

**O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI  
OLIV VA O'RTA MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI  
NAMANGAN MUHANDISLIK-QURILISH INSTITUTI**

**«KIMYOVIY TEXNOLOGIYA» kafedresi**

**Shamshidinov I/**

**UMUMIY VA NOORGANIK KIMYO**

**MUAMMOLI MA'RUZALAR MATNI**

**(I – qism)**

**NAMANGAN – 2017 yil**

«Umumiy va noorganik kimyo» fani 5111000 – Kasb ta'limi (Kimyoviy texnologiya) yo'nalishi «Matematik va tabiiy fanlari»ning asosiy fanlaridan biri hisoblanadi. Ushbu muammoli ma'ruzalar matni «Umumiy va noorganik kimyo» fanining amaldagi dasturlari asosida hamda O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligining «Fanlar bo'yicha ma'ruzalar matnlarini tayyorlashga eslatma»sida ko'rsatilgan talablarni nazarda tutilgan holda yozilgan. Ma'ruzalar matnida kimyoning asosiy qonun va tushunchalari, atom va moddalarning tuzilishi to'g'risidagi hozirgi zamon tasavvurlari, davriy qonun va elementlar davriy sistemasi, kimyoviy jarayonlarni amalga oshirish qonuniyatlari, metallar va ularning xossalari alohida ko'rsatib o'tilgan.

Ma'ruzalar matnlaridan akademik litsey hamda kasb-hunar kollejlarning o'qituvchilari va talabalari ham foydalanishlari mumkin.

Ma'ruzalar matni NamMQI «Kimyoviy texnologiya» kafedrasining 2017 yil 29 avgustdagi (1-sonli bayonnoma) va NamMQI ilmiy-uslubiy kengashining 2017 yil 30 avgustdagi (1-sonli bayonnoma) majlislarida ko'rib chiqilgan va chop ettirishga tavsiya etilgan.

**SO'Z BOSHI**

«Kadrlar tayyorlash milliy dasturi»ni ro'yobga chiqarishning sifat bosqichida ta'lim muassasalarini malakali pedagog kadrlar bilan to'ldirish, ularning faoliyatida raqobatga asoslangan muhitni vujudga keltirish, ta'lim muassasalarining moddiy-texnika va axborot bazasini mustahkamlash, o'quv-tarbiya jarayonini yuqori sifatli o'quv adabiyotlari va ilg'or pedagogik texnologiyalar bilan ta'minlash ishlariga alohida urg'u berilgan. Shu maqsadda barcha oliy ta'lim muassasalarida zamonaviy usul, texnika va texnologiya yangiliklarini e'tiborga olgan holda fanlarning asosiy mazmun va mohiyatini aks ettiruvchi ma'ruzalar matnlarini tayyorlashga kirishildi. Shular qatorida I.Shamshidinov, B.Mo'minova, M.Abdullaevlar tomonidan «Umumiy va noorganik kimyo» fanidan ma'ruzalar matni (Namangan, 1999 y.) tayyorlandi.

O'zbekistonning mustaqil taraqqiyot strategiyasini, o'zbek xalqining buyuk davlat barpo etish borasidagi maqsad-muddaolarini, milliy istiqloq mafkurasining mohiyatini talabalar ongiga singdirishda, ta'lim-tarbiya, targ'ibot va tashviqotning samarali usul va vositalaridan oqilona foydalanishni taqazo etadi. Bunday vazifalardan biri o'quv dasturlari, darsliklar va qo'llanmalarda milliy istiqloq mafkurasi g'oyalarini teran aks ettirish hisoblanadi. Quyilgan vazifalardan kelib chiqqan holda zamonaviy texnika va texnologiyalarni ishlatish yoki yosh avlodga milliy istiqloq g'oyasini yetkazish uchun jahon standartlari darajasidagi fan va texnika hamda ilgor tajriba va texnologiyalarning eng so'nggi yutuqlaridan boxabar bo'lgan, raqobatbardosh, o'z sohasining ham ilmiy, ham amaliy bilgan muhandis va muhandis-pedagog kadrlarni tayyorlashda ta'lim yo'nalishlari «Matematik va tabiiy fanlar» blokining asosiy fanlaridan biri bo'lgan «Umumiy va noorganik kimyo» fanini chuqur o'rganish muhim ahamiyatga egadir. Shundan kelib chiqib, ushbu muammoli ma'ruzalar matni oliy ta'limning bakalavriatura bosqichidagi texnik va kasb-talimi yo'nalishlarida o'qitiladigan «Umumiy va noorganik kimyo» fanining amaldagi dasturlari asosida tayyorlandi.

Ma'ruzalar matnidagi materiallar Respublikamizning kimyo fani va sanoatining istiqbolli yo'nalishlarini hisobga olgan holda yoritilgan bo'lib, kimyoning asosiy qonun va tushunchalari, atom va moddalarning tuzilishi to'g'risidagi zamonaviy tasavvurlar, davriy qonun va elementlar davriy sistemasi, kimyoviy jarayonlarni amalga oshirish qonuniyatlari, metallar va ularning xossalari haqida batafsil bayon etilgan. Har bir ma'ruza matni oxirida mavzuga tegishli bo'lgan nazorat uchun savol va mashqlar hamda tayanch so'z va iboralar keltirilgan. Ulardan talabalarning «Umumiy va noorganik kimyo» fani bo'yicha o'zlashtirgan bilimlarini nazorat qilishda foydalanish mumkin.

Ma'ruzalar matnida talabalarning «Umumiy va noorganik kimyo» fanidan o'zlashtirgan bilimlari ularning o'z ta'lim yo'nalishlari fanlaridan oladigan bilimlarini to'ldirishiga va amaliyot davrida qo'llay olishlariga yordam beradigan jihatlariga alohida ahamiyat qaratilgan.

## 1-ma'ruza

### KIMYO FANINING MAZMUNI, VAZIFALARI VA TARIXI. O'ZBEKISTONDA KIMYO FANI VA SANOATINING RIVOJLANISHI.

#### Reja:

1. Kimyo fanining mazmuni va vazifalari.
2. Kimyo fanining tarixi.
3. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi.
4. Kimyo va ekologiya.

#### Muammoli savollar:

1. Kimyo so'zi qaysi tilda rang ma'nosini anglatadi va u qanday rang?
2. O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishida qaysi olimlarning xizmati katta deb hisoblaysiz?
3. O'zbekistonning xom-ashyo resurslari kimyo sanoatini hozirgi sur'atda rivojlantirishda qancha muddatga yetadi?

**Kimyo fanining mazmuni va vazifalari.** Kimyo — tabiat haqidagi fan bo'lib, u fizika, biologiya, mineralogiya fanlari kabi moddiy jismlar to'g'risida atroflicha ma'lumot beradi.

Kimyo — moddalar, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va ularda bo'ladigan o'zgarishlar haqidagi fandır.

Kimyoviy o'zgarishlarda albatta, dastlabki moddalardan, ya'ni xom ashyodan boshqa tarkibga va boshqa xossalarga ega bo'lgan mahsulotlar olinadi. Bunda dastlabki moddalarning tarkibi o'zgaradi, fizik o'zgarishlarda esa bu hol kuzatilmaydi.

Kimyoviy jarayonlarning borishi, reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tarkibiga, ularni tashkil etuvchi zarrachalarning tuzilishiga bog'liq. Shuning uchun moddalarning tuzilishi bilan ularning reaksiyaga kirishish qobiliyati orasidagi bog'lanishni o'rganish muhim ahamiyatga egadir.

Mamlakatimizda kimyo sanoati uchun zarur bo'lgan xom ashyo — neft, toshko'mir, tabiiy gaz, mineral tuz va rudalarning mo'l-ko'lligi turli xil yangi kimyoviy mahsulotlar olishga katta imkoniyat yaratadi.

Kimyoviy toza modda ayni sharoitda o'zgarimas fizik xossalar bilan xarakterlanadi. Moddalar soni juda ko'p. Ularni o'rganishda moddalarning turli xossalari asoslanib, bir necha sinflarga bo'linadi. Bizga ma'lum bo'lgan barcha moddalar birinchi navbatda quyidagi to'rt guruhga:

- 1) elementar zarralar;
- 2) oddiy moddalar;
- 3) murakkab moddalar (yoki kimyoviy birikmalar);
- 4) aralashmalarga bo'lish mumkin.

Elementar zarralar (masalan, elektron, proton, neytron, pozitron,  $\pi$ -mezon va hokazo) soni yuzdan ortiqdir.

Oddiy modda — kimyoviy elementning erkin holda mavjud bo'la oladigan turi. Bunday moddalar faqat bir xil turdagi element atomidan tarkib topgan bo'lib, ularning soni 400 dan ortiqdir.

Murakkab moddalar yoki kimyoviy birikmalar — o'zaro ma'lum nisbatlarda birikkan ikki yoki bir necha element atomidan tuzilgan bo'ladi. Noorganik moddalarning soni 200 mingdan ortiq, organik moddalarning soni esa ikki millionga yaqindir.

Tabiatda toza moddalardan tashqari aralashmalar ham mavjud. Aralashma o'z xossalari bilan kimyoviy birikmalardan keskin farq qiladi. Masalan, bir xil sharoitda baravar hajmda HCl gazi va vodorod bilan xlor aralashmasi olingan bo'lsin. Agar HCl gaziga alanga tutilsa, bu gaz yonmaydi, lekin  $H_2$  va  $Cl_2$  gazlari kuchli portlash bilan yonadi. Reaksiya natijasida yangi modda - HCl hosil bo'ladi.

Jism moddaning fazoda chegaralangan qismidir. Jism tushunchasi juda aniq tushuncha bo'lib, modda tushunchasi esa unga nisbatan ancha keng ma'noni beradi. Masalan, temir moddasidan bolg'a, temir yo'l relsi va boshqa buyumlarni tayyorlash mumkin. Bular jismlardir. Demak, modda tushunchasi jism tushunchasiga nisbatan umumiy tushunchadir.

Bir turdagi moddani boshqa turdagi moddaga aylanishi bilan boradigan jarayon *kimyoviy hodisa* deyiladi.

Bir turdagi modda boshqa turdagi moddaga aylanmaydigan jarayon *fizik hodisa* deyiladi.

**Kimyo fanining tarixi.** Insonlar qadim zamonlardan beri kimyoviy ishlab chiqarish bilan shug'ullanganlar. Kimyoviy ishlab chiqarish Hindistonda, Xitoyda, ayniqsa, qadimgi dunyoning madaniy markazi bo'lgan Misrda taraqqiy etgan. Masalan, eramizdan avvalgi 6000-5000 yillarda insonlar oltin, kumush, mis va metiorit temirini bilishgan, eramizdan avvalgi 4000-3000 yillarda rudalardan mis ajratib olishni, so'ngra bronza tayyorlashni, eramizdan avvalgi 2000 yillarda rudalardan temir ajratib olishni bilishgan. Kishilar eramizdan 4500 yil oldin shisha yasaganlar; vino, sirka, dori-darmon tayyorlash, terini oshlash, matolarni bo'yash, kulolchilik kabi ishlar yaxshi taraqqiy etgan. Nil bo'yog'ining eramizdan 1500-1000 yil ilgari beri ishlatib kelingani ma'lumdir. Shunday qilib, amaliy kimyoni sharq tarixining uzoq o'tmishlarida uchratamiz. Ammo nazariy kimyoni dastavval yunon faylasuflarining asarlarida ko'rish mumkin. To'g'ri, olam, materiyaning barcha turlari bir necha oddiy materiyadagina tuzilgan, degan fikrlar qadim hind, misr, xitoy falsafasidan ham bor. Lekin materiya to'g'risidagi aniq tushunchalarni tarixda birinchi bo'lib yunon faylasuflari ifoda etishgan.

Miloddan avvalgi VII asrda yashagan Fales Miletskiy barcha moddalar suvdan hosil bo'lgan, VI asrda yashagan Anaksimen esa havodan hosil bo'lgan, degan fikrni maydonga tashladilar. V asrda yashagan Geraklit tabiatdagi barcha o'zgarishlarning boshlang'ichi - olov, havo va tuproq ekanligini, Empedokl esa hamma moddalar 4 ta asosiy elementdan: suv, havo, olov va tuproqdan iborat bo'lishini aytishgan. Mashhur faylasuf Levkipp va uning shogirdi Demokrit zamondoshlari qarashlaridan farqli o'laroq, barcha moddalar ko'zga ko'rinmaydigan darajada mayda zarrachalardan iborat, degan fikrni ilgari surib, bu zarrachalarni atomlar deb atadilar. Ularning fikricha, moddalarning atomlari bir materiyaning o'zidan tuzilgan bo'ladi; atomlar shakli va kattakichikligi bilan bir biridan farq qiladi; atomlar doimo harakatda bo'ladi; ular orasida bo'shliq bo'ladi. Ammo qadimgi materialistlarning bu nazariyasini o'z zamondoshlari tushunishmadi.

Eramizdan uch asr ilgari yashagan mashhur faylasuf Aflotunning shogirdi va Iskandar Zulqarnayning ustozu Arastu (384-322 yy) moddalar bitta asosiy materiyadan tuzilgan; to'rtta xossa — sovuqlik, issiqlik, namlik, quruqlikning asosiy materiyaga har xil nisbatda birikishidan to'rtta element — havo, suv, tuproq va olov paydo bo'ladi, degan fikrni maydonga tashladi.

Arastu ta'limotiga ko'ra, asosiy materiyaga namlik va sovuqlik qo'shilsa suv, issiqlik va namlik qo'shilsa havo hosil bo'ladi; bu elementlarni bir-biriga aralastirish mumkin. Masalan, havo sovutilsa, issiqligini yo'kotib, suvga aylanadi. Arastu fikricha, asosiy materiya abadiy, u yo'qolmaydi va yo'qdan bor bo'lmaydi, uning mikdori kamaymaydi va aksincha ortmaydi. Ammo Arastu materiyani sust, abstrakt narsa deb tasavvur qildi. U abstrakt materiyaga g'ayri material - beshinchi ruhiy, ilohiy element birikkandagina u haqiqatga aylanadi, deb tushuntiradi. Arastu fikricha, oddiy metallarni oltinga aylantirish, turli kasalliklarni davolash, yoshlikka kaytish (yosharish) va x.o. bo'lishi mumkinligi ilgari suriladi. Shuningdek, uning zamondoshlari bu beshinchi elementni "filosofik tosh", "sog'lik elliksiri", "universal erituvchi" deb nomlashadi; simob, oltingugurt va tuzni barcha metallarning boshlang'ichi deb hisoblashadi. Arastuning

ta'limotida materialistik qarashlar bilan birgalikda asosan idealistik ta'limotni ilgari suriladi. Uning ta'limoti kimyoda eramizning XVIII asriga qadar xukm surib keldi.

Arablar VIII asrda Ispaniyani zabt etgandan so'ng kimyo fanining rivojlanishi Ispaniyaga, Ispaniya orkali esa yevropaga o'tdi. Arab olimlari, faylasuflari va kimyogarlari kimyo falsafasi, ayniqsa, kimyo amaliyoti ustida ko'p ishladilar. Mashhur arab olimlaridan Jabr ibn Hayyon, Abubakr Muhammad al-Razi, o'zbek olimlari Farobiy (950 yilda vafot etgan), Abu Rayhon Beruniy (973-1048), Abu Ja'far ibn Muso Xorazmiy (IX asrda yashagan), Abu Ali ibn Sino (980-1037), Ulug'bek Muhammad Torog'ay (1394-1449) va boshqalarning nomi butun dunyoga mashhurdir. Beruniyning 150 dan ortiq asari bo'lib, bu asarlarning ko'pchiligi ma'danlarga oiddir. Beruniy simob, oltin va ko'pgina ma'danlar hamda qimmatbaxo toshlarning solishtirma og'irligini juda aniq qilib o'lchadi. Tarixchi, geograf, minerolog va faylasuf bo'lgan Beruniy, matematik va faylasuf bo'lgan Farobiy, tabib va faylasuf bo'lgan Ibn Sino materiya abadiydir, materiya har xil shakllarda mavjud bo'la oladi, degan fikrni ilgari surdilar.

Evropada kimyo cherkov ta'siri ostida edi. Cherkov Arastu ta'limotining materialistik tomonlarini ulotirib tashlab, eng noto'g'ri va reaksiyon tomonlarini saqlab qoldi va uni yana kengaytirdi. Tarixda Arastu ta'limoti rivojlantirishga uringanlarni "Alkimyogar"lar deb atashadi. Ular falsafa toshi va obi-hayotni izlashdi; mis, temir kabi metallarni oltinga aylantirishga urinishdi. Abu Ali ibn Sino bu fikrga tamomila qarshi edi. Alkimyogarlarning o'zlarining natijasiz izlanishlari, ya'ni oltin olish uchun urinishlari bekor ketgan bo'lsa ham, qator noorganik moddalar: sulfat, xlorid, nitrat kislotalar, zar suvi, fosfor, nashatir spirti, turli ishqorlar va boshqalarni sintez qildilar.

Keyinchalik Arastu ta'limoti nazariy kimyoning rivojlantirilishiga halaqit berdi, lekin ko'pgina olimlar va hunarmandlar amaliy kimyoni taraqqiy ettirishda katta hizmat qildilar.

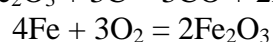
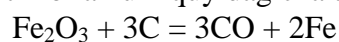
Kristallanish, haydash, erish kabi ko'pgina kimyoviy jarayonlar o'rganildi; turli bo'yoqlar, dori-darmonlar, kislotalar, tuzlar, ishqorlar hosil qilindi. Rudalardan metallarni ajratib olish, qotishmalar ishlab chiqarish kabi jarayonlar yo'lga qo'yildi.

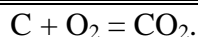
XIV-XVI asrlarda ko'pgina olimlar, turli metallardan oltinni sintez qilishga ishonidilar va ayrimlari esa texnik kimyo, ya'ni dorivor mahsulotlar tayyorlash va boshqa ishlar bilan shug'ullanishgan. XVII asr boshlarida shveysar hakimi Paratsels turli tuzlar, simob, oltingugurt birikmalarini hosil qildi va ular yordamida yuqumli kasalliklarni davolay boshladi. Ayrim kimyogarlarning esa tabiiy o'simliklardan dorivor moddalarni ajratib olishni yo'lga qo'yishdi. Kimyo sohasidagi bu yangilik "yatrokimyo" deb ataldi.

O'sha paytning progressiv kimyogarlari dastavval Italiyada, keyinchalik Fransiya, Angliya va boshqa mamlakatlarda ko'payib bordi va o'zlarining maktablarini yaratishdi. Shunday ilmiy jamiyat asoschilaridan biri ingliz olimi Robert Boyl (1627-1691) dir. Boyl va uning safdoshlari bir necha elementlarni real va tajriba asosida topishdi.

Bundan tashqari, Boyl fransuz olimi Rene Dekart (1596-1694) izidan borib, atom haqidagi Demokrit tushunchalariga aniqlik kiritdi va uning asoslarini kimyoviy o'zgarishlarni kuzatish bilan bog'ladi. U murakkab moddalar parchalanganda hosil bo'ladigan eng oddiy moddalarni element deb atadi va elementning haqiqiy ma'nosini birinchi bo'lib fanga kiritdi. Boyl kimyoviy tajribalarga, ya'ni tahlil va sintez masalalariga katta ahamiyat berdi hamda kimyoviy jarayonlarni kuzatish orqali kimyoviy qonuniyatlarni topish mumkin, degan fikrni ilgari surdi.

XVIII asrning boshlarida nemis olimi G.Shtal yonish, oksidlanish, qaytarilish jarayonlarini izohlash uchun flogiston nazariyasini yaratdi (flogiston so'zi yunoncha bo'lib, uning ma'nosi yonuvchanlik demakdir). Bu nazariyaga muvofiq, metall yondirilganda yoki qizdirilganda undan flogiston ajralib chiqadi, metallning o'zi zangga aylanadi. Flogiston yengillik beradi, chunki u "manfiy massa" qiymatiga ega, shu sababli metaldan flogiston ajralib chiqqanda metall zangi og'irlashadi, deb tushuntiriladi. Bu nazariya oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini tushuntirishga imkon beradi. Hozirgi zamon kimyo tili bilan uni quyidagicha talqin qilish mumkin:





Bu nazariyaga muvofiq, yonuvchi moddalar (vodorod, oltingugurt, ko'mir, shuningdek metallar) o'z tarkibida flogiston tutadi. Ko'mir asosan flogistondan iborat. Ko'mir yonganda flogiston uchib ketadi, ikkinchi qism kuyindi holda qoladi. Rudalarga (yoki zanglarga) ko'mir qo'shib qizdirilganda ko'mirdagi flogiston zangga o'tib, zangni metallga aylantiradi. Bu nazariya ko'pgina jarayonlarni tartibga solish va guruhlash uchun xizmat qildi hamda yangi gaz holatdagi moddalar kashf etilishiga asos bo'ldi. Ammo bu nazariyaning mohiyati noto'g'ri bo'lganidan, ma'lum bir davr o'tgach, fanning rivojlanishiga to'skinlik qila boshladi va o'z mohiyatini yo'qotdi.

Flogiston nazariyasi mohiyatining noto'g'riligini Lomonosov tomonidan yaratilgan modda massasining saqlanish qonuni orqali izohlash mumkin.

**O'zbekistonda kimyo fani va sanoati rivojlanishi.** O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi Toshkent Davlat universiteti (hozirgi O'zbekiston milliy universiteti)ning kimyo fakultetini tashkil etilishi bilan bog'liq. Hozirgi kunda O'zbekiston Fanlar akademiyasi qoshidagi kimyoga doir ilmiy-tekshirish institutlarida va mustaqil respublikamizdagi ko'p sonli oliy o'quv yurtlarining kimyo va kimyoviy texnologiya kafedralarida olimlar, mutaxassislar kimyo fani va sanoatining eng muhim muammolarini tadqiq qilish bilan shug'ullanmoqdalar. Respublikamizning kimyo fani va sanoati rivojiga hissa ko'shgan va qo'shayotgan akademiklar O.S.Sodiqov, S.Yu.Yunusov, K.S.Ahmedov, M.N.Nabiev, X.U.Usmonov, M.Asqarov, Z.Salimov va boshqa yirik kimyogar olimlarning ilmiy ishlari xorij davlatlarida ham mashhurdir.

O'zbekiston hududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt, rangli metallar rudasi va boshqa xom ashyolar bo'lganligi uchun mamlakatimiz yirik kimyo sanoatlariga ega. Prezidentimiz I.A.Karimovning «O'zbekiston XXI asr bo'sag'asida: xavfsizlikka tahdid, barqarorlik shartlari, taraqqiyot kafolatlari» asarlarida alohida ko'rsatib o'tilganidek: «O'zbekiston o'z yer osti boyliklari bilan haqli suratda faxrlanadi – bu yerda mashhur Mendeleev davriy sistemasining deyarli barcha elementlari topilgan...».

Xom ashyoning ko'pligi yetakchi kimyo sanoati korxonalarini – Olmaliq “Ammofos” ishlab chiqarish birlashmasi, Chirchiq elektrokimyo ishlab chiqarish birlashmasi, Navoiy “Azot” ishlab chiqarish birlashmasi, Farg'ona sun'iy tola zavodi, Namangan kimyo zavodi, Toshkent lok-buyoq materiallari va plastmassalarni ishlab chiqaradigan va qator boshqa kimyo korxonalarini vujudga keltirish imkonini yaratdi. Hozirda kimyo sanoati rivojlangan hududlar — Olmaliq, Chirchiq, Farg'ona, Qo'qon, Navoiy kabi yirik kimyo sanoati markazlari ishlab turibdi.

**Kimyo va ekologiya.** Respublikamizda atrof-muhitni muhofaza qilish yuzasidan bir qancha ishlar olib borilmoqda. Chiqindi suvlaridan metallarni ajratib oluvchi ionitlar ishlatilmoqda, qurilmalar ishga solinmoqda.

Prezidentimiz I.A.Karimovning «O'zbekiston XXI asr bo'sag'asida: xavfsizlikka tahdid, barqarorlik shartlari, taraqqiyot kafolatlari» asarlarida ta'kidlanganidek: «*Sanoat korxonalarida atmosferaga, suv havzalariga va tuproqqa ifloslantiruvchi hamda zararli moddalarni tashlaganlik uchun solinadigan maxsus soliqdan keng foydalangan holda ma'suliyatni oshirish darkor. Ularda zamonaviy, samarali tozalash qurilmalari tizimini joriy etish kerak. Boshlang'ich xom ashyodan tayyor, pirovard mahsulot olgunga qadar kompleks foydalanishga imkon beradigan yangi, zamonaviy, ekologik jihatdan samarali uskunalarni o'rnatish lozim*».

Hozirgi kundagi ekologik va iqtisodiy vazifa eng mukammal chiqindisiz kimyoviy texnologiyani qo'llashdir. O'zbekistonda joylashgan barcha kimyo korxonalarini yaqin yillar ichida chiqindisiz texnologiya asosida ishlashga moslashtirilishi lozimdir. Bu vazifani xal qilish, ya'ni yuksak malakali kimyogorlar, kimyogar-muhandislar tayyorlash respublikamizning oliy o'quv yurtlari zimmasiga yuklanadi.

