_4 tarkibli molekulalardan iborat. 1000⁰ S da P_4 ning 50% miqdori P_2 tarkibli bug'ga aylanadi.

Qizil fosfor oq fosforni 400⁰ S da bir soat davomida qizdirish natijasida olinadi. Qizil fosfor suyuq holatga aylanmasdan bug'lanib ketadi, uning bug'lari sovuq sirtida kondensatlanib oq fosfor hosil qiladi. Qizil fosforning zichligi 2,4 g/sm³; 260⁰ S da alangalanadi; CS₂ da erimaydi. Havoda barqaror; suv ichida saqlanmaydi.

Qora fosfor oq fosforni 220 – 370⁰ S da juda yuqori bosim ostida sakkiz kun qizdirish natijasida olinadi. Uning zichligi 2,7 g/sm³; 490⁰ S da alangalanadi. CS₂ da erimaydi; elektr tokini o'tkazadi (oq va qizil fosfor esa tok o'tkazmaydi).

Kimyoviy xossalari. Fosfor faol metallmas. Fosfor atomi III davrning boshqa elementlari atomlari kabi o'zining elektron orbitallarini quyidagicha gidridlay oladi:



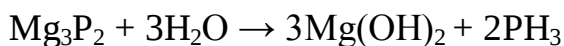
Demak, fosforning kovalentligi 3 va 5 ga teng bo'lishi mumkin.

Fosforning oksidlanish darajalari +5, +3, +1,0 va – 3 ga teng. Eng barqaror birikmalarida fosfor besh valentlidir. Fosforning koordinasion sonlari 4 va 6 ga teng. Masalan; PH₄Cl, H₃PO₄, K[PF₆].

Fosforning valentligi – 3 ga teng bo'lgan birikmalari u qadar barqaror emas; bu jihatdan fosfor azotdan keskin farq qiladi.

Fosfor havoda ko'zni qamashtiradigan darajada oq-sarg'ish alanga berib yonadi:
 $P_4 + 5O_2 = 2P_2O_5$

Ikkinchi guruhdagi s- elementlarning fosfidlari E_3P_2 tarkibga ega; ulardagi kimyoviy bog'lanish ion – kovalent harakterda bo'ladi, bu birikmalar *tuzsimon fosfidlardir*. Ular suv bilan ta'sirlashganda gidrolizga uchraydi; masalan:

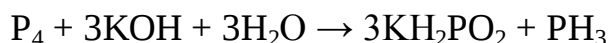


I guruhning s- elementlar fosfidlari E_3P va E_2P tarkibli bo'lib, ular suv va kislotalar ta'siridan parchalanadi.

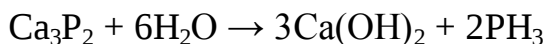
Katta davrlarning d- elementlari EP , E_2P , E_3P tarkibli fosfidlar hosil qiladi. Bu fosfidlar *metallsimon fosfidlardir*; ular elektr tokini o'tkazadigan kimyoviy inert moddalar hisoblanadi. Ular yarim o'tkazgich xossasiga ega. Fosfor bug'lari faqat 600^0S ga yaqin haroratda suv bug'i bilan quyidagicha reaksiyaga kirishadi:
 $P_4 + 16H_2O \rightarrow 4H_3PO_4 + 10H_2$

Fosfor gidridlari. Fosfor vodorod bilan bevosita birikmaydi. SHuning uchun fosfor gidridlari bilvosita yo'llar bilan olinadi. Fosforning uchta gidridi bor. Fosfin PH_3 (gaz), difosfin P_2H_4 (suyuqlik) va P_2H yoki $P_{12}H_6$ (qattiq).

Gazsimon fosfin PH_3 ni dastlab Jan – Jandr olgan.



PH_3 ni kalsiy fosfidga suv ta'sir ettirish bilan ham olish mumkin:



Fosfin PH_3 – rangsiz, sasigan baliq hidli juda zaharli gaz. Uning qaynash harorati – 85^0S , suyuqlanish harorati – 133^0S . Fosfinda $P - H$ bog'lanish energiyasi 322 kJ/mol ga teng. Fosfin molekulasida piramida shaklli. Nihoyatda toza fosfin o'z-o'zicha alangalanmaydi; uning tarkibida juda oz miqdorda P_2H_4 yoki P_4 ning borligi PH_3 ning havoda alangalanishini ta'minlaydi.

Havo bilan fosfin portlovchi aralashmalar hosil qiladi.

Fosfin suyuq holatda assosiyalanmaydi (ammiak esa assosiyalanadi). Fosfinning suvdagi eritmaları na asos va na kislota xossalariga ega. Lekin fosfin kuchli kislotalar bilan reaksiyaga kirishib fosfoniý tuzlarini hosil qiladi. Masalan, PH_4Cl , PH_4J . Fosfin kuchli qaytaruvchi hisoblanadi.

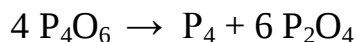
Difosfin P_2H_4 – doimo gazsimon fosfin bilan birga hosil bo'ladi. U rangsiz suyuqlik. Kislotalar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Difosfin o'z-o'zicha alangalanadi. Uzoq vaqt saqlansa, o'zidan asta sekin PH_3 chiqarib, qattiq fosfin $P_{12}H_6$ ga aylanadi. Qattiq fosfin suvda ham organik erituvchilarda ham erimaydigan sariq rangli amorf kukun

Fosfor oksidlari va kislorodli kislotalari. Fosforning P_2O_3 va P_2O_5 tarkibli oksidlari ma'lum. Bularda fosforning oksidlanish darajasi +3 va +5 ga teng. Bu ikkala oksid molekulari dimer hollarda, ya'ni P_4O_6 va P_4O_{10} shaklida mavjud.

Bulardan tashqari yana P_2O_4 tarkibli oksid ham ma'lum. Bu moddada fosforning oksidlanish darajasi +4 ga teng.

Fosforning havoda sust oksidlanishi natijasida P_4O_6 hosil bo'ladi. Fosfor (III) – oksid $22^\circ S$ da suyuqlanadigan rangsiz qattiq modda;

$$173,1^\circ$$



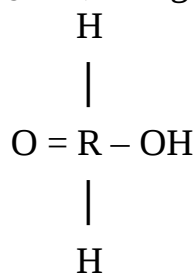
Hosil bo'lgan tiniq P_2O_4 tezda oksidlanib P_4O_{10} ga aylanadi.

Fosfor (III)– oksid xuddi oq fosfor kabi nihoyatda zaharli moddadir.

Fosfor (V)- oksid P_4O_{10} fosforning kislorod mo'l bo'lgan sharoitda yonishidan hosil bo'ladi. U rangsiz nihoyatda gigroskopik modda bo'lib, 1 atom bosimda $360^\circ S$ da sublimatlanadi. Uni boshqa aralashmalardan tozalashda shu xossasidan foydalaniladi. Fosfor (V)- oksid namni yutuvchi vosita sifatida ishlatiladi.

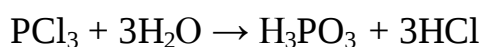
Fosfor kislotalari. Fosforning bir necha xil kislotalari ma'lum. Ulardan faqat 5 tasini qarab chiqamiz.

- 1) *gipofosfit kislota* H_3PO_2 ; uning molekulyar tuzilishi



Gipofosfit kislota anioni $H_2 PO_2^-$ da fosfor atomi shakli bir oz o'zgargan tetraedr markazida, ikkita kislorod va ikkita vodorod atomlari tetraedr cho'qqilarida turadi.

Fosfit kislota H_3PO_3 fosfor (III)- oksid P_4O_6 kislotasidir. Bu kislalani hosil qilish uchun fosfor (III)- xloridning gidrolizidan foydalaniladi:



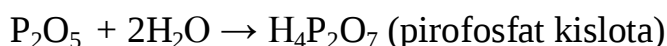
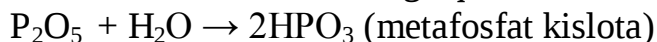
Fosfit kislota - H_3PO_3 - $70,1^\circ S$ da suyuqlanadigan rangsiz kristall modda. Fosfit kislota kuchsiz kislotalar qatoriga kiradi. H_3PO_3 qaytaruvchi xossaga ega. H_3PO_3 qizdirilganda, parchalanib ortofosfat kislota va fosfin hosil qiladi:

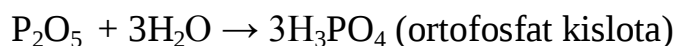
$$275^\circ S$$



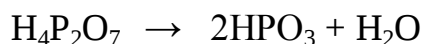
Fosfit kislota molekulasida tarkibida uchta vodorod atomi bo'lishiga qaramay, bu kislota ikki asosli kislota.

Fosfat kislotalar. Fosfat angidrid suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi. Bir molekula P_2O_5 bilan necha molekula suv birikishiga qarab uch xil fosfat kislota olinishi mumkin:





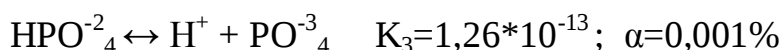
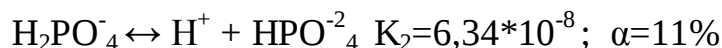
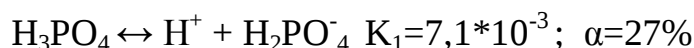
Bular ichida suvga eng boyi va eng muhimi ortofosfat kislota. Fosfat kislota 42⁰S da suyuqlanadigan, havoda yoyilib ketadigan qattiq modda; uning zichligi $d = 1,88 \text{ g/sm}^3$. H_3PO_4 qizdirilsa, kislota suv chiqib ketib, avval pirofosfat kislota, keyin metafosfat kislota hosil bo'ladi:



Laboratoriyada fosfat kislota olish uchun erkin holatdagi fosfor 32% li nitrat kislota eritiladi: $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$



Ortofosfat kislota uch asosli kislota bo'lib, uning dissosilanish konstantalari va darajalari quyida keltirilgan: ($\alpha_n = 0,1$)



Fosfat kislota uch xil tuz hosil qiladi. Masalan: KH_2PO_4 – kaliy digidro-fosfat (yoki birlamchi fosfat); K_2HPO_4 – kaliy gidrofosfat (yoki ikkilamchi fosfat); K_3PO_4 – kaliy fosfat (yoki uchlamchi fosfat).

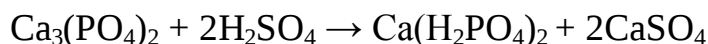
Gidrofosfatni qizdirish natijasida pirofosfat olish mumkin, masalan:



Fosforli o'g'itlar. Fosforning juda ko'p birikmalari mineral o'g'it sifatida ishlatiladi.

1. *Fosforit yoki apatit* uni mayin kukunsimon holdagi fosforit yoki apatitdan iborat. Bu o'g'it tarkibida 16 – 35% ga qadar P_2O_5 bo'lishi mumkin.

2. *Superfosfat.* Fosforit yoki apatitning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siridan suvda eruvchan fosforli birikma hosil bo'ladi:



Uning tarkibida 20% ga qadar P_2O_5 bo'ladi.

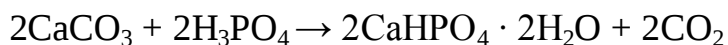
3. *Qo'sh superfosfat* tarkibida faqat kalsiy digidrofosfatdan iborat

bo'lgan qimmatli o'g'itdir. Uning tarkibida 40 – 50% P_2O_5 bo'ladi. Qo'sh superfosfat tabiiy fosforitga kons. fosfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi:



Qo'sh superfosfat ammiak yuborib yuqori sifatli o'g'it – ammoniylangan superfosfat olinadi.

4. *Presipitat*. Suvda kamroq eriydigan kalsiy gidrofosfatdan iborat bo'lib, kukunsimon ohaktoshning fosfat kislota bilan o'zaro ta'siridan olinadi:



Ishlatilishi. Fosfor fosfat kislotalar olishda, soatsozlikda, metall qotishmalari tayyorlashda va gugurt sanoatida keng qo'llaniladi. Uning o'nlab xil birikmalari mineral va mikroo'g'itlar ishlab chiqarishda, polimerlar sanoatida ishlatiladi. Fosfor va uning birikmalari biologik sistemalarda katta rol o'ynaydi. Fosfor PHK va DHK dagi fosfat guruhlar tarkibida bo'lib, u oqsil sintezi va nasl informasiasini saqlashda ishtirok etadi.

Davriy sistema VI guruhning bosh guruhcha elementlari.

Bosh guruhchaga kislorod O, oltingugurt S, selen Se, tellur Te, poloniy Po, yonaki guruhchaga esa xrom Cr, molibdon Mo, volfram W kiradi. Bosh guruhcha elementlarining sirtqi elektron qavatlarida 6 tadan elektron bo'ladi. Sirtqi qavatlarini barqaror holda keltirish, ya'ni 8 elektronli qavat hosil qilish uchun ular faqat ikkitadan elektron qabul qiladi. Demak, bosh guruhcha elementlarining eng yuqori manfiy valentligi ikkiga tengdir. Bosh guruhcha elementlarining metalloidlik xossalari galogenlarga qaraganda zaifroq. Ularning musbat valentliklari to'rt va oltiga teng.

Oltingugurt, selen, tellur elementlarining gidridlari H_2S , H_2Se , H_2Te **qaytaruvchi** moddalar bo'lib, ularning bunday xossalari H_2S dan H_2Te ga o'tgan sayin kuchayib bordi.

H_2S - H_2Se – H_2Te qatorida chapdan o'ngga borgan sayin bu moddalarning **kislotali xossalari** kuchayib boradi, chunki ionlarning radiuslari $\text{S} \rightarrow \text{Te}$ ga o'tganda kattalashadi.

Bu elementlarning +6 valentligiga muvofiq keladigan gidroksidlari H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_6TeO_6 tarkibiga ega. Bundan ko'ramizki, selendan tellurga o'tilganda markaziy ionning koordinasion soni 4 dan 6 ga qadar o'zgaradi. Buning sababi shundaki, ionlarning radiusi S^{6+} - Se^{6+} - Te^{6+} qatorida chapdan o'ngga o'tgan sayin kattalashib boradi.

VIA guruhcha elementlarining xossalari					
Xossalari	Kislorod	Oltingugur	Selen	Tellur	Poloniy
Elementning tartib raqami	8	16	34	52	84
Nisbiy Atom massasi	16	32	79	127	209
Valent elektronlar konfiguratsiyasi	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$3d^{10} 4s^2 4p^4$	$4d^{10} 5s^2 5p^4$	$5d^{10} 6s^2 6p^4$
Er qobig'idagi miqdori, %	47,2	$5 \cdot 10^{-2}$	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-14}$
Atomning radiusi	-	-	0,16	0,17	0,17
Zichligi g/sm ³	1,27	2,5	2,4	2,1	2,0
Suyuqlanish harorati °S	-218,75	118,9	220,4	452	254
Qaynash harorati °S	-182,97	444,6	684,8	1087	962
$E^0_{E^0} / E^{-2} V$	1,23	-0,51	-0,92	-1,143	-1,0
NEM	3,5	2,5	2,4	2,1	2,0

H₂SO₄ va H₂SeO₄ kuchli kislotalar. Selenat kislota sulfat kislotaga qaraganda bir oz kuchsiz kislota hisoblanadi; tellurat kislota H₆TeO₆ bularga qaraganda yanada kuchsiz, chunki Te⁶⁺ ionning radiusi S⁶⁺ va Se⁶⁺ ionlaridan radiuslaridan bir muncha katta. SO₃, SeO₃, TeO₃ tarkibli oksidlar kuchli oksidlovchilar qatoriga kiradi. Ularning oksidlash xususiyati sulfat kislotadan tellurat kislotaga o'tgan sayin kuchayib boradi.

Bu elementlarning +4 valentli holatlariga muvofiq keladigan gidroksidlarning umumiy formulasi H₂EO₃ bo'lib, ular o'rtacha kuchdagi kislotalardir. (H₂SO₃, H₂SeO₃, H₂TeO₃); sulfit kislota H₂SO₃ dan tellurit kislota H₂TeO₃ ga o'tgan sayin bu moddalarning kislotali xossalari kuchsizlanib boradi: hatto tellurit kislota amfoterlik xossani ham namoyon qiladi; uning qaytarish xossasi ham kuchsiz ifodalangan. H₂SO₃ kuchli qaytaruvchi bo'lgani holda H₂TeO₃ oksidlovchidir.

Kislorod

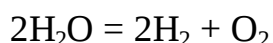
Tabiatda uchrashi. Yer qobig'ining taxminan yarmisini kislorod tashkil etadi. Kislorod eng ko'p uchraydigan elementdir. Havoning og'irlik jihatidan 20,9 %i kisloroddan iborat. Suvning 88,89 %i kisloroddir. Tuproq, qum, turli

tog' jinslari, ko'pchilik minerallarning tarkibida kislorod bo'ladi. O'simlik, hayvon organizmdagi oqsillar, uglevodlar, yog'lar – bularning hammasi kislorodli birikmalardir. Odam gavdasining taxminan 65 %i kisloroddan iborat.

YONish va nafas olish jarayonlarida havoning bir qismi ishtirok etishini qadimdagi olimlar ham aytib o'tgan edilar.

Olinishi.: Toza kislorod dastavval 1772 yilda Sheele, keyin 1774 yilda Priestli ajratib olgan edilar. Uni havo tarkibiga kirishini birinchi bo'lib Lavuaze aniqladi va kislorod deb nom berdi.

Kislorodning suvdan olinishi. Suv elektroliz qilinganda vodorod bilan bir qatorda kislorod ham ajralib chiqadi:

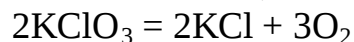


Vodorod katodga tomon, kislorod esa anodga tomon boradi. Ikki hajm vodorod yig'ilganda bir hajm kislorod chiqadi. Texnikada toza vodorod va toza kislorod ana shu usul bilan olinadi.

Kislorodning havodan olinishi. Kimyo sanoatida kislorod, ko'pincha, havodan olinadi, chunki havodan olingan kislorod arzon tushadi.

Havodan kislorod ajratib olish uchun, dastavval, havo yuqori bosimda siqilib, suyuq holatga o'tkaziladi. Suyuq havodan avval azot bug'lanadi, chunki uning qaynash harorati kislorodnikidan pastroqdir. Bu yo'l bilan olingan kislorodga ozroq inert gazlar aralashgan bo'ladi.

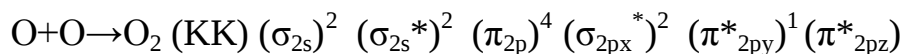
Kislorodning laboratoriyada olinishi. Laboratoriyada kislorod kaliy xlorat (bertole tuzi) KClO_3 dan olinadi. Bu tuz qizdirilganda avval suyuqlanadi, so'ngra parchalanib, kaliy xlorid KCl hamda kislorod hosil qiladi. Reaksiya katalizator – manganes (IV)-oksid MnO_2 ishtirokida olib boriladi, tuz ancha past haroratda va tez parchalanadi:



Fizik-kimyoviy xossalari. Kislorod rangsiz va hidsiz gazdir. Uning atom og'irligi 15,9984, suyuqlanish harorati $t_c = -219^\circ$, qaynash harorati $t_{qay} = -183^\circ$. Normal sharoitda 1l kislorod 1,43 g keladi. 100 hajm suvda 0° da 5 hajm, 20° da 3 hajm kislorod eriydi. Kislorodning suvda eruvchanligi azotnikidan ortiq, shuning uchun suvda kislorod miqdori azot miqdoridan ko'proq bo'ladi. Suvda erigan kislorod miqdori suvda yashaydigan hayvonlarning hayot kechirishi uchun etarlidir. Suyuq va qattiq kislorod ko'kimtir tusda bo'ladi. Kislorodning ikki allotropik shakli bor, bular kislorod va ozondir.

Kislorod molekulasida ikki atomdan (O_2), ozon molekulasida esa uch atomdan (O_3) iborat. Kislorod faol elementdir. U ko'pgina elementlar bilan birikmalar hosil qiladi va bu jihatdan ftorga o'xshaydi. Kislorod atomining tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^4$, demak, ikkita tok elektronlar hisobiga uning kovalentligi 2 ga teng (sp^2 - bog') bo'ladi. Bundan tashqari kislorod atomi yana ikkita elektron juftining donori bo'la oladi. Demak, uning eng yuqori kovalentligi 4 g teng (bunda sp^3 – gibridlanish ruy beradi). Kislorodning kovalentligi uchga ham teng bo'la olishi

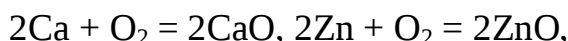
mumkin (sp^2 –bog' va sp^3 – bog'). Lekin ko'pchilik birikmalarda kislorodning valentligi -2 ga teng. Kislorod qattiq holatda (va suyuq holatda) magnitga tortiladi. Demak, u paramagnit moddadir. Molekulyar orbitallar nazariyasiga muvofiq kislorod molekulasida uning ikkita atomi o'zaro shu tarzda bog'langanki, O_2 molekulasida ikkita tok elektron bo'ladi:



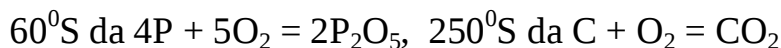
Kislorod ba'zi elementlar bilan esa qizdirilganda birikadi. Kislorodning inert gazlardan boshqa barcha elementlar bilan hosil qilgan birikmalar ma'lum. Moddalarning kislorod bilan tez birikishi **yonish** deb, sekin birikishi esa **oksidlanish** deb ataladi.