**2-ma'ruza****ATOM-MOLEKULAR TA'LIMOT. KIMYONING ASOSIY STEKIOMETRIK QONUNLARI****Reja:**

- 1. Atom-molekulyar ta'limot.**
- 2. Moddalar massasining saqlanish qonuni.**
- 3. Tarkibning doimiylik qonuni.**
- 4. Karrali nisbatlar qonuni.**
- 5. Ekvivalentlar qonuni.**
- 6. Hajmiy nisbatlar qonuni.**
- 7. Avogadro qonuni.**

**Muammoli savollar:**

1. *Qaysi qonun bir-birini to'ldiradi, ya'ni biri ikkinchisini mohiyatini ochib beradi?*
2. *Tabiatda «ideal gaz» yo'q. Lekin fanga bu tushunchani kiritilishiga sabab nima?*

**Atom-molekulyar ta'limot.** Moddalarning nihoyatda mayda zarrachalar atomlardan tuzilganligi haqidagi tasavvurlar qadimgi Gresiyada vujudga kelgan. Eramizdan avvalgi V asrda Demokrit moddaning eng mayda bo'linmaydigan zarrachasini atom deb atadi. Lekin atomning qanday zarracha ekani va uning xossasi to'g'risidagi tasavvurlar XVI asrning boshlaridan o'rganila boshlandi. Fransuz olimi P.Gassendi tarixda unutilib yuborilgan atom tushunchasini fanga yana kiritdi. P.Gassendi moddalar atomlardan tuzilgan va atomlarning xillari ko'p emas, degan fikrni maydonga tashladi. Lekin bu fikrni o'zi bilan moddalar asosini tashkil qiluvchi zarrachalar to'g'risidagi tasavvurlarni to'la tushuntirib berib bo'lmaydi.

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

Atom-molekulyar ta'limotning mohiyati quyidagilardan iborat:

- 1) barcha moddalar «korpuskula» lardan iborat bo'lib, ular bir-biridan oraliq 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). «Element»lar ham to'xtovsiz harakatda bo'ladi;
- 4) «element»lar aniq massa va o'lchamga ega;
- 5) oddiy moddalarning «korpuskula»lari bir xil «element»lardan, murakkab moddalarning «korpuskula»lari esa turli «element»lardan tashkil topgan bo'ldi.

Materiyaning tuzilishi, moddalarning xossalari va kimyoviy o'zgarishlarining tabiati haqidagi hozirgi zamon tasavvurlari atom-molekulyar ta'limot asosida moddalarning diskretligi prinsipi yotadi, ya'ni moddalar yaxlit bo'lmasdan, balki mayda zarrachalardan tarkib topgan. Moddalar doimo harakatda bo'ladi: *jism harorati qanchalik yuqori bo'lsa, harakat ham shunchalik intensiv bo'ladi.*

Ingliz olimi J.Dalton kimyo va fizika sohasida yig'ilgan tekshirish natijalariga asoslanib, 1808 yilda atomistik ta'limotni yaratdi. U atomistikaga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini kashf etdi. Atomistik ta'limot mohiyati quyidagicha:



a) moddalar nihoyatda mayda zarrachalar — atomlardan tuzilgan, atom yanada kichikroq zarrachalarga bo'lina olmaydi;

b) har qaysi kimyoviy element faqat o'ziga xos «oddiy» atomlardan tuzilgan bo'lib, bu atomlar boshqa element atomlaridan farq qiladi, har bir elementning atomi o'ziga xos massa va o'lchamga ega;

v) kimyoviy reaksiya vaqtida turli elementlarning «oddiy» atomlari o'zaro aniq va o'zgarmas butun sonlar nisbatida birikib, «murakkab» atomlarni hosil qiladi;

g) faqat boshqa-boshqa xossalarga ega bo'lgan atomlarga o'zaro birika oladi, bir elementning atomlari hech qachon o'zaro kimyoviy reaksiyaga kirishmaydi. Ular bir-biridan itariladi.

Dalton atomistik ta'limotga asoslanib, kimyoviy element tushunchasiga aniq ta'rif berdi:

***Kimyoviy element bir xil xossalari bilan xarakterlanadigan atomlar turidir.***

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi o'sha vaqtdayoq ma'lum bo'ldi. Birinchidan, oddiy moddalarning molekullari real mavjud bo'lishini inkor etdi. Ikkinchidan, murakkab moddalarning tuzilishini talqin qilishda bir elementning bir atomi ikkinchi elementning faqat bir atomi bilan birikadi, deb faraz qildi. U holda suv NO, ammiak NH, etilen SN kabi formulalar bilan ifodalangan bo'lar edi. Shuning uchun ba'zi elementlarning atom massalari ikki xil qiymatli bo'lib chiqdi. Demak, atom bo'linishi mumkin deb faraz qilishga to'g'ri keladi, bu esa atom bo'linmaydi degan fikrga ziddir.

Ko'rinib turibdiki, atom-molekulyar ta'limotning mohiyati chuqur ilmiy asoslanganligi sababli atomistik ta'limotda yechilmagan masalalarni ham yoritib berilganligini ko'rsatadi.

***Stexiometrik qonunlar.*** Stexiometriya kimyoning reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasidagi massa va hajmiy nisbatlar ko'rib chiqiladigan bo'limidir. «Stexiometriya» so'zi grekchadan tarjima qilinganda «tarkibiy qism» va «o'lchayman» degan ma'nolarni anglatadi.

Stexiometriyaning asosini stexiometrik qonunlar: moddalar massasining saqlanish qonuni, ekvivalentlar qonuni, karrali nisbatlar qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni va Avagadro qonuni tashkil etadi.

**Moddalar massasining 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 birinchi marta 1748 yilda moddalar massasining saqlanish qonunini ta'rifladi, 1756 yilda metallarni og'zi kavsharlab berkitilgan idish (retotta)da qizdirish yo'li bilan bu qonunni to'g'riligini tajribada isbotladi:

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

1789 yilda Lomonosov ishidan bexabar holatda, fransuz kimyogari A.L.Lavuaze ham moddalar massalari saqlanish qonunini e'lon qildi:

***Kimyoviy reaksiya paytida faqatgina reaksiyada ishtirok etayotgan moddalar massalarigina o'zgarmay kolmasdan, ular tarkibiga kiruvchi elementlar massalari ham o'zgarmasdan qoladi.***

1905 yilda Albert Eynshteyn (nemis olimi) jism massasi (m) bilan uning energiyasi (E) orasidagi bog'lanishni ko'rsatish, moddalar massasining saqlanish qonuniga faqat oddiy kimyoviy jarayonlar bo'ysunishini, yadroviy reaksiyalar esa bunday qonuniyatdan chetlanishini ko'rsatdi. Ya'ni:

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

bu yerda:  $\Delta E$  - energiya o'zgarishi;  
 $\Delta m$  - massa o'zgarishi;  
 c - yorug'lik tezligi (vaakumda 300 000 km/sek ga teng).

Energiya o'zgarishi kichik qiymatli bo'lganda massa uzgarishi nolga yaqinlashadi, ya'ni o'zgarmaydi. Yadro reaksiyalarida esa energiya o'zgarishi juda yuqori qiymatli bo'lganligi uchun massa o'zgarishi sezilarli o'zgarishini ko'rish mumkin.

Eynshteynning bu tenglamasi makro jismlar uchun ham, mikrozarachalar (masalan, elektronlar, protonlar) uchun ham taalluqlidir.

**Tarkibning doimiylik qonuni.** A.Lavuaze 1781 yilda karbonat angidrid gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va gaz tarkibida uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat 3:8 ekanligini aniqladi. Bunga asoslanib A.Lavuaze har qanday kimyoviy toza moddani tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarish nisbatda bo'ladi, degan xulosa chiqardi. Bu xulosa tarkibning doimiylik qonunidir. 20 yil davomida bu qonunning to'g'riligini barcha olimlar e'tirof etdilar. Lekin 1803 yilda fransuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tadqiqotlar asosida, kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi moddalarning massa nisbatlariga bog'liq bo'ladi, degan xulosa chiqardi. Bu xulosaga dalil sifatida bir qancha analizlarning natijalarini keltirdi.

J.L.Prust Bertolening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. Kimyoviy toza moddalarni puxta analiz qildi va toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda ko'p analizlari bilan isbotladi. 1809 yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri tarkibning doimiylik qonuni quyidagicha ta'riflandi:

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

Toza suv tarkibida 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bo'lib, suv 0°C da muzlaydi, 100°C da qaynaydi. Uning 4°C dagi zichligi 1000 kg/m<sup>3</sup> yoki 1 g/sm<sup>3</sup> ga teng.

Bertolening o'zgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik N.S.Kurnakov rivojlantirdi. U qotishmalar va eritmalarda haqiqatan ham o'zgaruvchan tarkibli birikmalar bo'lishini isbot qildi va ularni *bertolidlar* deb atadi, o'zgarmas tarkibli birikmalarni esa *daltonidlar* deb atadi.

Tarkibning doimiylik qonuniga faqat molekula holdagi gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi. Atom tuzilishga ega bo'lgan kristall moddalar va yuqori molekulyar birikmalar bo'ysunmasligi mumkin.

Tarkibning doimiylik qonunini quyidagicha ta'riflash mumkin:

***Har qanday quyi molekulyar birikma, o'zining olinish usuli va sharoitidan qat'iy nazar o'zgarmas tarkib bilan ifodalanadi.***

**Karrali nisbatlar qonuni.** Karrali nisbatlar qonuni 1808 yilda Dalton tomonidan yaratilgan.

***Agar ikki element o'zaro ta'sirlashib bir necha birikmalar hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro kichik butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.***

Bu xulosa tez orada eksperiment yo'li bilan isbotlandi. Dalton o'sha zamonda ma'lum bo'lgan ikkita uglevodorod metan bilan etilen tarkibini tekshirib (1-jadval) uglerodning bu birikmalarida bir og'irlik qism vodorodga to'g'ri keladigan og'irlik miqdorlari o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatda bo'lishini topdi.

1-jadval

Birikma nomi	Tarkibi, % hisobida		Tarkibi, og'irlik qism hisobida	
	uglerod	vodorod	uglerod	vodorod
Metan CH <sub>4</sub>	75	25	3	1
Etilen C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	85,71	14,29	6	2

Karrali nisbatlar qonunidan ikkita muhim xulosa kelib chiqadi:

- 1) Bir xil elementlardan hosil bo'lgan birikmalar o'z og'irlik tarkiblari jihatidan odatda, birbiridan katta farq qiladi. Masalan, azot oksidlarida bir og'irlik qism azotga 0,57 og'irlik qism kislorod, yoki bundan 2-5 barobar ortiq kislorod to'g'ri keladi. Demak, ma'lum ele-

mentlardan hosil bo'lgan birikma xudda shu elementlardan tuzilgan boshqa birikmaga aylantirilganda, tarkib to'satdan (sakrash bilan) o'zgaradi.

- 2) Birikadigan elementlar orasidagi miqdoriy nisbatlarning o'zgarishi hamma vaqt yangi sifat paydo bo'lishiga olib boradi. Masalan, azot oksidlari ( $N_2O$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$  va b.) garchi bir xil elementlardan tuzilgan bo'lsa ham sifat jihatdan bir-biridan farq qiladi. Bunday farq tabiatning umumiy qonuniga — miqdorning sifatga o'tish qonuniga yaqqol misoldir.

**Ekvivalentlar qonuni.** 1804-1814 yillardagi Rixter, Dalton va Vollastonlarning tajribalari natijasida ekvivalentlar qonuni aniqlandi. Qonun quyidagicha ta'riflandi:

***Reaksiyaga kirishuvchi moddalar massalarining nisbati ularning ekvivalentlari nisbatiga teng, yoki, hamma moddalar ekvivalent nisbatlarda ta'sirlashadi.***

Kimyoviy ekvivalentni quyidagicha ifodalash kiritilgan:

1 o.q. vodorod yoki 8 o.q. kislorod bilan birika oladigan yoki o'rin almashina oladigan modda miqdori shu *moddaning kimyoviy ekvivalenti* deyiladi.

Moddaning kimyoviy ekvivalentini bilish uchun uni tashkil qiluvchi elementning kislorodli yoki vodorodli birikmasini bilish kerak.

$$\mathfrak{E} = \frac{A}{n} = \frac{M}{n}$$

bu yerda: E - ekvivalent;  
A yoki M - atom yoki molekulyar massa;  
n - valentligi yoki asosligi (negizlilik).

Moddaning ekvivalent massasiga son jihatdan teng qilib olingan modda miqdori *gramm-ekvivalent* deyiladi.

Masalan:  $N_2SO_4$ ning gramm-ekvivalentini hisoblaymiz:

$$\mathfrak{E} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g/ekv.}$$

Kimyoviy ekvivalent tushunchasi amaliy hisoblashlarni bajarishda qo'l keladi (normal eritmalar, elektrokimyoviy jarayonlar va h.).

**Hajmiy nisbatlar qonuni.** Bu qonun 1805 yilda Gey-Lyussak (Fransiya) tomonidan kashf etilgan bo'lib u quyidagicha ta'riflanadi:

***Bir xil fizikaviy sharoitda (P,T) kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.***

Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori temperaturada reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi.

Sanoatda juda ko'p qo'llaniladigan gaz analizi usuli shu qonunga asoslangan (Ors, Vyurs-Shtroley, BTI — Butunittifok teplotexnika instituti gaz analizatorlari).

**Avogadro qonuni.** Tabiiy bilishning asosiy qonunlaridan biri — Avogadro qonuni italyan olimi Avogadro tomonidan 1811 yilda maydonga tashlangan:

***Bir xil sharoitda (bir xil temperatura va bir xil bosimda) va baravar hajmda olingan turli gazlarning molekulalar soni o'zaro teng bo'ladi.***

Bu qonunni shuningdek, konsentratsiya uncha katta bo'lmagan holatlarda ionlar va ionlashgan gazlar elektronlari uchun qo'llash mumkin.

Keyinchalik (1850 yil o'rtalarida) Jerar tomonidan Avogadro qonuniga asoslanib, gaz holatdagi moddalarning kimyoviy tarkibiga bog'liq bo'lmagan holda molekulyar massasini aniqlashning ikki yo'lini ko'rsatildi:

1-yo'l: Bir xil fizik sharoitda har qanday gazning gramm-molekulasi bir xil hajmni egallaydi ( $0^{\circ}\text{C}$ , 760 mm. sim. ust.).

$$v = 22414 \text{ sm}^3/\text{mol} = 22,4 \text{ l/mol yoki } 22,4 \text{ m}^3/\text{kmol}.$$

Bu miqdor gazlarning molyar xajmi deyiladi.

2-yo'l: Gazsimon moddaning molekulyar massasi uning vodorodga nisbatan zichligini ikki-ga ko'paytirilganiga teng (aniqrog'i 2,016).

$$M_x = M_{H_2} \frac{\rho_x}{\rho_{H_2}} = 2,016 D^x(H_2)$$

bu yerda:  $D^x(H_2)$  - X gazining vodorodga nisbatan zichligi yoki

X va  $H_2$  gazlari zichliklarining nisbati, bu oddiy fizik eksperiment bilan aniqlanadi.

1908-1910 yillarda fransuz olimi Perren tomonidan birinchi bo'lib 10 g molekula gazdagi (n.sh.da) molekular soni aniqlandi:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Bu son *Avogadro soni* deb ataladi.

### 3-ma'ruza

#### ATOM TUZILISHI

##### Reja:

1. Atom to'g'risidagi tasavvurlarning paydo bo'lishi.
2. Rezerford tajribasi. Atomning planetar modeli.
3. Bor nazariyasi.

##### *Muammoli savollar:*

1. Elektronning yadro atrofidagi harakati qanday tushuntiriladi?
2. Ita elektron yadroga qulaganda yadroda qanday o'zgarish kuzatiladi?
3. «Vodorodsimon zarracha» qanday ma'noni anglatadi?

**Atom to'g'risidagi tasavvurlarning paydo bo'lishi.** Modda tuzilishining diskretligi haqidagi tushunchalar qachondan boshlanganligi noma'lum. Atomni, ya'ni materiyaning boshqa bo'linmaydigan eng kichik zarrachasi haqidagi tushunchalarning asoschilari bo'lib, qadimgi grek filosof olimlari Levkipp (eramizgacha V asr) va uning o'quvchisi Demokrit (eramizgacha 470-357 yillar) hisoblanishadi. O'z zamondoshlaridan farq qilib, ular atom haqidagi tasavvurlarning turli xil aspektlarini ishlab chiqdilar. Materiyaning juda mayda bo'linmaydigan, bir-biridan o'lchamlari (shuningdek, massasi) va formasi bilan farq qiladigan zarrachalarni Demokrit "atom" (bo'linmaydigan) degan termin bilan atashni kiritdi.

XIX asrning oxiriga qadar, atom bo'linmas zarracha deb hisoblanar edi. Bu tasavvur atomning tabiatini va uning tuzilishini o'rganishga ko'p vaqt to'sqinlik qilib keldi. XIX asrning boshida Moskva Davlat Universitetining professori M.G.Pavlov atomning tuzilishi murakkab, uning tuzilishida elektr zaryadi ishtirok etadi, atomning tuzilishi planetar tuzilishdir, degan fikrni maydonga tashladi. 1815 yilda ingliz olimi Prout ham elementlar atomi murakkab tuzilgan va ular vodoroddan iborat degan fikrni bildirdi. XIX asrning oxirida katod nurlari, anod nurlari, rentgen

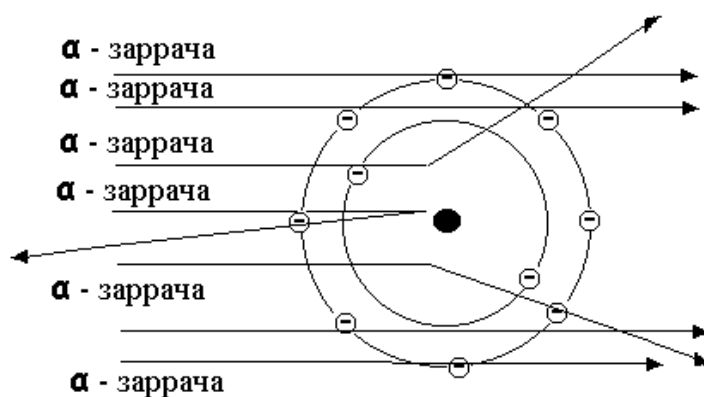
nurlari, nurlanishning kvant nazariyasi, radioaktivlik hodisasi kabi bir necha kashfiyotlar qilinishi natijasida atomning murakkab tuzilganligini isbotlab berildi.

Eritmalar (XIX asr 30 y. ingliz olimi M.Faradey) va gazlardan elektr tokini o'tishini o'rganish; past bosimdagi gazlarda katodlar orasida birinchi - musbat zaryadli ionlar, ikkinchi - manfiy zaryadli ionlar elektronlarning tartibli harakatini ko'rsatuvchi kanal nurlari (1886y.) va katod nurlari (1895 yil, ingliz olimi Kruks) ning kashf etilishi; elektronning mavjudligini isbotlash (1897 y. J.Tomson) va uning tavsifi (zaryadi va massasi)ni o'lchash; radioaktiv hodisasi (1896 y. A.Bekkerel) va boshqa bir qancha tadqiqotlar moddalarning atomlari turli turdagi zaryadlangan zarrachalardan tarkib topib, murakkab tuzilishga ega ekanligini ko'rsatadi.

**Rezerford tajribasi. Atomning planetar modeli.** Boshlang'ich eksperimental-strukturaviy tajribalar E.Rezerfordning (1871-1937 y.) yupqa metall plastinka sirtida ( $\alpha$ -zarrachalarning yoyilishi tajribasi orqali ko'rsatildi. Bu yoyilish atomning deyarli barcha massasi musbat zaryadlangan yadroga yig'ilganligi bilan izohlanadi. 1911 yilda Rezerford atomning planetar modelini taklif qildi; atom yig'ilgan, kichkina hajmdagi (atom hajmining 10-15 qism hajmini tashkil qiluvchi) musbat zaryad-dan tarkib topgan yadro va uning neytrallab turuvchi, hamda hajm bo'yicha orbitallarda harakatlanuvchi (xuddi quyosh atrofida planetalar harakatlangani singari) elektrondan iborat sistemadir.

Rezerford, shogirdi Chadvik bilan mis, oltin va platina metallaridan yasalgan plastinkalar (qalinligi taxminan 0,0005 mm) sirtiga  $\alpha$ -zarrachalar yog'dirib, ularning metaldan o'tish yo'llarini tekshirdi. Metall sirtida  $\alpha$ -zarrachalar harakat yo'nalishining o'zgarishini kuzatishdi. Ko'pchilik  $\alpha$ -zarrachalar metallardan to'g'ri o'tib ketadi.  $\alpha$ -zarrachalarning ozgina qismi o'z harakat yo'nalishini o'zgartiradi. Tajribada 10000 tadan bitta  $\alpha$ -zarracha metall sirtidan o'tishda o'z harakat yo'nalishini o'zgartirishi yoki orqaga kaytishini aniqlandi. Bu tajribaga asoslangan holda Rezerford, atomning yadrosida musbat zaryadlangan zarrachalar (protonlar) yig'ilgan holatda joylashadi, uning atrofida protonlar soniga teng miqdordagi elektronlar xuddi quyosh atrofida planetalar xarakatlangani kabi katta tezlik bilan aylanadi, degan xulosaga keldi.

$\alpha$ -zarrachalarning metall plastinka sirtida yoyilishi:



Shunday qilib, atomning hajmi markazida kichik bir yadro bo'lib, uning atrofida elektronlar aylanib yuradi. Demak, atom hajmining ko'p qismi bo'shliqdan iborat bo'ladi.

Atomning diametri  $10^{-8}$  sm bo'lsa, yadro diametri  $10^{-13}$ - $10^{-12}$  sm dir. Yig'ilgan  $1 \text{ sm}^3$  hajmdagi yadrolar massasi 116 mln. tonnaga teng bo'ladi.

Rezerford tajribasini Vilson boshqa usul bilan bajarib ko'rdi.

Agar havoda chang bo'lib, bunday havo suv bug'iga to'yinsa, bug' chang atrofida darhol kondensatlanadi, ya'ni mayda suv tomchilariga - tumanga aylanadi. Agar havo toza bo'lsa-yu, lekin havoda zaryadli zarrachalar - ionlar bo'lsa, suv bug'i ionlar atrofida kondensatlanadi. Agar havoda chang ham, ionlar ham bo'lmasa, havo sovtilganda undagi to'yingan bug' kondensatlanmaydi. Vilson ana shundan foydalanib, atomning yadroli tuzilishga ega ekanligini yana bir bor tasdiq etdi. U devorlari oynali kameraning bir tomoniga porshen o'rnatib, kamera ichini changsiz toza havo bilan to'ldirdida, bu havoga suv bug'i qo'shdi. Shundan keyin kamera orqali  $\alpha$ -zarrachalar o'tkaza

turib, porshenni sirtga tomon tez tortish yo'li bilan havoni sovutdi.  $\alpha$ -zarrachalar havo orqali o'tar ekan, molekulalarni bombardimon qilib, ularni ionlashtiradi. Zarrachalar atrofida darhol tuman tomchilari paydo bo'ladi va o'tgan har bir  $\alpha$ -zarrachalar yo'lida tuman chizig'i vujudga keladi. Bu chiziqlarni fotosuratga olish mumkin.  $\alpha$ -zarracha yadroga duch kelmay yoki yaqin bormay o'tsa, uning yo'lida to'g'ri tuman chizig'i hosil bo'ladi. Agar  $\alpha$ -zarracha yadro yonidan o'tsa, tuman chizig'i ozgina burilgan holda ko'rinadi. Agar  $\alpha$ -zarracha biror yadroga duch kelsa, tuman chizig'i keskin ravishda sinadi. Bu tajribada taxminan 10 000 ta to'g'ri chiziq orasida bitta siniq chiziq bo'ladi.

**N.Bor nazariyasi.** Atom tuzilishining ajoyib bosqichlaridan biri — 1913 yilda Daniya olimi Nils Bor taklif qilgan *vodorod atomining tuzilishi* nazariyasi bo'ldi. N.Bor o'z nazariyasini yaratishda Rezerford fikriga va kvantlar nazariyasiga asoslandi.

N.Bor nazariyasining birinchi postulatiga ko'ra, elektron yadro atrofida faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitallar bo'ylab aylanadi.

Bu orbitallardan qaysi birining elektron bilan band etilishi atomning energiyasiga bog'liq. Agar atomning energiyasi minimal qiymatga ega bo'lsa elektron yadroga eng yaqin birinchi orbita bo'ylab harakat qiladi; atomning bu holatini qo'zg'almagan, *normal yoki asosiy holat* deyiladi. Bu holda elektron yadro bilan eng mustahkam bog'langan bo'ladi.

Qo'shimcha energiya qabul qilgan atom qo'zg'algan holatga o'tadi. Lekin atomning qo'zg'algan holati nihoyatda qisqa muddatlidir (sekundning yuz milliondan bir ulushi vaqtda).

Elektron uzoq orbitadan yaqin orbitaga o'tganda atom elektromagnit nur chiqarib o'z energiyasini kamaytiradi.

N.Bor nazariyasining ikkinchi postulatiga ko'ra, elektron bir orbitadan ikkinchi orbitaga o'tgandagina atom o'z energiyasini o'zgartiradi: elektron kvantlangan orbitalar bo'ylab aylanganda, atom energiya chiqarmaydi va energiya yutmaydi.

Elektron yadrodan uzoqda turgan orbitadan yadroga yaqin orbitaga o'tganda atom yorug'likning bir kvantiga teng energiya chiqaradi. Bu kvantning kattaligi dastlabki va oxirgi holatlarning energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir:

$$E = E_1 - E_2 = h\nu$$

bu yerda:  $E_1$  va  $E_2$  - dastlabki va oxirgi holatlar energiyalari;

$h$  - Plank doimiysi,  $6,624 \cdot 10^{-34}$  joul/sek;

$\nu$  - nurning 1 sekunddagi tebranishlar soni (chastotasi):

$$\nu = c/\lambda$$

bu yerda:  $c$  - yorug'lik tezligi;  $\lambda$  - yorug'likning to'lqin uzunligi.

#### 4-ma'ruza

### ATOMDAGI ELEKTRONLARNING ENERGETIK POG'ONA VA POG'ONACHALARDA JOYLANISHI

**Reja:**

1. Elektronlarning kvant sonlari.
2. Pauli prinsipi. Gund qoidasi.
3. Klechkovski qoidalari.
4. Ko'p elektronli atomlarda elektronlarning joylanishi.
5. Atom yadrosining tarkibi. Izotoplar.
6. Radioaktivlik.

**Muammoli savollar:**

1. Kelajakda davriy sistema rivojlanib borgan sari bosh kvant soni qanday qiymatlarga ega bo'ladi?
2. s-, p-, d-, f - elektronlardan tashqari yana qanday tuzilishli elektronlar bo'lishi mumkin?

**Elektronlarning kvant sonlari.** Hozirgi vaqtdagi tasavvurlarga ko'ra, elektronning harakati to'rtta kvant son bilan xarakterlanadi.

1. *Bosh kvant son n* — elektron energiyasining kattaligini ko'rsatadi. n ning son qiymati 1,2,3,4,... ga teng butun sonlar bo'la oladi. Bosh kvant sonlari o'zaro teng bo'lgan bir necha elektron atomda elektron qavatlarini yoki ma'lum energetik pog'onalarini hosil qiladi. Atomning energetik pog'onalari K, L, M, N, O, P, Q xarflari bilan belgilanadi. K-qavat yadroga eng yaqin joylashgan bo'lib, uning uchun nq1 dir. L – n=2; M – n=3,... ular energiyalari bilan farq qiladi.

Energetik pog'onadagi elektronlarning maksimal soni:

$$N = 2n^2 \text{ ga teng.}$$

2. *Orbital kvant son l* — elektron orbitalning shaklini ko'rsatadi. Elektron orbitallar soni  $n^2$  ga teng.

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

$$s, p, d, f, g, h, \dots$$

Orbital kvant sonlari bilan farq qiladigan elektronlar energiyalari bilan ham o'zaro farq qiladi, chunki elektronning energiyasi n va l qiymatlariga bog'liq. l qanchalik katta bo'lsa energiyasi ham katta bo'ladi.

3. *Magnit kvant son m* — elektronning fazodagi vaziyatini xarakterlaydi. Uning qiymatlari -l dan +l gacha bo'la oladi, 0 ham bo'lishi mumkin. m ayni energetik pog'onada nechta orbital borligini, orbitallarning shaklini ko'rsatadi.

Masalan: Birinchi qavatda faqat bitta s-orbital (m=0) bo'ladi. Ikkinchi qavatda bitta s-orbital (m=0) va uchta p-orbital (m=+1; 0; -1) bo'ladi. Uchinchi qavatda bitta s-orbital (m=0) uchta p-orbital (m=+1; 0; -1) va 5 ta d-orbital (m=+2; +1; 0; -1; -2) bo'ladi.

n va l o'zgarmas bo'lsa, m ning energiyasi ham o'zgarmasdir. Masalan: 5d orbitallarning fazoda joylashishi (turli o'qlarda) o'zgarsa ham, energiyasi bir xildir.

4. *Spin kvant soni  $m_s$*  — maxsus mexanik miqdor bo'lib, elektronlarning o'z o'qi atrofida aylanishini ko'rsatadi. Uning son qiymatlari +1/2 va -1/2 bo'lishi mumkin.

**Pauli prinsipi. Gund va Klechkovski qoidalari.**

*Pauli prinsipi:*

***Bir atomda to'rtala kvant sonlari bir-biriga teng bo'lgan ikkita elektron bo'la olmaydi.***

*Klechkovskiyaning 1-qoidasi :*

***Ikki holatdan qaysi biri uchun n+l yig'indisi kichik bo'lsa, shu holatda turgan elektronning energiyasi minimal qiymatga ega bo'ladi.***

*Klechkovskiyning 2-qoidasi:*

**Agar berilgan ikki holat uchun  $n+l$  yig'indisi bir xil bo'lsa, bosh kvant soni kichik bo'lgan holat minimal qiymatga ega bo'ladi.**

Atomda elektronlarni pog'onachalarga joylashtirishda quyidagi uch qoidani nazoratda tutish kerak:

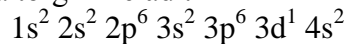
1. **Har qaysi elektron minimal energiyaga muvofiq keladigan holatni olishga intiladi.**
2. **Elektronlarning joylanishi Pauli prinsipiga zid kelmasligi lozim.**
3. **Ayni pog'onachada turgan elektronlar mumkin qadar ko'proq orbitallarda juftlashmaslikka intiladi (Gund qoidasi).**

Qo'zg'alman atom orbitalarining elektronlar bilan to'lish tartibi quyidagicha: avval eng kam energiyali orbital, so'ng energiyasi ko'proq bo'lgan orbital to'ladi. Atom elektron orbitallarining to'lish tartibining bosh va orbital kvant sonlari qiymatlariga bog'liqligini V.M.Klechkovskiy o'z qoidalarida tushuntirib bergan.

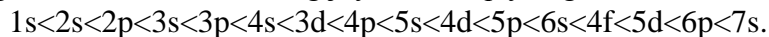
Masalan, kaliy va kalsiy atomlarining elektron tuzilishi bu qoidaga to'g'ri keladi: 3d-orbital ( $n=3, l=2$ ) uchun  $n+l$  ning yig'indisi 5 ga, 4s-orbital ( $n=4, l=0$ ) uchun esa nql ning yig'indisi 4 ga teng. Binobarin, 4s-pog'onacha 3d-pog'onachaga nisbatan oldin elektronlar bilan to'lishi kerak, 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  $n$  qiymatining oshib borishi tartibida bo'ladi. Masalan, skandiy atomida  $n+l$  yig'indining qiymati bir xil bo'lgan 3 ta orbitallardan qaysi biri oldin elektronlar bilan to'lishi kerak? 3d-orbital ( $n=3, l=2$ ) uchun  $n+l$  qiymat 5 ga, 4p-orbital uchun ham ( $n=4, l=1$ ) va 5s-orbital ( $n=5, l=0$ ) uchun ham 5 ga teng. Klechkovskiyning ikkinchi qoidasiga muvofiq avval 3d-pog'onacha ( $n=3$ ) so'ng 4p-pog'onacha ( $n=4$ ) va oxirida 5s-pog'onacha ( $n=5$ ) elektronlar bilan to'lishi kerak. Natijada skandiy atomining elektron tuzilishi quyidagi formulaga to'g'ri keladi:



Qo'zg'alman atom elektronlarining joylashishi quyidagi tartibda bo'ladi:



Elektronlarning energetik pog'ona va orbitallar bo'ylab joylanishini *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 qavatning 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 guruppacha elementlari atomlarining sirtqi qavatidagi elektronlarining 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 atomining ( $Z=29$ ) elektron konfiguratsiyasi  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^1$  ko'rinishiga ega, uni qisqacha KLM  $4s^1$  shaklida yozish mumkin.

**Atom yadrosining tarkibi. Izotoplar.** Atomdagi musbat zaryadning hammasi va atom massasining asosiy qismi yadroga joylanadi.

Atom yadrosi proton va neytronlardan tuzilgan. Proton (R)ning massasi taxminan 1 uglerod birligiga va zaryadi +1 ga teng.

Neytron (n) — elektroneytral zarracha bo'lib, uning massasi taxminan proton massasiga teng. Proton va neytronlar birgalikda *nuklonlar* degan nom bilan ataladi va *atomning massa soni* deb yuritiladi. Atomning massa soni taxminan elementning atom massasi soni bilan ifodalanadi:



$$N = A - Z \quad A = N + Z$$

bu yerda: N-neytronlar; A-atom massa; Z-tartib nomeri.

Yadroning proton va neytronlardan hosil bo'lishidan ajralib chiqadigan energiya qiymati yadroning bog'lanish 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 massasi 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 tarif berildi:

***yadrolarining zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir.***

Kimyoviy va biologik jarayonlarning mexanizmini o'rganishda izotop indikatorlar yoki “nishonli atom” lar keng qo'llaniladi. Buning uchun ma'lum miqdordagi izotop o'simlik yoki xayvon organizmiga yuboriladi va uning yurish yo'li tekshirib boriladi.

Masalan, kislorodning og'ir izotopi  $^{18}\text{O}$  ni qo'llash bilan o'simliklar tomonidan karbonat angidridning o'zlashtirilishi tekshiriladi.

**Tabiiy va sun'iy radioaktivlik. Yadro reaksiyalari.** Elementar zarrachalar yoki yadrolarni tarqatish jarayoni natijasida bir elementning beqaror izotopining boshqa element izotopiga o'z-o'zidan aylanishiga *radioaktivlik* deb ataladi.

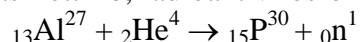
Elementlarning tabiiy izotoplarining radioaktivligi *tabiiy radioaktivlik* deyiladi.

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

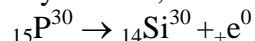
Vaqt borligida yemirilgan atomlar soni element miqdoriga proporsionaldir. Bu qonun *radioaktiv yemirilish qonunidir*. Olingan miqdorning yarmi yemirilishi uchun ketgan vaqt izotopning *yarim yemirilish davri* deb ataladi.

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'zilariniki 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, al-yuminiylar  $\alpha$ -zarrachalar bilan bombardimon qilinganda pozitronlar (pozitron  $e^+$ - elementar zarracha bo'lib, uning massasi elektron massasiga teng, ammo musbat elektr zaryadiga ega elektron va pozitronning zaryadlarining absolyut miqdorlari bir xil) ajralib chiqishini kuzatdilar. Avval al-yuminiyga  $\alpha$ -nurlar tasir ettirib, radioaktiv fosfor hosil qilinadi:



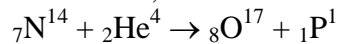
Bunda neytronlar ham ajralib chiqadi, so'ngra hosil bo'lgan beqaror radioaktiv fosfor pozitron chiqarish bilan yemirilib, kremniyning barqaror izotopiga aylanadi:



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 bo'limi *radiokimyo* deb ataladi.

Yadrolarning elementar zarrachalar (neytronlar va protonlar) yoki boshqa yadrolar (masalan  $\alpha$ -zarrachalar yoki deytronlar  ${}^2_1\text{N}$ ) bilan o'zaro tasirlashuviga *yadro reaksiyalari* deyiladi.

Birinchi sun'iy yadro reaksiyasi 1919 yilda Rezerford tomonidan amalga oshirilgan edi. U azot atomlariga  $\alpha$ -arrachalar oqimini tasir ettirib, kislorod izotopi  $O^{17}$ ni hosil qilgan:



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

## 5-ma'ruza

### D.I.MENDELEEVNING DAVRIY QONUNI VA KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI

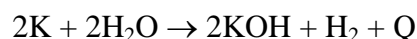
#### Reja:

1. Elementlar davriyligi.
2. Elementlarning dastlabki klassifikatsiyalari.
3. D.I.Mendeleevning davriy qonuni.
4. Davriy sistema va uning tuzilishi.
5. Davriy qonunning ahamiyati.

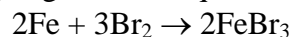
#### Muammoli savollar:

1. Koinotda vodorod va geliydan tashqari yana qanday elementlar uchraydi?
2. Qanday elementlar toza elementlar jumlasiga kiradi?
3. Elementlar yerda va koinotda tarqalishi bilan davriy sistema orasida qanday bog'lanish bor?

**Elementlar davriyligi.** Agar sizdan «Elementlar davriyligi haqida qanday ma'lumotlarni aytish mumkin» deb so'ralsa, albatta, birinchi bo'lib ishqoriy metallarni misol tariqasida ko'rsatishingiz mumkin. Bizga yaxshi ma'lumki, litiy, natriy va kaliy suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishganda juda ko'p miqdorda energiya ajralib chiqadi:



Yoki galogenlarni ham misol tariqasida ko'rsatish mumkin. Ularning barchasi metallar bilan tasirlashib, galogenlar hosil qilish jarayonida oksidlovchilik rolini o'ynaydi. Masalan: xlor, brom va yod temir bilan tasirlashib, temir(III)-galogenid hosil qiladi:



Shuningdek, inert gazlarni olib qaralsa, ularning barchasi nisbiy inert ekanligini, faqatgina bir necha barqaror birikmalargina hosil qila olishini kuzatish mumkin.

Yuqorida keltirilgan barcha elementlarning kimyoviy va fizikaviy xususiyatlarining o'xshashligini e'tiborga olib, alohida guruhlariga ajratib, ularni atom og'irliklari ortib borishi tartibida joylashtirish orqali bu xususiyatlarni uzlukli, aniqroq aytilsa davriy suratda takrorlanishini kuzatish mumkin.

**Elementlarning dastlabki klassifikatsiyasi.** XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bo'lib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 element kashf etildi. Elementlar kashf qilinishi bilan ularning atom massalari, fizik va kimyoviy xossalari o'rganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi

elementlarning avvaldan ma'lum bo'lgan tabiiy guruhlariga (Masalan, ishqoriy metallar, ishqoriy-er metallar, galogenlar) o'xshash element guruhlari aniqlana bordi. Elementlar va ularning birikmalari haqidagi ma'lumotlar kimyogarlar oldiga barcha elementlarni guruhlariga ajratish vazifasini qo'ydi.

*Lavuaze klassifikatsiyasi.* 1789 yilda A.Lavuaze o'sha paytda ma'lum bo'lgan analiz jaryonida hech qanday parchalanishga uchramaydigan "oddiy moddalar"ni 4 ta sinfga ajratdi:

1. Issiqlik, yorug'lik va xuddi kislorod, azot singari gazlar;
2. Oltinugurt, fosfor kabi kislotali oksid hosil qiluvchi elementlar;
3. Metallar ( Cu, Sn, Pb va hokazo);

4. Tuz hosil qiluvchi "oddiy yer" moddalari. Bunday moddalarga oxak, barit, magneziya, glinozem, kremnezem va boshqalar kiritilishida noaniqlikka yo'l qo'ydi. Shuning uchun bu klassifikatsiya ham mukammal bo'la olgani yuk.

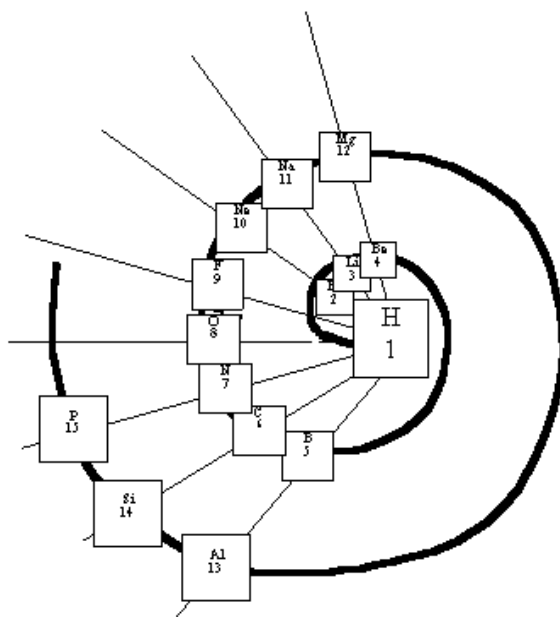
*Berselius klassifikatsiyasi.* 1812 yilda Berselius barcha elementlarni metallar va metalmaslarga ajratdi. Bu klassifikatsiya dag'al va noaniq edi, lekin shunga qaramasdan xaligacha o'z kuchini yo'qotmay kelmoqda.

*Triadalar qonuni.* 1817 yilda nemis kimyogari Iogann Valfgang Debereyner (1780-1849) stronsiyning nisbiy atom massasi kalsiy va bariy nisbiy atom massalarining o'rtacha qiymatiga yaqinligini kuzatdi. 1829 yilda Debereyner kimyoviy va fizik xossalari yaqin bo'lgan elementlarda yuqoridagi xususiyat mavjudligini aytdi va ularni *triadalar* deb atadi. O'sha paydo ma'lum bo'lgan elementlardan faqat yettita triada tuzish mumkin bo'ldi.

Triada	Nisbiy atom massa		
1. Li - Na - K	7	23	39
2. S - Se - Te	32	79	128
3. Cl - Br - J	35,5	80	127
4. Ca - Sr - Ba	40	88	137

*Elementlarni spiralsimon joylashtirish.* 1863 yilda de Shankurtda elementlarni atom massasi va kimyoviy xususiyati orasidagi bog'lanish asosida spiralsimon joylashtirishni taklif etdi. U nisbiy atom massasi eng kichik bo'lgan vodorod elementini spiral boshlanishi (konus uchi)ga joylashtirdi va qolgan elementlarni atom massalari ortib borish tartibida spiralga joylashtirib chiqdi. Spiral markazidan elementlar tomonga o'tkazilgan har bir chiziq bo'ylab o'xshash elementlar joylashganligini kuzatish mumkin.

*Davriy jadvalning spiral formasi:*



Shankurtua tomonidan tuzilgan elementlar kalassifikatsiyasining spiralsimon tuzilishi katta qiziqish uygotmadi.

*Oktav qonuni.* 1864 yilda ingliz analitik kimyogari Djon Nyulends (1837-1898) elementlar atom massalari ortib borish tartibida joylashtirish orqali ular kimyoviy xossalari har 7-elementdan keyin davriy ravishda takrorlanishini kuzatdi. Bu xususiyat xuddi musiqa oktavidagi notaga o'xshar edi. Nyulends bu qonuniyatni oktav qonuni deb atadi.

N	Li	Be	B	C	N	O
1	2	3	4	5	6	7
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
8	9	10	11	12	13	14
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
15	16	17	18	19	20	21

*Meyerning atom hajmlari grafigi.* 1870 yilda nemis kimyogari Loter Meyer elementlar atom hajmi bilan ularning nisbiy atom massalari orasidagi bog'lanish grafigini tuzdi. Atom hajmi quyidagicha aniqlandi:

$$\text{Atom hajmi} = \frac{\text{Nisbiy atom massa}}{\text{Zichlik}}$$

Bu grafik Meyerga elementlar davriy joylanishi jadvalini tuzishga yordam berdi. 1864 yilda davriy jadvalning 1-variantini (28 element) 1869 yilda 2-variantini (kengaytirilgan varianti- 57 element) e'lon qildi.

O'sha paytda ko'pgina elementlar nisbiy atom massalari noto'g'ri aniqlanganligi sababli yuqoridagi klassifikatsiyalar elementlarni mukammal klassifikatsiyalash imkonini bermadi.

**D.I.Mendeleevning davriy qonuni.** Kimyoviy elementlarni sistemaga solishga bo'lgan urinishlarning barchasi faqat elementlarning sinflarga bo'lish maqsadini ko'zlagan bo'lib, ayrim elementlarning o'xshash kimyoviy xossalari asoslanib, guruhlarga birlashtirishdan nariga o'tmadi. D.I.Mendeleevdan avval olib borilgan ishlarning hech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi aniqlanmadi.

D.I.Mendeleev birinchi bo'lib hamma kimyoviy elementlar orasida qonuniy bog'lanish borligini kashf etdi. U elementlar sistemikasini yaratishda asos qilib, ularning nisbiy atom massalarini oldi.

1869 yilda D.I.Mendeleev 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. Mendeleev kashf etgan bu qonun *davriy qonun* deb yuritildi, uni Mendeleev quyidagicha tarifladi: «**Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom massalariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi**».

D.I.Mendeleev davriy qonunni kashf etishda elementlarning atom massa qiymatlari hamda ularning fizik va kimyoviy xossalari e'tibor berdi.

Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalari quyidagilardan iborat:

1) elementning valentligi, 2) elementning yuqori oksid hamda gidroksidlarining shakllari, 3) ularning asos yoki kislota tabiati, 4) elementlar oksidlarining gidratlanishga intilishi va boshqalar. Elementlarni quyidagi fizik xossalardan davriylik uchraydi: 1) atom hajmlari, 2) atom va ionlarning radiuslari, 3) optik spektrlari, 4) ionlanish potentsiallari, 5) suyuqlanish va qaynash temperaturalari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari, atom massalari, atom issiqlik sig'implari davriy ravishda o'zgarmaydi.

Bir-biriga o'xshash elementlarning sirtqi va sirtqidan oldingi qavatlarida elektronlarning joylashishi ham biri-birinikiga o'xshash bo'ladi. Elementlar xossalari 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 tengdir. Atom tuzilishi nazariyasiga binoan davriy qonun quyidagicha ta'riflanadi: **oddiy modda (element) larning xossalari, shuningdek elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom yadrolari zaryadiga davriy bog'liqdir.**

**Elementlarning davriy sistemasi va uning tuzilishi.** 1869 yilda D.I.Mendeleev davriy sistemaning 1-variantini tuzdi. Bu sistemada 63 ta element bo'lib, ular 19 ta elementdan iborat gorizontal qator va 6 ta elementdan iborat vertikal qatorga joylanadi. Bu variantda o'xshash elementlar gorizontal qatorga joylangan, 4 ta element uchun bo'sh joy qoldirilgan. D.I.Mendeleev ularning mavjudligini atom massa va xossalari oldindan aytib bergan. Bu variant *uzun davrli variant* deyiladi.

1871 yilda davriy sistemaning 2-varianti (qisqa davrli varianti) e'lon qilindi. U 1-variantning 90°ga burilgan ko'zgudagi aksi edi. Unda 8 ta vertikal va 10 ta gorizontal qator bor edi. Bu variantga asoslanib, D.I.Mendeleev urangacha 11 ta elementning va urandan keyin bir necha element kashf etilishini oldindan bashorat qildi.

D.I.Mendeleev bitta vertikal qatorga joylashgan o'xshash elementlarni *guruh* deb, har qaysi ishqoriy metaldan boshlanib, inert gaz bilan tugalanuvchi gorizontal qatorni *davr* deb atadi.

I-III-davr - kichik davrlar.

IV-VII-davr - katta davrlar.

Elementlarning kislorodli va vodorodli birikmalardagi valentligi ko'rsatildi.

Xossalari ketma-ketlikda o'zgaradigan elementlarning qatori, masalan, litiydan neongacha yoki natriydan argongacha bo'lgan sakkiz elementdan iborat qatorlar Mendeleev tomonidan *davrlar* deb ataldi. Agar bu ikki qatorni birini tagiga ikkinchisini yozsak unda bu 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 h.o.

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 birmuncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metaldan inert gazga o'tgan sayin ma'lum qonuniyat bilan o'zgarib boradi. Bundan tashqari, elementlarning xossalari har bir juft qator ichida va har bir tok qator ichida ham ma'lum ravishda o'zgaradi.

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 jadvalda alohida bir qatorga joylashtirilgan. O'ninchi qatorda aktiniy (89- element) dan keyin o'z atom

tuzilishlari bilan aktiniv atomiga o'xshash 14 ta element joylashgan, ular *aktinoidlar* deb ataladi va alohida qatorga joylashtirilgan.

Jadvalning vertikal ustunlarida yoki guruhlarda o'xshash xossalarga ega bo'lgan elementlar joylashtirilgan, shuning uchun har bir vertikal guruh geyokki elementlarning tabiiy oilasini tashkil etadi. Jadvalda bunday guruhlarining soni 8 ta bo'lib, guruh nomerlari rim rakamlari bilan ko'rsatilgan.

II va III davr elementlarini D.I.Mendeleev *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 yoki qo'shimcha guruhcha* deb ataldi.

Davriy sistemada elementlar o'rtasidagi o'xshashlik 3 yo'nalishda namoyon bo'ladi.

1. Gorizontal yo'nalishda.
2. Vertikal yo'nalishda.
3. Diagonal yo'nalishda.

Elementlarning xossalari (atom massasi, valentliklari, kimyoviy birikmalarining asos yoki kislotalilik xususiyatlari va hokazo) davriy sistemada davr ichida ham, guruh ichida ham ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'z urniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalari majmuisini 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'onalarining 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'onasining elektron konfiguratsiyasi  $5s^25p^3$  dir. Asosiy guruhcha elementlarining tashqi energetik pog'onasidagi elektronlar kimyoviy o'zaro ta'sirlashadigan valent elektronlar hisoblanadi.

3. III-VII guruhlarining qo'shimcha guruhchalari elementlari hamda VIII-guruhning qo'shimcha guruhchasidagi 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 umumiy soni guruh soniga teng. Masalan, reny 6-davr VII-guruhchasining qo'shimcha guruhchasida joylashgan, uning valent qavatlarining elektron konfiguratsiyasi  $5d^56s^2$  dir.

4. I va II-guruhning qo'shimcha guruhchasi elementlarida tashqidan oldingi energetik pog'onaning d-pog'onachasi 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.

**Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati.** D.I.Mendeleev davriy qonuni hozirgi zamon kimyosiga asos soldi, uni yagona butun fanga aylantirdi. Akademik N.G.Zelinskiy aytganidek, davriy qonun — «koinotdagi barcha atomlar o'zaro bog'liqligini kashf etilishi» bo'ldi. Kimyo bayoniy fandan amaliy fanga aylandi. Davriy qonun kashf etilishi bilan kimyoda ilmiy bashorat qilish mumkin bo'ldi.

Davriy sistema kashf qilingandan keyingi yillarda bir necha elementlar kimyogarlar tomonidan topildi. Topilgan elementlarning xossalari o'rganishda davriy jadval asos sifatida xizmat qildi va xizmat qilib kelmoqda.

## 6-ma'ruza

## KIMYOVIY BOG'LANISH VA UNING TURLARI

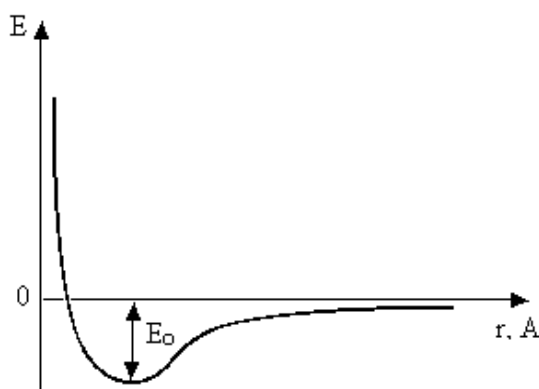
## Reja:

1. Kimyoviy bog'lanishning umumiy xarakteristikasi.
2. Ionli bog'lanish.
3. Kovalent bog'lanish.
4. Donor-akseptor bog'lanish.
5. Metall bog'lanish.
6. Vodород bog'lanish.
7. Ionlanish energiyasi va potentsiali. Elektromanfiylik.