Kislorodning sinab ko'rish uchun gaz oqimiga yoki ichida kislorod bo'lgan idishga uchi yallig'lanib turgan cho'p kiritiladi, cho'pning o't olib ketishi kislorod borligidan darak beradi. Odatda yonadigan moddani yonishdan avval alangalanish haroratiga qadar qizdiriladi. Turli moddalarning alangalanish haroratlari turlicha bo'ladi: masalan, oq fosfor havoda taxminan 50°Sda , yog'och 270°Sda , ko'mir 350°Sda yonib ketadi; gaz holatidagi vodorod bilan kislorod aralashmasi 700°Sga yaqin haroratda portlaydi, magniy qarayib 800°Sda alangalanadi.

Ko'pgina metallar bilan uy haroratidayoq birikadi.



metallmaslar bilan kislorod qizdirganda birikadi.



Ko'pgina murakkab moddalar bilan ham reaksiyaga kirishadi.



Kislorodning O^{16} , O^{17} , O^{18} izotoplari ma'lum. Bular 99,76%, 0,04%, 0,2% nisbatda uchraydi. O^{14} , O^{15} , O^{19} radiofaoldir.

Ishlatilishi. Nafas olish jarayoni organizmda organik moddalarning kislorod bilan birikishidan iborat. Nafas olinganda, havo kislorodi o'pkada qonning gemoglobin bilan birikib, qon bilan birga organizmning hamma joyiga tarqaladi. Bu qon *arterial qon* deb ataladi. kislorodning gemoglobin bilan hosil qilgan birikmasi *oksigemoglobin* deb ataladi. Qonning tiniq qizil tusda bo'lishi ana shu modda borligidandir. Organizmda kislorod oksigemoglobindan oson ajralib, organik moddalarni oksidlaydi va gemoglobin vena qoni tarkibida o'pkaga qaytariladi. Organizmda uglerodning oksidlanish mahsuloti (CO_2) vena qoni bilan birga o'pkaga keladi va havoga chiqarib yuboriladi. Bir sutkada bir odam 13000 l havo nafas oladi.

O'simliklar havodan, asosan, CO_2 ni oladi. Bu jarayonda kislorod ajralib, havoga chiqib ketadi. CO_2 va suvdan organik modda hosil bo'lganda quyosh

nuri shu organik moddada kimyoviy (potensial) energiyaga aylanadi. Bu jarayon *fotosintez* deb ataladi.

Kislorod kimyo sanoatida tobora ko'p ishlatilmoqda. Metallar suyuqlantirib olishda va po'lat ishlab chiqarishda kisloroddan foydalaniladi. So'nggi vaqtlarda domna pechlariga ham kislorod haydaladigan bo'ldi. Kislorod – vodorod, kislorod-asetilen alangalari avtogen payvandlashda (metallarni qirqish, ulash, suyuqlantirish kabi ishlarda) ko'p ishlatiladi. Kisloroddan tibbiyotda, aviasiyada, suv osti ishlari va suv osti kemalarida foydalaniladi. Suyuq kislorodning ko'mir kukuni va boshqa moddalar bilan aralashmasi portlovchi modda sifatida ishlatiladi va *oksilikvitlar* deb ataladi. Oksilikvitlar tunnellar ochish va rudada konlari qazishda ishlatilishi mumkin. Suyuq kislorod refaol dvigatellarda ishlatiladi.

Ozon. Ozon kislorodning ikkinchi allotropik shaklidir; ozonning molekulasida uch atom kislorod bo'ladi. Ozon oz miqdorda havoda uchraydi. Kuchli yashin vaqtida 10-30 km balandlikda ulrabinafsha nurlar ta'sir etganda kisloroddan hosil bo'ladi:

$$3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3 - 289,4\text{kJ}$$

Ba'zi organik moddalarning, masalan, daraxt smolasining chirishidan ham ozon chiqadi, shuning uchun qarag'ayzor havosida ozon ko'p bo'ladi.

1840 yilda prof. SHenbeyn elektrostatik mashina ishlayotgan vaqtida yoqimsiz hid paydo bo'lganini payqadi. U hidga sababchi gaz ozon (O_3) ekanligi aniqlandi («ozon» so'zi grekcha «hidli» so'zidan olingan).

Umuman ozon atomar kislorod hosil bo'ladigan jarayonlarda (peroksidlar parchalanganda, suv radiolizga uchraganda va boshqa hollarda) hosil bo'ladi.

Laboratoriyada ham elektrsizlash yo'li bilan ozon olish mumkin. SHu usulda ozon olish uchun ishlatiladigan asbob *ozonator* deb ataladi.

Ozon ta'sirida (oltin va platinadan tashqari) barcha metallar oksidlanadi; ammiak nitrat va nitrit kislotalar aralashmasiga aylanadi, spirt yonib ketadi, rezina emiriladi, ozonning kumushga va kaliy yodid eritmasiga ta'sirini quyidagi tenglamalar bilan ko'rsatish mumkin:

$$2\text{Ag} + \text{O}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2$$

Ozon kuchliroq oksidlovchi bo'lganligi uchun KI-eritmasidan iodni siqib chiqaradi.

$$2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2$$

Kislorod bu reaksiyani bermaydi.

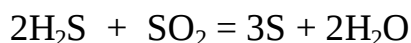
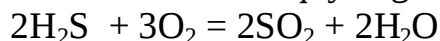
Oltingugurt-¹⁶₃₂ S

Oltingugurt tabiatda faqat birikmalar holidagina emas, balki tug'ma holidagi (erkin holda) ham uchraydi. Tug'ma oltingugurti vulkaniq kelib chiqish harakteriga ega deb hisoblaydilar. Oltingugurt asosan tug'ma konlarida suyuqlantirib olinadi. Masalan: FeS_2 (temir kolchedani) ZnS (rux aldamsi) va H_2S -dan (Orenburg va Muborak gaz oltingugurti zavodlari) olinadi. Cu_2S , PbS -mis yaltirog'i va qo'rg'oshin yaltirog'idan ham olinadi.

Sulfat kislotaning ba'zi tuzlari ham tabiatda ko'p tarqalgan. Masalan: CaSO_4 -gips minerali ba'zi joylarda tog'-tog' bo'lib yotadi. MgSO_4 esa dengiz suvlarida bo'ladi va suv ta'mini taxirroq qiladi. O'simlik va hayvonlarda bo'ladigan moddalarda ham bo'ladi.

Yer po'stlog'ida oltingugurtning umumiy miqdori 0,1% dir. Dunyoda hozirgi vaqtda 18mln.t. dan ham ortiq oltingugurt olinmoqda.

H_2S dan oltingugurt olish uchun texnikada quyidagi reaksiyalardan foydaniladi:



Kolloid oltingugurt olish uchun oltingugurtning kimyoviy reaksiyalari natijasida suvdagi eritmalarda hosil bo'lishidan foydalanish ham mumkin:



Bu reaksiya natijasida oltingugurtning nihoyatda mayda suspenziyasi hosil bo'ladi.

Xossalari va ishlatilishi. Toza tabiiy oltingugurt qattiq, sariq rangli kristall modda bo'lib uning zichligi $2,07 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish harorati $112,8^\circ\text{S}$ ga teng. Suvda erimaydi, ammo CS_2 da benzolda ancha yaxshi eriydi. Odatdagi tayoqcha oltingugurt rombik oltingugurt deb ataladi, u oktaedr shakliga ega.

Agar suyuq oltingugurt sekinlik bilan sovitilsa, u monoklinik oltingugurtga aylanadi. Uni xossalari rombik oltingugurtdan farq qiladi.

Suyuqlantirilgan oltingugurt - qaynash haroratigacha qizdirilib sovuq suvga jiltiratib quyilsa u yumshoq, rezinaga o'xshash jigar rang massaga aylanadi. Bu massani ip qilib cho'zish mumkin. Oltingugurtning bu modifikatsiyasi plastik oltingugurt deb ataladi. Plastik oltingugurt bir necha soatdan keyin yana mo'rt bo'lib, sekinlik bilan rombik oltingugurtga aylanadi.

Agar oltingugurt qaynash haroratigacha qizdirilsa unda qiziq o'zgarishlar bo'ladi. Oltingugurt $112,8^\circ\text{S}$ da suyuqlanib harakatchan sariq suyuqlikka aylanadi. U yanada qizdirilsa quyuqlasha boradi 250°S da shunday quyuqlashadiki, hatto probirka to'ntkarilganda ham ancha vaqt to'kilmaydi. 300°S dan yuqori haroratda yana harakatchan suyuqlikka aylanadi ammo rangi qoraligicha qoladi. Nihoyat $444,6^\circ\text{S}$ da qaynab sariq bug' hosil qiladi. Bug' sovo'tilsa teskari jarayon sodir bo'ladi.

Oltingugurt - tipik metalloiddir. Oltingugurt ko'pgina metallar bilan (Fe, Zn va boshqalar) va qariyb barcha metalloidlari bilan birikadi. Oltingugurt kislorod bilan birikib 2 xil oksid hosil qiladi, ular SO_2 va SO_3 bo'lib, H_2SO_3 va H_2SO_4 ni angidridlaridir. Oltingugurt vodorod bilan N_2S bo'lib uni suvdagi eritmasi kislotali xossaga ega.

Oltingugurt ishqor bilan qizdirilganda quyidagi reaksiya ro'y beradi:



Hosil bo'lgan suyuqlik qishloq xo'jalik zararkunandalariga qarshi kurashishda ishlatiladi.

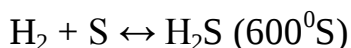
Oltinugurt xalq xo'jaligida ko'p ishlatiladi. Oltinugurt guli bog'larda daraxtlarni zararkunandasiga qarshi juda ko'p ishlatiladi. Yana rezina sanoatida kauchukni rezinaga aylantirish jarayonida ishlatiladigan eng muhim materialdir (vulkanlashda). Tarkibida juda ko'p oltinugurt bo'lgan kauchuk yaxshi elektr izolyatori bo'lgan modda – ebonit hosil qiladi. Oltinugurt qora porox gugurt, mushaklar (kuk buyok) – ultrolmarin CS₂ va boshqa moddalar hosil qiladi. Oltinugurtga boy mamlakatlarda H₂SO₄ ishlab chiqarishda, tibbiyotda ba'zi kasalliklarni davolashda ishlatiladi (teri kasalligida).

Oltinugurt birikmalari. Oltinugurt kislorod va xlor bilan reaksiyaga kirishganda qaytaruvchi rolini o'taydi.

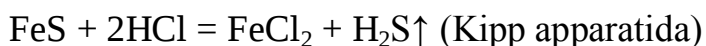
Misol: $S + O_2 = SO_2$, $S + Cl_2 = SCl_2$ bu reaksiyalarda oltinugurt qaytaruvchidir. Metallar bilan birikkanda oksidlovchi rolini o'taydi.