*Muammoli savollar:*

1. Suv tarkibida qanday kimyoviy bog'lanishlar mavjud. Nima uchun suv doimo harakatda?
2. Ko'pchilik p - elementlar 2 xil valentlik namoyon qiladi. Birinchisi element joylashgan guruh nomeriga teng bo'lsa, ikkinchisi undan 2 ta kam bo'ladi? Sababini tushuntiring.
3. Donor-akseptor bog'lanishda qaysi element ko'proq donor bo'la oladi?

**Kimyoviy bog'lanishning umumiy xarakteristikasi.** Molekuladagi atomlarni ushlab turuvchi kuchlarning yig'indisiga *kimyoviy bog'lanish* deb ataladi. Kimyoviy bog'lanish vujudga kelishiga sabab shundaki, atom yoki ionlar bir-biri bilan tasirlashganda ularning energiya zahiralari har biri ayrim-ayrim holda bo'lganlaridagiga qaraganda kamroq qiymatga ega bo'ladi, buning natijasida sistema barqaror holatga o'tadi. Agar biror sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tganda uning energiya zahirasi kamaysa, bu hodisa *sistemaning energetik afzallik xossasi* deb yuritiladi.



Demak, atomlardan molekularlar hosil bo'lishining sababi sistemada energetik afzallikning sodir bo'lishidir. Kimyoviy bog'lanish bog'lanish energiyasi, bog'lanish uzunligi va valentliklararo burchak nomli kattaliklar bilan xarakterlanadi. Kimyoviy bog'ni uzish uchun zarur bo'lgan energiya *bog'lanish energiyasi* deyiladi. Har bir bog' uchun to'g'ri keladigan bog'lanish energiyasining qiymati 200-1000 kJ/mol ga teng. Masalan,  $\text{CH}_3\text{F}$  da C-F bog'lanish energiyasi 487 kJ/mol ga teng. Molekulada atomlar markazlari orasidagi masofa *bog'lanish uzunligi* deb yuritiladi. Bog'lanish uzunligi molekula hosil qiluvchi atomlarning tabiatiga, bog'lanish turiga, element valentligiga bog'liq bo'ladi.

Molekulani tashkil qilgan atomlar valentliklari orasidagi burchak turlicha bo'ladi va uni *valentliklararo burchak* nomi bilan ataladi. Masalan, suv molekulasida kislorod valentliklari orasidagi burchak  $104,5^\circ$  ga,  $\text{H}_2\text{S}$  da oltingugurt valentliklari orasidagi burchak  $292^\circ 20'$  ga teng, metanda esa uglerodning to'rttala valentliklari orasidagi burchak  $109^\circ 28'$  ni tashkil qiladi.

Atomlar o'zaro birikib uch xil zarrachalar — molekular, ionlar va erkin radikallar hosil qiladi. Molekula moddaning mustaqil mavjud bo'la oladigan eng kichik zarrachasidir. Inert gazlarning molekulari odatdagi sharoitda bir atomli, polimer moddalarning molekulari esa ko'p atomli hisoblanadi.

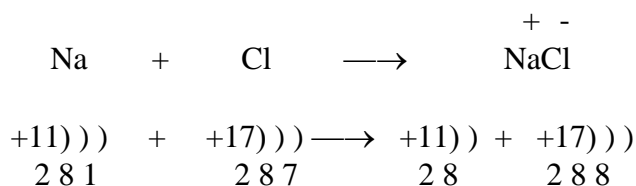
Atom yoki molekularlarning elektron berishi yoki qabul qilib olishi natijasida hosil bo'ladigan zarrachalar *ionlar* deb ataladi. Ionlar musbat va manfiy zaryadli bo'ladi. Modda tarkibida musbat va manfiy ionlar o'zaro bog'langan bo'ladi. To'yinmagan valentlikka ega bo'lgan zarrachalar *erkin radikallar* deb ataladi. Masalan,  $-\text{CN}$ ,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{CH}_3$ ,  $-\text{NH}_2$  lar erkin radikallardir. Odatdagi sharoitda erkin radikallar uzoq vaqt mavjud bo'la olmaydi. Lekin kimyoviy jarayonlarning borishida erkin radikallar muhim rol uynaydi.

Atomdan bitta elektroni ajratib olish uchun sarflanadigan energiya *ionlanish potentsiali* deb ataladi.

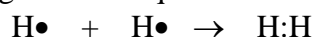
Li uchun  $I = 5,39$ ; Be uchun  $I = 9,32$ ; F uchun  $I = 17,32$ .

Ionlanish potentsiali kichik bo'lsa, metallik xossa kuchli bo'ladi va aksincha ionlanish potentsiali katta bo'lsa, metallik xossa kuchsiz bo'ladi.

**Ionli bog'lanish.** Ionli bog'lanish elektrostatik nazariya asosida tushuntiriladi. Bu nazariyaga muvofiq atomning elektron berishi yoki elektron biriktirib olishi natijasida hosil bo'ladigan qarama-qarshi zaryadli ionlar elektrostatik kuchlar vositasida o'zaro tortishib tashqi qavatida 8 ta (oktet) yoki 2 ta (dublet) elektroni bo'lgan barqaror sistemani hosil qiladi. Ion bog'lanishli molekularlar nihoyatda kam uchraydi. Bunday moddalar asosan kristall holatda uchraydi. Shuningdek, suvli eritmalarda ion bog'lanishli molekularlar bo'lmaydi, faqatgina ularning bug'larida ionli bog'lanishli molekularlar uchraydi. Ionli bog'lanishni tushuntirish uchun NaCl moddasini oddiy moddalardan hosil bo'lishi asosida tushuntiriladi.



**Kovalent bog'lanish.** Ko'pgina noorganik va organik moddalarning tuzilishini 1916 yilda Lyuis tomonidan yaratilgan *kovalent bog'lanish nazariyasi* orqaligina izohlash mumkin bo'ladi. Kovalent bog'lanish nazariyasi asosida «sirtqi qavati sakkiz (yoki ikki) elektrondan iborat atom barqaror» degan tushuncha yotadi. Bu bog'lanishda barqaror konfiguratsiya bir atomdan ikkinchi atomga elektron kuchishi natijasida emas, balki ikki atom orasida bir yoki bir nechta umumiy elektron juftlar hosil bo'lishidan kelib chiqadi. Elektron juftlar hosil bo'lishida ikkala atom ham ishtirok qiladi. Shuning uchun har bir atom umumiy juft uchun o'zidan albatta elektron beradi. Kovalent bog'lanish hosil bo'lishini bir necha misollarda kuzatish mumkin. Har birida bittadan elektron bo'lgan ikki vodorod atomlari o'zaro yaqinlashganida vodorod molekulasini (H) hosil qiladi. Bu jarayon quyidagicha ifoda qilinadi:

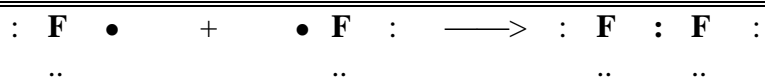


Har qaysi atomning umumiy juft uchun beradigan elektronlari sxemada nuqta bilan tasvirlangan. Vodorod molekulasida bir juft elektron ikki yadro orasida aylanish bilan barqaror konfiguratsiyani hosil qiladi.

Ftor atomida oktet, yani sakkiz elektronli qavat hosil bo'lishida ftorning bir atomi uning ikkinchi atomi bilan birikkanida kovalent bog'lanish hosil bo'lishini quyidagicha ifodalash mumkin:







Azot atomida oktet hosil bo'lishi uchun uch elektron yetishmaydi. Ikki atom azotdan azot molekulasining hosil bo'lishini quyidagicha yozish mumkin:



Lengmyur birikuvchi atomlar orasida hosil bo'ladigan elektron juftlarning soni shu element valentligiga teng deb qabul qildi. Masalan, ammiak molekulasida azot uch valentli, vodorod bir valentli, yani N–H ning hosil bo'lishida azotning uch elektroni ishtirok etdi. Bir jufti ishtirok etmaydi. Ana shunday bog'lanishda ishtirok etmay qoladigan elektronlar jufti *ajralmaydigan juft elektronlar* deb ataladi.

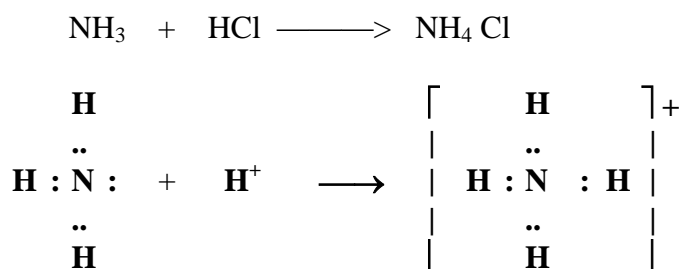
Lyuys va Lengmyurning kovalent bog'lanish haqidagi elektron nazariyasi murakkab bo'lmagan moddalardagi kimyoviy bog'lanishni izohlab beradi, lekin murakkab tuzilishli moddalar, masalan kompleks birikmalardagi kimyoviy bog'lanishni atom orbitallar (yoki valent bog'lanishlar usuli) va molekulyar orbitallar usuli yordamida to'la tushuntirib berilishi mumkin.

Demak, atomlarning elektron juftlar vositasida bog'lanishi *kovalent bog'lanish* deb ataladi.

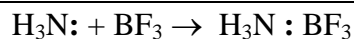
Kovalent bog'lanish bir xil bo'lmagan ikki atom orasida hosil bo'lsa elektron juft ikki atomga nisbatan simmetrik joylashmaydi. Bu molekullarda qarama-qarshi zaryadlarning «og'irlik markazlari» bir nuqtada yotmaydi. Shuning uchun ular *polyar (qutbli) molekullar* deb ataladi va bog'lanish *qutbli kovalent bog'lanish* deyiladi. Qutbli birikmalarga suv, ammiak, vodorod ftorid va boshqalar misol bo'ladi. Suv molekulasida elektron juftlar vodorod atomidan kislorod atomi tomonga surilgan bo'ladi.

Ko'p atomli murakkab moddalarda molekulaning bir qismidagi atomlar o'zaro polyar yoki polyar bog'lanish bilan, ikkinchi qismidagi atomlar esa ion bog'lanish bilan birikkan bo'ladi. Masalan, KHSO<sub>4</sub> moddasida K-O bog'lanish ionli, H-O, S-O bog'lanishlar qutbli kovalent xarakteriga egaligini ko'rish mumkin. Shuningdek, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> molekulasida H-O bog'lanish qutbli va O-O bog'lanish qutbsiz xarakterga ega bo'ladi.

**Donor-akseptor bog'lanish.** Kovalent bog'lanishni hosil qiluvchi elektronlarning biri dastlab bir atomda, ikkinchisi ikkinchi atomda bo'lishi shart emas, bu juftlar bog'lanish hosil bo'lishidan avval o'zaro birikuvchi atomlarning faqat birida bo'lib, ikkinchi atomda bo'sh orbitallar mavjud bo'lsa, kovalent bog'lanishning yana bir turi — *donor-akseptor yoki koordinatsion bog'lanish* hosil bo'ladi. Bog'lanish hosil bo'lishi uchun o'zining elektron juftini beradigan atom yoki ion *donor*, bu elektron juftni o'zining bo'sh orbitaliga qabul qiladigan atom yoki ion *akseptor* deb ataladi. Masalan, ammoniy xloridning hosil bo'lishi:



Koordinatsion bog'lanishning yuqoridagi tarzda hosil bo'lishini *donor-akseptor mexanizm* deb ham ataladi. Donor-akseptor bog'lanish ikki xil molekula orasida ham yuzaga chikishi mumkin. Masalan,



Bu yerda  $\text{NH}_3$  elektron juftli donor bo'lib,  $\text{BF}_3$  bu elektron juft uchun akseptordir.

$\text{CO}$  molekulasida ham ichki donor-akseptor bog'lanish mavjuddir. Bunda uglerod akseptor, kislorod donor vazifasini o'taydi.

**Metall bog'lanish.** Ko'pchilik metallarning o'zlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bo'lib, bu bilan ular boshqa oddiy va murakkab moddalardan farq qiladi. Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratlarining yuqori bo'lishi, metall sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektrning yaxshi o'tishi, zarba tasirida yassilanishi kabi xossalari metallarning eng muhim fizik xossalari. Bu xossalari faqat metallarga mansub bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektron soni u qadar ko'p emas, lekin metall atomida elektronlar bilan to'lmagan orbitallar ko'pdir. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan bo'sh bog'langan, shuning uchun elektronlar metallning kristall panjarasi ichida erkin harakat qiladi. Metall tuzilishini quyidagicha tasavvur qilish kerak: metallning kristall panjara tugunlarida (uchlarida) musbat zaryadli metall ionlari zich joylashgan bo'lib, panjara ichida erkin elektronlar harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz qonunlariga bo'ysunganligi uchun ularni *elektron gaz* deb ataladi.

Demak, nisbatan ancha kam miqdordagi valent elektronlar ko'p miqdordagi metall ionlarini bir-biri bilan bog'lab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin harakatlana oladi. Binobarin, metallarda kimyoviy bog'lanishning harakatchan turi, yani kuchli lokallanmagan bog'lanish borligini ko'rish mumkin. Bu bog'lanish *metall bog'lanish* deb yuritiladi.

**Vodorod bog'lanish.** Yuqorida aytib o'tilgan ionli, kovalent, donor-akseptor va metall bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turlaridir. Bundan tashqari vodorod bog'lanish hamda molekulararo tortishish kuchlari (Vander-Vaals kuchlari) kabi ikkinchi darajali bog'lanishlar ham mavjudligi aniqlangan. Orientatsion va dispersion, polarizatsion kuchlar ham shular jumlasiga kiradi.

Vodorod bog'lanishning asosiy mohiyati shundan iboratki, biror modda molekulasida fluor, kislorod va azot atomlari kabi elektromanfiy elementlarning atomlari bilan birikkan bir valentli vodorod atomi yana boshqa fluor, kislorod va azot atomlari bilan kuchsiz bog'lanish xususiyatiga ega. Buni quyidagi misollardan oson tushunish mumkin. Masalan,  $\text{HF}$  da vodorod atomi elektroni fluor atomiga yaqin joylashganligi tufayli shartli ravishda vodorod atomi musbat zaryadga ega bo'lib qoladi, yani vodorod ioni hosil bo'ladi deyish mumkin.

Fluor yoki kislorod atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:  $\text{H-F}\dots\text{H-F}\dots\text{H-F}$  umuman ( $\text{HF}$ ); bu yerda  $n = 2,3,4,5,6$  bo'lishi mumkin. Shunday qilib, elektromanfiyligi katta bo'lgan element atomi bilan vodorod atomi orasida vujudga keladigan kimyoviy bog'lanish *vodorod bog'lanish* deb yuritiladi.

Asosiy bog'lanishlar energiyasi 84-1042 kJ/mol bo'lgani holda, vodorod bog'lanish energiyasi 21-42 kJ/molni tashkil qiladi. Molekulararo tortishish kuchlarining mustahkamligi esa 0,1-8,4 kJ/mol atrofida bo'ladi.

**Ionlanish energiyasi va potentsiali. Elektronga moyillik.** Atomlarning o'lchamlari, ionlanish energiyasi, elektronga moyilligi, elektromanfiyligi, oksidlanish darajasi kabi xossalari atomning elektron konfiguratsiyasiga bog'liq. Element tartib nomerining ortishi bilan bu xossalarning o'zgarishida davriylik kuzatiladi. Atomlarning eng muhim davriy xossalari bilan tanishaylik. Elektronlarning harakati to'liqinsimon xarakterda bo'lganligi sababli atomlarning qat'iy belgilangan chegarasi bo'lmaydi. hisoblashlarda *effektiv yoki shartli radiuslar* deyiladigan radiuslaridan foydalaniladi.

Davrda atom radiusi, umuman, chapdan o'ngga tomon kamayib boradi. Bu yadro zaryadi

ortganda elektronlarning tortilish kuchi ko'payishi bilan tushuntiriladi. Guruhchalarda yuqoridan pastga tomon atom radiusi kattalashib boradi. Bu holda qo'shimcha elektron qavat paydo bo'lishi hisobiga atomning hajmi va demak, uning radiusi kattalashadi.

*Atomning ionlanish energiyasi* — element atomidan elektronni ajratish uchun zaruriy energiyadir; bunda tegishli kation hosil bo'ladi. Bu energiya odatda elektronvotlarda ifodalanadi. Bitta davr elementlari uchun ionlanish energiyasi chapdan o'ngga tomon ortib boradi, chunki yadroning zaryadi ortadi. Guruhchada yuqoridan pastga tushilganda elektronning yadrodan uzoqligi ortganligi sababli ionlanish energiyasi kamayadi.

Ionlanish energiyasi elementlarning kimyoviy xossalarini belgilaydi. Uning kattaligi elektronning yadro bilan bog'lanish puxtaligini xarakterlaydi va elementning metallilik o'lchami bo'lib xizmat qiladi. Masalan, ionlanish energiyasi kamroq bo'lgan ishqoriy metallar yaqqol ifodlangan metallik xossalarini namoyon qiladi. Nodir gazlarning kimyoviy inertligi ularning ionlanish energiyasi yuqoriligi bilan bog'liq.

Atomlar elektronlar beribgina qolmay, ularni biriktirib olishi ham mumkin. Bunda tegishli anion hosil bo'ladi. Atomga bitta elektron birikkanida ajralib chiqadigan energiya *elektronga moyillik* deyiladi. Odatda elektronga moyillik ionlanish energiyasi singari elektronvotlarda ifodalanadi. Ayrim elementlarning elektronga moyillik qiymati noma'lum, ularni o'lchash ancha qiyin.

Elektronga eng moyil elementlar VII-guruh elementlari galogenlardir.

*Elektromanfiylikka* hozirgi ta'rifni 1932 yilda Amerika olimi L.Poling berdi. U birinchi elektromanfiylik shkalasini ham taklif etdi. Poling ta'rifiga ko'ra elektromanfiylik molekuladagi atomning elektronlarni o'ziga tortish xususiyatidir. Ravshanki, nodir gazlarda elektromanfiylik bo'lmaydi, chunki ular atomlarining tashqi pog'onasi to'lgan va barqaror. Elektromanfiylikni miqdor jihatdan xarakterlash uchun atomning ionlanish (J) va elektronga moyillik (E) energiyalarini arifmetik yig'indisiga teng energiyani hisoblash taklif etilgan, ya'ni

$$X = J + E$$

bu yerda: X – atomning va elementning elektromanfiyligi.

Misol uchun fluor va litiy uchun X ni topamiz. Ma'lumotnoma (spravochnik) jadvallardan quyidagilarni topamiz:

$$J_F = 17,42 \text{ eV};$$

$$E_F = 3,62 \text{ eV};$$

$$J_{Li} = 5,39 \text{ eV};$$

$$E_{Li} = 0,22 \text{ eV}.$$

Bu holda

$$X_F = 17,42 + 3,62 = 21,04 \text{ eV},$$

$$X_{Li} = 5,39 + 0,22 = 5,61 \text{ eV};$$

Florda J + E ning qiymati eng katta, shu sababli u eng elektromanfiy element hisoblanadi.

Ishqoriy metallar atomlarining elektromanfiyligi eng kichik qiymatga ega.

Odatda Li ning elektromanfiyligi 1 ga teng deb olingan va boshqa elementlar nisbiy elektromanfiyligining oddiy va taqqoslash uchun qulay bo'lgan kattaliklar olinadi (uni  $x$  orqali belgilaymiz):

$$x_{Li}=1, \quad x_F=21,04/5,61 \approx 4 \text{ va hakoza.}$$

Hozirgi vaqtda atomlarning elektron tuzilishi va ularning radiuslari haqidagi ancha aniq ma'lumotlar asosida tuzilgan jadvaldan (1-jadval) keng foydalaniladi.

	1	2	3	4	5	6	7	8			
<b>I</b>	H 2,1										He -
<b>II</b>	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne -
<b>III</b>	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83				Ar -
<b>IV</b>	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,7	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr -
<b>V</b>	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	J 2,21				Xe -
<b>VI</b>	Cs 0,86	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Zr 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pr 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn -
<b>VII</b>	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac** 1,00	*Лантаноидлар 1,08-1,14 **Актиноидлар 1,11-1,2							

Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, kimyoga oid turli kitoblarda keltiriladigan nisbiy elektromanfiylik kattalıkları bir-biridan qisman farq qiladi. Bunga sabab shuki, ular muayyan taxmin va istisnolarga asoslanib, turli usullar bilan hisoblab chiqarilgan.

## 7-ma'ruza

## KIMYOVIY JARAYONLAR ENERGETIKASI

## Reja:

1. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.
2. Termodinamikaning I - qonuni.
3. Termodinamikaning II - qonuni.
4. Kimyoviy birikmalarning hosil bo'lish issiqligi. Gess qonuni.
5. Kimyo va energetika muammolari.

*Muammoli savollar:*

1. Ohak suvda eriganda chiqadigan energiyani ohak qaerdan oladi?
2. Kinetik energiya bilan potensial energiya orasida qanday farq bor?
3. Muzning erishi endotermik jarayonmi yoki ekzotermik?

**Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti.** Kimyoviy reaksiyalar ko'pincha issiqlik yoki boshqa energiya turlarini yutish yoki chiqarish bilan sodir bo'ladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik *reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti* deyiladi va  $Q_p$  bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilsa, uning issiqlik effekti  $Q_v$  bilan belgilanadi va u *reaksiyaning o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti* deyiladi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektlarini o'rganuvchi sohasi *termokimyo* deyiladi. Reaksiyaning issiqlik effekti kalorimetrlar yordamida aniqlanadi.

Issiqlik chiqishi bilan sodir bo'ladigan reaksiyalar *ekzotermik reaksiyalar*, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar *endotermik reaksiyalar* deyiladi.

Issiqlik miqdorining o'lchov birliklari joule (j), kilojoule (kj), kaloriya, kkaloriyalardir. Termokimyo qoidasiga ko'ra,  $Q$  issiqlik ajralib chiqsa, musbat (+), issiqlik yutilsa manfiy (-) ishorali bo'ladi.

Reaksiyaning o'zgarmas bosim ( $Q_p$ ) va o'zgarmas hajm ( $Q_v$ ) dagi issiqlik effektini to'laroq tushunish uchun termodinamika qonunlariga murojaat etamiz.

**Termodinamikaning I-qonuni.** Bu qonunga muvofiq har bir sistema o'zining ichki energiyasiga ega bo'lib, uning o'zgarishi, sistemaga berilgan issiqlik va sistema bajargan ish  $A$  ning qiymatlariga bog'liq.

$$\Delta U = Q - A \qquad Q = \Delta U + A$$

Tashqi muhitdan ajralgan deb faraz qilinganda modda yoki moddalar guruhi termodinamikada *sistema* deyiladi.

*Sistemaning ichki energiyasi* deyilganda moddaning umumiy energiya zahirasini tushunish kerak.

Agar sistema bir holatdan ikkinchi holatga utsa, sistemaning ichki energiyasi o'zgaradi:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Kimyoviy jarayon paytida sistema hech qanday ish bajarmasa, ya'ni sistemaning hajmi o'zgarmasa, sistemaga o'zgarmas hajmda berilgan issiqlik ( $-Q_v$ ) sistemaning ichki energiyasining o'zgarishiga sabab bo'ladi:

$$- Q_v = \Delta U$$

Demak, reaksiyaning o'zgarish hajmdagi issiqlik effekti sistema ichki energiyasining o'zgarishiga teng.

Kimyoviy reaksiyalar asosan o'zgarish bosimda (izobarik sharoitda) olib boriladi. Bunday sharoitda sistema tashqi bosimga qarshi kengayish ishini bajaradi. Har qanday mexanik ish A, kuch F va masofa  $\Delta l$  ko'paytmasiga teng:

$$A = F \cdot \Delta l$$

Bosim P bo'lganda F ni topish uchun P ni sirt kattaligi S ga ko'paytiramiz:

$$F = P \cdot S$$

Bunda:  $A = P \cdot S \cdot \Delta l$  bo'ladi

yoki  $S \cdot \Delta l = \Delta V$   
 $A = P \cdot \Delta V$

U holda termodinamikaning birinchi qonuni

$$Q_p = \Delta U + A$$

quyidagicha yoziladi:

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V$$

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

$$\Delta V = V_2 - V_1$$

$$Q_p = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) \text{ yoki}$$

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

$$U + PV = H \text{ bo'lsa,}$$

$$Q_p = H_2 - H_1 = -\Delta H \text{ bo'ladi.}$$

$\Delta H$  - kimyoviy reaksiya entalpiyasining o'zgarishi deyiladi va issiqlik ajralsa manfiy (-), issiqlik yutilsa musbat (+) ishorasi bo'ladi.

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V \quad \text{dan}$$

$$\Delta U = Q_v \quad \text{bo'lgani uchun}$$

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

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

Demak, sistemaning o'zgarish bosimidagi issiqlik effekti bilan o'zgarish hajmdagi issiqlik effektlari orasidagi ayirma sistemaning tashqi bosimga qarshi bajaradigan kengayish ishi  $P\Delta V$  ga tengdir.