$Hg + S = HgS$ simob bilan uy haroratida oltinugurt reaksiyaga kirishadi, bu laboratoriyada simob to'qilganlarini yo'qotish uchun foydalaniladi. (simob zaharli bug'lanadi).

Oltinugurt qizdirganda vodorod bilan birikadi:



Laboratoriyada H₂S quyidagicha olinadi:

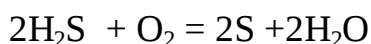


H₂S-rangsiz, zaharli, palag'da tuxum hidli, gaz moddadir. 60⁰S da qaynaydi. Bir hajm suvda uch hajm H₂S eriydi. U kuchli tipik qaytaruvchidir, suvdagi eritmasi kuchsiz kislotadir. Sulfid kislotasi asoslar bilan, asosli oksidlar va tuzlar bilan sulfidli tuzlar hosil qiladi.

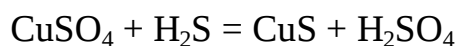
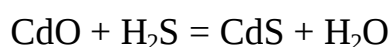
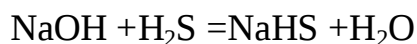
Kimyoviy xossalari



Agar havoda aynib turgan H₂S alangasi sovuq sirtga yo'naltirilsa, yonish natijasida hosil bo'layotgan oltinugurt idish devoriga o'tiradi:



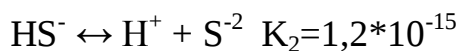
Vodorod sulfid kuchli qaytaruvchi.



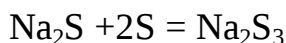
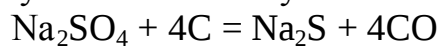
Agar temir(III)-xlorid eritmasiga vodorod sulfid eritmasi qo'shilsa, erkin oltinugurt ajralib chiqadi: $2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + S + 2HCl$

H₂S suvda eritilganda kuchsiz sulfid kislota hosil bo'ladi. (1 l suvda 0⁰S da 4,6 l H₂S, 20⁰S da 2,6 l H₂S eriydi)

Sulfid kislota ikki negizli kislotaadir:



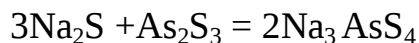
Natriy sulfid tabiatda uchraydigan natriy sulfatni ko'mir yordamida qaytarish yo'li bilan olinadi:



Ba'zi metallarning sulfidlari to'liq gidrolizga uchraydi. Masalan, xrom sulfid Cr₂S₃ suvda quyidagicha gidrolizlanadi:



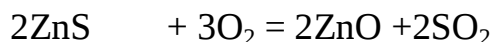
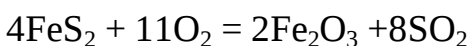
Asosli sulfidlar kislotali va amfoter gidroksidlari xususiyatga ega bo'lgan metallar sulfidlari bilan o'zaro ta'sirlashib **tiotuzlar** hosil qiladi:



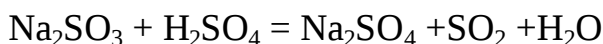
SO₂ – oltingugurtning O₂ da yoqib olinadi yoki sulfidlarni quydirganda hosil bo'ladi, rangsiz gazdir, o'tkir hidli, suvda yaxshi eriydi. 1 hajm suvda 40 hajm

SO₂ eriydi. Suvdagi eritmasi H₂SO₃ sulfit kislota bo'lib, bu kuchsizdir. Ikki qator tuzlar hosil qiladi.

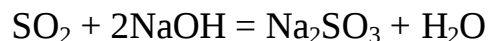
Olinishi:



Laboratoriyada

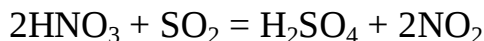


Sulfit angidrid asosli oksid va asoslar bilan reaksiyaga kirishadi:



SO₂ va H₂SO₃ hamda uning tuzlari ham qaytaruvchi ham oksidlovchidir.

U kuchli haytaruvchi sifatida hatto nitrat kislota ham qaytaradi:



Uning tuzlari Na₂SO₃ va NaHSO₃ fotografiyada ko'p qo'llaniladi.

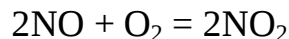


SO₃ – suvda erib, H₂SO₄ hosil qiladi. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

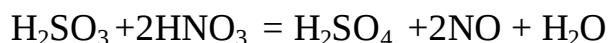
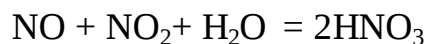
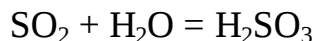
Olinishi: H₂SO₄ – sanoatda ikki xil usul kontakt yoki nitrozilsulfatli usul bilan olinadi.

XX asrning 20-yillariga qadar N₂SO₄ ni olish jarayoni nitroza usuli bilan qo'rg'oshin kaseralarida amalga oshirilardi. Endilikda bu usul bilan kislota

olish maxsus minoralarda olib boriladi. SHu sababli bu usul **minora usuli** nomi bilan yuritiladi.



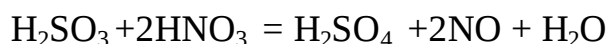
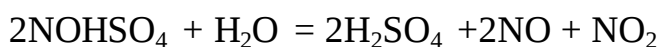
Kameralarda Glover minorasida suyuq va gaz faza chegarasida:



Reaksiyalar boradi. Gey-Lyussak minorasida va kameralarda suyuq va gaz faza chegarasi: $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{NOHSO}_4$

Reaksiyasi sodir bo'lib, oraliq mahsulot – **nitrozil sulfat kislota** (NOHSO_4) hosil bo'ladi

Glover minorasida va kameralarda suyuq fazada:



Reaksiyasi sodir bo'lib, natijada 80% li H_2SO_4 hosil bo'ladi.

Kontakt usulida esa sulfit angidrid 450°S da katalizator (V_2O_5) ishtirokida oksidlanib, sulfat angidrid hosil bo'ladi, so'ngra SO_3 98% li H_2SO_4 ga yo`tiladi. Natijada «oleum» olinadi.

Kons. H_2SO_4 96,5%li bo'lib, zichligi $1,84 \text{ g/sm}^3$ ga teng. H_2SO_4 og'ir moysimon suyuqlik bo'lgani uchun uni kuporos moyi ham deb ataladi. 78% H_2SO_4 asosan o'g'it ishlab chiqarish uchun ishlatiladi. Laboratoriyada kislotalar, fosforli o'g'it, sulfat ammoniy o'g'it, dori preparatlari sintezlash uchun, o'simlik moy va yog'larini tozalash uchun ishlatiladi. H_2SO_4 suvni yutuvchi modda bo'lgani uchun gazlarni quritish va neft mahsulotlarini tozalashda foydalaniladi.

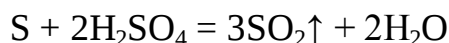
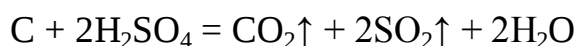
Kons. H_2SO_4 bilan metallar reaksiyaga kirishsa u SO_2 gacha qaytariladi.



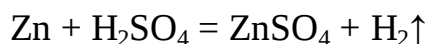
kons.



t

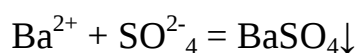


Suyultirilgan H_2SO_4 vodorod ajratib chiqaradi.



suyul.

Sulfat tuzlari orasida eng yomon eriydigan BaSO_4 -dir. Bu reaksiya SO_4^{2-} ionlarini topishda foydalaniladi.



Galogenlar, ularning birikmalari

VII guruh asosiy va qo'shimcha guruhchalardan tashkil topgan. Asosiy guruhchaga galogenlar (ftor – F, xlor – Cl, brom – Br, yod - J) va astat At kiradi.

VII guruh elementlari atomlarining sirtqi qavati va sirtqi qavatidan oldingi qavati tuzilishiga ko'ra quyidagi uch guruhchaga bo'linadi:

1)VII guruhning tipik elementlari guruhchasi (ftor, xlor; 2) brom guruhchasi (brom, yod, astat); 3) marganes guruhchasi (marganes, texnesiy va reniy).

Galogen so'zi yunoncha «galos» (tuz) va «genodos» (tug'diruvchi) so'zlaridan kelib chiqqan. Galogen atomlarining sirtqi qavatida ettitadan elektron (ns^2np^5) bo'ladi. SHu sababli galogen atomi o'ziga yana bitta elektron biriktirib olib, o'zining sirtqi qavatini sakkiz elektronli (s^2p^6) oktet konfiguratsiyaga o'tkazishga intiladi. Galogenlarning hammasi ham erkin holatda kuchli oksidlovchilar bo'lib, ayniqsa ftor bizga ma'lum bo'lgan barcha oksidlovchilar orasida eng kuchligi hisoblanadi. Galogenlar guruhchasining birinchi a'zosi ftor boshqa galogenlardan qisman farq qiladi. U faqat – 1 ga teng bo'lgan oksidlanish darajasiga ega. Uning kislorodli birikmasi F_2O da ham ftorning oksidlanish darajasi – 1 dir. SHuning uchun F_2O ning nomi *kislorod ftorid* deb yuritiladi. Ftorning vodorodli birikmasi vodorod ftorid – H_2F_2 suvda yaxshi eriydigan suyuqlik. Vodorod ftorid suvdagi eritmasida ikki bosqichda ionlarga ajraladi. Uning birinchi bosqichi xuddi o'rtacha kuchdagi kislotalarning ionlarga ajralishidek bo'lib, ikkinchi bosqichi esa kuchsiz kislotalarning dissosilanishi kabi. SHu sababli ftorid kislotani o'rtacha kuchdagi kislotalar qatoriga kiritish mumkin.

Xlor, brom va yod o'zlarining ko'pchilik birikmalarida – 1 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladi. HCl, HBr va HJ ning suvdagi eritmalari kuchli kislotalar bo'lib, HCl dan HJ ga o'tgan sayin kislotaning kuchi ortib boradi, chunki Cl^- - Br^- - J^- qatorida chapdan o'ngga o'tgan sayin ionning zaryadi o'zgarmagani holda radiusi kattalasha boradi. SHu sababli HCl, HBr, HJ ning qaytaruvchilik xossalari ham HCl dan HJ ga tomon kuchayib boradi. Xlor, brom va yod o'z birikmalarida +1 dan +7 ga qadar oksidlanish darajalarni ham namoyon qila oladi.

VIIA guruhcha elementlarining xossalari

Xossalari	Ftor	Xlor	Brom	Iod	Astat
Elementning tartib raqami	9	17	35	53	85
Nisbiy Atom massasi	19	35,5	80	127	210
Valent elektronlar konfiguratsiyasi	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Er qobig'idagi miqdori, %	$2,7 \cdot 10^{-2}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$	
Atomning kovalent radiusi	18,988	35,453	79,909	126,904	
Zichligi g/sm ³	0,02899	1,693	3,214	3,1023	4,940
Suyuqlanish harorati °S	-219,7	-101	-7,2	113,6	244
Qaynash harorati °S	-188,2	-34,1	59,82	184,35	309
$E^0(E^0_2 + 2e = 2E)$	2,87	1,36	1,07	0,54	
V					
NEM	4,1	3,0	2,8	2,5	2,2

Jadvaldan ko'rinishicha, F-Cl-Br-I-At qatorida chapdan o'ngga o'tgan sari galogen atomlarining radiuslari kattalashadi, ionlanish energiyalari nisbiy elektromanfiylik qiymatlari kichiklashadi, elementlarning metalmaslik xossalari zaiflashib boradi.

Ularning muhim gidroksidlari quyidagilardan iborat:

- + 1 uchun HClO, HBrO, HIO
- + 5 uchun HClO₃, HBrO₃, HIO₃
- + 7 uchun HClO₄, HBrO₄, H₅IO₆

Bu erda keltirilgan gorizontall qatorda kislotalarning kuchi kamayadi, vertikal qatorda esa ortib boradi. Keyingi holat ayniqsa xlorning kislorodli kislotalarida kuchli ifodalangan, chunonchi HClO₄ nihoyatda kuchli kislota; HJO – amfoter xossalari namoyon qiladi.

Ftor va uning birikmalari. F ; Z =9; atom massasi 19; elektron konfiguratsiyasi: $1s^2 2s^2 2p^5$ yoki K $2s^2 2p^5$.

Ftorning o'z birikmalaridagi elektrovalentligi – 1 ga teng. Ftor atomining maksimal kovalentligi 4 ga teng, ya'ni sp^3 – gibridlanish ro'y beradi; bu kovalentlik faqat kristall holatdagi floridlardagina namoyon bo'ladi.

Tabiatda uchrashi. Ftorning ahamiyatga sazovor minerallari kalsiy flyuorit CaF_2 (plavik shpat) va kriolit Na_3AlF_6 dir. Tarkibida fluor bo'lgan minerallardan apatitlar $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{Cl},\text{F})_2$ ni ham ko'rsatib o'tish mumkin.

Olinishi. Fluor nihoyatda kuchli elektromanfiy element bo'lib, deyarli barcha moddalar bilan birikishga moyilligi katta bo'lganligi uchun uni erkin holatda ajratib olish uzoq vaqt amalga oshmadi. Fluor olish uchun xlor olishda qo'llanilgan kimyoviy usul (ya'ni vodorod fluoridga MnO_2 ta'sir ettirish)- samarasiz bo'lib chiqdi, chunki HF ni MnO_2 oksidlay olmadi.

Hozirgi vaqtda fluor olish uchun 217°S suyuqlanadigan $\text{KF}\cdot 2\text{HF}$ tarkibli tuzdan foydalaniladi. Bu usul laboratoriya va texnika uchun katta ahamiyatga ega. Erkin fluor hosil bo'lishi uchun $\text{HF} + \text{KF}$ ning eutetik aralashmasi yoki oson suyuqlanuvchan KHF_2 , KH_2F_3 tarkibli asidokomplekslari elektroliz qilinadi. Elektrolizni po'lat elektrizyorlarda amalga oshiriladi. Katod bilan anod bir-biridan diafragma bilan ajratilgan bo'lib, anodda fluor, katoda vodorod ajralib chiqadi. Aslida elektrolizda KHF_2 emas, HF ishtirok etadi; chunki u: $3\text{HF} \leftrightarrow \text{H}_2\text{F}^+ + \text{HF}_2^-$ tenglamasiga muvofiq dissosilanadi: Katodda: $2\text{H}_2\text{F}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{HF}$

Anodda: $2\text{H}_2\text{F}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{F}_2 + 2\text{HF}$ jarayonlar sodir bo'ladi.

Florni gazsimon (yoki suyuq) holatda bosim ostida ballonlarda saqlanadi; shu holda bir joydan boshqa joyga olib boriladi.

Fizik xossalari. Fluor och sariq-yashil tusli, o'tkir hidli gaz, nafas yo'li shilliq pardalarini achitadi va nafasni bo'g'adi. Fluor – 188°S da och sariq tusli suyuqlikka aylanadi, -220°S da qattiq holatga o'tadi. Uning havoga nisbatan zichligi 1,32. Demak, erkin fluor F_2 molekulalardan iborat. Past haroratda monoklinik panjara hosil qilib kristallanadi, yuqori haroratda kubsimon panjarali modifikatsiyasiga aylanadi.

Florni suvda eritib bo'lmaydi, chunki u suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib ketadi. $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HF} + \text{O}$

Flor benzol, xloroform kabi kabi erituvchilarda eriydi.

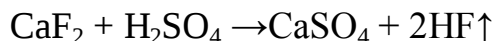
Kimyoviy xossalari. Fluor eng kuchli metalmas va eng kuchli oksidlovchi; u juda ko'p moddalarni oksidlay oladi;

Kislorod va azot fluor bilan bevosita birikmaydi; qolgan barcha elementlar bilan muvofiq reaksiya sharoitida bevosita birikadi. Fluor vodorod bilan hatto qorong'ida ham shiddatli reaksiyaga kirishadi. – 250°S da bu reaksiya portlash bilan boradi. Fluor barcha elementlar bilan, hatto nodir gazlar bilan reaksiyaga kirishadi, masalan:



Ishlatilishi. Olinadigan erkin florning asosiy miqdori texnika uchun zarur bo'lgan fluor-organik birikmalar tayyorlash uchun ishlatiladi Zamonaviy sovitgichlarda sovuq muhit hosil qilish uchun (ammiak o'rnida) freon CF_2Cl_2 ishlatiladi. Vinilxlorid $\text{CH}_2=\text{CHF}$ va tetrafluor $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ (teflon) sun'iy polimerlar olishda monomer sifatida ham qo'llaniladi.

Vodorod fluorid. Agar plavik shpat CaF_2 ga kons. sulfat kislota H_2SO_4 ta'sir ettirilsa, gazsimon vodorod fluorid hosil bo'ladi.



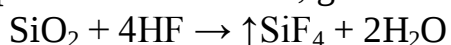
Vodorod fluorid shishaga ta'sir etadi, shuning uchun bu reaksiya platina yoki qo'rg'oshindan yasalgan idishlarda o'tkaziladi.

Ftor vodorod bilan nihoyatda shiddatli ravishda birikadi: $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$

Toza vodorod fluorid 19,5 S dan past haroratda rangsiz, havoda kuchli ravishda tutaydigan suyuqlik; 19,5 S dan yuqorida esa rangsiz, nihoyatda o'tkir hidli va zaharli gaz. Vodorod fluorid suvda yaxshi eriydi, bunda taxminan 40 % li **plavik kislota** hosil bo'ladi. Bu kislota ichki va tashqi sirtlari parafin bilan koplangan shisha idishlarda saqlanadi.

Vodorod fluorid zaharli modda, agar qo'lga tomsa, uzoq vaqt tuzalmaydigan yara hosil qiladi.

Kimyoviy xossalari. Vodorod fluoridning suvdagi eritmasi o'rtacha kuchdagi kislota xossasiga ega. Plavik kislota shishani emiradi: bu vaqtda shisha tarkibidagi SiO_2 plavik kislota erib, gazsimon kremniy (IV)-ftorid SiF_4 hosil qiladi:



SiF_4 suv tomchisi ta'sir etsa, gidrolizlanib ortosilikat kislota hosil qiladi: $SiF_4 + 4H_2O \rightarrow H_4SiO_4 + 4HF$

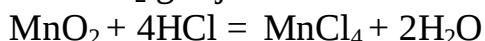
Vodorod fluorid SiF_4 bilan reaksiyaga kirishib vodorod heksasilikat kislota hosil qiladi: $2HF + SiF_4 \rightarrow H_2[SiF_6]$

Xlor. Cl. Z = 17. Atom massasi 35,45. Elektron konfiguratsiyasi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ yoki KL $3s^2 3p^5$

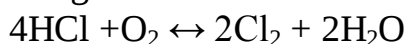
Xlori 1774 yili Sheele xlorid kislotaga MnO_2 ni ta'sir ettirish yo'li bilan kashf etgan. Faqat 1810 yilda Devining xizmatlari tufayli, xlor kimyoviy element sifatida tanildi. (yunoncha "xloros" – sarg'ish-yashil).

Xlor tabiatda keng tarqalgan. U tabiatda birikma holida bo'ladi. Masalan: NaCl – galit yoki osh tuz, KCl * NaCl – silvinit, KCl*MgCl₂*6H₂O – karnallit, KCl – silvin, MgSO₄*KCl*3H₂O – kainit

Olinishi. Laboratoriyada xlor, asosan, xlorid kislotaga oksidlovchilar ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi. Oksidlovchi sifatida ko'pincha MnO_2 ishlatiladi. Reaksiya vaqtida avval marganes (IV) –xlorid hosil bo'ladi, bu modda beqaror bo'lganligi uchun $MnCl_2$ bilan Cl_2 ga ajraladi.



Vodorod xlorid havo kislorodi bilan 400⁰S da faqat katalizator pempzaga joylangan $CuCl_2$ ishtirokidagina oksidlanadi:



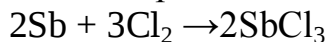
Texnikada xlor faqat osh tuzining suvdagi eritmasini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi, ya'ni anodda xlor ($2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$) katodda vodorod ($2H^+ + 2e \rightarrow H_2$) ajraladi va eritmada NaOH hosil bo'ladi.

Fizik va kimyoviy xossalari. Xlor sarg'ish-yashil tusli gaz. Uy haroratida bir hajm suvda 2,3 hajm xlor eriydi. Xlorning suvdagi eritmasi "xlorli suv" dan 8⁰S dan past haroratda Cl_2 *8H₂O va Cl_2 *6H₂O tarkibli xlor gidratlari ajratib olinishi mumkin.

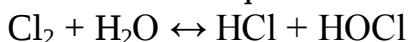
Xlor atomining sirtqi elektron qavatini ftornikidan boshqacha tuzilishga ega. Uning sirtqi qavatida d – pog'onacha mavjud va bu pog'onacha elektronlar bilan

band emas: $3s^2 3p^5$ Shunga ko'ra xlorning valentligi +1, +3, +5, +6 va +7 bula oladi.

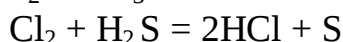
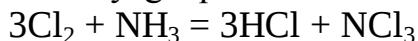
Xlor kuchli oksidlovchi. Ko'pchilik metalmaslar va metallar xlor bilan birikadi.



Xlor suv va ishqor eritmasi bilan disproporsiyalanish reaksiyasiga kirishadi:

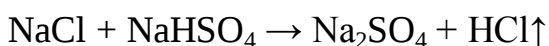
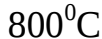
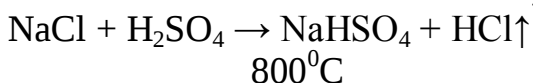


Ba'zi gidridlar bilan ham reaksiyaga qatnashadi:



Vodorod xlor atmosferada yonib, oq tusli vodorod xlorid gaziga aylanadi.
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ (sintetik usul)

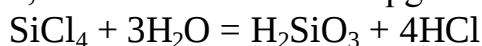
Vodorod xlorid. Vodorod xlorid olishning qadimiy usuli – osh tuziga kons. sulfat kislota ta'sir ettirib olishdir. Reaksiya ikki bosqichda boradi:



Vodorod xlorid odatdagi sharoitda gaz. Uning suvdagi (37,29% li) eritmasi kuchli kislota bo'lib, *xlorid kislota* deb aytiladi.

Xlorid kislota eritmasi past haroratda sovo'tilsa, $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ tarkibli kristallogidratlar hosil bo'ladi.

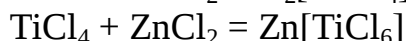
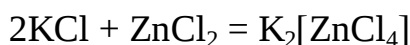
Vodorod xloridni turli usullar bilan hosil qilingan ECl_x tarkibli xlorid birikmalari ma'lum. Bu birikmalar asos, amfoter va kislota xossasiga ega. Asosli xloridlar gidrolizga uchramaydi, kislotali xloridlar to'liq gidrolizlanadi:



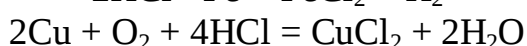
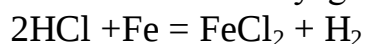
Asos xossasiga ega bo'lgan xloridlar kislotali xloridlar bilan reaksiyaga kirishib, kompleks birikmalar hosil qiladi. Kompleks birikmalar hosil bo'lishida asosli xloridlar donor vazifasini, kislotali xloridlar esa akseptor vazifasini bajaradi:



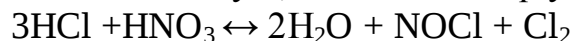
Amfoter xloridlar kislotali va asosli xloridlar bilan birikib, kompleks birikmalar hosil qiladi.



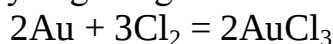
Xlorid kislota ko'pchilik metallar bilan reaksiyaga kirishadi, masalan:



3 mol HCl va 1 mol HNO_3 (konsentrlangan eritmalari) aralashmasi («zar suvi» yoki «shoh arog'i») da nodir metallar ham eriydi; bu eritmada quyidagi muvozanat sistema qaror topadi:



unda oltinning eritmaga o'tishi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Metall xloridlari – xlorid kislota tuzlaridir. Ko'pchilik metallarning xloridlari suvda yaxshi eriydi. Lekin kumush xlorid AgCl , mis (I) -xlorid CuCl , simob (I) -xlorid Hg_2Cl_2 , talliy (I) - xlorid TlCl , ko'rg'oshin (II) –xlorid PbCl_2 yomon eriydi.

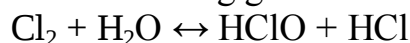
Xlorning kislorodli birikmalari. Xlor bilan kislorod bevosita birikmaydi. Lekin bilvosita yo'llar bilan xlorning quyidagi oksidlari olingan: Cl_2O ; ClO_2 ; Cl_2O_6 ; (yoki ClO_3); Cl_2O_7

SHuningdek, Cl_2O va ClO_2 parchalanganda oraliq mahsulot sifatida ClO hosil bo'lishi ham isbot qilingan.

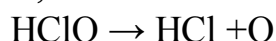
Cl_2O – xlor (I) – oksid, kuruk simob (II) – oksid 0°S da xlor yuborish yo'li bilan hosil qilinadi: $2\text{Cl}_2 + \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{Cl}_2\text{O}$

Cl_2O – sarg'ish qo'ng'ir gaz, u beqaror modda, portlaydi.

NaClO – natriy gipoxlorit. Gipoxloritlarga muvofiq keladigan kislota gipoxlorit kislota (HClO), xloritlarga muvofiq keladigan kislota xlorit kislota (HClO_2) deyiladi. Gipoxlorit kislota HClO xlorning gidrolizi natijasida hosil bo'ladi.



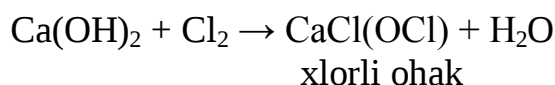
Gipoxlorit kislota parchalanib, atomar kislorod chiqarib turadi:



SHu sababli nam xlor oqartirish xossasiga ega bo'ladi. Gipoxloritlarni olish uchun ishqor eritmalariga xlor ta'sir etdiriladi, masalan:



Bu reaksiya natijasida hosil bo'lgan suyuqlik *Laborak suvi* deyiladi. U oqartirish maqsadlari uchun ishlatiladi. Kaliy gidroksid eritmaga xlor yuborilishidan hosil bo'lgan suyuqlik *Javel suvi* deb ataladi (u ham matolarni oqartirish uchun ishlatiladi). Ohak eritmasi to'yingunicha xlor yuborilsa, xlorid va gipoxlorit kislotalarning aralash tuzi hosil bo'ladi:

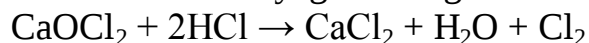


Umuman olganda xlorli ohak tarkibida (kamida) uchta modda bo'ladi:



U havoda parchalanadi $2\text{CaCl(OC1)} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{Cl}_2$

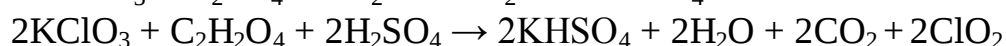
Xlorli ohak kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda xlor erkin xolda ajralib chiqadi:



Xlorli ohak matolarni oqartirish va dezinfeksiya maqsadlari uchun ishlatiladi.

Xloritlar faqat kislotali muhitdagina kuchli oksidlovchi bo'la oladi; gipoxloritlar esa har qanday muhitda ham oksidlash xossalarini namoyon qilaveradi. Xloritlarni qizdirgan vaqtda yoki zarb ta'siridan kuchli portlab parchalanadi: $2\text{NaClO}_2 \rightarrow \text{NaClO} + \text{NaClO}_3$

Xlor (IV)- oksid ClO_2 ga muvofiq keladigan kislota olingan emas. Xlor (IV)- oksid olish uchun xloratlarni sulfat kislota bilan parchalash yoki ularni biror qaytaruvchi ta'sirida qaytarish kerak:

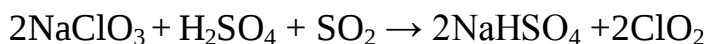


Bu reaksiyada hosil bo'ladigan karbonat angidrid xlor (IV)- oksidni suyultirib, uning portlab ketishiga yo'l quymaydi.

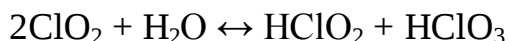
ClO_2 - sarg'ish-yashil tusli, o'tkir hidli gaz, u qutbli modda bo'lgani uchun reaksiyaga kirishishi kuchli, havoda o'z-o'zidan shiddatli portlaydi, kuchli oksidlovchi. Ishqorlar bilan xlorit va xloratlar hosil qiladi:



Texnikada xlor (IV)- oksid olishda qaytaruvchi sifatida sulfit angidrid qo'llaniladi:



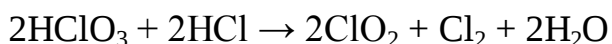
Suv bilan esa xlorit kislota eritmalarini hosil qiladi:



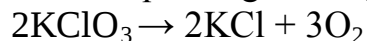
Qaynoq ishqor eritmasiga xlor yuborish yo'li bilan bertole tuzi KClO_3 olinadi:
 $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Xlorat kislota hosil qilish uchun bariy xloratga sulfat kislota ta'sir ettiriladi:
 $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HClO}_3$

Xlorat kislota o'zining ko'p xossalari bilan nitrat kislota HNO_3 ni eslatadi; xususan, xlorat kislotaning xlorid kislota bilan aralashmasi xuddi zar suvi singari nihoyatda kuchli oksidlovchi hisoblanadi:



Xlorat kislota tuzlari – metall xloratlar MeClO_3 odatdagi haroratda barqaror, suvda yaxshi eriydigan rangsiz moddalar bo'lib qizdirilganda (katalizator ishtirokida) kislorod ajratib parchalanadi:

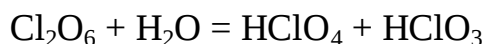


Katalizatorsiz qizdirilganda esa parchalanish quyidagicha boradi:

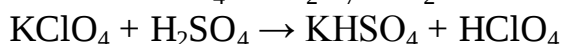


KClO_3 birdaniga qizdirilsa portlaydi, hozirgi vaqtda KClO_3 va NaClO_3 , KCl va NaCl eritmalarini elektroliz qilish yo'li bilan olinadi.

Xlor (VI)- oksid asta-sekin suvda erib, xlorat va perxlorat kislotalarning aralashmasini hosil qiladi:



Cl_2O_7 rangsiz moysimon suyuqlik; uning qaynash harorati 83°S perxlorat kislotadan suvni fosfat angidrid bilan yo'qotish orqali olinadi:



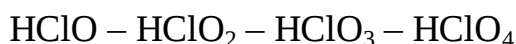
Perxlorat kislota suv bilan bir necha gidratlar hosil qiladi, masalan: $\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{HClO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{HClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$;

Ishqoriy metallarning va ishqoriy-er metallarning perxloratlari gidrolizlanmaydi, lekin metalmaslarning perxloratlari, masalan, JClO_4 gidrolizlanadi.

Xlorning kislorodli kislotalarining kuchi xlorning oksidlanish darajasi ortishi bilan ortadi, lekin ularning oksidlash qobiliyati xlorning oksidlanish darajasi ortgan sayin kamayadi:

Kislota kuchining ortishi

→



←

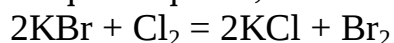
Oksidlash qobiliyatining kuchayishi

Bu qatorda chapdan o'ngga tomon kislotalarning barqarorligi ham ortadi.

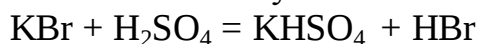
Brom. Br. $Z=35$; tabiiy izotoplarning massa sonlari 79 va 81 bromning elektron konfiguratsiyasi $KLM\ 4s^2\ 4p^5$. Brom 1826 yilda Ballar tomonidan kashf etilgan.

Tabiatda tarqalishi. Brom tuz konlarining ustki qavatlarida brom karnallit $KBr \cdot MgBr_2 \cdot 6H_2O$ holida uchraydi. NaBr va KBr dengiz suvida va tuz konlarda topiladi. Ba'zi neft konlaridan chiqadigan suvlarda bir oz miqdorda brom birikmalari uchraydi. Bromning massa klarki $1,6 \cdot 10^{-4} \%$.

Olinishi. Brom olishning eng arzon usuli bromidlarga xlor ta'sir ettirishdir. Bunda xlor bromidlardan bromni siqib chiqaradi; masalan:



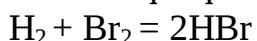
Hosil bo'lgan brom suv bug'i bilan birga chiqib ketadi; bromga aralashib qolgan xlori yo'qotish uchun uni yana bir marta kaliy bromid eritmasidan o'tkazib, so'ngra bug'latiladi. Xlor olishda qo'llanilgan reaksiyalardan foydalanib brom ham olish mumkin. Masalan, laboratoriyada brom MnO_2 bilan KBr aralashmasiga kons.sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi.



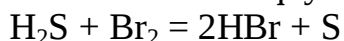
Fizik xossalari. Bromning eng muhim fizik xossalari quyidagilardan iborat: molekula tarkibi Br_2 ; qaynash harorati $58,8^\circ S$; muzlash harorati $7,3^\circ S$; solishtirma massasi ($20^\circ S$ da) $3,14\ g/sm^3$; eruvchanligi 100 g suvda $20^\circ S$ da 3,55 g brom eriydi.

Brom odatdagi sharoitda shotut rangli suyuq metalmas bo'lib, uning bug'lari o'tkir yoqimsiz hidlidir. Brom bug'lari shillik pardalarni qichitadi. Suyuq brom teriga tushsa, uzoq vaqtdan keyin tuzaladigan yaralar hosil qiladi. Brom suvi sovutilganda $Br_2 \cdot 8H_2O$ tarkibli kristallgidrat ajralib chiqadi ($-10^\circ S$ dan pastda).

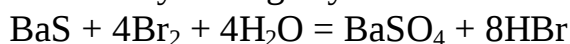
Kimyoviy xossalari. Bromning elektronga moyilligi xlornikidan kichik; shu sababli brom bilan bo'ladigan reaksiyalar sustroq boradi. Masalan, brom vodorod bilan faqat qizdirilganda yoki katalizator ishtirokida reaksiyaga kirishadi:



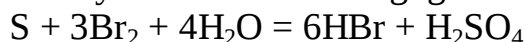
Brom vodorod sulfid bilan quyidagi tenglamaga muvofiq reaksiyaga kirishadi:



Bromli suv bariy sulfidni bariy sulfatga aylantiradi:



Brom neytral sharoitda oltingugurti ham oksidlab, sulfat kislota aylantiradi:



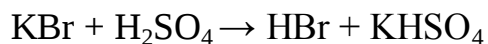
Brom fosfor bilan birikib PBr_3 ni hosil qiladi; PBr_3 gidrolizga uchraganida H_3PO_3 va HBr hosil bo'ladi:



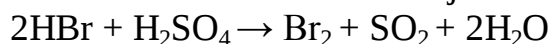
$927^\circ S$ da Br_2 molekularining 2,1 % atomlarga parchalaniladi.

Ishlatilishi. Brom kimyo laboratoriyada organik moddalarni hosil qilishda katta ahamiyatga ega. Tarkibida brom bo'lgan ba'zi dorilar (masalan, bromural) tibbiyotda ishlatiladi. Kumush bromid fotoplyonkalar tayyorlashda, brom suvi esa oksidlovchi sifatida ishlatiladi.

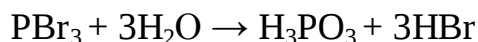
Vodorod bromid. Vodorod bromid vodorod bilan bromning bevosita birikishidan hosil bo'ladi. SHuningdek, kaliy bromidga sulfat kislota ta'sir ettirish yo'li bilan ham vodorod bromid olinishi mumkin:



Lekin bu reaksiya uchun qo'llaniladigan H_2SO_4 konsentratsiyasi u qadar yuqori bo'lmasligi (uning solishtirma massasi 1,4 ga teng bo'lishi) kerak. Aks xolda hosil bo'ladigan vodorod bromid oksidlanib brom ajrala boshlaydi:



Olingan eritmani fraksiyalab haydash orqali HBr ning konsentratsiyasi 48% gacha etkazish mumkin. Vodorod bromid olish uchun asosan PBr_3 gidrolizidan foydalaniladi:



Brom fosfor bilan aralashtirilganda rangsiz suyuqlik PBr_3 hosil bo'ladi. Bu modda suvda nihoyatda shiddatli gidrolizlanib yuqorida yozilgan reaksiya ro'y beradi.

Bromli suvga H_2S yuborilganida ham HBr hosil bo'ladi: $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HBr} + \text{S}$

Vodorod bromid o'tkir hidli rangsiz gaz; havoda xuddi HCl kabi tutaydi. Vodorod bromid suvda juda yaxshi eriydi (10^0 S da 1 hajm suvda 600 hajm). Uning suyuqlanish va qotish haroratlari u qadar past emas. Vodorod bromid suv bilan azeotrop aralashma hosil qiladi; uning tarkibida 48% HBr bo'lib, 760 mm. sim.ust. bosimda 126^0 S da qaynaydi.

Vodorod bromid ancha barqaror; 800^0 S da parchalana boshlaydi.

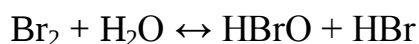
Vodorod bromidning suvdagi eritmasi juda kuchli kislota. U metallarga, metall oksidlariga va gidroksidlarga xlorid kislota kabi ta'sir etadi.

Bromid kislota tuzlari - metall bromidlari suvda yaxshi eriydi: faqat ba'zi og'ir metallarning bromidlari (masalan, AgBr va PbBr_2) suvda oz eriydi. Ishqoriy metallarning bromidlari tibbiyotda qo'llaniladi.

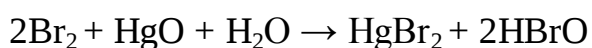
Kislorodli birikmalari. Brom oksidlari qiyin hosil bo'ladigan moddalar bo'lib, ular nihoyatda beqaror. Hozirgacha bromning quyidagi oksidlari olingan: BrO_2 - brom dioksid, Br_2O - dibrom oksid va BrO_3 - brom trioksid.

Bromning kislorodli kislotalari ikkita: HBrO - gipobromit kislota va HBrO_3 - bromat kislota.

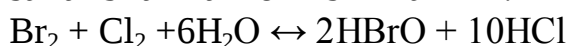
Gipobromit kislota bromning suv ta'sirida parchalanganida oz miqdorda hosil bo'ladi.



Muvozanatdagi sistemadan HBr ni yo'qotish uchun bromli suvga simob (II)-oksid qo'shiladi:



Bu kislota boshqa usullar bilan ham olinishi mumkin:



Hosil bo'lgan HBrO eritmasini va qumda 30^0 S da bug'latish bilan gipobromit kislota konsentratsiyasi 6% ga etkaziladi.

Gipobromit kislota tuzlari metall gipoxloritlar kabi hosil bo'ladi.

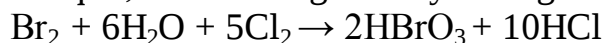
Gipobromitlar beqaror moddalar bo'lib, xuddi gipoxloritlar kabi qizdirganda disproporsiyaga uchraydi, masalan:



Bu reaksiya natijasida hosil bo'ladigan KBrO_3 (kaliy bromat) katta ahamiyatga ega. Texnikada KBrO_3 xuddi KClO_3 kabi elektroliz yo'li bilan olinadi.

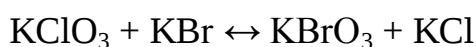
Bromat kislota HBrO_3 bariy bromatga suyultirilgan sulfat kislota ta'sir ettirib olinadi.

Bundan tashqari, bromli suvga xlor yuborilganida ham bromat kislota hosil bo'ladi:



Bromat kislota faqat suvdagi eritmada barqaror modda; uning kislota kuchi xlorat kislotaniqidan birmuncha pastroq, lekin HClO_3 ga qaraganda HBrO_3 ancha barqaror, uning suvdagi konsentrasiyasini 50% ga etkazish mumkin.

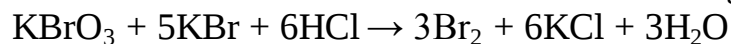
Xloratlarga bromidlar ta'sir ettirilganida ham bromatlar hosil bo'ladi, masalan:



Bu reaksiyaning chapdan o'ngga siljishiga sabab, shuki galogenlarning tartib raqami ortishi bilan ularning kislorod biriktirish qobiliyati ortib boradi.

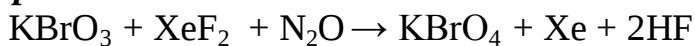
Bromat kislotaning o'zi hech qayerda ishlatilmaydi, lekin uning tuzlari oksidlovchi sifatida qo'llaniladi.

Bromatlar bilan bromidlar orasida kislotali muhitda boradigan reaksiya diqqatga sazovordir:



Bu reaksiyada hosil bo'ladigan brom qaytaruvchilar miqdorini aniqlashda qo'llaniladi. Bu metod analitik kimyoda *bromatometriya* nomi yuritiladi.

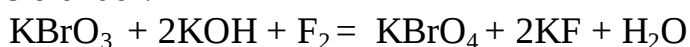
1968 yilda **perbromatlar** ham olindi. Birinchi marta o'tkazilgan reaksiya tenglamasi:



Perbromat kislota HBrO_4 faqat eritmalaridagina ma'lum, uni vakuumda 80% li xolgacha konsentrlash mumkin. Qizdirilganda parchalanadi, juda kuchli kislota, eritmalarda ham kuchli oksidlovchi.



Perbromat tuzlari suvda yaxshi eriydi, oksidlovchilik xossalari kislotasinikidan zaifroq. Ularni olish uchun NaBrO_3 yoki KBrO_3 ni ishqoriy sharoitda ftor bilan oksidlanadi:



Yod. $Z=53$; atom massasi 126,9. Atom tuzilishi $KLM 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

Yodni fransuz olimi Kurtua 1811 yili dengiz o'simliklari kulini tekshirish natijasida kashf etdi. Yodning mustaqil element ekanligini esa 1813 yilda Gey-Lyussak isbot qildi va yod nomi berishni taklif etdi.

Yod odatda brom bilan birga uchraydi. Chili selitrasining ba'zi qatlamlarida 0,1% ga qadar natriy yodat NaJO_3 bo'ladi.

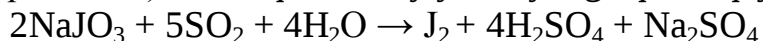
Yodning tabiatda tarqalganligi katta ahamiyatga ega. Yod birikmalari organizmda modda almashinuvini yo'lga solib turishda muhim rol o'ynaydi. Organizmda yod etishmay qolganda endemik bo'qoq deb ataladigan kasallik vujudga keladi.

Dengiz suvida yod juda oz miqdorda uchraydi, shunga qaramasdan, dengizda o'sadigan ba'zi suv o'tlari (dengiz karami - laminariya) yod tuzlarini o'zida to'playdi. Kuchli bo'ron vaqtlardagi to'lqinlar bu o'tlarni qirg'oqqa chiqarib

tashlaydi, so'ngra bu o'tlar quritib yoqiladi, ularning kulidan 2% ga qadar yod tuzlari olinadi.

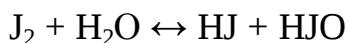
Yodning olinishi. 1) yodidlarga xlor ta'sir ettirish yo'li bilan yod olish mumkin: $\text{MeJ}_x + \text{Cl}_2 = \text{MeCl}_x + \text{J}_2$

2) chili selitrasidan NaNO_3 kristallanganda ortib qoladigan eritma tarkibida natriy yodat bo'ladi. Bu eritmada yod olish uchun eritmaga SO_2 yuboriladi (yoki H_2SO_3 ning tuzlari qo'shiladi). Bu vaqtda natriy yodat yodga qadar qaytariladi:



Ishlab chiqarishda olinadigan yod uncha toza bo'lmaydi: u albatta, tozalanishi kerak. Yodni tozalash uning sublimatlanish xossasiga asoslangan.

Yodning xossalari. Yod odatdagi haroratda qo'ng'ir tusli rombik, metall yaltiroqligiga ega bo'lgan kristall modda, lekin u yaxshi bug'lanadi. Yodning bug' bosimi $113,7^\circ\text{S}$ da 400 mm sim. ust. bosimiga etadi. Yod bug'lari ikki atomli molekulalardan iborat. Yod molekulalarning atomlarga ajralishi 927°S da 13% ga etadi. Yod suvda juda oz eriydi; bu vaqtda yodning oksidlanish darajasi) dan +1 va - 1 ga qadar o'zgaradi:



Yodning gidrolizlanish konstantasi kichik: $K = 5 \cdot 10^{-13}$

Lekin yod molekulalari qutbsiz bo'lganligi sababli yod organik erituvchilarda (spirt, benzol, efir, xloroform kabi erituvchilarda) yaxshi eriydi. Yod bilan erituvchi orasida o'zaro ta'sir borligi tufayli eritmalarining ranggi binafsha yoki qo'ng'ir tusli bo'ladi. Agar bu o'zaro ta'sir kuchsiz bo'lsa, (masalan, CCl_4 da), eritma binafsha tusga kiradi. O'zaro ta'sir kuchlirok bo'lsa, (masalan, asetonda) eritma qo'ng'ir tusni egallaydi. Agar suvga KJ yoki HJ qo'shilsa, unday suvda yod yaxshi eriydi, chunki KJ_3 (yoki HJ_3) tarkibli kompleks birikma hosil bo'ladi. bu erda hatto KJ_9 tarkibli birikma hosil bo'lishi mumkin. Odatda yodning spirtidagi 10% li eritmasi tibbiyotda qo'llaniladi. Yod kraxmalga ta'sir etganda kraxmal to'q ko'k rangga kiradi. Qizdirilganda esa bu ko'k rang yo'qolib ketadi.

Kimyoviy jihatdan yod oksidlovchilar jumlasiga kiradi, lekin uning oksidlash xossalari xlor va bromnikiga qaraganda kuchsizroq ifodalangan.

F - Cl - Br - I - At qatorida chapdan o'ngga tomon elementlarning elektronga moyilligi kamaya boradi. shunga ko'ra erkin holatdagi galogenlarning oksidlash potentsiali $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2 - \text{At}_2$ qatorida chapdan o'ngga tomon kamayadi.

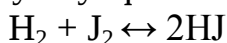


$\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2 - \text{At}_2$ qatorida chapdan o'ngga tomon galogenlarning qaytaruvchi sifatida xossalari kuchayadi; binobarin, agar brom nitrat kislotani NO ga qadar qaytargan bo'lsa, yod hatto sulfat kislotani SO_2 ga qadar qaytaradi:

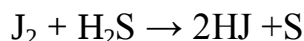


Yod o'z birkmalarida - 1, +1, +3, +5, va +7 ga teng oksidlanish darajalariga ega bo'ladi.

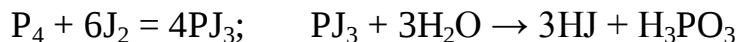
Vodorod yodid. Vodorod bilan yod yuqori haroratda birikadi:



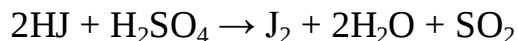
Vodorod yodidning suvdagi eritmasi hosil qilish uchun kukun qilib maydalangan yodga vodorod sulfid ta'sir ettirish mumkin:



Lekin vodorod yodid olishda eng ko'p qo'llaniladigan usul fosfor (III)-yodid gidrolizidir:



Ammo yodidlarga kons. sulfat kislota ta'sir ettirib HJ olib bo'lmaydi, chunki hosil bo'lgan vodorod yodid oksidlanib qoladi:



Vodorod yodid rangsiz, nam havoda tutaydigan gaz, suvda juda yaxshi eriydi. Odatdagi haroratda 1 hajm suv 410 hajm HJ gazini eritadi. Hosil bo'lgan eritma *yodid kislota* nomi bilan yuritiladi. U kuchli kislotalar qatoriga kiradi. Bu kislota qizil fosfor ishtirokida saqlanadi.

Vodorod yodid kislota tuzlari – *metall yodidlari* qaytaruvchi xossalarini namoyon qiladi. Kaliy yodid hatto kuchsiz oksidlovchi nitrat kislota HNO_2 ta'siridan J_2 ga qadar oksidlanadi.

Ishqoriy metallar, ishqoriy-er metallar va ko'pchilik boshqa metallarning yodidlari suvda yaxshi eriydi. Kumush yodid AgJ yomon eriydi, PbJ_2 esa qaynoq suvda yaxshi eriydi, lekin sovuq suvda yomon eriydi.

Kislorodli birikmalari. Yodning J_2O , J_2O_5 tarkibli ikkita oksidi ma'lum, J_2O_5 yodning yagona barqaror oksidi hisoblanadi. U ekzotermik birikma. 300°S qizdirilganda yod bilan kislorodga ajraladi.

Uning solishtirma massasi $4,8 \text{ g/sm}^3$. J_2O_5 olish uchun yodat kislota – HJO_3 ni $180 - 200^\circ\text{S}$ da qizdirish kerak.

Yodning kislorodli kislotalari: gipoyodit kislota HJO , yodat kislota HJO_3 va peryodat kislota HJO_4 lardir. Yana peryodat kislotaning suvli ikkita ko'rinishi bor: H_3JO_5 ($\text{HJO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) va H_5JO_6 ($\text{HJO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Bular turlicha nomlanadi, masalan, HJO_4 ni *metaperyodat kislota*, H_3JO_5 ni *mezoperyodat kislota* va H_5JO_6 ni *ortoperyodat kislota* deb yuritiladi. Meta va mezoperyodat kislotalar beqaror moddalar bo'lib, ortoperyodat kislota erkin xolda rangsiz, havoda yoyilib ketadigan (suyuqlanish harorati 130°S bo'lgan) kristall moddadir. Peryodat kislotaning tuzlari ichida ortoperyodatlar (M_5JO_6) eng barqaror bo'lib, metaperyodatlar (MJO_4) esa qizdirganda ko'pincha portlab parchalanadi.

Gipoyodit kislota va uning tuzlari – gipoyoditlar (MeJO) juda beqaror moddalar bo'lib, osonlik bilan yodatlar (MeJO_3) ga utadi.

Lekin gipoyoditlar (MeJO) toza gipoyodit kislotaga qaraganda barqarorroq moddalardir; agar yodga ishqorlar ta'sir ettirilsa, avval gipoyoditlar hosil bo'ladi, so'ngra ular yodatlarga ajraladi; masalan:

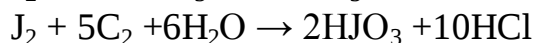
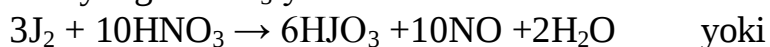


Gipoyodid kislota va uning tuzlari oksidlovchilardir.

Gipoyodid kislota kuchsiz kislota bo'lib, u amfoter xossaga ega.

HClO – HBrO – HJO qatorida moddaning barqarorligi va oksidlash xossasi chapdan o'ngga tomon zaiflashadi.

Yod (V)- oksid J_2O_5 ga muvofiq keladigan kislota yodat kislota HJO_3 dir. Uni hosil qilish uchun yodga HNO_3 yoki xlorli suv ta'sir ettirish kerak:



keyingi reaksiya muvozanatini o'ng tomonga siljitish uchun reaksiya aralashmadan HCl ni chiqarib yuborish kerak, buning uchun kumush oksid qo'shib HCl ni AgCl holida cho'ktiriladi.

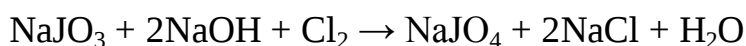
Agar yodga xlorat kislota eritmasi ta'sir ettirilsa ham yod oksidlanib HJO_3 ga o'tadi: $J_2 + 2HClO_3 \rightarrow Cl_2 + 2HJO_3$

Bu tenglamadan ko'ramizki, yodning musbat valentlik namoyon qilish qobiliyati kuchli bo'lganligi uchun u $HClO_3$ tarkibidagi xlorini siqib chikaradi.

Yodat kislota suvda yaxshi eriydigan rangsiz kristallar holida olinishi mumkin. Yodat kislota tuzlari $MeJO_3$ xuddi bromatlar ($MeBrO_3$) va xloratlar ($MeClO_3$) kabi neytral va ishqoriy eritmalarda oksidlovchi xossalar ko'rsatmaydi. YOnuvchi modda bilan aralashtirilganda tashqi kuch ta'sirida yodatlar portlaydi.

$HClO_3$ – $HBrO_3$ – HJO_3 qatorida moddaning barqarorlik darajasi chapdan o'ngga tomon kuchayadi; lekin oksidlash ta'siri va kislota kuchi chapdan o'ngga tomon pasayadi.

Ortoperyodat kislota hosil qilish uchun avval uning tuzlari olinadi. Buning uchun masalan, natriy yodat ishqoriy muhitda oksidlanadi:



So'ngra $NaJO_4$ ga sulfat kislota ta'sir ettirilib H_5JO_6 olinadi. H_5JO_6 o'z tarkibidagi beshta vodorodni metalga almashtirishi mumkin. Uning Ag_5JO_6 va $Pb_5(JO_6)_2$ tarkibli tuzlari olingan.

Ortoperyodat kislota qizdirilganda metaperyodat kislota HJO_4 hosil bo'ladi.

Atom massasi ortishi bilan galogenlarning elektrmanfiyligi kamayishi sababli peryodat kislota tuzlari barqaror moddalardir.

Binobarin, $HClO_4$ dan ko'ra HJO_4 barqarordir.