Demak, reaksiyaning termodinamik issiqlik effekti  $\Delta N$  va termokimyoviy issiqlik effekti qarama-qarshi ishora bilan tengdir:

$$\Delta H = -Q_p \text{ yoki } \Delta U = -Q_v.$$

**Termodinamikaning II-qonuni.** Termodinamikaning I-qonuni orqali kimyoviy reaksiyalarda moddalarning ichki energiyalarini o'zgarishini ko'rib chiqdik. Ikkinchi qonunda kimyoviy muvozanat holatini aniqlash, tajriba o'tkazmay turib reaksiyalar unumini hisoblash, reaksiyalarning borish-bormasligini aniqlash kabilarni o'rganish mumkin.

Buning uchun biz berilgan sistemadagi har bir komponentni xarakterlovchi kattaliklar — energiya, entropiya va izobar potensialini bilishimiz lozim.

Entropiya nima ?

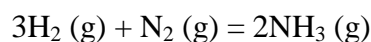
*Entropiya* — muvozanat holatida turgan har qanday sistemadagi moddalarning harakatlanganligini ifodalovchi kattalik.

Masalan, suyuqlik bug'ga o'tganda entropiya ortadi, bug' kondensatlanib suyuq yoki kristall holatga o'tsa entropiya kamayadi. Shuningdek, kimyoviy jarayonlarda ham entropiya ortishi yoki kamayishi mumkin.

Quyidagi reaksiyada entropiya ortadi:



Quyidagi reaksiyada esa entropiya kamayadi:



Qattiq jismlarda entropiya kam o'zgaradi. Entropiyaning o'zgarishi:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q}{T} \text{ ga teng.}$$

Bolsman nazariyasiga muvofiq mikroholatlar soni bilan entropiya orasida quyidagicha bog'lanish mavjud:

$$S = \frac{R}{N} \cdot \ln w$$

bu yerda: N - Avogadro soni;  
R - universal gaz doimiysi;  
W - mikroholatlar soni.

$$\Delta S = R \cdot \ln \frac{\text{ikkinchi holatdagi tartibsizlik}}{\text{birinchi holatdagi tartibsizlik}}$$

Birligi: j/mol•grad.

Tabiiy jarayonlar ikkita harakatlantiruvchi kuch ta'sirida amalga oshishi mumkin.

1) har qanday sistema o'zining energiya zahirasini kamaytirishga va jarayon paytida o'zidan issiqlik chiqarishga intiladi. Bunday jarayon paytida entalpiya o'zgarishi manfiy ( $\Delta H < 0$ ) bo'ladi.

2) sistemaning tartibsizligi o'zining eng yuqori holatiga o'tishga intiladi. Bu jarayon haroratga va entropiya o'zgarishi  $\Delta S$  ga bog'liq.

Agar modda bir holatdan ikkinchi holatga o'tganda uning energiya zahirasi o'zgarmasa (ya'ni  $\Delta H=0$  bo'lsa), unday jarayon entropiya o'zgarishiga bog'liq bo'ladi va bu entropiya ortadigan tomonga yo'naladi (ya'ni  $\Delta S > 0$  bo'ladi).

Agar sistemaning tartibsizlik darajasi o'zgarmasa (ya'ni  $\Delta S=0$ ), jarayonning yo'nalishi entalpiya kamayish tomon ( $\Delta H<0$ ) bo'ladi.

Kimyoviy jarayon paytida bir vaqtning o'zida ham entalpiya, ham entropiya o'zgarishi mumkin. Bunday hollarda o'zgarmas bosimlarda sodir bo'ladigan jarayonlarni harakatlantiruvchi kuchi *izobar potensialining o'zgarishi* deyiladi.

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

$\Delta G<0$  bo'lsa o'z o'zicha boradigan jarayon bo'ladi,  $\Delta G>0$  bo'lsa ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmagan jarayondir.

$$\Delta G = \sum G_{\text{maxsulot}}^0 - \sum \Delta G_{\text{dast.modda}}^0$$

$\Delta G^0$  - standart izobar potensial.

$$\Delta H = \sum H_{\text{maxsulot}}^0 - \sum \Delta H_{\text{dast.modda}}^0$$

$$\Delta S = \sum S_{\text{maxsulot}}^0 - \sum \Delta S_{\text{dast.modda}}^0$$

$\Delta G = 0$  muvozanat holatida  $\Delta H = T \cdot \Delta S$

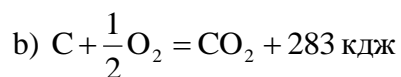
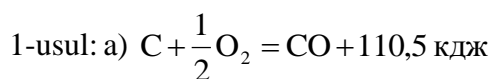
$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

**Kimyoviy reaksiyalarning hosil bo'lish issiqligi. Gess qonuni.** Oddiy moddalarda 1 mol birikma hosil bo'lganda ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo'lish issiqligi* deyiladi.

1 mol modda to'liq yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori uning *yonish issiqligi* deyiladi.

1840 yilda G.I.Gess tajriba asosida termokimyoning asosiy qonunini ta'rifladi:

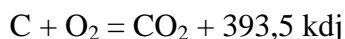
**Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonining oraliq bosqichlariga bog'liq bo'lmay, moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liq.** Masalan, karbonat anhidrid  $\text{SO}_2$  ikki usulda hosil qilingan.



---

393,5 kdj

2-usulda reaksiya bosqichsiz o'tadi.



Bu tenglamalardan ko'rinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g  $\text{O}_2$  ning birikishidan hosil bo'lgan 28 g CO 16 g  $\text{O}_2$  da yondirilganda, yoki 12 g grafit 32 g  $\text{O}_2$  bilan to'g'ridan-to'g'ri biriktirilgandagi  $\text{CO}_2$  ning hosil bo'lish issiqligi bir xil qiymatga ega.

Gess qonuni tajribada qilib ko'rilmagan kimyoviy reaksiyaning ham issiqlik effektini hisoblab chiqarishga imkon beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya



mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisiga reaksiya uchun olingan moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisini ayrib tashlash kerak:

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

**Kimyo va energetika muammolari.** Hozirgi vaqtda jamiyatning moddiy farovonligi darajasi aholi jon boshiga ishlab chiqariladigan energiya miqdoriga ko'ra belgilanadi. Uylarni isitish, tezyurar transportdan foydalanish imkoniyati va sanoat mahsulotlari ishlab chiqarish ko'p jihatdan energiyaning yetarli ekanligiga bog'liq. Energetik muammolar mohiyat e'tibori bilan insoniyat moddiy madaniyatining yanada o'sishi uchun real to'siq bo'lib qoldi. Buni G'arbda XX asrning 70-yillari boshida energetik taqchilik (krizis) nomini olgan davrda ayniqsa o'tkir his qilindi. Energetik muammolar energetika, shu jumladan, atom energetikasini rivojlantirishning ekologik okibatlariga yetarlicha baho bermaslik tufayli yanada qiyinlashdi

Hozirgi vaqtda energiyaning talaygina qismi kimyoviy jarayonlar, jumladan, neft, gaz va ko'mir yoqish hisobiga ishlab chiqilmoqda. Yorug'lik va issiqlik energiyasini elektr energiyaga aylantirish muammolari ham kimyoviy jarayonlar asosida hal qilinadi. Nihoyat, energiya olish uchun mo'ljallangan zamonaviy moslamalar, yangi konstrukcion materiallar va issiqlik tashuvchilar barpo qilishni talab etadi. Bu — energetika muammolarini hal qilishda kimyogarlar asosiy rol o'ynaydi, degan gapdir.

Rivojlangan mamlakatlarda kimyoviy mahsulot qiymati umumiy milliy mahsulot qiymatining 16-20% ga yetadi va bu tasodifiy hol emas: kimyo sanoati xo'jalikning energiya eng ko'p sarf bo'ladigan sohasidir. Masalan, 1 t xlor yoki kalsiy karbid olish uchun 3,5 ming kVt/soat elektr energiya, 1 tonna alyuminiy yoki magniy ishlab chiqarish uchun esa 18 ming kVt/soat elektr energiya sarflanadi. Ilg'or mamlakatlarda kimyo korxonalarini uchun sanoat sarf qiladigan butun energiyaning 1/3 qismi sarflanadi. Buning hammasi kimyoning energetika bilan uzviy aloqasi borligidan dalolat beradi: kimyo sanoatini energetikani rivojlantirmasdan taraqqiy ettirib bo'lmaydi va aksincha, energetikaning taraqqiyoti kimyoviy jarayonlardan foydalanishga chamchabchas bog'liq.

## 8-ma'ruza

### KIMYOVIY REAKSIYA TEZLIGI. REAKSIYA TEZLIGIGA TA'SIR ETUVCHI OMILLAR

#### Reja:

1. **Kimyoviy reaksiya tezligi.**
2. **Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog'liqligi. Massalar ta'siri qonuni.**
3. **Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi. Vant-Goff qonuni.**
4. **Gomogen va geterogen kataliz.**

#### *Muammoli savollar:*

1. *Molekulalar uchrashuvi xar doim ham kimyoviy reaksiyalarga olib kelishi mumkinmi? Mumkin bo'lsa qanday faktorlarga bog'liq?*
2. *Vant-Goff qonuni bo'yicha harorat har 25 °C ga ko'tarilganda qonunning ifodasi qanday ko'rinishga ega bo'ladi?*
3. *Aktivlanish energiyasi qanday omillarga bog'liq bo'ladi?*

4. Nima uchun ba'zi sintezlar katalizator ishtirokida boradi, ba'zilarida katalizator ishtirok etmaydi?

**Kimyoviy reaksiya tezligi.** Kimyoviy reaksiyalar turli xil tezlikda sodir bo'ladi. Ulardan ba'zilar sekundning mingdan bir ulushida sodir bo'lsa, ayrimlari minutlar, soatlar, kun, oylar va yillar davomida amalga oshadi.

Shunday reaksiyalar ham ma'lumki, ular sharoitga qarab tez va sekin amalga oshishi mumkin, masalan: yuqori haroratda tez, sovuqda sekin borishi mumkin. Bu reaksiyalarning tezliklari orasidagi farq katta bo'lishi mumkin.

Modda va moddalar yig'indisiga kimyoda *sistema* deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalariga bo'linadi.

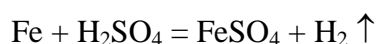
Bir xil fazadan tashkil topgan sistema *gomogen*, har xil fazadan tashkil topgan sistema *geterogen* sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga *faza* deb ataladi. Gomogen sistemaga gazlar aralashmasi, chin eritmalar, metallarning qotishmasini, geterogen sistemalariga esa dag'al dispers sistemalar, aralashmalar va hokozolar misol bo'ladi.

Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir birlaridan farq qiladi.

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



Geterogen sistemalarda esa sistemani tashkil etuvchi fazalar sirtidagina reaksiya amalga oshadi. Masalan, metallning kislotada erishi:



Bu reaksiya faqat metall sirtida sodir bo'ladi, chunki reaksiyaga kirishuvchi ikkala modda shu sirtida bir biri bilan to'qnashadi.

Gomogen reaksiya tezligi geterogen reaksiya tezligidan farq qiladi va ular har xil aniqlanadi. Gomogen reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan yoki hosil bo'layotgan moddalardan birortasining konsentratsiyasini vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan aniqlanadi. Geterogen reaksiyaning tezligi esa vaqt birligi ichida faza sirtining yuza birligida reaksiyaga kirishgan yoki hosil bo'lgan moddalarning miqdori bilan aniqlanadi.

Gomogen reaksiya tezligini matematik usulda quyidagicha ifodalanadi.

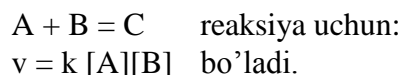
$$V_{\text{гомоген}} = \frac{C}{t}$$

Geterogen reaksiya tezligi:  $V_{\text{гетероген}} = \frac{n}{S} \cdot t$

**Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog'liqligi. Massalar ta'siri qonuni.** Kimyo sanoatida moddalarni ishlab chiqarish apparatlarining o'lchami va unumdorligi, hosil qilinadigan mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Mahsulot moddalari unumdorligini oshirish va chiqindi moddalar miqdorini kamaytirish kimyo sanoatining muhim vazifalaridan biridir. Shuning uchun kimyoviy reaksiyalar va ularga ta'sir etuvchi omillar o'rganiladi. Kimyoviy reaksiyalar tezliklari haqidagi kimyoning bo'limi *kimyoviy kinetika* deyiladi. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyasi, harorat, katalizator, moddalar tabiati va boshqa omillarga bog'liq.

Moddalar konsentratsiyalarining kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sirini ifodalovchi qonun 1867 yilda norvegiyalik olim K.Guldberg va P.Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, *massalar ta'siri qonuni* deb ataladi:

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

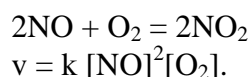


bu yerda:  $v$  - reaksiya tezligi;  
 $k$  - tezlik konstantasi;  
 $[A],[B]$  - reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalari, mol/l.

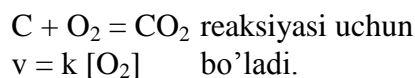
Agar  $aA + bB = C$  bo'lsa,



Massalar ta'siri qonunini azot(II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi misolida quyidagicha ifodalanadi:



Geterogen reaksiyalarda massalar ta'siri qonuni tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazalarda bo'lgan moddalarning konsentratsiyalari kiritiladi. Masalan:



**Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi. Vant-Goff qonuni.** Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarrachalari o'rtasidagi to'qnashuvlar soniga bog'liq bo'ladi. Ma'lumki, harorat oshirilganda, zarrachalarning harakatchanligi ortadi. Natijada to'qnashuvlar soni ham ortadi. Demak, reaksiyaning tezligi harorat ko'tarilishiga proporsional ravishda ortadi.

Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning *aktivlanish energiyasi* deyiladi. Aktivlanish energiyasiga ega bo'lgan molekulalar *aktiv molekulalar* deyiladi. Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekulalar soni ortadi.

*Vant-Goff qonuni:*

***Harorat har 10 °C ortganda kimyoviy reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi.***

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

bu yerda:  $V_{t_1}, V_{t_2}$  - reaksiyaning tegishli boshlang'ich ( $t_1$ ) va oxirgi ( $t_2$ ) temperaturadagi tezliklari;  
 $\gamma$  - reaksiya tezligining temperatura koeffitsenti. U reaksiyaga kirishayotgan moddalarning temperaturasi 10° ko'tarilganda reaksiyaning tezligi necha marta ortishini ko'rsatadi.

Misol: Reaksiya 298°K.da 32 min. davomida tugaydi. Agar reaksiyaning temperatura koeffitsenti 4 ga teng bo'lsa, shu reaksiya 348°K.da necha minutdan keyin tugaydi? Temperatura 298°K.dan 348°K.ga ko'tarilganda Vant-Goff qoidasiga ko'ra reaksiyaning tezligi:

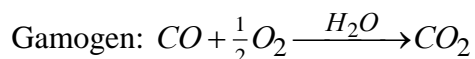
$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 4^{\frac{348-298}{10}} = 4^5 = 1024 \text{ marta ortadi.}$$

Binobarin, agar bu reaksiya 298<sup>o</sup>K.da 32 min.da tugasa, 348<sup>o</sup>K.da u 1,8 sek.da tugaydi (32 min:1024 = 0,03 min = 1,8 s). Vant-Goff qoidasi taqribiy bo'lib, uni reaksiya tezligiga temperaturaning ta'sirini taxminiy baholash uchungina tatbiq etish mumkin.

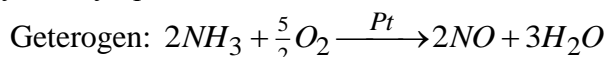
**Gomogen va geterogen kataliz.** Kimyoviy reaksiya tezligini orttirib, o'zi kimyoviy reaksiyada ishtirok etmaydigan moddalar *katalizatorlar* deyiladi. Katalizatorlar ishtirokida boradigan reaksiyalar *katalitik reaksiyalar* deyiladi. Kataliz ham *gomogen* va *geterogen* katalizlarga bo'linadi. Katalizator aktivligini pasaytiruvchi moddalar *katalitik zaxarlar* deyiladi.

Kimyoviy reaksiya tezligini katalizatorlar ishtirokida o'zgarishi *kataliz* deb ataladi. Ba'zi katalizatorlar reaksiyani juda tezlashtiradi, bu — *musbat kataliz* deyiladi. Masalan, sulfat kislotani ishlab chiqarishda SO<sub>2</sub> ning oksidlanib SO<sub>3</sub> ga aylanishi musbat katalizga misoldir. Boshqa katalizatorlar reaksiyani sekinlashtiradi, bu — *manfiy kataliz* deyiladi. Masalan, vodorod peroksid H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ning parchalanish reaksiyasi tezligining ozroq miqdordagi (0,0001 mas.q.) sulfat kislotasi ishtirokida kamayishi manfiy katalizga misoldir. Reaksiya tezligini kamaytiradigan manfiy katalizatorlar esa *ingibitorlar* deyiladi (ingibitorlarning ta'sir etish mexanizmi katalizatorlarnikidan farq qiladi).

Gomogen katalizda reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan katalizatorlar bir fazali gaz yoki suyuq fazali sistema hosil qiladi. Bunda katalizator bilan reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasida ajralish sirti bo'lmaydi.



Geterogen katalizda reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan katalizatorlar turli fazalardan iborat sistemani hosil qiladi. Bunda katalizator bilan reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasida chegarasiz hosil bo'ladi. Odatda, katalizator qattiq modda, reaksiyaga kirishayotgan moddalar esa gazlar yoki suyuqliklar bo'ladi.



Kimyoviy ishlab chiqarishda katalizatorlarning roli nihoyatda katta. Sulfat kislotaning olinishi, ammiak sintezi, qattiq ko'mirdan suyuq yoqilg'i olish, neftni va tabiiy gazni qayta ishlash, sun'iy kauchuk, plastmassalar olish — bular katalizatorlar ishlatiladigan eng muhim ishlab chiqarishlarning bir qismigina xolos.

Biologik sistemalarda kataliz juda muhim rol uynaydi. Bunday jarayonlarning katalizatorlari *fermentlar* deyiladi. Fermentlar oddiy yoki murakkab oqsillardan iborat. Chunonchi, so'lakda ptialin fermenti bor bo'lib, kraxmalni qandga aylanishini katalitik tezlashtiradi. Odam organizmida 30 000 ga yaqin turli-tuman fermentlar bo'lib, ulardan har biri o'ziga xos reaksiyalar uchun effektiv katalizatorlik vazifasini bajaradi.

## 9-ma'ruza

## KIMYOVIY MUVOZANAT. MUVOZANAT KONSTANTASI. MUVOZANATNI SILJITISH OMILLARI

## Reja:

1. Qaytar va qaytmas reaksiyalar.
2. Kimyoviy muvozanat. Muvozanat konstantasi.
4. Muvozanatni siljitish omillari.
3. Le-Shatele prinsipi.

*Muammoli savollar:*

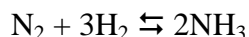
1. Katalizator kimyoviy muvozanatga qanday ta'sir ko'rsatadi?
2. Muvozanat konstantasining kimyoviy jarayonlardagi ahamiyati qanday?
3. Muvozanatni siljitishning sanoatdagi ahamiyatini ko'rsating.

**Qaytar va qaytmas reaksiyalar.** Kimyoviy reaksiyalarni ikki xil guruhga bo'lish mumkin: qaytar va qaytmas reaksiyalar. Qaytmas reaksiyalar oxirigacha, ya'ni o'zaro reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri batamom sarf bo'lguncha boradi. Masalan:



Berilgan reaksiyada nitrat kislota yetarli bo'lsa, reaksiya rux batamom erib bo'lgach tugaydi. Agar rux metali ortiqcha olingan bo'lsa, reaksiya nitrat kislotasi butunlay tugagach to'xtaydi. Agar-da rux nitrat eritmasi orqali azot (IV)-oksid gazi o'tkazilsa, nitrat kislota va rux metali hosil bo'lmaydi, ya'ni reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, bu reaksiya qaytmas reaksiyadir.

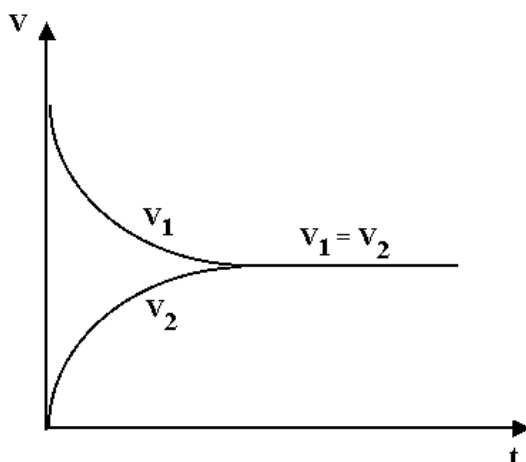
Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi. Bunday reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalardan hech biri to'liq sarf bo'lmaydi. Qaytar reaksiyalar to'g'ri yo'nalishda ham, teskari yo'nalishda ham boradi. Masalan, ammiak sintezi:



Reaksiya uchun sharoit yaratilgandan keyin gazlar aralashmasi analiz qilinsa, sistemada faqat reaksiya mahsuloti bo'libgina qolmay, dastlabki moddalar ham bo'ladi. Demak, ammiak sintezi qaytar reaksiyadir.

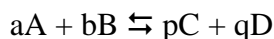
Ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan jarayonlar *qaytar reaksiyalar* deyiladi. Qaytar reaksiyalarda tenglik o'rniga qarama-qarshi strelka qo'yiladi. Dastlab to'g'ri reaksiyaning tezligi yuqori bo'lib, sekin-asta uning tezligi kamalashib boradi, teskari reaksiya tezligi esa shunga mos ravishda ortib boradi.

**Kimyoviy muvozanat. Muvozanat konstantasi.** To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ( $V_{\text{to'g'ri}} = V_{\text{teskari}}$ ) kimyoviy muvozanat qaror topadi. Kimyoviy muvozanat holatida vaqt birligi ichida qancha mahsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi hosil bo'ladi. Kimyoviy muvozanatni *dinamik (harakatchan) muvozanat* deb yuritiladi.



Kimyoviy muvozanatning miqdoriy o'lchov birligi sifatida muvozanat konstantasini olish mumkin.

Quyidagi misol orqali barcha qaytar reaksiyalarning muvozanat konstantasini ifodalash usulini ko'rib chikamiz:



Massalar ta'siri qonuniga muvofiq reaksiya tezligi:

$$\text{to'g'ri reaksiya uchun } V_{\text{to'g'ri}} = k_1 [A]^a [B]^b$$

$$\text{teskari reaksiya uchun } V_{\text{teskari}} = k_2 [C]^p [D]^q$$

$V_1 = V_2$  bo'lgani uchun, yuqoridagi ifodalarning o'ng tomoni ham bir-biriga teng bo'ladi:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^p [D]^q$$

bundan: 
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[A]^a [B]^b}{[C]^p [D]^q} \quad \text{kelib chiqadi.}$$

Reaksiyalarning tezlik konstantalari o'zgarmas son bo'lganligi uchun  $K$  bilan belgilab olamiz va  $K$  — *muvozanat konstantasi* deb yuritiladi:

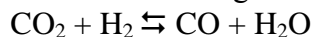
$$K_{\text{mug}} = \frac{[A]^a [B]^b}{[C]^p [D]^q}$$

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

Muvozanat konstantasining qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiati va haroratga bog'liq. Katalizatorlar to'g'ri va teskari reaksiyalar tezligini bir xilda oshirganligi uchun muvozanat konstantasi ta'sir etmaydi. Muvozanat konstantasi qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga ega.

**Muvozanatni siljitish omillari.** Agar reaksiya sharoiti o'zgartirilsa, sistema muvozanat holatidan chiqadi, ya'ni to'g'ri va teskari jarayonlarda bir xil o'zgarish bo'lmaydi. Muvozanatning buzilishiga reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining konsentratsiyasini o'zgarishi, bosim va haroratning o'zgarishi sabab bo'ladi. Har bir omil ta'sirini alohida ko'rib chiqamiz:

*Konsentratsiyaning ta'siri.* Muvozanatda ishtirok etayotgan moddalardan birining konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat shu moddani kamayishi tomonga siljiydi; agar moddalardan birining konsentratsiyasi kamaytirilsa, muvozanat shu moddaning hosil bo'lishi tomonga siljiydi. Masalan:



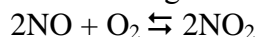
tenglama bilan ifodalanadigan muvozanatdagi sistemaga  $\text{CO}_2$  qo'shimcha qo'shilsa, sistema  $\text{CO}_2$  konsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat o'ng tomonga siljiydi. Aksincha, agar  $\text{CO}_2$  ning miqdorini kamaytirsak, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni muvozanat chap tomonga siljiydi.

*Haroratning ta'siri.* Harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya tomon, harorat pasaysa, muvozanat ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomonga siljiydi. Masalan, ammiak sintezida to'g'ri reaksiya ekzotermik va teskari reaksiya endotermik hisoblanadi:

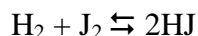


Berilgan reaksiyada kimyoviy muvozanat harorat oshirilganda ammiakning parchalanishi tomonga, harorat pasaytirilganda esa ammiak hosil bo'lishi tomonga siljiydi.

*Bosimning ta'siri.* Gaz moddalar ishtirok etadigan va umuman hajmi o'zgaradigan muvozanatdagi sistemalarda kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi. Muvozanatdagi:



Sistemada bosim orttirilsa, muvozanat o'ng tomonga, ya'ni kam sondagi gaz molekullari hosil bo'lish tomoniga siljiydi; bosim kamaytirilsa, aksincha, muvozanat chap tomonga siljiydi. Agar reaksiya paytida gaz molekullarning soni o'zgarmay qolsa, bunday sistemalarning muvozanati bosim ta'sirida o'zgarmay qoladi. Masalan:



Sistemaning muvozanatiga bosim ta'sir etmaydi. Kimyoviy muvozanatni siljishini 1884 yilda fransuz olimi Le-Shatele tomonidan yaratilgan prinsip asosida tushuntiriladi va bu prinsip quyidagicha ta'riflanadi.

***Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir tashqi ta'sir ko'rsatilsa, kimyoviy muvozanat shu ta'sir kuchini kamaytirish tomonga siljiydi.***

## 10-ma'ruza

## ERITMALAR. ERUVCHANLIK. ERITMALARNING XOSSALARI

## Reja:

1. Eritmalar haqida umumiy tushunchalar.
2. Eritmalar konsentratsiyasini ifodalash usullari.
3. To'yingan eritma.
4. Eruvchanlik.
5. Moddalarnig suyuqliklarda eruvchanligi. Genri va Genri-Dalton qonunlari.

*Muammoli savollar:*

1. Erituvchining eritish imkoniyati uning qanday xossasiga bog'liq?
2. Suv nima uchun ko'proq erituvchi sifatida ishlatiladi?
3. Kolloid eritmalarda zarrachalarning o'lchamlari qanday bo'ladi?

**Eritmalar haqida umumiy tushunchalar.** Ikki yoki bir necha komponentdan iborat qattiq yoki suyuq gomogen sistema *eritma* deb ataladi.

O'z agregat holatini eritmaga o'tkazadigan modda erituvchi hisoblanadi. Moddalarning agregat holati bir xil bo'lsa, ko'p miqdorda olingan modda ko'pincha *erituvchi* hisoblanadi. Ikkinchi komponent esa *erigan modda* deyiladi.

Ba'zi moddalar erituvchida hohlagan nisbatda aralashishi mumkin. Masalan,  $H_2SO_4$  va spirt, suv va spirt... Ba'zilar esa ma'lum miqdorda eriydi. Masalan  $25^\circ C$  da osh tuzi eritmasida eng ko'pi bilan 26,5% NaCl erishi mumkin.

Eritmalardagi zarrachalar o'lchami va turiga qarab ularni dispers sistema deb qaraladi.

Ikki va undan ortiq moddalardan iborat bo'lgan hamda ulardan biri ikkinchisi hajmida bir meyorda taqsimlangan sistema *dispers sistema* deyiladi.

Tabiatda eng ko'p tarqalgan dispers sistemalarda dispersion muhit suyuqlik, dispers faza esa qattiq modda bo'ladi. Dispers sistemaga misol qilib, changli havoni olish mumkin. Unda dispersion muhit havodir, dispersion faza mayda muallaq holdagi tuproq zarrachalaridir.

Dispers sistemalar bir necha sinfga bo'linadi:

1. Dag'al dispers sistemalar. Dispers fazo zarrachalarining o'lchami  $1 \div 10^{-1}$  mkm (mkm — mikrometr,  $1 \text{ mkm} = 10^{-6} \text{ m}$ ) bo'ladi. Dag'al dispers sistemalarga suspenziya va emulsiyalar kiradi.

*Suspenziyalar* suyuqlikda bir tekis tarqalgan dispersion faza (qattiq modda)dan iborat sistemadir. Suspenziyaga misol qilib loyqa suvni ko'rsatish mumkin.

*Emulsiyalar* biri ikkinchisidan taqsimlangan ikki suyuqlikdan iborat sistemadir. Sigir suti (yog'lar oqsilning gidrolizida tarqalgan) emulsiyaga misol bo'ladi.

2. Kolloid dispers sistemalar (kolloid so'zi grekcha koll – «elim», eidos – «o'xshash» so'zlaridan kelib chiqqan bo'lib yelimsimonlar ma'nosini beradi). Kolloid eritmalarda dispers fazoning zarrachalar o'lchami  $10^{-1} \div 10^{-3}$  mkm. Bunday zarrachalar dispers sistema uzoq vaqt tindirilsa ham cho'kmaga tushmaydi, filtr qog'ozi teshiklaridan o'tib ketadi, oddiy mikroskopda ko'rinmaydi.

3. Chin eritmalar. Chin eritmalar *molekulyar-dispers sistemalar* va *ion-dispers sistemalar*ga bo'linadi.

Molekulyar-dispers sistemalarda modda erish jarayonida ayrim molekulalarga ajraladi. Bunday sistemalarga shakar, spirt, atseton kabi moddalarning eritmaları kiradi.

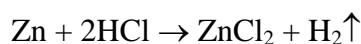


**Eritmalar konsentratsiyasini ifodalash usullari.** Eritmalar erituvchining xarakteriga qarab suvli va suvsiz eritmalarga bo'linadi. Suvsiz eritmalarga spirt, atseton, benzol, xlorofor kabilarga o'xshash organik erituvchilardagi moddalarning eritmasi kiradi. Ko'pgina tuzlar, kislotalar, ishqorlarning eritmalari suvli qilib tayyorlanadi. Har bir eritma erigan moddaning konsentratsiyasi bilan, ya'ni eritmaning ma'lum miqdoridagi erigan moddaning miqdori bilan xarakterlanadi. Eritmaning protsent konsentratsiyasi 100 g eritmadagi moddaning grammlar miqdori bilan belgilanadi. Masalan, 5% li eritma 100 g eritmada 5 g moddaga, ya'ni 5 g moddaga va  $100 - 5 = 95$  g erituvchiga ega bo'ladi va hakoza.

Berilgan molyar konsentratsiyali 1 l eritmada ushbu moddaning grammlar miqdorini topish uchun mol massasini, ya'ni 1 molning massasini bilish zarur. Grammlarda ifodalangan moddaning mol massasi son jihatdan ushbu moddaning molekulyar massasiga teng bo'ladi. Masalan, NaCl tuzining 1 M (molyarli) eritmasini tayyorlash uchun 1 l suvda 1 mol yoki 58,45 g NaCl tuzini eritish kerak.

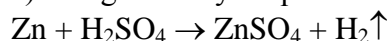
Normal konsentratsiya (normallik 1 l eritmada erigan moddaning ekvivalentlar soni bilan ifodalanadi). Normal konsentratsiyali eritmalar tayyorlash uchun ekvivalent tushunchasini bilish lozim.

Elementning 1 mol vodorod bilan birika oladigan yoki uni kimyoviy reaksiyalarda o'rnini oladigan miqdori *ekvivalent* deyiladi. Masalan, HCl birikmadagi xlorning ekvivalenti 1 ga (1 molga) teng, H<sub>2</sub>S birikmada oltingugurt ekvivalenti 1/2 molga teng bo'ladi. Reaksiya uchun 32 Zn ekvivalenti



1/2 molga teng bo'ladi.

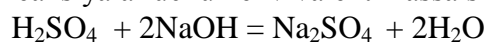
Murakkab modda ekvivalenti – bu ushbu reaksiyada 1 mol vodorodga to'g'ri keladigan (ekvivalenti bo'ladigan) uning shunday miqdoridir. Masalan, reaksiya uchun



1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 2 ta vodorod atomiga to'g'ri keladi. Demak, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ning ekvivalenti 1/2 molga teng. Element yoki birikmaning bitta ekvivalent massasi uning *ekvivalent massasi* deb ataladi.

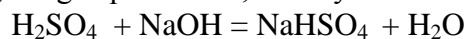
Ekvivalent (binobarin, ekvivalent massa ham) ushbu birikma uchun doimiy miqdor emas, bu birikma kirishadigan reaksiyaga bog'liq.

Har xil birikmalar uchun ekvivalent massasini hisoblashni tekshiramiz. Kislotaning ekvivalent massasi kislotaning negizligiga bo'lingan, uning molli massasiga teng. Biroq to'la almashuv yoki to'la neytrallash reaksiyalar uchun ekvivalent massa shunday hisoblanadi. Masalan,



Reaksiya uchun sulfat kislotaning ekvivalent massasi  $E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 : 2 = 49$ , chunki reaksiyada 2 vodorod atomi ishtirok etadi.

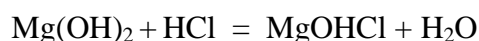
To'la bo'lmagan neytrallash va almashuv reaksiyalar uchun bu moddalarning ekvivalenti reaksiyaning borishiga bog'liq. Masalan, reaksiyada



Sulfat kislotaning har bir molekulasidan faqat bitta vodorod atomi reaksiyada ishtirok etayпти, shunga ko'ra ushbu reaksiya uchun sulfat kislotaning ekvivalent massasi  $E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 : 1 = 98$  g.

Asosning ekvivalent massasi metallning valentligiga bo'lingan uning molli massasiiga teng. Masalan, gidroksidning ekvivalent massasi  $E_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 : 2 = 37$  g, natriy gidroksidning ekvivalent massasi esa  $E_{\text{NaOH}} = 40 : 1 = 40$  g.

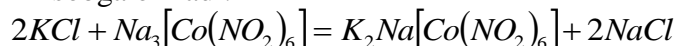
Faqat to'la neytrallash reaksiyalari uchun ekvivalent massa shunday hisoblanadi. To'la bo'lmagan neytrallash reaksiyalari uchun ekvivalent massaning qiymati boshqacha bo'ladi. Masalan, reaksiya uchun



$E_{\text{Mg(OH)}_2} = 58 : 1 = 58$  g, chunki reaksiyada faqat bitta OH guruh ishtirok etadi.

Tuzning ekvivalent massasi metallning barcha atomlar valentligining yig'indisiga bo'lingan molli massasiga teng (ya'ni, molekuladagi metall atomlari sonining valentligiga ko'paytmasi). Masalan, natriy sulfatning ekvivalent massasi  $E_{Na_2SO_4} = 142 : (1 \cdot 2) = 71$ , alyuminiy sulfatning ekvivalent massasi  $E_{Al_2(SO_4)_3} = 342 : (3 \cdot 2) = 57$ .

Biroq agar tuz to'la bo'lmagan almashinuv reaksiyada ishtirok etsa, reaksiyada ishtirok etuvchi metall atomlari soni hisobga olinadi.



$Na_3[Co(NO_2)_6]$  tuzning ekvivalent massasini hisoblash uchun bu tuzning molekulyar massasi 2 ga bo'linadi, chunki reaksiyada faqat 2 ta natriy atomi ishtirok etadi.

Normal konsentratsiya N xarfi bilan belgilanadi (hisobli formulalarda) yoki «H» xarfi ushbu eritmaning konsentratsiyasi belgilaydi.

Konsentratsiyasi *titr* bilan, ya'ni 1 ml eritmada erigan moddaniig gramm miqdori bilan ifodalangan eritmalar *titrlangan* deb ataladi. Nihoyatda ko'p analitik laboratoriyalarda eritmaning titri to'g'ridan to'g'ri aniqlanadigan moddada hisoblanadi. Bunda eritmaning titri aniqlanadigan moddaning qanday grammalar miqdoriga ushbu eritmaning 1 ml to'g'ri kelishini ko'rsatadi.

**To'yingan eritma va eruvchanlik.** Qattiq modda erituvchiga tushirilganda uning zarrachalari erituvchi zarrachalari ta'sirida erish jarayoni boshlanadi. Erish paytida unga qarshi kristallanish jarayoni ham sodir bo'ladi. Dastlab erish jarayoni tez boradi, eritmada zarrachalarning soni ko'paygandan keyin kristallanish tezlashadi. Ma'lum vaqtdan so'ng erish va kristallanish tezliklari tenglashadi. U vaqtda erigan modda bilan erimay qolgan modda orasida dinamik muvozanat qaror topadi, ya'ni eritma to'yinadi. Shunday qilib, erimay qolgan modda bilan cheksiz uzoq vaqt muvozanatda mavjud bo'la oladigan eritma *to'yingan eritma* deyiladi.

Ayni moddaning ma'lum haroratda 100 g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan massasi uning *eruvchanligi* (yoki *eruvchanlik koeffitsienti*) deyiladi.

Masalan, 20°S da 100 g suvda:

Glyukoza .....	200 g
NaCl .....	35 g
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> .....	5 g
CaCO <sub>3</sub> .....	0,0013 g
AgJ .....	0,00000013 g eriydi.

Nazariy jihatdan olganda mutlaqo erimaydigan modda bo'lmaydi. Xatto oltin va kumush ham oz darajada bo'lsa ham suvda eriydi.

**Moddalarning suyuqliklarda eruvchanligi. Genri va Genri-Dalton qonunlari.** Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi.

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

$$m = k \cdot P$$

bu yerda: m - gazning massasi;  
P - gazning bosimi.

***Gazlar aralashmasi suyuqliklarda eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar xalal bermaydi, erish gazning parsial bosimigagina bog'liq.***

Genri va Genri-Dalton qonunlariga suyuqlik bilan reaksiyaga kirishmaydigan gazlarga (past bosimda) bo'ysunadi. Haroratning ko'tarilishi gazlarning eruvchanligini kamaytiradi.

Eruvchanlik eruvchi va erituvchining tabiatiga, haroratga va bosimga bog'liq.



## 11-ma'ruza

## ELEKTROLITMAS ERITMALARNING XOSSALARI. ELEKTROLITIK DISSOTSIALANISH NAZARIYASI

## Reja:

1. Osmotik bosim. Vant-Goff qonuni.
2. Eritmalarning bug' bosimi. Raulning I va II - qonunlari.
3. Elektrolitik dissotsiatsiya.
4. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.
5. Asos, kislota va tuzlarning dissotsiatsiyalanishi.

*Muammoli savollar:*

1. Osmotik bosimning tabiatda va inson hayotidagi roli qanday?
2. Elektrolit eritmalarining elektrolitmas eritmalariga nisbatan qaynash haroratining yuqori-ligi va muzlash haroratining pastligiga sabab nima?
3. Suv  $0^{\circ}\text{C}$  da qaynashi mumkinmi?

**Osmotik bosim. Vant-Goff qonuni.** Eritmadagi erigan modda va erituvchi zarrachalarining 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 konsentratsiyalarining tenglashishiga olib keluvchi jarayon *diffuziya* deyiladi.

Agar shishi silindrga  $\text{KMnO}_4$  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 kiradi. Bunda erituvchi va eruvchi moddalar zarrachalari qarama-qarshi yo'nalishda diffuziyalanadi. Bu jarayonni *ikki yoqlama diffuziya* deb ataladi.

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 *yarimo'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 kaliygeksatsiano (II)-ferrat eritmasiga tushirilsa, silindr g'ovaklariga mis geksatsiano (II)-ferrat cho'kib qoladi. Shunday usul bilan ishlangan silindr yarimo'tkazgich parda xossasiga ega bo'lib qoladi. Silindrga shakar eritmasi solinib, suvga botirilsa, faqat suv molekularining o'tishi hisobiga sopol idishdagi eritmaning hajmi ko'paya boshlaydi, undagi qandning konsentratsiyasi kamaya boshlaydi. Yarimo'tkazgich orqali bo'ladigan bunday bir yoqlama diffuziya *osmos* deb ataladi. Eritmaning ko'tarilishi hisobiga nayda suv ustunining ortiqcha bosimi vujudga keladi. Bunday gidrostatik bosim *eritmaning osmotik bosimi* deyiladi. Gidrostatik bosim ma'lum qiymatga yetganda osmos to'xtaydi va muvozanat hosil bo'ladi.

Osmos hodisasi xayvonlar va o'simliklar organizmi hayotida muhim rol uynaydi. Xujayralar po'sti suv yaxshi o'ta oladigan, lekin xujayra ichi suyuqligida erigan moddalar deyarli o'ta olmaydigan pardadan iborat.

Turli eritmalarning osmotik bosimini o'lchash natijasida 1886 yilda golland olimi Vant-Goff elektrolit bo'lmagan moddalarning uncha yuqori bo'lmagan konsentratsiyali eritmalarini osmotik bosimini konsentratsiya va haroratga bog'liqligini aniqladi (Vant-Goff qonuni):

$$P = C \cdot R \cdot T$$

bu yerda: P - eritmaning osmotik bosimi;  
C - eritmaning molyar konsentratsiyasi;  
R - gazlarning universal doimiysi;  
T - harorat.

Eritmaning molyar konsentratsiyasi:

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

Bundan:  $n = \frac{m}{M}$ . U holda:

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

tenglama Mendeleev-Klaypeyron tenglamasiga o'xshaydi.

**Eritmaning bug bosimi. Raul qonunlari.** Suyuqlik bilan muvozanatdagi bug'ning o'zgarmas haroratdagi bosimi *suyuqlikning bug' bosimi* deyiladi. Suyuqlikning bug' bosimi bilan tashqi atmosfera bosimi tenglashsa suyuqlik qaynaydi.

Toza erituvchining bug' bosimidan eritmaning bug' bosimi doimo past bo'ladi. Eritma bug' bosimlarini o'rganish natijasida 1887 yilda fransuz fizigi Raul quyidagi bog'lanishni aniqladi.

*Raulning I-tanometrik qonuni:*

***Eritma bug bosimining pasayishi eritmada erigan moddaning molyar qismiga teng.***

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0} = N_2$$

bu yerda: P<sub>0</sub> - toza erituvchining bug bosimi;  
P - eritmaning bug bosimi;  
N<sub>2</sub> - erigan moddaning molyar qismi:

$$\frac{(n_1 - n)}{n} = N_2$$

n - erigan moddaning mol miqdori;  
n<sub>1</sub> - erituvchining mol miqdori.

*Raulning II-(ebulioskopik va krioskopik) qonuni.*

***Eritma qaynash haroratining ko'tarilishi va muzlash haroratining pasayishi eritmaning molyal konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir.***

$$t_{\text{qay.}} = E \cdot m; \quad t_{\text{muz.}} = K \cdot m.$$

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Shuning uchun eritmalardan elektr toki o'tadi. Moddalarning suvdagi eritmaları elektr tokini o'tkazishiga qarab ular elektrolitlar va elektrolitmaslarga ajratiladi.

Suvdagi eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini o'tkazuvchi moddalar *elektrolitlar* deyiladi. Masalan, ko'pgina asos, kislota va tuzlar bunga misol bo'ladi. Suvdagi eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar *elektrolitmaslar* deyiladi. Masalan, shakar va boshqa organik birikmalar shular jumlasidandir.

Vant-Goff va Raul qonunlariga elektrolitmas eritmalargagina bo'ysunadi. Elektrolit eritmalarida  $t_{\text{qay.}}$ ,  $t_{\text{muz.}}$ ,  $P_{\text{osm.}}$  kabilar kutilganidan yuqori bo'lishi, molekulyar massasi krioskopik va ebullioskopik usullarda topilganida uning haqiqiy molekulyar massasidan kam bo'lishi kuzatiladi.

*Elektrolit eritmalar uchun Vant-Goff tenglamasi:*

$P = iCRT$  shaklida bo'lib,  $i$  — *izotonik koeffitsient* deyiladi.

$$i = \frac{\text{электролит эритмасининг осмотик босими}}{\text{электролитмас эритмасининг осмотик босими}} = \frac{P}{P_0}$$

$$i = \frac{t_{\text{qay.}}(\text{elektrolit})}{t_{\text{o qay.}}(\text{elektrolitmas})} = \frac{t_{\text{muz.}}(\text{elektrolit})}{t_{\text{o muz.}}(\text{elektrolitmas})}$$

$i$  ning qiymati elektrolit eritmasining konsentratsiyasi kamayishi bilan ortib boradi.

NaCl da  $i=2$ , Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> da  $i=3$ , K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] da  $i=4$ , ya'ni ionlar soniga yaqinlashadi.

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

Bu faktlarni 1887 yilda shved olimi Svante Arrenius elektrolitik dissotsiatsiyalanish nazariyasi bilan tushuntirdi. Arrenius nazariyasiga muvofiq, elektrolitlar suvda eritilganda qarama-qarshi zaryadlangan ionlarga ajraladi. Musbat zaryadlangan ionlar — *kationlar*, manfiy zaryadlangan ionlar — *anionlar* deyiladi. Eritmada kation va anionlarning zaryadlari yig'indisi teng bo'ladi.

Moddalarning suvda eritilganda yoki yuqori haroratda suyuqlantirilganda ionlarga ajralish hodisasi *elektrolitik dissotsilanish* deyiladi.

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 eritmadagi dissotsiatsiyasi. Natriy xlorid NaCl kristallari suvga tushirilganda kristallar yuzasidagi Cl<sup>-</sup> ionlariga suvning qutbli molekularlari o'zining musbat zaryadlangan tomoni, Na<sup>+</sup> ionlariga esa manfiy tomoni bilan elektrostatik tortiladi (ion-dipol o'zaro ta'sir). Ionlarning suvni dipollari bilan bunday o'zaro ta'siri natijasida kristallning ionlari o'rtasidagi o'zaro bog'lanish bo'shshadi va ular eritmaga gidratlangan ionlar holida o'tadi.

2. Qutbli tuzilishdagi moddalarning erishdagi dissotsiatsiyasi. Qutbli molekularlarning (masalan, HCl) suv bilan o'zaro ta'siri natijasida (dipol-dipol o'zaro ta'sir) dipollararo bog'lanish vujudga kelib, eruvchi modda molekulari qutblanadi. Natijada eruvchi modda ionli holatga o'tadi va ionlarga parchalanadi. Qutbli molekuladan hosil bo'lgan ionlar ham gidratlanadi.

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

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

Elektrolitik dissotsilanish ham qaytar jarayondir:



Dissotsiatsiyaga teskari jarayonni *molekulyarizatsiya* deyiladi. Dissotsiatsiya va molekulyarizatsiya jarayonlari tezliklari tenglashib, muvozanat qaror topadi. Bunda ionlarga ajralgan molekullar sonini umumiy erigan molekullar soniga nisbati *elektrolitik dissotsilanish darajasi* deyiladi:

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

bu yerda:  $\alpha$  - dissotsilanish darajasi;  
 $x$  - elektrolitning eritmadagi erkin gidratlangan ionlari mollar soni;  
 $n$  - eritish uchun olingan elektrolitning umumiy mollar soni.

Elektrolitning dissotsilanish darajasi qiymatiga qarab, elektrolitlar:

- kuchsiz elektrolitlar:  $\alpha = 0-3\%$  gacha;
- urtacha kuchli elektrolitlar:  $\alpha = 3-30\%$  gacha;
- kuchli elektrolitlar:  $\alpha = 30-100\%$  gacha bo'lgan turlarga bo'linadi.

KCl uchun  $\alpha = 86\%$ , CuSO<sub>4</sub> uchun  $\alpha = 38\%$ , HNO<sub>3</sub> uchun  $\alpha = 92\%$ ,

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> uchun  $\alpha = 58\%$ , KOH uchun  $\alpha = 91\%$ , HCl uchun  $\alpha = 91\%$ .

Kuchsiz elektrolitlar eritmasidagi ionlar o'rtasida vujudga keladigan muvozanatga massalar ta'siri qonunini qo'llab, muvozanat konstantasini chiqarish mumkin. Bunda muvozanat konstantasi *elektrolitning dissotsilanish konstantasi* deyiladi.

$$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^- \text{ uchun } K_{\text{diss}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{C \cdot C}{C(1-\alpha)} = \frac{1}{1-\alpha} \cdot C$$

Bu tenglama *Osvaldning suyultirish qonuni tenglamasi*dir. Dissotsiatsiya darajasi eritma suyultirilishi bilan oshib boradi. Juda kam dissotsilanadigan elektrolit eritmaları uchun Osvaldning suyultirish qonuni tenglamasi:

$$K = \alpha^2 \cdot C$$

ko'rinishga ega bo'ladi.

### **Asos, kislota va tuzlarning dissotsialanishi.**

Asoslarning dissotsialanishi. Asoslar suvda eritilganda metall kationi va gidroksid anioniga dissotsilanadi.



Kislotalarning dissotsilanishi. Kislotalar suvda eritilganda vodorod kationi va kislota qoldig'i anionlariga dissotsilanadi.



Tuzlarning dissotsilanishi. Tuzlar suvda eritilganda metall kationi va kislota qoldig'i anionlariga dissotsilanadi.



Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasiga muvofiq, kislota, asos va tuzlar eritmaları orasida boradigan reaksiyalarda ta'sirlashuv molekullar o'rtasida emas, balki ulardan hosil bo'ladigan ionlar o'rtasida sodir bo'ladi. Elektrolit eritmalaridagi almashinish reaksiyalari kuchsiz elektrolitlar, yomon eruvchi va gaz mahsulotlar hosil bo'lgandagina oxirigacha boradi. Bunday reaksiyalar qatoriga chukma, gaz moddalar hosil qilish bilan boradigan va neytrallanish reaksiyalari kiradi.

## 12-ma'ruza

## VODOROD KO'RSATKICH. TUZLARNING GIDROLIZLANISHI

## Reja:

1. Suvning elektrolitik dissotsialanishi.
2. Vodorod ko'rsatkich.
3. Eruvchanlik ko'paytmasi.
4. Tuzlarning gidrolizlanishi.
5. Gidrolizlanish darajasi va konstantasi.

*Muammoli savollar:*

1. Vodorod ko'rsatkichning kimyoviy jarayonlardagi ahamiyati nimalardan iborat?
2. Gidroliz darajasi va doimiysiga qanday omillar ta'sir ko'rsatadi?
3. Bufer eritma deganda nimani tushunasiz? Nima uchun bufer eritmalarda pH o'zgarmaydi?

**Suvning elektrolitik dissotsialanishi.** Toza suv kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Suv oz bo'lsada ionlarga dissotsilanadi:



Suvning dissotsiatsiya darajasi xona haroratida (25°C) juda kichik qiymatga ega:  $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ .

Suvning dissotsiatsiya konstantasi:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ ga teng.}$$

1 litr suvdagi uning konsentratsiyasi:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1000 \text{ g/l} = 1000:18 \text{ mol/l} = 55,56 \text{ mol/l}$$

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

$$\begin{aligned} K \cdot [\text{H}_2\text{O}] &= [\text{H}^+][\text{OH}^-] \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14} \text{ (mol/l)}^2 \\ [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= K_w \text{ — suvning ion ko'paytmasi deyiladi.} \end{aligned}$$

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo'lgan eritmalar *neytral eritmalar* deyiladi.

Neytral eritmalar uchun:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l ga teng.}$$

Kislotali muhitda  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , ishqoriy muhitda esa  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  bo'ladi. Suvning ion ko'paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan  $\text{H}^+$  ionlarining konsentratsiyasi bilan o'lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak:



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

**Vodorod ko'rsatkich.** Muhit reaksiyasini miqdoriy jihatdan ifodalash uchun, odatda,  $\text{H}^+$  ionlari konsentratsiyasi urniga uning manfiy ishorali unli logarifmidan foydalaniladi. Bu qiymat *vodorod ko'rsatkich* deb ataladi va pH bilan ifodalanadi:

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

pH=7 bo'lsa neytral, pH<7 bo'lsa kislotali, pH>7 bo'lsa ishqoriy eritma hisoblanadi.

pH=1-3 kuchli kislotali muhit,

pH=3-7 kuchsiz kislotali muhit,

pH=7 neytral,

pH=7-10 kuchsiz ishqoriy muhit,

pH=10-14 kuchli ishqoriy muhit.

**Eruvchanlik ko'paytmasi.** Ma'lumki, qattiq moddalarning erish jarayonida to'yingan eritma hosil bo'lishida eruvchi modda bilan uning eritmadagi molekulari o'rtasida muvozanat vujudga keladi. Elektrolitlar eriganda eritmaga molekular 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  $\text{BaSO}_4$  ning to'yingan eritmasida quyidagi muvozanat holati vujudga keladi:



Bu jarayonning muvozanat konstantasi quyidagi kurinishga ega bo'ladi:

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

yoki

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

To'yingan eritmada  $[\text{BaSO}_4]$  ayni haroratda o'zgarmas qiymatga egaligini e'tiborga olinsa,  $K_{\text{muv.}} \cdot [\text{BaSO}_4]$  ifodani *eruvchanlik ko'paytmasi (EK)* deb ataladi.

$\text{BaSO}_4$  ning to'yingan eritmasi uchun EK quyidagicha yoziladi:

$$\text{EK}(\text{BaSO}_4)_{\text{q}} [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} \quad (t=25^\circ\text{C})$$

Yomon eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasiga *eruvchanlik ko'paytmasi* deyiladi. Eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan foydalanib, ayni elektrolitning umumiy eruvchanligini hisoblab topish mumkin:

$$C \text{ (mol/l)} = \text{EK}$$

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etuvchi ionlar konsentratsiyalari ko'paytmasi eruvchanlik ko'paytmasi qiymatidan katta bo'lsa, yomon eruvchi modda cho'kmasi hosil bo'ladi.

**Tuzlarning gidrolizlanishi. Gidrolizlanish darajasi va konstantasi.** Toza suvda vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari teng bo'lib, rNq7 ga teng. Agar suvda tuz eritilsa, su-

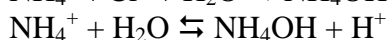
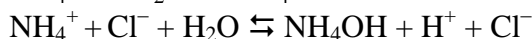
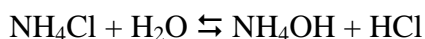
vning dissotsilanish muvozanati vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari o'zgarishi hisobiga buzilishi mumkin va  $\text{pH}=7$  dan o'zgaradi.  $\text{pH}$  ning o'zgarishi tuz molekulalarining gidrolizga uchraganligini bildiradi.

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, molekular) 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.

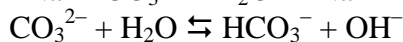
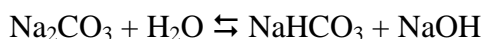
Kuchli kislota va kuchsiz asosdan, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hamda kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchraydi. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanmaydi.

1) Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanishiga misol:



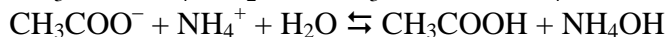
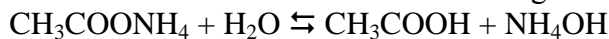
Bunda eritmaning muhiti kislotali va  $\text{pH}<7$  bo'ladi.

2) Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanishiga misol:



Bunda eritmaning muhiti ishqoriy va  $\text{pH}>7$  bo'ladi.

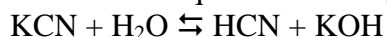
3) Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanishiga misol:



Bunda eritmaning muhiti qariyb neytral va  $\text{pH}$  qiymati 7 ga yaqin bo'ladi.

Yuqoridagi ko'rib 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:

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

Gidroliz konstantasi ayni tuzning gidrolizlanish qobiliyatini xarakterlaydi;  $K_{\text{gidr.}}$  ning qiymati qancha katta bo'lsa, gidroliz shuncha yaxshi boradi. Eritma harorati oshirilganda gidroliz darajasi ham oshadi.

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 gidroliz tashkil etadi. Gidroliz asosida ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

### 13-ma'ruza

## OKSIDLANISH – QAYTARILISH REAKSIYALARI

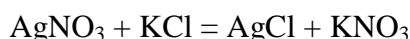
Reja:

1. Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari.
2. Oksidlanish darajasi haqida tushuncha.
3. Oksidlovchilar va qaytaruvchilar.
4. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.
5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tengla malarini tuzish:
  - elektron balans usuli;
  - ion-elektron balans usuli.

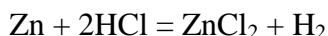
**Muammoli savollar:**

1. Sanoat mig'yosida metallarni ajratib olishda oksidlanish-qaytarilish jarayonlari qanday ahamiyatga ega?
2. Davriy sistemadagi joylashgan o'rniga qarab elementlarning oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalari qanday o'zgaradi?

**Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari.** Hamma kimyoviy reaksiyalarni ikki guruhga ajratish 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:



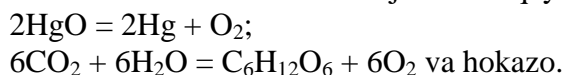
Ikkinchi guruh reaksiyalariga bir yoki bir necha elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi:



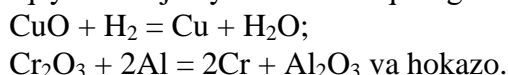
Ma'lumki, biz shu paytgacha moddalarni yonish jarayonlarini oksidlanish jarayoni deb qarab keldik. Masalan:



Va aksincha, birikma tarkibidan kislorodni ajralishini qaytarilish jarayoni deb tushunamiz:

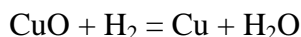


Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari bir vaqtning o'zida ham sodir bo'lishini kuzatganmiz:

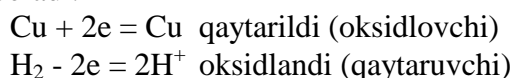


Demak, bu yerda kislorod birikishini oksidlanish jarayoni, kislorod berishni esa qaytarilish jarayoni deb qaradik.

Eng oddiy oksidlanish va qaytarilish jarayoni bo'lgan quyidagi reaksiyaga diqqatimizni qaratamiz:



CuO tarkibidagi mis atomi reaksiyadan so'ng hosil bo'lgan mis atomidan 2 ta elektroni kamligi bilan farq qiladi, ya'ni u  $\text{Cu}^{2+}$  holida bo'ladi. Shuningdek, vodorod molekulasini har bittasi bittadan elektronini kislorodga berib, suv molekulasini hosil qiladi. Natijada bu kimyoviy reaksiyada mis 2 ta elektron qabul qilib, mis atomiga, vodorod molekulasidagi 2 ta vodorod atomi bittadan 2 ta elektron berib vodorod ioni  $\text{H}^+$  hosil qiladi. Mis reaksiyada erkin holatdagi mis atomiga qaytariladi. Vodorod esa suv hosil qilib vodorod ioniga aylanib oksidlanadi. Demak, qaytarilish jarayonida element atomi yoki ioni elektron biriktirib oladi va aksincha oksidlanish jarayonida element atomi yoki ioni elektron beradi.



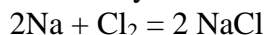
Elektron biriktirib olgan atom yoki ion qaytariladi, oksidlovchi bo'lib xizmat qiladi va aksincha elektron bergan atom yoki ion oksidlanadi, qaytaruvchi bo'lib xizmat qiladi.

Shu aytilgan xulosadan kelib chikib, barcha turdagi reaksiyalarni 2 turga bo'lish mumkin:

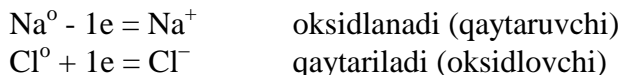
- 1) Ion almashinish reaksiyalari:

## 2) Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.

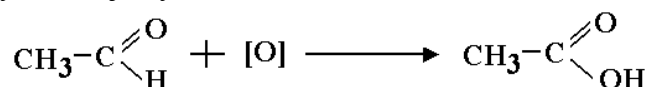
Ko'pgina reaksiyalarda kislorod ishtirok etmasa ham, bir element atomi yoki ioni elektron berishi, ikkinchi element atomi yoki ioni elektron biriktirib olishini kuzatish mumkin:



Natriy atomi 1 ta elektron berib, natriy ioniga, xlor atomi 1 ta elektronni biriktirib olib, xlor ioniga aylanadi.



**Oksidlanish darajasi haqida tushuncha.** Biz yuqorida vodorod atomi 1 ta elektron biriktirib olib, vodorod ioniga aylanadi va suv hosil bo'ladi deb aytdik. Kimyoviy bog'lanish degan temada suvdagi kimyoviy bog'lanish, ionli xarakterga emas, balki qutbli kovalent bog'lanish xarakteriga ega degan edik. Buni qanday tushunish mumkin? Biz bu yerda vodorodning valentligi o'zgardi deb qarashimiz mumkin, lekin ba'zi kimyoviy reaksiyalarda elementlarning valentligi o'zgarmaydi, ammo oksidlanish va qaytarilish jarayonlari sodir bo'ladi:



Shuning uchun shartli ravishda oksidlanish darajasi tushunchasi qabul qilingan:

Kimyoviy birikma batamom ionli tuzilishga ega deb faraz qilinganda, uning tarkibidagi element atomining qo'shni element atomiga bergan yoki undan qabul qilib olgan elektronlar soni shu elementning *oksidlanish darajasi* deyiladi.

Birikmalardagi elementlarning oksidlanish darajasi qanday aniqlanadi? HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KNO<sub>3</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-CHO, CH<sub>3</sub>COOH. Oksidlanish darajasini aniqlash uchun birikmadagi elementlarning elektromanfiyligiga e'tibor berish zarur.

**Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Oksidlovchi va qaytaruvchilar.** Element atomlari yoki ionlarining oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari* deyiladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida bir element atomi oksidlanib, albatta ikkinchi element atomi qaytariladi. Oksidlangan element *qaytaruvchi*, qaytarilgan element esa *oksidlovchi* vazifasini o'taydi. Element elektron bersa oksidlanadi, qaytaruvchi bo'ladi va aksincha elektron qabul qilib olsa qaytariladi, oksidlovchi bo'ladi.

Elementlarning oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalari ham D.I.Mendeleevning elementlar davriy sistemasida davriy ravishda o'zgaradi. Atom og'irligi, shuningdek atomning yadro zaryadi ortib borishi bilan guruhlarda metallarning oksidlovchilik xususiyati kamayib, qaytaruvchilik xususiyati ortib boradi; metalmaslarning oksidlovchilik xususiyati kamayib, qaytaruvchilik xususiyati ortib boradi. Davrlarda oksidlovchilik xususiyati ortib, qaytaruvchilik xususiyati kamayib boradi.

Elementlarning oksidlovchilik yoki qaytaruvchilik xususiyatlari, ularning birikmalardagi oksidlanish darajasiga ham bog'liq.

Xrom o'z birikmalarida 0, +2, +3 va +6 oksidlanish darajalarini namoyon qiladi, masalan metall Cr<sup>0</sup>, CrO (+2), Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (+3), K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (+6) lardan Cr (0) metali faqat qaytaruvchi; CrO (+2) va Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (+3) larda ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi; K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (+6) faqat oksidlovchi xossasiga ega bo'ladi.

Tarkibida qaytariluvchi element bo'lgan moddalar *oksidlovchilar*, oksidlanuvchi element saklovchi moddalar *qaytaruvchilar* deyiladi.

Oksidlovchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini pasaytiradi, qaytaruvchilar tarkibidagi element o'z oksidlanish darajasini oshiradi.

Muhim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, J<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, S.

Kimyoviy reaksiyalar vaqtida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni hosil qiladi:  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $J^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $S^{2-}$ .

2. Kislordli kislotalar:  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  va ularning tuzlari:  $KMnO_4$  (kaliy permanganat),  $K_2Cr_2O_7$  (kaliy bixromat); xlorning kislordli kislotalari ( $HClO$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ ) va ularning tuzlari (gipoxloritlar, xloratlar va perxloratlar); ba'zi kislotalarning anhidridlari, masalan,  $CrO_3$  (xrom (VI)-oksid),  $Mn_2O_7$  (marganes (VII)-oksid),  $O_3$  (ozon),  $H_2O_2$  (vodorod peroksid), metallarning peroksidlari ( $Na_2O_2$ ,  $CaO_2$ ) va boshqalar.

3. Metallarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan ionlari, masalan:  $Fe^{3+}$ ,  $Au^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Sn^{4+}$ .

#### Muhim qaytaruvchilar:

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

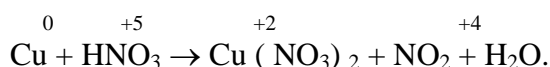
2. Vodorod, uglerod (koks), uglerod (II)-oksid CO.

3. Kislordsiz kislotalar va ularning tuzlari: gidridlar tarkibidagi vodorod ioni  $H^-$  (NaH, KH,  $CaH_2$  va b.).

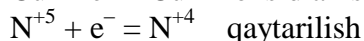
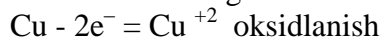
Ba'zi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan,  $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$ ).

**Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini tuzish.** Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning ikkita usuli qo'llaniladi: elektron balans va ion elektron (yarim reaksiyalar) usuli.

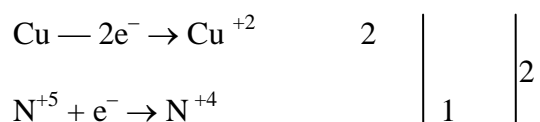
1. Elektron balans usuli. Bu usuldan foydalanganda tenglama tuzish avvalo reaksiyada ishtirok etadigan oksidlanish darajalari o'zgaradigan elementlarning oksidlanish darajalarini hisoblashdan boshlanadi. Misning konsentrlangan nitrat kislota bilan o'zaro ta'siri quyidagi sxema bilan ifodalanadi:



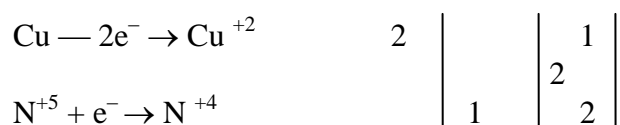
Oksidlanish darajalarini bilgan holda elektron berish va biriktirib olish (oksidlanish va qaytarilish) jarayonlari elektron tenglamalar holida yoziladi:



Elektron balans usulida asosiy bosqich 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 koeffitsientlar hisoblanadi:



Koeffitsientlar 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 reaksiyalar) usul. Bu usul ion yoki molekularlarning reaksiyada qanday o'zgarishlarga uchrashini ko'rsatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari) ni tuzish va bu tenglamalarni bitta molekulyar oksidlanish-qaytarilish tenglamasiga birlashtirishdan iborat. Quyidagi reaksiyaga elektron-ionli usul yordamida koeffitsientlar tanlashni ko'rib chiqaylik:

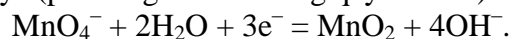


Bu reaksiyada brom va permanganat ionlari o'zgarishga uchraydi:

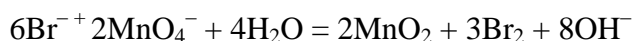
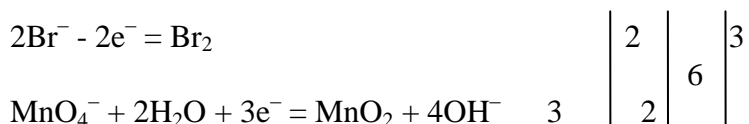


Brom ionining oksidlanish va permanganat ionining qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi. 1 mol  $\text{Br}_2$  ning 2 mol  $\text{Br}^-$  iondan hosil bo'lishini hisobga olib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (brom ionining oksidlanishi) yoziladi:  $2\text{Br}^- - 2e^- = \text{Br}_2$

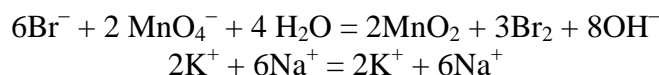
1 mol  $\text{MnO}_4^-$  ionning 1 mol  $\text{MnO}_2$  ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog'lanib, 4 mol  $\text{OH}^-$  ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobga olib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:



Berilgan va birlashtirilgan 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 koeffitsientga ko'paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining yarim reaksiyalarining chap va o'ng qismlari qo'shiladi:



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



#### 14-ma'ruza

### OKSIDLANISH – QAYTARILISH REAKSIYALARINING TURLARI

**Reja:**

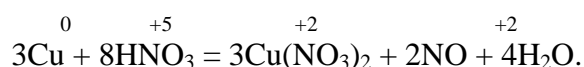
1. **Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari. Disproporsiyalanish.**
2. **Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga muhitning ta'siri.**
3. **Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turmushdagi ahamiyati.**

**Muammoli savollar:**

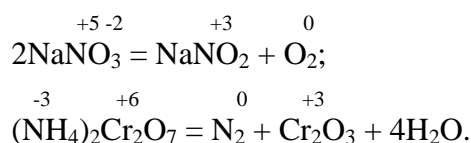
*Fotosintez jarayonida borayotgan reaksiya oksidlanish- qaytarilish reaksiyasining qaysi turiga kiradi?*

**Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari. Disproporsiyalanish.** Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini 3 guruhga bo'lish mumkin.

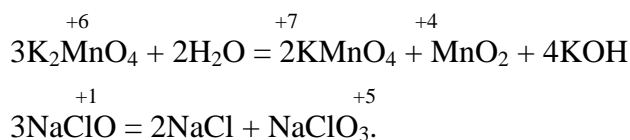
1. Atomlararo yoki molekulararo boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekular yoki ionlar o'rtasida boradi, masalan:



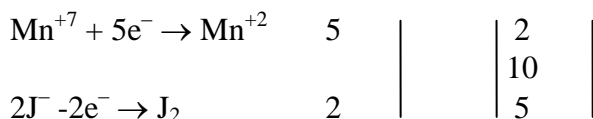
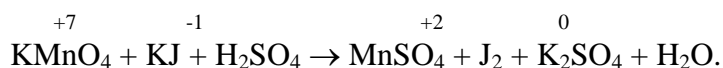
2. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar kiradi. Bunda musbat oksidlanish darajasi kattaroq bo'lgan atom, oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi,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



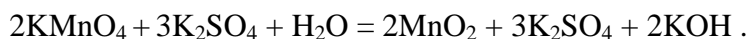
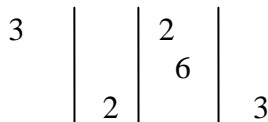
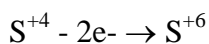
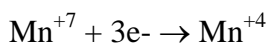
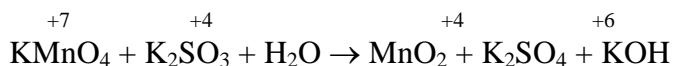
3. O'z-o'zidan oksidlanish, o'z-o'zidan qaytarilish (disproporsiyalanish) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki ionlarining oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish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



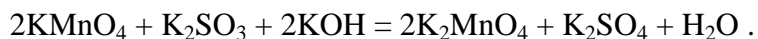
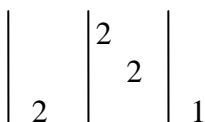
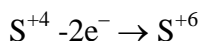
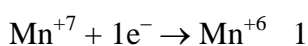
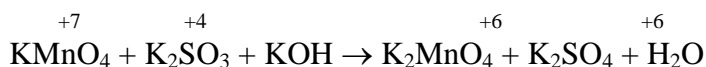
**Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga muhitning ta'siri.** Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida muhit muhim ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan,  $\text{KMnO}_4$  ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Kislotali muhitda  $\text{MnO}_4^-$  ion  $\text{Mn}^{2+}$  iongacha, neytral muhitda  $\text{MnO}_2$  gacha, ishqoriy muhitda  $\text{MnO}_4^{2-}$  (yashil rang) iongacha qaytariladi.  $\text{KMnO}_4$  ning kislotali muhitda qaytarilishi:



KMnO<sub>4</sub> ning neytral muhitda qaytarilishi:

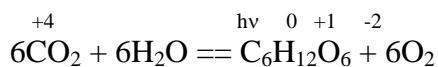


Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:

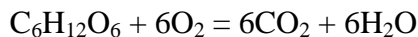


**Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turmushdagi ahamiyati.** Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari —tabiatdagi biologik o'zgarishlar hamda texnikadagi kimyoviy jarayonlarda katta rol o'ynaydi. Ular yerdagi hayotning asosidir. Tirik organizmlarda nafas olish va moddalar almashinishi, chirish va bijg'ish, o'simliklarning yashil qismlaridagi fotosintez, odam va xayvonlarning nerv faoliyati oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari bilan bog'liq. Ularni yoqilg'ining yonishida, metallarning korroziyalanish jarayonida va elektroliz kuzatish mumkin. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari yordamida ammiak, ishqorlar, sulfat kislotasi va boshqa ko'pgina qimmatli mahsulotlar olinadi. Galvanik elementlar va akkumulyatorlarda oksidlanish va qaytarilish reaksiyalari tufayli kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi.

Inson hayotining energiya manbai bo'lgan oziq-ovqat mahsulotlarining hosil bo'lishida oksidlanish-qaytarilish jarayonlari sodir bo'ladi

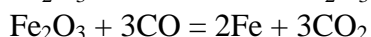
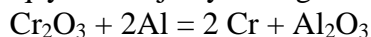


Organizmida mahsulotlarning parchalanishi ham oksidlanish-qaytarilish jarayonlari bilan bog'liq:

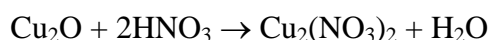
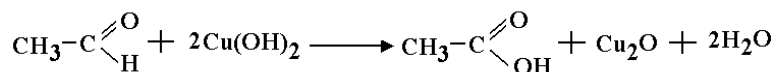


Oksidlanish-qaytarilish jarayonlaridan xalq xo'jaligida, kimyo sanoatida, qishloq xo'jaligida va boshqa sohalarida keng foydalaniladi.

Xalq xo'jalik iste'mol buyumlarini ishlab chiqarish, masalan rudalardan metallarni ajratib olish ham oksidlanish-qaytarilish jarayonlariga asoslangan:



Kimyoviy analizda, masalan, turli xil oziq-ovqat mahsulotlari tarkibidagi glyukoza miqdorini aniqlashda permanganometriya usulidan foydalaniladi.







### 15-ma'ruza

## METALLARNING XOSSALARI. GALVANIK ELEMENTLAR. METALLARNING ELEKTROKIMYOVIY KUCHLANISH QATORI

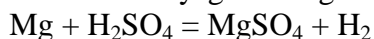
### Reja:

1. Metallarning kimyoviy xossalari.
2. Galvanik elementlar.
3. Metallarning standart elektrod potentsiali.
4. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori.

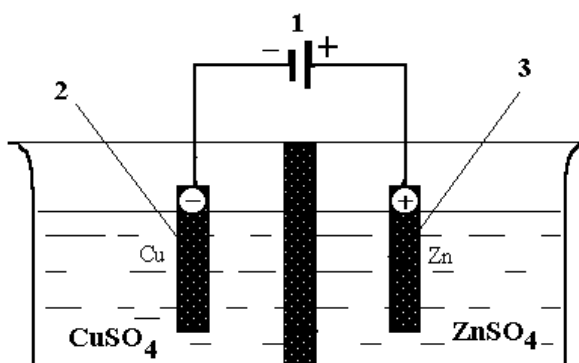
### Muammoli savollar:

1. Ekologik maqbul energiya sifatida qanday kimyoviy jarayonlardan foydalaniladi?
2. Beketov tomonidan kashf etilgan metallarning aktivlik qatori bilan kimyoviy elektr manbaalari orasida qanday bog'liqlik bor?
3. Metallarning elektrod potentsialiga qanday omillar ta'sir ko'rsatadi?

**Metallarning kimyoviy xossalari.** Metallarning atomlari elektronlarini osonlik bilan berib, musbat zaryadlangan ionga aylanadi. Tipik metallar kimyoviy reaksiyalarda elektronlarni oson berganligi uchun aktiv qaytaruvchilardir. Masalan, rux, temir, magniy, nikel kabi metallar kislotalar bilan reaksiyaga kirishganda qaytaruvchi vazifasini bajaradi. Bu metallar xlorid va suyultirilgan sulfat kislota eritmalari bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqadi:

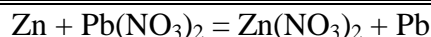


Bu reaksiyada Mg metali qaytaruvchi vazifasini bajaradi, o'zi oksidlanadi. Vodorod ioni  $\text{N}^{\text{Q}}$  esa oksidlovchi rolini bajaradi va qaytariladi. Shu sababli bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasidir. Metallar bilan konsentrlangan kislotalar, masalan, nitrat va sulfat kislotalar reaksiyaga kirishganda, oksidlovchi rolini kislota qoldig'i bajaradi:



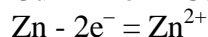
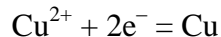
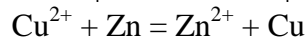
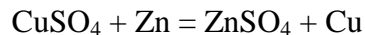
Rasm. Galvanik element. 1-galvonometr; 2-elektrodlar; 3-eritmada ionlar o'ta oladigan to'siq.

Metallarning tuzlaridan shu metallarni boshqa metallar siqib chiqarishi mumkin. Bu metallarning aktivligiga bog'liq. Masalan, qo'rg'oshinning biror tuzi eritmasiga bir bo'lak rux tashlansa, rux eriy boshlaydi, eritmada esa qo'rg'oshin ajralib chiqadi:



Ushbu reaksiyada rux o'zining valent elektronlarini qo'rg'oshin ioniga beradi. Rux oksidlanadi, qo'rg'oshin esa qaytariladi. Yuqoridagi reaksiyalarda ta'sirlashuv jarayoni metallarning sirtida sodir bo'ladi.

Rux metali bilan mis (II)-sulfat eritmasi orasida boradigan reaksiyani quyidagi sxemada ko'rsatilgan asbobda o'tkazilsa, asbobning galvanometri reaksiya natijasida elektr toki hosil bo'lishini ko'rsatadi.



Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini bunday amalga oshirish natijasida kimyoviy reaksiya energiyasi elektr energiyasiga aylanadi

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

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

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

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

$$E = E_0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg C$$

Bu tenglamadagi: E - ayni elektrod potentsiali; E<sub>0</sub> - 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 eritmadagi konsentratsiyasi (mol/l).

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

**Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori.** Metallarni ularning birikmalaridan boshqa metallar siqib chiqarishini N.N.Beketov mukammal o'rgangan. Beketov metallarni kimyoviy aktivligi pasayib borish tartibida joylashtirib, metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatorini tuzdi. Bu qatorda metallarning standart elektrod potentsiallari qiymati ortib borishi tartibida joylashtirilgan:



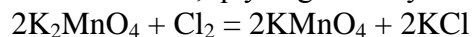
Bu qator standart (normal) *elektrod potentsiallari qatori* ham deb ataladi.

K uchun E<sub>0</sub> = - 2,93V, Mg uchun E<sub>0</sub> = - 2,36V, Fe uchun E<sub>0</sub> = - 0,44V,

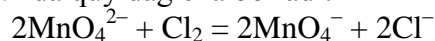
H<sub>2</sub> uchun E<sub>0</sub> = 0, Cu uchun E<sub>0</sub> = 0,34 V, Ag uchun E<sub>0</sub> = 0,80 V.

Standart elektrod potentsiallari qatori oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borish yo'nalishini aniqlashga imkon beradi. Agar ikki 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. Bunda birinchi sistema qaytaruvchi, ikkinchi sistema esa oksidlovchi vazifasini bajaradi.

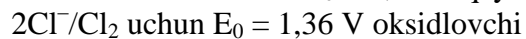
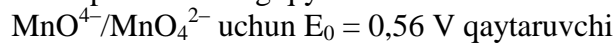
Standart elektrod potentsiallari qiymatiga qarab, reaksiyalarning qaysi tomonga o'z-o'zidan borishini aniqlash mumkin. Masalan, quyidagi reaksiyaning yo'nalishini aniqlash lozim:



Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:



Ionlarning standart elektrod potentsialining qiymati:



Demak, yuqoridagi reaksiya o'z-o'zicha boradi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida dastlabki moddalarning konsentratsiyalari kamayib, mahsulot moddalarining 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 tenglashganda kimyoviy muvozanat qaror topadi.

## 16-ma'ruza

## METALLAR KORROZIYASI VA UNI OLDINI OLIISH USULLARI

## Reja:

1. Metallar korroziyasi haqida tushuncha.
2. Korroziya turlari.
3. Metallarni korroziyasining oldini olish usullari.

*Muammoli savollar:*

1. Antifrizlarga oz miqdorda aminobirikmalar qo'shiladi. Nima uchun bunda metall korroziyaga uchramaydi? Sababini izohlang.
2. Korroziyaning qaysi turi eng xavfli va nima uchun?
3. Temir metali ochiq havoda korroziyaga uchraydi. Nima uchun oltinda bu holat kuza-tilmaydi?
4. Korroziyalar xalq xo'jaligiga qanday zarar keltiradi?

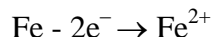
**Metallar korroziyasi haqida tushuncha.** Ko'pchilik metallar havo, suv, kislota va tuzlarning eritmalari ta'sirida yemiraladi. Bu hodisa *korroziya* deyiladi.

Korroziya so'zi lotincha «corrodore» — yemirilish degan ma'noni anglatadi. Korroziya o'zining fizik-kimyoviy xarakteri jihatdan 2 xil bo'ladi: kimyoviy va elektrokimyoviy korroziya. Metallarda korroziyaning qanday turi sodir bo'lishi metallni qurshab turgan muhitga bog'liq bo'ladi.

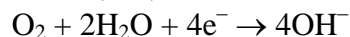
Metallga quruq gazlar (kislород, sulfid anhidrid, vodorod sulfid, galogenlar, karbonat anhidrid va h.), elektrolit bo'lmagan suyuqliklar ta'sir etganda kimyoviy korroziya sodir bo'ladi. Bu ayniqsa yuqori haroratli sharoitda ko'p uchraydi, shuning uchun bunday yemirilish metallning gaz korroziyasi deb ham ataladi. Gaz korroziyasi ayniqsa metallurgiyaga katta zarar keltiradi. Temir va po'lat buyumlarni gaz korroziyasidan saqlash uchun ularning sirti alyuminiy bilan qoplanadi. Suyuq yoqilg'ilar ta'sirida vujudga keladigan korroziya ham kimyoviy korroziyaga misol bo'ladi. Bunda yoqilg'ining yonishidan hosil bo'lgan SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, NO<sub>2</sub>, NO kabilar quruq sharoitda metallarni korroziyalantiradi.

**Korroziya turlari.** Elektrolitlar ta'sirida bo'ladigan korroziya *elektrokimyoviy korroziya* deyiladi. Ko'pgina metallar asosan elektrokimyoviy korroziya tufayli yemiriladi. Elektrokimyoviy korroziya metalda kichik galvanik elementlar hosil bo'lishi natijasida sodir bo'ladi.

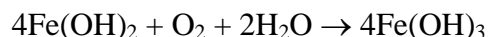
Galvanik elementlar hosil bo'lishiga sabab: 1) ko'p metallar tarkibida qo'shimcha sifatida boshqa metallar bo'lishi; 2) metall hamma vaqt suv, havo namligi va elektrolitlar qurshovida turishidir. Masalan, nam havoda temirga mis metali tegib turgan bo'lsin. Bunda galvanik element hosil bo'ladi (temir-anod, mis-katod vazifasini o'taydi). Temir oksidlanadi:



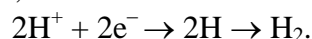
Bu elektronlar katod (mis) sirtida havo kislorodini qaytaradi:



Fe<sup>2+</sup> va OH<sup>-</sup> ionlari o'zaro birikib, Fe(OH)<sub>2</sub> hosil qiladi. U havo kislorodi va nam ta'sirida Fe(OH)<sub>3</sub> ga aylanadi:



Agar ushbu korroziya kislotali muhitda sodir bo'lsa, temirdan chiqqan elektronlar havo kislorodini qaytarmasdan, balki vodorod ionlarini qaytarilishiga sabab bo'ladi:



Temir-qalay korroziyasida korroziyalanish tezligi temir-mis korroziyasiga nisbatan birmuncha sust sodir bo'ladi. Temir-rux korroziyasida esa temir oksidlanmaydi, u ruxning korroziyalanishini tezlashtiradi, chunki temir ruxga nisbatan asl metaldir.

**Metallarni korroziyasining oldini olish usullari.** Metallarni korroziyadan saqlash uchun bir necha chora-tadbirlardan foydalaniladi:

1. Metall sirtini boshqa metall bilan koplash. Temirni rux bilan qoplash *anod qoplama* deyiladi. Qoplama yemirilmaguncha qoplanuvchi metall yemirilmaydi. Temirni mis yoki qalay bilan qoplash *katod qoplama* deyiladi. Katod qoplamani biror joyi ko'chsa, qoplanuvchi metall tezda ishdan chiqadi.

2. Metall sirtini metall bo'lmagan moddalar bilan koplash. Lak, buyoq, rezina, surkov moylari (solidol, vazelin, emal) bilan ishlov berish.

3. Metallarga turli qo'shimchalar kiritish. Odatdagi po'latga 0,2-0,5% mis qo'shish yo'li bilan po'latning korroziyaga chidamliligi 1,5-2 marta oshirish mumkin. Zanglamaydigan po'lat tarkibida 12% ga qadar xrom bo'ladi. Bunday po'latlar *legirlangan po'latlar* deyiladi.

4. Metall sirtida kimyoviy birikmalar hosil qilish usuli bilan qoplamalash. Maxsus kimyoviy operatsiyalar o'tkazib, metall sirtini korroziyaga chidamli birikmalar pardasi bilan qoplash mumkin. Bunday pardalar — oksidli, fosfatli, xromatli va h. pardalar nomi bilan yuritiladi. Metall sirtida korroziyaga chidamli oksid parda hosil qilish jarayoni *oksidirlash* deyiladi. Metall buyumni oksidlashning uch xil usuli mavjud: 1) metall buyum sirti yuqori haroratda organik moddalar bilan oksidlantiriladi (qoraytiriladi, ko'kartiriladi va hokazo); 2) metall buyum ( $MnO_2$ ,  $NaNO_3$ ,  $K_2Cr_2O_7$  kabi) oksidlovchi moddalar ta'sirida konsentrlangan ishqor eritmasi bilan suyuqlikning qaynash haroratigacha qizdiriladi; 3) metall buyumni biror elektrolit eritmasi ichida anod qutbga joylab elektroliz o'tkaziladi, bu jarayon *anodirlash* deyiladi.

Korroziya jarayonining tezligiga eritmalarda bo'lgan ionlar, ya'ni  $H^+$  va  $OH^-$  ionlari (eritma muhiti - pH) katta ta'sir ko'rsatadi.  $H^+$  ionlari ko'paysa korroziya kuchayadi,  $OH^-$  ionlari temirning korroziyalanishini susaytiradi, ammo amfoter metallarning korroziyalanishini tezlashtiradi.

Korroziyani tezlashtiruvchi moddalar *korrozion aktivatorlar* deyiladi. Korrozion muhitga qo'shilganda metallarning korroziyalanishini susaytiruvchi moddalar *korrozion ingibitorlar* deyiladi. Masalan, aminlar, mochevina, aldegidlar, xromatlar, fosfatlar, nitritlar, silikatlar va h. korrozion ingibitorlardir.

Nazorat uchun savol va mashqlar.

1. Metallar korroziyasi deb nimaga aytiladi? Kimyoviy va elektrokimyoviy korroziya orasida kanday farq bor?
2. Ushbu metallar bir-biriga tegib turadi: Zn va Fe, Fe va Sn, Fe va Cu. Shu metallar juftlaridan qaysilari sulfat kislotada ancha shiddatli eriydi?
3. Odatdagi po'latning suvda korroziyalanish jarayonlarining tenglamalarini yozing?
4. Metallarni korroziyadan himoya qilishning eng muhim usullarini aytib bering?
5. Metallar korroziyasining ingibitorlari nimadan iborat va ular qanday hollarda ishlatiladi?

Mavzuga oid tayanch iboralar.

- |                           |                              |
|---------------------------|------------------------------|
| 1. Korroziya              | 5. Katod qoplama             |
| 2. Korrozion aktivatorlar | 6. Elektrokimyoviy korroziya |
| 3. Korrozion ingibitorlar | 7. Gaz korroziya             |
| 4. Anod qoplama           | 8. Kimyoviy korroziya.       |

## Foydalanilgan adabiyotlar:

1. Rahimov X.R. «Anorganik ximiya», T.: «O'qituvchi»-1984.
2. Parpiev N.A., Rahimov X.R., Muftaxov A.G. Anorganik kimyo. Nazariy asoslari. - T.:O'zbekiston, 2000. –5-9 b.
3. Rasulov K., Yo'ldoshev O., Qorabolaev B. «Umumiy va anorganik kimyo», T.: «O'qituvchi»-1996.
4. Glinka N.L. «Umumiy ximiya», T.: «O'qituvchi»-1986.

## 17-ma'ruza

## ELEKTROLIZ. ELEKTROLIZ QONUNLARI

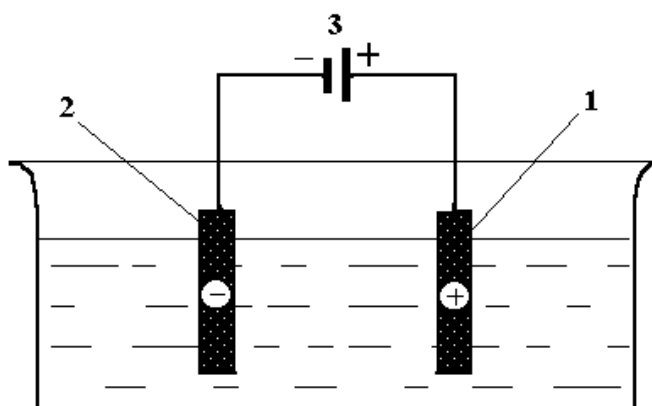
## Reja:

1. Elektroliz haqida tushuncha.
2. Eritma va suyultirilmalarning elektrolizi.
3. Faradey qonunlari.
4. Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi.

*Muammoli savollar:*

1. Natriy metalini sanoatda uning suyuqlanmasidan elektroliz qilib olinadi. Nima uchun kaliyni shu usul bilan olib bo'lmaydi?
2. Sanoatda elektroliz jarayonlarining qanday ahamiyati bor?

**Elektroliz haqida tushuncha.** Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasiga tushirilgan elektrodlardan tuzilgan elektrokimyoviy sxema orqali o'zgarmas elektr toki o'tkazilganda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni *elektroliz* deb ataladi. Elektroliz maxsus qurilmalar — *elektrolizlar* yoki *elektrolitik vannalarda* olib boriladi.

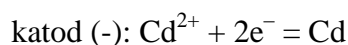


Rasm. Elektrolizer sxemasi: 1 - anod, 2 - katod, 3 - o'zgarmas tok manbai.

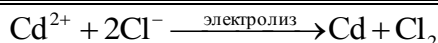
**Eritma va suyultirilmalarning elektrolizi.** Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlarni biriktirib olib qaytariladi. Anodda zarrachalar elektron berib oksidlanadi. Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida  $\text{CdCl}_2$  suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dissotsilanadi:



Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyani qo'shib yozamiz:



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dis-sotsilanishidan hosil bo'lgan  $\text{H}^+$  va  $\text{OH}^-$  ionlarining bo'lishi ham hisobga olinadi. Katod atrofiga elektrolit va vodorod kationlari hamda anod atrofiga elektrolit va gidroksid ionlari to'planadi. Katod va anodda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni ionlarning oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatiga bog'liq.

Tuzlarning suvdagi eritmalarida boradigan katod jarayonlarida vodorod ionlarining qaytarilish potentsiali qiymatini hisobga olish kerak. Bu potentsial vodorod ionlarining konsentratsiyasiga bog'liq ( $25^\circ\text{C}$ ):

$$E = E_0 + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg[\text{H}^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[\text{H}^+] =$$

$$= E_0 + 0,059 \lg[\text{H}^+].$$

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

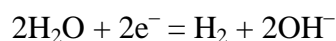
$$E = -0,059 \cdot \text{pH} \text{ bo'ladi.}$$

Tuzlarning neytral eritmalar uchun  $\text{pH} = 7$  ga tengligi uchun:

$$E = -0,059 \cdot 7 = -0,41\text{V} \text{ bo'ladi.}$$

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali  $-0,41\text{V}$  dan katta bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi. Aksincha, agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali  $-0,41\text{V}$  ga nisbatan kichik 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 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.

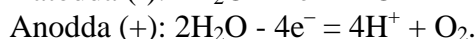
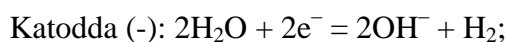
Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollar asosida ko'rib chiqamiz.

1)  $\text{KNO}_3$  tuzi eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



$\text{K}^+/\text{K}$  uchun  $E_0 = -2,93\text{V}$  bo'lib,  $\text{K}^+$  kationlari katodda qaytarilmaydi,  $\text{NO}_3^-$  anionlari suvli eritmalarda oksidlanmaydi.

Katodda va anodda suv molekulasini qaytariladi va oksidlanadi:

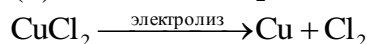
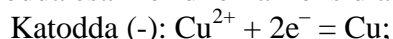


$\text{CuCl}_2$  eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi.



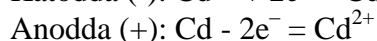


Misning standart elektrod potentsiali  $E_0 = 0,34\text{V}$  bo'lganligi uchun katodda faqat mis ionlari qaytariladi, anodda esa xlorid ionlari oksidlanadi:



2) Tuz eritmalarining aktiv anod qo'llanilgandagi elektrolizi.

Bunday elektroliz jarayonida anod materiali eriydi. Masalan, kadmiy sulfat eritmasining elektrolizini misol qilish mumkin:



### Faradey qonuni.

*Elektrodlarda ajralib chiqadigan modda massasi elektrolitdan o'tgan tok miqdoriga proporsionaldir.*

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F}$$

bu yerda:  $m$  - elektrodda ajralib chiqadigan modda massasi;  
 $E$  - elektrodda ajralib chiqadigan modda ekvivalenti;  
 $I$  - tok kuchi;  
 $t$  - vaqt;  
 $F$  - Faradey soni (96500).

Elektrolizdan kimyo sanoatida ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, fluor, perxlorat kislota va boshqa noorganik va organik moddalarni olishda; metallurgiyada metallarni olish va ularni tozalashda; buyumlar sirtini sirlash (nikellash, xromlash va x.o) kabi maksadlarda keng qo'llaniladi.

## 18-ma'ruza

### KOMPLEKS BIRIKMALAR

#### Reja:

1. Umumiy tushunchalar.
2. Verner nazariyasi.
3. Kompleks birikmalar turlari.
4. Kompleks birikmalarni izomeriyasi va nomlash.
5. Kompleks birikmalarning barqarorligi.

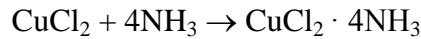
#### Muammoli savollar:

1. Koordinatsion birikmalar qanday jarayonlarda ko'p ishlatiladi?
2. Nima uchun  $\text{NH}_3$  molekulasi ligand bo'la oladi,  $\text{NH}_4^+$  kationi esa ligand bo'la olmaydi?
3. Koordinatsion birikmalarda qanday gibridlanish turlari bor?

**Umumiy tushunchalar.** Kompleks birikma shunday birikmaki, uning molekulasi yoki ioni markaziy atomga ega bo'lib, buni bir necha ion yoki molekularlar, ya'ni ligandlar qurshab turadi.

Kompleks birikmalar oddiy molekularlardan farq qilib, kompleks hosil qiluvchi markaziy atomni qurshab turuvchi ion va molekularlar mustahkam bog'lab turadi. Xatto eritmalarda ham u o'zining mustahkamligini saqlab qolishga intiladi.

Markaziy ionning musbat zaryadi, uni qurshab turuvchi ligandlar manfiy zaryadlari yig'indisidan katta bo'lsa, kation kompleks, kichik bo'lsa anion kompleks, teng bo'lsa *neytral kompleks* deyiladi.



Tasser 1798 yilda birinchi kompleks birikma  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$  ni hosil qildi.

Kompleks birikmalar texnikada, meditsinada, qishloq xo'jaligida, fanda katta ahamiyatga ega.

Kompleks birikmalar tabiatda keng tarqalgan. Masalan: xlorofill magniyning kompleks birikmasidir. Tirik xujayrani kislorod bilan ta'minlab turadigan gomoglobin (qondagi) temirning kompleks birikmasidir. Juda ko'p minerallar, alyumosilikatlar kompleks birikmalardir.

Kompleks birikmalarning o'ziga xos suyuqlanish, qaynash haroratlari, ma'lum erituvchilarda, xususan suvda eruvchanligi va hokazo xossalari bo'ladi.



bu yerda:  $\text{Cu}^{2+}$  - kompleks hosil qiluvchi ion,  
 $\text{NH}_3$  - *ligand*,  
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  - kompleks ion yoki kompleksning ichki sferasi.  
 $\text{SO}_4^{2-}$  - kompleksning tashqi sferasi.

**Verner nazariyasi.** 1893 yilda A.Verner kompleks birikmalar tuzilishi haqidagi original nazariyani yaratdi. Bu nazariya 3 banddan iborat:

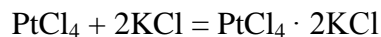
1) *ko'pchilik elementlar o'zining asosiy valentligidan tashqari qo'shimcha valentlikni ham namoyon qila oladi;*

2) *har qaysi element o'zining asosiy va qo'shimcha valentliklarini to'yintirishga intiladi;*

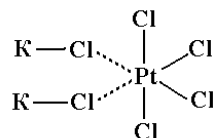
3) *markaziy atomning qo'shimcha valentliklari fazoda ma'lum yo'nalishga ega.*

Verner nazariyasi *koordinatsion nazariya* deb ataladi.

Oddiy kimyoviy birikmalar asosiy valentliklari hisobiga, kompleks birikmalar esa elementning qo'shimcha valentligi hisobiga hosil bo'ladi. Masalan:



$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$  kompleks birikmasining tuzilishi:



— asosiy valentlik;

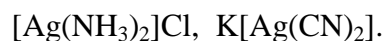
..... qo'shimcha valentlik.

Pt ning asosiy valentligi 4 ga, qo'shimcha valentligi 6 ga teng.

Kompleks birikma tarkibidagi markaziy atom bilan bevosita birikkan ligandlar orasidagi bog'lanishlar soni *markaziy atomning koordinatsion soni* deyiladi.

Markaziy ionning koordinatsion soni ko'pincha 1 dan 12 gacha bo'lishi mumkin. Lekin 8 dan katta koordinatsion sonli komplekslar kam uchraydi.

I valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha 2 ga teng. Masalan:



II valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha 4 ga, ba'zan 3 ga va 6 ga teng bo'ladi. Masalan,



III va IV valentli elementlarning koordinatsion soni asosan 6 ga teng. Masalan,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

V valentli elementlarning koordinatsion soni 7 ga teng bo'ladi. Masalan,  $\text{Na}[\text{NbF}_7]$

Umuman, ayni elementning koordinatsion soni elementning valentligiga, eritma konsentratsiyasiga va markaziy atom ion radiusining ligand radiusiga nisbati bilan bog'liq.

**Kompleks birikmalarning turlari.** Kompleks birikmalar kation kompleks birikmalar va anion kompleks birikmalarga bo'linadi. Kompleks birikmadagi ligandlar turiga qarab ham bir necha turdagi kompleks birikmaga ajratish mumkin:

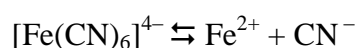
1. Ammiakatlar va aminatlar:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
2. Gidratlar va akvokomplekslar:  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4, [\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$
3. Atsidokomplekslar:  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6], \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6], \text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4\text{Br}_2]$
4. Poligalogenidlar:  $\text{K}[\text{JJ}_2], \text{K}[\text{JSl}_4], \text{K}[\text{BrCl}_2].$
5. Gidridlar:  $\text{LiH} + \text{BH}_3 = \text{Li} [\text{BH}_4]$   
 $\text{KH} + \text{AlH}_3 = \text{K} [\text{AlH}_4]$   
 $\text{AlH}_3 + 3\text{BH}_3 = \text{Al}[\text{BH}_4]_3$

Kompleks birikma ligandlari nomi quyidagicha ataladi: «ammiak» - amin, «suv»- akvo, S — tio, OH - gidrokso, — O — O — — perokso, Cl— — xloro va hokazo.

Kompleks birikmalar quyidagicha nomlanadi:

- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - kaliy ferrokeksatsianid;
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - kaliy ferrigeksatsianid;
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$  - diaminoargento (I)-bromid;
- $\text{K}_2[\text{CuCl}_3]$  - kaliy trixlorokuprat;
- $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$  - kaliy dixlorodinitroplatinat.

**Kompleks birikmalarning barqarorligi.** Kompleks birikmalarning barqarorligi uning ichki sferasining dissotsilanishiga qarab belgilanadi. Masalan:



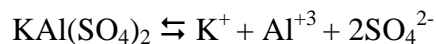
$$K_{\text{beq.}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]_6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}]}$$

Kompleks birikmalarning beqarorlik konstantasiga teskari bo'lgan kattalik *barqarorlik konstantasi* deyiladi va u kompleks birikmaning mustahkamligini ifodalaydi:

$$K_{\text{barq.}} = 1/K_{\text{beq.}}$$

Qo'sh tuzlarni ham beqaror kompleks ionlari bo'lgan kompleks tuzlarga kiritish mumkin. Masalan:  $KAl(SO_4)_2$  qo'sh tuzni  $[Al(SO_4)_2]^+$  ionga bo'lgan kompleks tuz deb qarash mumkin.

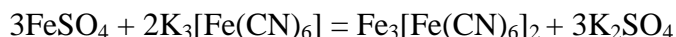
Bu ion beqaror va suvli eritmada  $Al^{+3}$  va  $SO_4^{-2}$  inlariga to'la parchalanadi, shuning uchun suvli eritmada qo'sh tuzlar tarkibiy qismlarga ajraladi.



ammo qattiq holatda kompleks birikmalarga o'xshash tuzilgan.

Kristalogidradlarni ham biz kompleks tuzlar deb hisoblashimiz mumkin, bu yerda suv molekulari ligandlardir. Masalan:  $NiCl_2 \cdot 6H_2O$  kristalogidratni biz quyidagi tuzilishdagi  $[Ni(H_2O)_6]Cl_2$  kompleks tuz sifatida qarashimiz mumkin.

Kompleks tuzlar ishtirokidagi ion almashtirish reaksiyalari har qanday boshqa tuzlardagi kabi o'tadi. Masalan:



Ba'zan to'liqsiz almashinuv ro'y beradi, natijada qo'sh tuzlar hosil bo'ladi:

