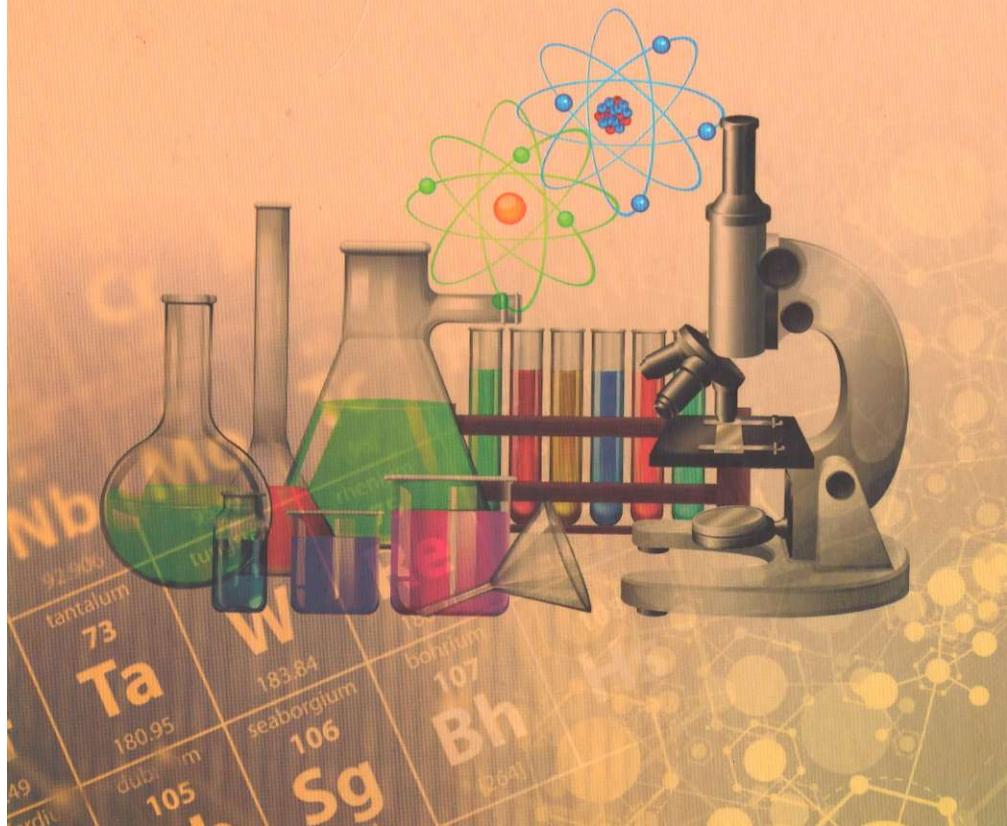


M.T.Abdullayev, O.K.Ergashev, B.A.Hayitov

KIMYO



M.T.Abdullayev, O.K.Ergashev, B.A.Hayitov

KIMYO

*O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi
tomonidan ishlab chiqarish texnik sohalari yo'nalishlarida o'qiydigan
bakalavriat bosqichidagi talabalar uchun o'quv qo'llanma sifatida
tavsiya etilgan*

YOSHLAR NASHRIYOT UYI
TOSHKENT – 2020

Abdullayev M.T.

Kimyo: darslik / M.T.Abdullayev, O.K.Ergashev, B.A.Hayitov. – Toshkent: Yoshlar nashriyot uyi, 2020. – 256 b.

Mazkur o'quv qo'llanma oliy ta'lim tizimida 5310600-Yer usti transport tizimlari va ularni ekspluatatsiyasi, 5312400-Muqobil energiya manbalari (turlari bo'yicha), 5320200-Mashinasozlik texnologiyasi, mashinasozlik ishlab chiqarishini jihozlash va avtomatlashtrish, 5320300-Texnologik mashina va jihozlar (mashinasozlik va metallarga ishlov berish), 5640200-Mehnat muhofazasi va texnika xavfsizligi kabi bakalavriat ta'lim yo'nalishlarida tayyorlanayotgan bo'lajak muhandislarning kimyo fanidan nazariy bilimlarini puxta egallahshlariga ko'maklashish, amaliy bilim va ko'nikmalarini rivojlantirishga zamin tayyorlashga qaratilgan bo'lib, undan oliy ta'lim muassasalari professor-o'qituvchilari hamda soha tadqiqotchilari ham foydalaniishlari mumkin.

O'quv qo'llanma oltita modul va 18 ta mavzulardan iborat bo'lib, unda kimyo fani tarixi, atom tuzilishi, kimyoning asosiy qonunlari, anorganik birikmalarning sinflari, D.I.Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy qonuni va davriy sistemasi, kimyoviy bog'lanish, termokimyoviy jarayonlar, kimyoviy kinetika va kimyoviy muvozanat, suv, eritmalar va ularning xossalari, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, metallarning umumiy xossalari, elektrokimyoviy jarayonlar, kimyoviy korroziya va uning turlari haqida ma'lumotlar ketirilgan.

Taqrizchilar:

A.Boymirzayev – Namangan muhandislik-texnologiya instituti professori, kimyo fanlari doktori.

I.T.Shamshidinov – Namangan muhandislik-qurilish instituti professori, texnika fanlari doktori.

© M.T.ABDULLAYEV,
O.K.ERGASHEV,
B.A.HAYITOV

© YOSHLAR NASHRIYOT UYI,
2020

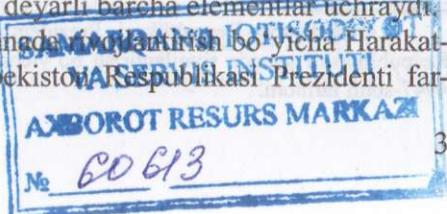
KIRISH

Mamlakatimizning energetika, metallurgiya, mashinasozlik, kimyo sanoati obyektlari, temir yo'1 va avtomobil yo'llarini barpo qilish, ularning infratuzilmasini yaratishda kimyo sanoatining o'ziga xos o'rni bor. Zero, u iqtisodiyotimizning muhim tarmoqlaridan hisoblanib, mazkur jahbada erishilayotgan yutuqlar Vatanimiz ravnaqi, xalqimiz turmush tarzining yaxshilanishiga munosib hissa bo'lib qo'shilmoqda.

O'zbekiston kimyo sanoatida yiliga 2 mln. tonnadan ortiq mineral o'g'it, 120 ming tonnadan ortiq o'simliklarni kimyoviy muhofaza qilish vositalari, 1,35 mln. tonna sulfat kislota, 50 ming tonna kimyoviy tolalar, 90 ming tonnadan ortiq bo'yoqlar, 120 ming tonnadan ortiq plastmassa va sintetik smolalar ishlab chiqarilmoqda. Shuni aytish kerakki, O'zbekiston kimyo fanini bundan keyin rivojlantirish, respublikaning boy homashyo zaxiralarini o'rganish va ulardan xalqning farovonligini oshirish yo'lida foydalanish yuzasidan juda katta ishlarni amalga oshirish zarur.

O'zbekiston hududida tabiiy gaz, neft, ko'mir, oltingugurt kabi xo'mashyolarning ko'pligi yetakchi kimyo sanoati korxonalarini Farg'onada sun'iy tola, Namanganda kimyo zavodi, Toshkentda lak-bo'yoq materiallari va plastmassalarni ishlab chiqaradigan korxonalarini vujudga keltirish imkonini yaratdi. Mamlakatimizning qishloq xo'jaligida har yili million tonnalab mineral o'g'itlar, zaharli moddalar, defoliantlar va boshqa xil mahsulotlar ishlatiladi. Hozirgi vaqtida respublikamizda Chirchiq elektr kimyo kombinati, Olmaliq kimyo zavodi, Samarqand kimyo zavodi, Navoiy azotli o'g'itlar kombinati, Navoiy elektr kimyo kombinati, Farg'ona azotli 3 ta gidroliz zavodi, tog'-metallurgiya kombinatlari, sintetik tolalar tayyorlaydigan zavodlar, chinni, sement zavodlari va boshqa kimyo zavodlari faoliyat ko'rsatmoqda. Respublikamiz o'z yer osti boyliklari bilan faxrlanadi. Bu hududda D.I.Menedeyevning davriy sistemasidagi deyarli barcha elementlar uchraydi.

O'zbekiston Respublikasini yangi iqtisodiyotish bo'yicha Harakatlar strategiyasi to'g'risidagi O'zbekiston Respublikasi Prezidenti far-



monida “Ayni vaqtda mamlakatimiz bosib o’tgan taraqqiyot yo’lining chuqur tahlili, bugungi kunda jahon bozori kon’yunkturasi keskin o’zgarib, globallashuv sharoitida raqobat tobora kuchayib borayotgani davlatimizni yanada barqaror va jadal sur’atlar bilan rivojlantirish uchun mutlaqo yangicha yondashuv hamda tamoyillarni ishlab chiqish va ro’yobga chiqarishni taqozo etmoqda” deb ta’kidlangan hamda ushbu strategiyaning ijtimoiy sohani rivojlantirishga yo’naltirilgan to’rtinch ustuvor yo’nalishida aholi bandligi va real daromadlarini izchil oshirib borish, ijtimoiy himoyasi va sog’lig’ini saqlash tizimini takomillashtirish, xotin-qizlarning ijtimoiy-siyosiy faolligini oshirish, arzon uy-joylar barpo etish, yo’l-transport, muhandislik-kommunikatsiya va ijtimoiy infratuzilmalarni rivojlantirish hamda modernizatsiya qilish bo'yicha maqsadli dasturlarni amalga oshirish, ta’lim, madaniyat, ilm-fan, adabiyot, san’at va sport sohalarini rivojlantirish, yoshlarga oid davlat siyosatini takomillashtirish lozimligi belgilab berilgan.¹

Jamiyatimizning bunday yangilanishi, hayotimizning taraqqiyoti va istiqboli, Respublika mustaqilligi va bozor iqtisodiyotiga mos ijtimoiy-iqtisodiy siyosatni shakllantirish - zamon talablariga javob beradigan, yuqori malakali mutaxassis kadrlarni tayyorlash va mazkur jarayon samaradorligini ta’minlovchi ta’lim mazmunini takomillashtirishni taqozo etmoqda.

Mazkur o’quv qo’llamma oliy ta’lim tizimida 5310600-Yer usti transport tizimlari va ularni ekspluatatsiyasi, 5312400-Muqobil energiya manbalari (turlari bo'yicha), 5320200-Mashinasozlik texnologiyasi, mashinasozlik ishlab chiqarishini jihozlash va avtomatlashtirish, 5320300-Texnologik mashina va jihozlar (mashinasozlik va metallarga ishlov berish), 5640200-Mehnat muhofazasi va texnika xavfsizligi kabi bakalavriat ta’lim yo’nalishlarida tayyorlanayotgan bo’lajak muhandislarning kimyo fanidan nazariy bilimlarini puxta egallashlariga ko’maklashish, amaliy bilim va ko’nikmalarini rivojlantirishga zamin tayyorlashga qaratilgan bo’lib, undan oliy ta’lim muassasalari professor-o’qituvchilar hamda soha tadqiqotchilari ham foydalanishlari mumkin.

1 O’zbekiston Respublikasi Prezidentining 2017-yil 7-fevraldagagi “O’zbekiston Respublikasini yanada rivojlantirish bo'yicha harakatlar strategiyasi to’g’risida”gi PF-4947-tonli farmoni.

1-MODUL. ATOM - MOLEKULYAR TA'LIMOT. ATOM TUZILISHI

1-MAVZU. KIMYO FANIGA KIRISH. ATOM - MOLEKULYAR TA'LIMOT.

Tayanch so'z va iboralar: *kimyo tarixi, alkimyo, arab alkemyosi, yevropa alkemyosi, flogiston nazariyasi, itrokimyo, pnevmokimyo kimyo fani, materiya, modda, atom, molekula, kimyoviy element, oddiy modda, murakkab modda, atom-molekulyar ta'lilot, fizikaviy hodisalar, kimyoviy hodisalar*

1.1. Kimyo fanining paydo bo'lish tarixi

Kimyo fani tarixini davrlarga ajratish asosida uning bosqichlarini ifodalash mumkin va didaktik nuqtai nazardan uni o'zlashtirishni osonlashtiradi. Shu nuqtai nazardan kimyo tarixini quyidagi davrlarga bo'lish mumkin:

I. Alkemyodan avvalgi davr – ya'ni alkemyogacha bo'lgan davr. Bu davr sivilizatsiya (madaniyat yangi hayot boshlanishi) boshlanganidan toki eramizning IV asrigacha davom etgan vaqtini o'z ichiga oladi va *hunar kimyosi* davri deyilishi mumkin.

II. Alkimo davri - eramizning IV-XVI asrlari davomida rivojlangan. Bu davr 1200 yilni o'z ichiga oladi.

III. Kimyoning birlashish davri (XVI-XVIII asrlar). Bu davr o'z navbatida itrokimyo davri (tibbiyot kimyosi), pnevmokimyo (gazlar kimyosi), Flogiston nazariyasi davri, Lavuazening antiflogistik sxemasi davri deb ataluvchi 4 ta davrlardan iborat.

IV. Kimyoning hozirgi zamon davri. Bu davrlarda kimyo fani to'la shakllanganligi va rivojlanganligi tufayli juda ko'p yo'nalishlar, nazariyalar davri hisoblanadi.

Arab alkemyosi. Eramizning IV asridan boshlab alkimo davri boshlandi. Eramizni VII-asrida arablar qaysi yurtda bo'lsalar fan yuqularini e'zozlaganlar, ulardan unumli foydlanganlar. Natijada VIII-

IX asrlarda birinchi arab kimyogarlari fan olamida mashhur bo‘ldilar. Arablar “khimia”ni “al-kimiya” deb nomladilar. “Alkimyo” atamasini hozirda 300 yildan 1600 yilgacha bo‘lgan kimyo nazariyasi va amali-yotida bo‘lgan tarixiy o‘tmishga bog‘laydilar.

Eng buyuk, arab alkimyogarlaridan biri Jobir ibn Xayyon (721-815) edi. Yevropada uni Geber deb atashgan. G‘arbiy Yevropa alkimyo adabiyotlarida XIV-XVI asrlarda afsonaviy Geber tomonidan yozilgan ko‘p asarlar mashhur bo‘lgan. Masalan, “Takomillashish summasi yoki metallarni musaffolash yuqori san’ati haqida ta’limot” (“Summa perfections”) va “Metallarni musaffolash tadqiqotlari haqida kitob” (“Liber de investigatione perfections”) hamda “Falsafa o‘choqlari haqida kitob” (“Liber fornacum”) va boshqalar shular jumlasidandir. U arab imperiyasi gullagan davrda xalifa Xorun ar-Rashid davrida yashagan va ijod etgan.

Yana bir ko‘zga ko‘ringan arab alkimyogarlaridan biri ar-Roziy hisoblanadi (lotincha Razes, gohida Bubakr). To‘la ismi sharifi Abu Bakr Muhammad ibn Zakariyo ar-Roziy. U 865 yilda Tehron yaqinidagi Ray shahrida tug‘ilgan. Persiya va hozirgi O‘zbekiston va Tojikiston hududlarida keng qamrovli bilim olgan, shu jumladan falsafa, metafizika, she’riyat va alkimyoni o‘rgangan.

Ar-Roziyning juda ko‘p asarlari mavjud, shu jumladan alkimyogarlik asarlari “Sirlar kitobi” va “Sirlar sirlari kitobi” ma’lum. Uning nazariy tushunchasi besh tamoyilga asoslangan. U abadiy deb, yaratuvchi, jon, materiya, vaqt va bo‘shliqni tushungan. Uning fikricha, barcha moddalar bo‘linmaydigan elementlar (atomlar)dan tashkil topgan va ular o‘rtasida bo‘shliq mavjud bo‘ladi. Bu elementlar abadiy, o‘zgarmas va ma’lum o‘lchamlarga ega. Ar-Roziy asarlari Yevropa alkimyosi taraqqiyotiga katta hissa qo‘shtigan.

Ayniqsa, Buxorolik tabib va hakim Abu Ali Xusayn ibn Abdulloh ibn Sino o‘simliklar va minerallardan dori tayyorlash ilmida va tabobat olamida mashhur bo‘lgan. U “Tib qonunlari”, “Ash shifo”, “Donish-noma” (Mantiq va metafizikadan iborat), “Kitob al-Ansof” va boshqa yuzlab kitob va risolalarini yozgan. Uning tibbiyot haqidagi kitoblari Yevropada XVIII-asrgacha darslik sifatida o‘qitilgan. “Tibbiyot fani qonuni” va “Musaffolovchi vositalar kitobi” asarlari ensiklopedik xarakterga ega kitoblar bo‘lib, ularda ko‘plab davolovchi vositalar, ularni tayyorlash usullari, mineral moddalar (metallar, ular oksid va

tuzlar hamda kislota va ishqorlar), asosan turli organik (o'simlik va hayvonot) moddalar haqidagi ma'lumotlar uchraydi. Ibn Sino Aristotelning metallar va minerallarning yerda paydo bo'lishi va Jobir ibn Xayyonning metallar asosini tashkil etuvchi elementlar-simob va oltin-gugurtligi haqidagi fikrini ma'qullasa-da, metallar transmutatsiyasini tan olmaydi. U faqatgina metallar rangini o'zgartirish mumkin, ammo bir metalni ikkinchi bir metalga aylantirish mumkin emas degan progressiv fikrni olg'a suradi.

Yevropa alkemyosi. Arab imperiyasi markaziy hokimiyyati kuchsizlanib qolgan paytlarda yaqin Osiyoda ilmiy markazlar inqirozga uchragan. Ko'p arab olimlari g'arbgaga Ispaniya va Sitsiliya orollari ga ketganlar. U yerlarda ilmiy-tadqiqot ishlari olib borish uchun qulay sharoitlar mavjud edi. Ular o'zlarini bilan arab olimlari asarlarini, shu jumladan alkimo asarlarini ham olib borganlar. Natijada, bu fan haqidagi ma'lumotlar Ispaniya va O'rta Yer dengizi sohillari mammakatlariga tarqalgan.

IX-X asrlarda Ispaniyada olim alkemyogarlar paydo bo'ldi va ular Jobir ibn Xayyon, ar-Roziy va boshqa mutafakkirlar asarlarini tashviqot qilish bilan shug'ullanadilar.

XI asrdan boshlab arab alkemyogarlarining asarlari lotin tiliga tarjima qilina boshlangan. Shunday qilib Yevropaliklar arab madaniyati va fani bilan tanishish orqali alkimo sohasi taraqqiy eta boshlagan. XII asr ikkinchi yarmidan boshlab ikki yuz yil ichida arabchadan lotincha ga tarjima qilingan alkimo yoviy asarlar soni 70 tadan ortib ketgan.

1200-yildan boshlab Yevropa olimlari o'zidan oldin o'tgan kimyo-gar nazariyotchi va amaliyotchilar merosi bilan to'la tanishganlar va bu yo'lda o'z ijodlarini davom ettirganlar. Ayniqsa, metallar transmutatsiyasi (sun'iy oltin olish) ishqibozlari Italiya, Fransiya va Germaniyada ko'paygan. Tezda yuqori ma'lumotli Yevropa alkemyogar-lari paydo bo'lgan, asosan ular ruhoniyalar va rohiblar edi. Biroq tez boyish ko'yida falsafa toshini qidiruvchi noplak kishilar qatori ko'plab ma'lumotli, ayniqsa, rohiblar, hakimlar va tabiatshunos olimlar diqqatini ham alkimo o'ziga jalb qilgan.

G'arbiy Yevropa ilk yirik alkemyogari sifatida odatda graf Albrekt fon Bolshted (1193-1280-yil) tilga olinadi. U Buyuk Albert (Albertus Magnus) nomi bilan mashhur bo'lgan. Lekin o'rta asr Yevropa al-

kimyosi amaliy natijalardan ko‘ra xayoliy-amalga oid bo‘lgan befoyda ishlar bilan ko‘proq shug‘ullangan.

Itrokimyo-tabobat kimyosi. Paratsels, ya’ni “Selsdan afzalroq” nomi (taxallusi) bilan fanga kirib kelgan Rim olimi Fon Gogengeym esa kimyoning asosiy vazifasi oltin hosil qilishni qidirish emas, balki shifobaxsh dorilar tayyorlashdan iborat degan. U tabobat bilan kimyonni yagona fanga itrokimyo (tabobat kimyosi)ga birlashtirish kerak degan fikrda bo‘lgan. U qadim grek to‘rt element-stixiya ta’limoti va arablarning uch element-prinsiplari (simob, oltingurut va tuz) ta’limotini qabul qilgan. Hayot eliksirini qidirgan. Hatto uni topgani haqida ma’lumot bergen. Rux rudalar tarkibida va mis bilan qotishmalar (latun) qadimdan ma’lum bo‘lsada, ruxni kashf etganligiga ishongan va gohida bu kashfiyat uning nomi bilan bog‘lanadi.

Itrokimyogarlardan biri Daniila Zennert (1572-1637 yil) bo‘lib, u Vittenbergda tibbiyot professori edi. Nazariy qarashlari Paratsels yo‘nalishida bo‘lsa-da, davolashda kuchli ta’sir etuvchi mineral preparatlariga kamroq ahamiyat bergen. U qadim fizik atomistikasini jonlantirgan. Barcha narsalar, shu jumladan aristotel unsurlari – olov, havo, suv va tuproq (yer) atomlardan tashkil topgan degan xulosaga kelgan.

Bu davr itrokimyogarlaridan yana biri hakim, yevropalik knyazlar va gertsoglar saroylarida xizmat qilgan leybmedik Andjelo Sala (1576-1637 yil) edi. U teran fikrli kimyogar bo‘lib, kimyoviy hodisalarni tu-shuntirishning ratsional yo‘llarini qidirgan. Andjelo Sala kuperosdan va oltingurgutni kuydirish natijasida olingan “oltingugurt spirti” (spiritus vitrioli)ni bir xil modda deb hisoblagan. Selitradan azot kislota olish jarayonini tushuntirib, bu kislota sulfat kislota ta’sirida siqib chiqarilishini bayon etgan. Nihoyat u mis kuperosidan mis ajralib chiqishi mohiyatini ilk bora to‘g‘ri tushuntirgan. U eritmada mis bo‘lganligini e’tirof etgan.

Itrokimyogarlar kimyoning rivojlanishga hissa qo‘sghan bo‘lsalarda, texnik va texnologik jarayonlar rivojlanishiga ma’lum darajada erishmaganlar va bu soha rivojlanishiga ularning g‘oyalari to‘sqinlik qilgan.

Flogiston nazariyasining asoslari. XVII asrdan boshlab sanoat taraqqiyoti va yonilg‘i muammolarining paydo bo‘lishi yonish jarayonini o‘rganish, takomillashtirish, arzon va qulay yoqilg‘ilar tayyorlash masalalari zarurat bo‘lib qoladi.

Aristotelning moddiylik asosining element-sifatlar (to‘rt unsur), alkimyogarlar itrokimyogarlarning uch unsur nazariyalari va boshqa sxolastik va elektrik tasavvur hamda kimyoviy jarayonlar mohiyati-ni oz bo‘lsada ochib berolmasligi sanoat ishlab chiqarishini oqsatib, muammolarini ko‘paytirib yuborgan edi. Ustiga-ustak yonish jaryonla-rining mohiyatini yechib bera olmaydigan flogiston nazariyasini yuzaga keldi.

Flogiston nazariyasining asoschilari deb kimyogar hakimlar Iogani Ioxim Bexir (1635-1682 yil) va uning g‘oyasi davomchisi Georg Ernst Shtal (1659-1734 yil) ni hisoblashadi.

I. Bexer nazariy qarashlari o‘ta qoloq va tushunarsiz bo‘lgan. U 1667 yilda “Yer osti fizikasi” kitobini yozgan. Unda muallif murakkab jismlarning tashkil etuvchisi unsurlar haqidagi g‘oyalari ifoda etilgan. I.Bexer yonish jarayonini tushunutirishda va yonuvchi moddalarning olov ta’sirida parchalanishi haqidagi odatda ma’lum bo‘lgan fikrini aytib jismlarning yonuvchanligi ular tarkibidagi “ikkinchi tuproq” borligidan deb tushuntiradi. Yana ta’kidlab aytadiki, yonuvchanlik sababi jismlarda oltingugurt bo‘lishiga ham bog‘liq. Odatdagi oltin-gugurtni u kislota va “ikkinchi tuproq” dan iborat murakkab jism deb hisoblagan.

I. Bexerning yanglish va chalkash tasavvurlari Georg Erst Shtal (1659-1734 yil) tomonidan ishlab chiqilgan nazariyaning asosini tashkil etadi. U jismlarning elementar tashkil etuvchi qismlari deb alkimyogarlarning unsurlarini qabul qilgan va elementlar jismlar par-chalanishida olinadigan oxirgi tarkibiy qism bo‘lib boshqa parchalan-maydi degan mulohazada bo‘lgan. U 1703 yilda I.Bexerning “Yer osti fizikasi”ni qayta nashr ettirib, kirish so‘zi yozib muallifni ko‘klarga ko‘targan va yonish nazariyasni yaratishdagi xizmatlariga yuqori baho bergen, biroq I.Bexerdan farqli ravishda G.Shtal “yonuvchi unsur” sifatida “moyli tuproq”ni nozik, vaznsiz va tutib bo‘lmaydigan moda-flogistonni qabul qilgan.

XVIII asrning birinchi yarmida ayrim olimlar bu nazariyaga qarshi chiqishgan. G.Shtal hamkasabasi (Galle universitetida) tibbiyot profesori F.Gofman (1660-1742 yil) esa G.Shtal fikriga qarshi chiqib, metall “ohagida” qandaydir “nordon tuz” bo‘lishini aytgan. Golland olimi G.Burgave (1668-1738 yil) ham Shtalning flogiston nazariyasiga qar-

shi chiqib, yonish va zanglash mohiyati jihatidan bir xildagi hodisalar bo‘lishi mumkin emas deb hisoblagan.

G.Burgaveda ham zamondoshlari kabi yanglish fikrlar ham bo‘lgan. Oltingurugtni murakkab jisin deb, u sulfat kislota va qandaydir yonuvchi modda “olov ozuqasi” (pablum ignis) dan tashkil topgan deb hisoblaydi. Shu bilan birga metall jinslar tuproq tabiatiga (ya’ni tuproqdan tashkil topganligiga) e’tiroz bildiradi va ohakda metall bo‘lmaydi deb tavsiflaydi. Yonish va metallar kalsinatsiyasi uchun havoning kerakligini bilgan holda, metallar qizdirilganda og‘irligining ortishi unga havodan tuzli va oltingugurtli zarrachalar birikishi natijasida deb tus-huntiradi.

G.Bugavening tanqididan so‘ng ham flogiston nazariyasi om-malashib bordi. Ammo bir savolga Shtal ham, uning izdoshlari ham javob topisha olmagan. Masala shundaki, ko‘plab yonuvchi jismlar (moddalar) yog‘och, qog‘oz, moy yonganda ularning miqdorlari kamaygan, qolgan kui yoki qum avval olingan narsalardan juda ham yengil bo‘lgan.

Shunga qaramay bu nazariya ko‘p kimyogarlar tomonidan tanqidsiz qabul qilingan. Ehtimol flogiston nazariyasi paydo bo‘lish davri kimyo taraqqiyotida o‘tish davri deb baholangandir. Chunki u davr kimyogarлari aniq o‘lchovining muhimligini hali tushunib yetmagan edilar va og‘irlik o‘zgarishini e’tiborga olmasliklari ham mumkin edi.

XVII asrga kelib mexanika yuksala boshladi. Olimlar (Galiley, Nyuton) fanda tajribaviy usullardan foydalana boshladi. R.Boyl asarlari keng tarqaldi. R.Boylning zamondoshlari va izdoshlari uning “Element”, “Birikma” va “Aralashma” degan tushunchalarini bir-biridan farq qilganligini, ajratganligini tushunib yetolmagan bo‘lsalarda, kimyoviy reaksiyalarni va ularda qatnashuvchi moddalarni o‘rganish kerak, degan fikrini to‘liq qabul qilgan holda ish olib bordilar. Yonish natijasida massa ortishiga qaramay flogiston nazariyasi tarafдорлari e’tirozlarining oldini olish uchun flogiston manfiy massaga ega degan fikrni aytishgacha borib yetdilar. Bu nayrang, qalbakilik aniq faktlardan ko‘z yumish kimyo, hatto XVIII asrda ham Gallileyning tajribaviy usullardan fanda keng fodalanish kerak, degan ratsional va no-vatorlik fikridan qanchalik uzoqda ekanligini isbotlaydi. Ba’zilar ma-

salan, R.Boyl tajribadan keng foydalangan lekin, aksariyat olimlar bu usuldan yiroq edilar. Flogiston nazariyasining namoyondalari fikricha, oksidlanish - flogiston yo'qotish, qaytarilish - qaytadan yo'qotilgan flogistonga ega bo'lish edi.

Shunday qilib flogiston nazariyasi kimyoviy jarayonlarni qulay sxemaga aylantirdiki, bu faqat didaktik tomon dangina ahamiyatga ega ekanligini ko'rsatdi. Shtal R.Boylning element tushunchasini yorqinlashtirish, aniqlashtirish kerak degan fikriga hech qanday e'tibor bermadi. U metallarni murakkab moddalar, oksidlarni bir muncha soddarоq moddalar deb qaradi. Ammo K.Sheele va Pristli tomonidan kislорodning kashf qilinishi, Lavuaze tomonidan uning yonish jarayonida ishtirok etishi flogiston nazariyasiga zarba berdi, uning asossiz ekanligini ko'rsatdi.

Pnevmatik kimyo. XVIII asrda ma'lum darajada tajriba o'tkazish usullari takomillashib, turli jarayonlarning mohiyatini anglashda tajribaviy natijalar to'plana boshlanadi. Ayniqsa, "pnevmatik kimyo" rivojlanadi va tahliliy kimyoga asos solindi. Ingliz olimi Djozef Blek (1728-1799 yil) birinchi kimyogar-pnevmatik hisoblanadi. Uning tibbiyot sohasidagi magistrlik dissertatsiyasi mavzusi kimyoviy muammoga qaratilgan bo'lib, kislotalarni "yumshоq" ishqorlarga (karbonatlarga) ta'sir etganda ajralib chiqadigan gazlar hossalarini o'rganishga bag'ishlangan. Blek ma'lum mineral (kalsiy karbonat)ni qizdirilganda gaz ajralib chiqishi va ohak (kalsiy oksid) hosil bo'lishini izohlagan. Bu gazni yana ohak bilan birlashtirish va natijada tajriba uchun olin-gan "yumshоq" ishqorga aylantirish mumkinligini isbotlagan. Bu gazni Belk "bog'langan havo" deb atagan, chunki uni bog'lash va qattiq modda olish mumkin bo'lgan.

Pnevmatik kimyo yo'naliishlarda qo'lga kiritilgan tajribalar asosida aniqlangan dalillar flogiston nazariyasiga zid edi. Shu sababli XVIII asr oxirlarida bu nazariya asossiz ekanligi ma'lum bo'ldi va bu davr "kimyoviy inqilob" nomi bilan ataladi.

XVIII asr ikkinchi yarmida pnevmatik kimyo sohasida qilingan ishlar kimyoviy tahlilning muhim yo'naliishlaridan biri edi. Haqiqatdan xoli gazlar kimyoviy tahlil nuqtai nazaridan ko'p murakkab moddalarning parchalanishidan hosil bo'lgan mahsulotlar deb qaralgan. Biroq gazlar xossalarni izchil o'rganish ularni faqatgina murakkab

moddalar tarkibiy qismi sifatidagina emas, balki ularga xos xossalarini ham izohlashga turtki bo'lib, kimyo va kimyoviy texnologiya taraqqiyoti yo'lida amaliy va aniq dalillarning jamlanishiga sabab bo'lgan. Buning natijasida sifatida XVIII asr oxirida kimyo fanida to'la o'zgarish (reforma) yuzaga kelgan.

XIX asr kimyo fani tarixida nazariy asoslarni ishlab chiqish davri bo'ldi. Natijada atom - molekulyar ta'lilot maydonga keldi. Ingliz olimi Jon Dalton 1803-yilda moddaning atom tuzilishi haqidagi tasavvurlarga tayangan holda tajribalar o'tkazib, elementlarning muayyan bir miqdorda reaksiyaga kirishishini, ularning ayrim zarrachalardan, ya'ni atomlardan tashkil topganligida deb tushuntirdi. U karrali nisbatlar qonuni asosida kimyoviy elementlarning bir-biri bilan ma'lum og'irlik nisbatlarida birikishini ko'rsatib, atom og'irliklariga alohida ahamiyat berdi.

Italiyalik olim A. Avogadro atom va molekula tushunchasining bir-biridan farq qilishini aniqlab, moddaning kichik zarrachasi molekula, elementlarning eng kichik zarrachasi esa atom deb ta'rifladi. Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni e'tirof etilgach, Avogadroning bir xil temperatura va bosimda olingen ixtiyoriy gazlarning teng hajmlaridagi molekulalar soni teng bo'lishi haqidagi qonuni (gipoteza-si) amaliyatga kiritildi.

1852-yilda ingliz kimyogari E. Franklend fanga valentlik tushunchasini kiritdi. A. M. Butlerov tomonidan 1861 yil e'lon qilingan tuzilish nazariyasini kimyoning rivojida muhim bosqich bo'ldi. Nazariya yangi moddalar sintez qilishni, ularning xossalarini oldindan aytib berishni va nazariy jihatdan muhim bo'lgan izomeriya hodisasini ilmiy nuqtai nazardan isbotlab berdi.

XIX asrda fandagi tarixiy kashfiyotlardan biri 1869-yil D.I.Mendeleyev tomonidan ochilgan kimyoviy elementlar davriy qonuni va sistemasi bo'ldi.

Shuningdek, ingliz fizigi E. Rezerfordning atom tuzilishi modelini taklif qilishi, Daniya fizigi N.Borning atomlarda elektron qobiqlari va qobiqchalari ketma-ket joylashuvini topishi kabi kashfiyotlar kimyo tarixida muhim iz qoldirgan.

1.2. Kimyo fanining maqsadi va vazifalari

Sanoat va qishloq xo‘jaligi ishlab chiqarishi sohasida qo‘lga kiritilayotgan barcha muvofaqiyatlar tabiiy fanlar bilan bog‘langandir. Inson paydo bo‘libdiki, unga kimyoviy moddalar, ularning o‘zgarishlari ya‘ni kimyoviy hodisalar doimiy hamrohdir. Issiqlik va yorug‘lik chiqishi bilan kechadigan oksidlanish jarayoni-yonish reaksiyasi ibtidoiy odamga hamroh bo‘lgan dastlabki kimyoviy mo‘jizalardan edi.

Ma‘lumki, ijtimoiy ishlab chiqarishning barcha sohalaridagi eng ulkan yutuqlar fundamental tadqiqotlar natijalaridan amalda samarali foydalanish tufayli qo‘lga kiritiladi. Shu nuqtai nazardan ilmiy izlanishlarning samaradorligini oshirish, ularning natijalarini ishlab chiqarishga tatbiq qilishni tezlashtirish, “Fan-ishlab chiqarish” tizimida yuksak darajada naf keltiradigan aloqa shakllarini qidirib topish kabi masalalar metodologik jihatdan dolzarb bo‘lib bormoqda. Bu muammolarning hammasi kimyo fanining barcha jabhalari uchun ham taalluqlidir.

Hozirda ishlab chiqarilayotgan tovarlar nomenklaturasi kengayib, jahon va mahalliy bozordagi sanoat materiallarining turi va salmog‘i ortib bormoqda. Shu nuqtai nazardan mustaqil Respublikamizning xalq xo‘jaligini kimyolashtirishda oliy maktab oldiga qo‘yan asosiy maqsadlaridan biri tegishli ta’lim yo‘nalishlari doirasida kimyo fanini talabalarga o‘rgatish darajasini ko‘tarish, sanoat sohasida ishlatiladigan materialarni tashqaridan olib kelinishini kamaytirish, ularni ishlab chiqarishda hududimizdagi ichki zaxiralardan keng foydalanish masalalaridir.

Har bir sanoat materiali o‘ziga xos fizik, mexanik va kimyoviy xossalarga ega. Materialning tarkibi, strukturasi va holatining o‘zgarishi bilan uning texnologik xossalari ham o‘zgaradi. Materialarning xossalari turg‘un bo‘lmay, ular fizik, mexanik va kimyoviy jarayonlar ta’sirida o‘zgarib turadi, bu esa oliy ta’lim tizimida tayyorlanayotgan muhandislarning kimyo fanini chuqr o‘zlashtirishlarini, fanning maqsadi va vazifalarini chuqr anglashlarini taqozo etadi.

Shu nuqtai nazardan kimyo fanining maqsadi - talabalarning ijodiy tafakkurini rivojlantirish, ularning aqliy qobiliyatini o‘sirish, bilish faolligini oshirish, o‘quv predmetiga qiziqishini orttirish, talabalar tomonidan yangi bilmilarni o‘zlashtirilishi, o‘quv va ko‘nikmalarni shakllantishishiga yaroq etish.

rilishini ta'minlash, ta'lim va tarbiyaning noan'anaviy shakl va usullari-
dan keng miqyosda foydalanish, predmet va hodisalarini ularning o'zaro
aloqadorligi, harakati va rivojlanib borishi asnosida o'rganish yo'llarini
ochib berish hamda tabiatda sodir bo'ladigan kimyoviy o'zgarishlar-
ning ma'lum qonuniyatlar asosida sodir bo'lishini, kimyoviy elementlar,
moddalarning xossalari, tuzilishi, tarkibi, anorganik va organik mod-
dalardan kundalik turmushda foydalana olish hamda ijtimoiy hayoti va
ta'lim olishni davom ettirishlari uchun zarur bo'lgan bilimlarni egal-
lashi, ulardan kundalik hayotlarida foydalanishga o'rgatishdan iborat.

Kimyo fanining vazifasi esa talabalarga fanning ilmiy va amaliy
jihatlarini o'rgatish, xalq xo'jaligidagi ahamiyatini tushuntirish, fan
haqida umumiylar tushunchalar berish, fanining ahamiyati to'g'risida
ularning bilimlarini chuqurlashtirish, kimyo fanini ilmiy va amaliy
asoslarini o'rgatishdan iborat. Bunda ilmiy uslublar, qonun, gipoteza,
nazariya va ta'limotlardan keng foydalanish, o'qitishni dunyodagi ilm
fanda erishilayotgan eng so'ngi yutuqlar va yangiliklar bilan qo'shib
olib borilishiga erishish lozim.

Kimyo fani 5310600-Yer usti transport tizimlari va ularni eksplu-
atatsiyasi, 5312400-Muqobil energiya manbalari (turlari bo'yicha),
5320200-Mashinasozlik texnologiyasi, mashinasozlik ishlab chiqar-
ishini jihozlash va avtomatlashtirish, 5640200-Mehnat muhofazasi va
texnika xavfsizligi kabi bakalavriat ta'lim yo'nalishlari rejasining "Gu-
manitar va ijtimoiy-iqtisodiy fanlar" blokini asosiy fanlaridan biri his-
oblanib, 1 - va 2-semestrlarda o'qitiladi. Kimyo fani ta'lim yo'nalishi-
dagi o'rganilishi zarur bo'lgan matematika, fizika, materiallar qarshiligi
va ekologiya kabi fanlar bilan chambarchas bog'liq bo'lib, bu fanni
chuqur o'zlashtirgan talaba kimyoviy bilimlar talab etadigan ixtisoslik
fanlarini oson o'zlashtiradi.

1.3. Materiya, modda, atom, molekula va kimyoviy element to'g'risidagi tushunchalar

Moddiy olamning asosida yotuvchi umumiylar mohiyatni qidir-
ish falsafada materiya haqidagi tasavvurlarning maydonga kelishiga
va rivojlanishiga olib keladi. Materiya tushunchasi moddiy unsurga
nisbatan ham, atomga nisbatan ham umumiylar tushunchadir. Materiya

olamdagи barcha moddiy obyektlarni butun obyektiv reallikni ifoda etuvchi eng umumiyl tushunchadir. Faylasuflar barcha moddiy obyektlarga xos xususiyatlarni umumiyl tarzda ifodalash uchun qo'llaydigan tushuncha materiya deb ataladi. Demak, materiya moddiy obyektlarga mos bo'lgan eng umumiyl tushunchadir. Bu ta'rif tushunchalarda ko'proq sezgi a'zolarimizga bevosita ta'sir etishi mumkin bo'lgan reallik nazarda tutilgan.

XX asr o'rtalariga kelib, Kvant mexanikasi, nisbiylik nazariyasi va hozirgi zamон kosmologiyasi sohalaridagi ilmiy yutuqlar kishilarining obyektiv olam haqidagi tasavvurlarini tubdan o'zgartirib yubordi. Natijada, tabiatshunos olimlar sezgilarimizga bevosita ta'sir etishning imkonini bo'lmaydigan realliklar haqida ham tadqiqotlar olib borishmoqda. Materialistlar esa materiyani obyektiv reallik deb tariflashadi. Obyektiv reallik inson sezgilariga bog'liq bo'lmagan holda, undan tashqarida mavjud bo'lgan voqelikdir. Obyektiv reallikning mavjudligini hamda namoyon bo'lishini, borliqning ajralmas xususiyatlarini o'rganish orqali bilamiz.

Hozirgi ilmiy falsafada materiya tushunchasi barcha narsa va hodisalarga xos bo'lgan eng umumiyl xususiyatlarni belgilaydigan mavhum tushunchadir. Demak, materiya tushunchasini ifodalaydigan dunyodagi hamma narsa va hodisalarning eng umumiyl belgisi, xususiyati shundan iboratki, ular bizning ongimizdan tashqarida mustaqil ravishda mavjuddir. Darhaqiqat, har qanday umumiyl tushuncha aniq narsa yoki hodisalar bor bo'lgani uchungina mavjud bo'lib, ularning hammasida bor bo'lgan umumiyl sifat va xususiyatlarni ifodalaydi. Daraxt, uy, inson singari umumiyl tushunchalar shular jumlasidandir.

Demak materiya obyektiv reallikni ifodalaydigan falsafiy kategoriyaadir. Hozirgi zamон fani kashfiyotlari materianing bitmas-tuganmas xususiyatlarini ochishda katta ahamiyat kasb etayotganligini ta'kidlamoqda.

Harakatni, fazo va vaqt ni materiyadan ajratib bo'lmaydi. Fazo tushunchasi moddiy obyektlarning birgalikda mavjudligini va bir-biridan uzoqligini, ularning ko'lamenti, bir-biriga nisbatan joylashishi tartibini ifodalaydi.

Vaqt ham materianing mavjudlik shakli bo'lib, moddiy jarayonlarni keng yoyilishi izchiligini, bu jarayonlarning turli bosqichlari,

bir-biridan ajralganligi, ularning davom etishi, ularning rivojlanishini bildiradi.

Har bir moddiy obyekt vaqtida bo‘lmasdan turib faqat fazoda bo‘lishi mumkin emas. Hamma vaqt va hamma joyda har qanday jism fazoda ham, vaqtida ham mayjuddir. Buning ma’nosi fazo va vaqt bir-biri bilan uzviy bog‘liq demakdir. Xulosa qilib aytganda, materiya, harakat, fazo va vaqt o‘zaro uzviy bog‘liqdir.

Tabiatda moddalar to‘g‘risidagi birmuncha keng va birmuncha tugal falsafiy qarash qadimgi Gretsiyada vujudga keldi. Hamma narsalarning negizi bir, olamni tashkil etgan xilma-xil moddalar o‘sha negizning har xil shakllaridan iborat, degan fikr dastlab Gretsiyada tug‘ilgan. Grek faylasuflarining ba‘zilari, butun borliq suvdan paydo bo‘lgan, deb ta‘lim berar edi. Ba‘zilari olamning asosi havodir, degan fikrda bo‘lsa, boshqalari hamma narsaning negizi olov deb o‘ylar edilar. Yani eramizdan avvalgi V asrda Epmedokl, o‘zidan avval o‘tgan olimlarning g‘oyalalarini birlashtirib, materianing ular ko‘rsatib o‘tgan uchta asosiy turiga tuproqni ham qo‘shti va to‘rtta negiz bor deb, ularni elementlar deb atadi.

Xuddi shu asarda materianing tuzilishini izohlab berishga urin-gan tamomila boshqa falsafiy oqim ham paydo bo‘ldi. Qadimgi dun-yoning eng yirik materialistlari – Levkipp uning shogirdi Demokrit ana shu oqim namoyondalaridan edi. Demokrit ta‘limotiga ko‘ra tabiatdagи barcha jismlar ko‘zga ko‘rinmaydigan, juda mayda, qat-tiq, yaxlit va bo‘linmaydigan zarrachalardan tuzilgan. Demokrit bu zarrachalarni atomlar deb atadi. Atomlar shu qadar maydaki, ularni ko‘rib bo‘lmaydi. Atomlar shakli va katta-kichikligi jihatdan ni-hoyatda xilma-xil bo‘lishi mumkin, lekin ularning hammasi bir tur-dagi materianing o‘zidan tuzilgan. Olamda atomlar va ular orasi-dagi bo‘shliqdan boshqa hech narsa yo‘q. Moddalar orasidagi farq shu moddalarni hosil qilgan atomlar soniga, shakliga va qay tariqa joylashganligiga bog‘liq, xolos.

Qadimgi Hindiston va Xitoyda, Misr va Bobilda, Qadimgi O‘rta Osiyo va Yunonistonda ba‘zi faylasuflar olamning asosida qandaydir modda yoki muayyan unsur yotadi, deb hisoblashgan. Ularning ba‘zilari bu unsurni olov, boshqalari suv yoki havo, ayrimlari esa tuproqdan iborat deb hisoblashgan. Ba‘zi bir falsafiy ta‘limotlarda esa, olamning

asosida-olov, havo, suv va tuproq yotadi, barcha narsalar ana shu to'rtta unsurning birikishidan hosil bo'lgan, deyilgan.

Abu Rayhon Beruniy (973-1048) deyarli barcha fan sohalarida ijod etgan buyuk qomusiy alloma va mashhur mutafakkirdir. U yaratgan 152 ta asardan 28 tasi bizgacha etib kelgan. Uning tabiatni o'rganishdagi xizmati kattadir. Alloma jismalarning o'zaro tortishuvi, Quyosh va Oyning tutilishi, zarra, inertsiya va sun'iy tanlanish, rivojlanish anomaliyasi, yer qa'rida ro'y beradigan geoteknik siljishlar, yer qiyofasining tadrijiy tarzda o'zgarib turishi, xilma-xil odamlar to'g'risida ilmiy bashoratlar ni ilgari surgan. Uning falsafiy qarashlari tabiiy-ilmiy qarashlari ta'siriда shakllanadi. U modda va zamon, qonuniyat, zarurati va tasodifiyat, harakat va rivojlanish, ziddiyat, sabab va oqibat kabi falsafiy muammo-larga katta e'tibor bergan.

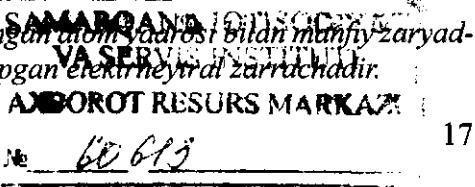
Klassik mehanika nuqtai nazaridan kelib chiqib, olamning nisbatan kichik tezlikda harakatlanuvchi tizimlar (sistemalar) haqidagi ilmiy manzarasi o'rnini yangicha ilmiy manzaralar egallay boshladи. Bu esa materiya haqidagi tasavvurlarning yanada rivojlanishiga sharoit tug'dirdi. Bu o'zgarishlarni hisobga olib, faylasuflar bu ta'rifga sezgilarmizga bevosita yoki bilvosita (ya'ni turli asboblar; qurilmalar vositasida) ta'sir etuvchi, degan qo'shimcha kiritishdi. Shunday qilib, bu ta'rif go'yo materianing moddaviy va nomoddaviy shakllarini, ya'ni modda va antimodda ko'rinishlarini qamrab oluvchi ta'rifga aylandi.

Kimyoda atom-molekulyar ta'lilot faqat XIX asrning o'rtalaridagina uzil-kesil qaror topdi. Kimyogarlarning 1860-yilda Karlsruhe shahrida bo'lib o'tgan xalqaro syezdida molekula va atom tushunchalarining ta'rifi qabul qilindi.

Molekula -- bu berilgan moddaning kimyoviy xossalariiga ega bo'lgan eng kichik zarrachasidir. Molekulaning kimyoviy xossalari uning tarkibi va kimyoviy tuzilishi bilan aniqlanadi.

Atom -- bu kimyoviy elementning oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan eng kichik zarrachasidir. Elementning kimyoviy xossalari uning atomining tuzilishi bilan aniqlanadi. Bundan atomning hozirgi tasavvurlarga to'g'ri keladigan ta'rifiga aniqlik kiritish mumkin.

Atom -- bu musbat zaryadlangan elektronlardan tarkib topgan elektroneutral zarrachadir.



Atom to‘g‘risidagi ta’limotlarda unga qanchalik murakkab zarra si-fatida qaralmasin uning ayrim xossalari masalan, uning katta-kichikligi, massasi, unda elektronlarning joylashish tartibi, radiaktivlik, yadro zaryadi juda yaxshi o‘rganilgan. Atomlarning hammasi bir xildagi elementar zarralardan tashkil topgan. Ular proton (p^+), neytron (n) va elektronlar (e^-) soni, shuningdek elektronlarni joylashish tartibi, n/p^+ nisbati bilan farqlanadi.

Keyinchalik, uning yana shunday muhim xossasi aniqlandiki, qaysiki u materiyaning kimyoviy harakat formasini saqlab turuvchi eng kichik zarracha ekan. Atomdan boshqa undan kichik (proton, neytron va boshqa elementar zarrachalar) birorta ham kimyoviy xossaga ega bo‘lgan zarracha mavjudligi aniqlangan emas.

Yuqorida ta’kidlanganidek, atom va molekulalar nihoyatda mayda zarrachalardir. Atom va molekulalarni kichik doira shaklidagi zarrachalar deb hisoblasak, ularning radiusi santimetrnning yuz milliondan bir ulushlari bilan, ya’ni Å (angstromlar) bilan ifodalanadi ($1\text{ \AA} = 10^{-8}\text{ sm} = 10^{-10}\text{ m}$). Hozirgi vaqtda elektron mikroskoplar yordami bilan ba’zi moddalar molekulasini ko‘rish mumkin.

Kimyoviy element oddiy va murakkab moddalarining tarkibiy qismi hisoblanadi. Kimyoviy element yadro zaryadi bir xil bo‘lgan atomlar jamlanmasidan iborat. Hozirgi vaqtda 118 ta kimyoviy element ma’lum bo‘lib, ularning 89 tasi tabiatda uchraydi, qolganlari esa yadro reaksiyalari natijasida sun’iy ravishda olingan. Kimyoviy ta’rifga ko‘ra *kimyoviy element – oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma’lum atom massasiga ega bo‘lgan atomlar turidir*. Kimyoviy elementlarning tabiatda mustaqil mavjud bo‘la oladigan shakli oddiy modda tushunchasiga mos keladi.

1.4. Atom-molekulyar ta’limot

Atom molekulyar ta’limot asoslarini M.V.Lomonosov kimyoga tattiq etdi. U o‘zining “Matematik kimyo elementlari” (1741-yil) nomli maqolasida modda tuzilishining korpuskulyar nazariyasini e’lon qildi. Bu nazariya kimyo fanining rivojlanishida muhim ahamiyatga ega bo‘ldi.

M.V.Lomonosov yaratgan moddalar tuzilishi haqidagi korpuskulyar nazariyaning asosiy prinsiplari quyidagilardan iborat:

1. Barcha moddalar “korpuskula” lardan iborat bo‘lib, ular bir-biridan oraliq-fazo bilan ajralgandir (Lomonosovning “korpuskula” atamasi zamonaviy “molekula” ma’nosiga ega.)
2. “Korpuskula”lar to‘xtovsiz harakatda bo‘ladi.
3. “Korpuskula”lar elementlardan tashkil topgan (Lomonosovning “element” tushunchasi zamonaviy “atom” tushunchasi ma’nosiga ega) Elementlar ham to‘xtovsiz harakatda bo‘ladi.
4. Oddiy moddalarining “korpuskula”lari bir xil atomlardan tuzilgan.
5. Atomlar bir-biridan muayyan massa va o‘lchami bilan farq qiladi.



*Mikhail Vasilevich
Lomonosov
(1711-1765)*

Lomonosovdan 67 yil keyin kimyoga atomistik ta’limotni ingliz olimi Jon Dalton tafbiq etdi. U atomistikaning asosiy qoidalarini “Kimyoviy filosofiyaning yangi sistemasi” (1808 yil) kito-bida bayon qilib berdi. Dalton ta’limotining tub mohiyati Lomonosov ta’limotini takrorlaydi.

Shu bilan birga, u bu ta’limotni yanada rivojlantiradi, chunki Dalton birinchi bo‘lib o’sha vaqtida ma’lum bo‘lgan elementlarning atom massalarini aniqlashga harakat qildi. Lekin Dalton oddiy moddalarining molekulalari mavjudligini inkor etdi. Bu esa Lomonosov ta’limotiga nisbatan bir qadam orqaga qaytish edi. Dalton fikricha oddiy moddalar faqat atomlardan, murakkab moddalar esa “murakkab atomlardan” (hozirgi tushunchada – molekulalardan) tarkib topadi.

Lomonosov ilgari surgan fikrlar yangi asbob va uskunalar yordamida keyinchalik o’tkazilgan aniq moqdoriy tajribalar va fanda qo‘lga kiritilgan ilmiy dalillar asosida to‘la isbotlandi. Molekulyar ta’limot moddalar bilan bo‘ladigan fizikaviy hodisalarni tushuntirib beradi. Kimyoviy hodisalarni tushuntirishda molekulyar nazariyaga atomlar haqidagi ta’limot yordam beradi. Bu nazariyalarning ikkalasi – molekulyar nazariya bilan atomlar nazariyasi birlashib, atom-molekulyar ta’limotni hosil qiladi.

1.5. Oddiy va murakkab moddalar. Allotropiya

Kimyoviy elementlarning atomlari juda yuqori haroratda erkin holda mavjud bo‘la oladi – bular yakka atomlar holida yoki oddiy va murakkab moddalar tarkibida bo‘lishi mumkin.

Tarkibi faqat bir xil element atomlaridan tashkil topgan moddalar oddiy moddalar deb ataladi.

D.I.Mendeleyev davriy jadvalidagi barcha elementlar (K, Na, Al, O, N, S, P va boshqalar) ni oddiy moddalar sifatida ko‘rsatish mumkin. Oddiy moddalar tarkibiga ko‘ra bir atomli (He, Ar, Xe, Kr), ko‘p atomli (H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , P_4 , S_8) bo‘lishi mumkin.

Oddiy moddalar metall va metalmaslardan iborat ikkita asosiy guruhga bo‘linadi. Metalmaslar odatdagি holatda gazsimon (N_2 , O_2 , H_2 , F_2 , Cl_2 va inert gazlar), suyuq (Br_2) va qattiq holda (qolgan barcha metalmaslar) uchraydi. Metalmaslar qattiq holda molekulyar yoki atom kristall panjaralar hosil qiladi.

Metallar odatdagи sharoitda (simobdan tashqari) qattiq moddalaridir. Ular metall kristall panjaraga ega.

“Oddiy modda” tushunchasini “kimyoviy element” tushunchasi bilan bir xil deb bo‘lmaydi. Oddiy moddaning muayyan zichligi, eruvchanligi, suyuqlanish hamda qaynash haroratlari va boshqa xossalari bo‘ladi. Bu xossalalar atomlar to‘plamiga taalluqlidir va ular har xil oddiy moddalar uchun turlicha bo‘ladi. Kimyoviy element atom yadro-sining muayyan musbat zaryadi (tartib nomeri), oksidlanish darajasi, izotop tarkibi va boshqa xossalari bilan ajralib turadi. Elementlarning xossalari uning alohida atomlariga taalluqlidir.

Molekulasining tarkibi har xil element atomlaridan tashkil topgan moddalar murakkab moddalar deb ataladi. Masalan, $NaOH$, H_2SiO_3 , HCl , H_2O , H_2O_2 , CaO , SiO_2 , $CaCO_3$ va boshqalar. Barcha murakkab moddalar asosan to‘rt sinfga bo‘linadi. Ular oksidlar, asoslar, kislotalar va tuzlardir.

Murakkab moddalar oddiy moddalardan emas, balki elementlardan tarkib topgan. Masalan, suv oddiy moddalar bo‘lgan vodorod bilan kislordan emas, balki vodorod bilan kislordan elementlаридан таркиб топган. Ko‘pchilik kimyoviy elementlar tuzilishi va xossalari turlicha bo‘lgan bir necha oddiy moddalar hosil qiladi. Bu hodisa allotropiya,

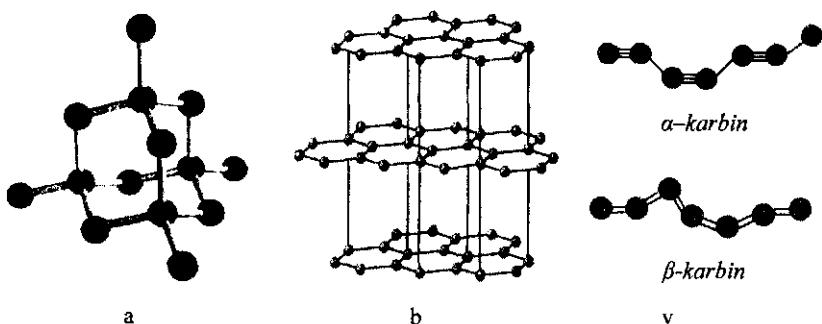
hosil bo‘ladigan moddalar esa – *allotropik shakl o‘zgarishlar yoki modifikatsiyalar* deyiladi.

Allotropiya hodisasining ikkita sababi bor - birinchidan molekuladagi atomlar sonining turlichaligi (masalan, kisdonod O₂ va ozon O₃), ikkinchidan turli xil kristall shakllarning hosil bo‘lishi (masalan, uglerod elementi – uchta: olmos, grafit va karbin; fosfor elementi - oq, qora, qizil fosfor).

Yuqorida ta’kidlanganidek, uglerodning uchta allotropik shakl o‘zgarishi ma’lum. Olmos rangsiz, tiniq qattiq jism bo‘lib yorug‘likni kuchli sindiradi. Uning kristallari atomli panjaraga ega bo‘lib, kubik sistemaga kiradi va tetraedrik shaklda bo‘ladi (1.1a-rasm).

Grafit kulrang tusli qattiq modda bo‘lib, qo‘l bilan ushlaganda xuddi yog‘liq buyum kabi seziladi. Grafit silliq, yumshoq bo‘lib, uning tuzilishida uglerod atomlari parallel tekisliklardagi muntazam oltiburchakning uchlariga joylashgan (1.1b-rasm).

Karbin uglerodning uchinchi allotropik shakl o‘zgarishi bo‘lib, uglerodning chiziqli polimeridir va unda uglerod atomlari bir-biriga oddiy va qo‘sbgog‘lar asosida birikkan bo‘ladi (1.1v-rasm). Birinchi marta 1960-yilda olingan qora tusli kukun bo‘lib, yarim o‘tkazgich xossasiga ega, zichligi 1,9-2 g/sm³ ga teng barqaror modda.



**1.1-rasm. Uglerodning allatropik shakllari kristall tuzilishi.
a (olmos), b (grafit), v (karbin)**

Shuningdek, kremniyni ham ikkita allotropik shakl o‘zgarishi uchraydi: kristall va amorf. Kristall kremniy to‘q kulrang yaltiroq

‘a bug’ lanishi, gugurtning yonishi, shakarning suvda erishi, metalning islotada erishi, o’simliklarning havodagi karbonat angidridni yutib, islorod chiqarishi – bular hodisalardir. Muz qizdirilsa, suvga aylanali. Suv qizdirilsa, bug’ga aylanadi. Bug’ sovitilsa suvga, suv sovitilsa suzga aylanadi. Bular fizik hodisalardir. Muz, suv, bug’ – bular har xil noddalar emas, balki bir modda – suvning turli agregat holatiadir. Bu hodisalarda suvning agregat holati o’zgaradi, lekin suv modda sifatiga o’zgarishga uchramaydi ya’ni suvning tarkibi barcha hollarda ikki tom vodorod va bir atom kisloroddan iboratligicha qoladi.

Agar qattiq jismni maydalab kukunga aylantirilsa, jism shakli ‘zgaradi, lekin uning kimyoviy tarkibi o’zgarmaydi. Bu metallarga shlov berib, ularni ma’lum bir shakkarga (cho’zish, bolg’alash, eritish a boshqalar) keltirish kabilalar fizik hodisadir.

Modda yoki jismrlarning alohida xossalari: agregat holati, shakli, ajmi, joylashish holati o’zgarishi bilan boradigan jarayonlarni **fizikaviy hodisalar** deb atash mumkin.

Fizikaviy hodisalarda modda bir turdan ikkinchi turga aylanmaydi, ‘a’ni yangi turdagisi moddalar hosil bo’lmaydi.

Qoshiqchada quruq qandni qizdiramiz. Qand – oq rangli, qattiq, uidsiz, shirin ta’mli modda. Dastlab qand suyuqlanadi. Bu fizik hodisa. So’ngra rangi o’zgaradi. Yoqimsiz kuyindি hid paydo bo’ladi. Qandan qora rangli qoldiq – yangi modda hosil bo’ladi. Bu modda hidiz, ta’msiz, qizdirilganda qandga o’xshab suyuqlanmaydigan ko’mirlir. Bu hodisa natijasida qand bo’lagi o’tmida yangi xossalarga ega bo’lgan modda hosil bo’ladi. Bunday hodisalarni biz fizikaviy hodisalardan farqli ravishda kimyoviy hodisalar deb ataymiz. Shuningdek, metallarning zanglashi, sutning achishi, qatiqning ivishi, bijg’ish jaayonlari, ko’mirning yonishi kabi hodisalar ham kimyoviy hodisalar umlasidandir.

hidi o‘zgarishi; 2) suvda erimaydigan cho‘kma hosil bo‘lishi; 3) isil bo‘lishi; 4) issiqlik chiqishi yoki yutilishi. oddaning boshqa modda bilan o‘zar o‘sishiga qarab tashkil etadi. Moddani tavsiflovchi kimyoviy va fizik arri birgalikda modda sifatini tashkil etadi. Kimyoviy o‘zgarish-nodda sifati o‘zgaradi, yangi moddalar hosil bo‘ladi.

1.7. O‘zbekistonning kimyogar olimlari

Spublikamizda kimyo fanining rivojlanishida O‘zbekiston Fanademiyasi tarkibida hamda turli vazirliklar tarmoq institutlari a faoliyat ko‘rsatib kelayotgan ilmiy-tekshirish va loyiha institixzmati ham salmoqlidir. Kimyo instituti (hozirgi Umumiyl va anik kimyo instituti), O‘simlik moddalari kimyosi instituti, Polimer kimyosi va fizikasi instituti, Kataliz instituti, O‘zbekiston milliy siteti, Toshkent Davlat texnika universiteti, Toshkent kimyo-teksha instituti, Toshkent to‘qimachilik va yengil sanoat instituti va a olyi o‘quv yurtlari kimyo laboratoriyalarda olib borilayotgan tekshirish ishlari mamlakatimizda kimyo fanini yuqori pog‘ona ko‘tarishda muhim omillardan bo‘ldi.

Inyo kimyogar olimlari qatorida O‘zbekistonlik kimyogar olim-n kimyo fani va sanoatining rivojlanishiga o‘z hissalarini qo‘shib qdalar. O‘zbekistonda Fanlar Akademiyasining Umumiyl va anik kimyo instituti, Polimerlar kimyosi va fizikasi instituti, Biok kimyo instituti, O‘simlik moddalari kimyosi instituti hamda tor ilmiy-tadqiqot laboratoriyalarda, olyi o‘quv yurtlarining fakultetlari va kafedralarida kimyo sohasining turli yo‘nalish-yicha ilmiy-tadqiqotlar olib borilmoqda. Ahmedov K.S, Parpi-A., Sodiqov Sh.L, Yusupbekov N.R, Asqarov M.A, Nexmatov

Q.A., Xakimov G.Q. va boshqa taniqli kimyogar olimlarining olib borgan va bugungi kunda amalga oshirayotgan ilmiy tadqiqotlarining natijalari O'zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishida va jahonga tanilishida muhim ahamiyatga egadir.



Nazorat uchun savollar

1. Kimyo tarixi qanday davrlarni o'z ichiga oladi?
2. Flogiston nazariyasini tushuntirib bering.
3. Materiyaga ta'rif bering.
4. Atom qanday zarrachalardan tashkil topgan?
5. Atom molekulyar ta'lilotni tushuntiring.
6. Oddiy va murakkab moddalarning farqini izohlang.
7. Allotropiya nima?
8. Fizikaviy hodiselarga misollar keltingring.
9. O'zbekistoning kimyogar olimlari haqida nimalarni bilasiz?

molekulyar massa.

2.1. Dalton atomistikasi

Elementlarning birikish qonuniyatlarining kashf etilishi ingliz kimyogari Daltonga atomlar haqidagi ta'limotni miqdoriy jihatdan ishlab chiqishga va M.V.Lomonosov zamonida ma'lum bo'limgan bir qancha kimyoviy dalillarni izohlab berish uchun atomlar to'g'risidagi tasavvurlardan foydalanishga imkon berdi.

Dalton fikrlarining mohiyati quyidagilardan iborat:

1. Barcha moddalar o'zaro tortishuv kuchlari bilan bir-biriga bog'langan juda mayda zarrachalardan - atomlardan iborat.
2. Har bir modda o'ziga xos atomlardan tuzilgan. Oddiy moddalar oddiy, bo'linmas atomlardan, murakkab moddalar esa kimyoviy reaksiyalar vaqtida oddiy moddalarning atomlariga ajrala oladigan "murakkab atomlar"dan iborat.
3. Bir moddaning hamma atomlari o'z shakli va og'irligi jihatdan tamomila bir xil bo'ladi. Lekin boshqa oddiy yoki murakkab modda atomlaridan farq qiladi. Murakkab atomlarning og'irligi shu atomni hosil qilgan oddiy atomlar og'irligining yig'indisiga teng.
4. Murakkab moddalar hosil bo'lishida oz sondagi oddiy atomlardan "murakkab atomlar" vujudga keladi. Masalan; A+B atomlardidan iborat ikkita oddiy modda, zarrachalarining tarkibi A+B yoki 2A+B yoxud A+2B va hokazo bo'lgan murakkab moddalarni hosil qilishi mumkin. Ikki elementning bir necha xil birikmalari bo'lishining sababi ham ana shu.

gan oubay atomlari yig misishuan iborat. Buning tasnifari, Dalton oubay moddalar molekulalardan yoki, uning terminologiyasiga ko'ra murakkab atomlardan iborat bo'lishi mumkin degan fikrni qattiq turib rad etdi. Daltonning tabiriga qaraganda atomlar harakatiga teplodor sabab bo'ladi. Uning fikricha atomlar o'z-o'zicha harakat qilolmaydi.

Daltonning atomistikasida katta kamchliklar bo'lishiga qaramay, uning atom to'g'risidagi gipotezasi moddalarning miqdoriy tarkibi to'g'risidagi ma'lumotlar bilan taqqoslandi va kimyoga elementning atom og'irligi tushunchasini kiritish uchun asos bo'ldi.

Dalton modda tuzilishi to'g'risidagi fikrlarini tariflab chiqqach o'z oldiga ayrim elementlarning atom og'irliklarini aniqlash vazifasini qo'ydi. Shunday qilib Dalton biror element atom og'irligining vodorod atomi og'irligiga nisbatini shu elementning atom og'irligi deb atadi.

Dalton elementining atom og'irligini aniqlashda vodorod bilan shu elementdan tuzilgan murakkab analiz qilish natijalariga asoslanadi. Ana shunday moddadagi elementlarning og'irlilik miqdorlari, ravshanki, moddaning murakkab atomi tarkibiga kirgan vodorod atomlari og'irligining shu moddani boshqa element atomlari og'irligiga kabi nisbatida bo'lishi kerak. Masalan, suvda vodorodning kislorodga bo'lган og'irlilik nisbati 1:8 ga teng; degan suvning murakkab atomida vodorod va kislorod atomlari og'irliklarida ham xuddi ana shunday nisbatda bo'ldi. Lekin bunday kislorodning atom og'irligini hisoblab chiqish uchun suvning murakkab atomi nechta murakkab atom va nechta vodorod va nechta kisloroddan iborat ekanini ham bilish kerak. Darhaqiqat, suvning murakkab atomida bir atom vodorod, bir atom kislorod bilan bog'langan bo'lsa, kislorodning atom og'irligi teng bo'ladi; bashartli bir atom vodorodga ikki atom kislorod to'g'ri kelsa, kislorodning atom og'irligi to'rtga teng bo'ladi. Bordiyu buning aksincha, ikki atom vodorodga bir atom kislorod to'g'ri kelsa, u vaqtida kislorodning atom

ustak qiyinchiliklar ham tug'dirdi. Masalan, ammiakda bir og'irlilik N m vodorodga $4\frac{2}{3}$ qism azot, azot II oksidda esa 8 og'irlilik qism kisodga 7 og'irlilik qism azot to'g'ri kelishini tahlil yo'li bilan aniqlandi. jar ammiak tarkidiga asoslanib, azotning atom og'irligi $4\frac{2}{3}$ deb qabul insa, azot II oksidning murakkab atomida kislород atomi (8 og'irlilik N m) azotning $1\frac{1}{2}$ atomi bilan ($4\frac{2}{3} + 2\frac{1}{3} = 7$ og'irlilik qism azot bilan) g'langan, ya'ni azot atomi ikkiga bo'lingan deb faraz qilishga to'g'ri ladi.

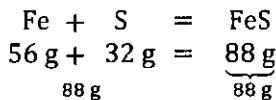
Bir necha ekvivalenti bo'lган elementlarning atom og'irliklari aniqlashda ham qiyinchiliklar tug'ildi. Ekvivalentlarni qaysi birini N m og'irligi deb qabul qilish lozim degan masala ustida bosh qotihga to'g'ri kelar edi. Ana shularning hammasi kimyoviy birikularning murakkab atomidagi atomlar sonini aniqlash masalasini halish uchun va aniq atom og'irliklarni topish uchun bиргина atom gipotassingin o'zi yetarli emasligini ko'rsatdi.

Atom gipotezasi moddaning mustaqil ravishda mavjud bo'la oladigan eng kichik zarrachalari - molekulalar haqidagi tushunchalar bilan idirilgandan keyingina, kimyo fani yuqoridagi qiyinchiliklarni baraf etdi. Gazsimon moddalar orasida bo'ladigan reaksiyalarni o'rghan ana shu tushunchalarning rivojlanishiga olib keldi.

2.2. Kimyo fanining asosiy qonunlari

Kimyoning asosiy qonunlari quyidagilar: moddalar massasining planish qonuni, tarkibning doimiylilik qonuni, karrali nisbatlar qoni, hajmiy nisbatlar qonuni, Avogadro qonuni va ekvivalentlar qoni.

massalari yig'indisiga tengdir.



Lavuaze, Antuan Loran
1743-1794

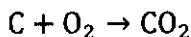
Katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlar moddalar masasining saqlanish qonuniga emas, balki materiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi Masalan, radiaktiv moddalarning yemirilishi, atom hamda vodorod bombalarining portlashi ana shunday jarayonlardan hisoblanadi. Agar jarayonning isiqlik effektini Q bilan belgilasak, jarayon davomida massaning o'zgarishi Enshteyn tenglamasi asosida quyidagicha ifodalananadi:

$$\Delta m = Q / C^2$$

Bunda, C^2 -nihoyatda katta son ($9 \cdot 10^{16} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$) bo'lganligidan odadagi reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni tarozi yordamida ham aniqlash qiyin.

Tarkibning doimiylik qonuni. Fransuz olimi J.Prust turli moddalarning tarkibini tajribalar yordamida o'rganib, 1809 yilda moddalar tarkibining doimiylik qonunini yaratdi. Qonunning mohiyati quyidagiCHA: *har qanday toza modda qayerda va qanday usulda olinishidan qat'iy nazar, uning tarkibi hamma vaqt bir xil bo'ladi.* Karbonat angidridni quyidagi usullar yordamida olish mumkin:

1. Ko'mirni yondirib olinadi:



2. Tabiiy gazni yondirib olinadi:



Jozef Lui Prust
(1754-1826)

Bunda har uch usul bilan olingen karbonat angidridning ham tarkibi bir xil, ya'ni CO_2 .

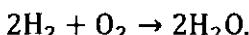
Kimyoning rivojlanishi shuni ko'rsatdiki, o'zgarmas tarkibli birikmalar bilan bir qatorda o'zgaruvchan tarkibli birikmalar ham bo'lar ekan. N.S.Kurnakovning taklifiga ko'ra o'zgarmas tarkibli birikmalar *daltonidlar*, o'zgaruvchan tarkiblilari esa *bertollidlar* deb ataladi. Daltonidlarning tarkibi butun sonli stexiometrik indekslari bor oddiy formulalar bilan ifodalana-di, masalan H_2O , HJ , CCl_4 , SO_2 . Bertollidlarning tarkibi o'zgarib turadi va stexiometrik nisbatlar-

ga muvofiq kelmaydi, masalan, uran VI oksidning tarkibi odatda UO_3 formula bilan ifodalanadi. Haqiqatda esa uning tarkibi $\text{UO}_{2.5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi.



Jozef Lui Gey-Lyussak
(1778-1850)

Hajmiy nisbatlar qonuni. Fransuz olimi Gey - Lyussak 1804 yilda gaz moddalar orasida sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalarni o'rganib chiqib, quyidagi xulosani chiqardi: *o'zgarmas sharoitda (bir xil bosim va bir xil haroratda) kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gaz moddalarining hajmlari o'zaro bir-biri bilan va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gaz moddalarning hajmlari bilan o'zaro oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.* Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislород bilan yuqori haroratda reaksiya ga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi:



Avogadro qonuni. Italiyalik olim A. Avogadro hajmiy nisbatlar qonunini tushuntirish uchun 1811-yilda quyidagi gipotezani ishlab



Amadeo Avogadro

(1776-1856)

Avogadroning uu gipotezası xalqa xil qurumai ur-
lan tasdiqlandi va 1860-yildan boshlab (kimyo-
garlarning xalqaro sezsdidan keyin) bu gipoteza
Avogadro qonuni deb tan olindi.

Turli moddalarning bir gramm-moleku-
lasidagi molekulalar soni, shuningdek, turli
elementlarning bir gramm-atomlaridagi atom-
lar soni ham teng bo‘ladi. Har qanday mod-
daning bir gram-molekulasida $6,02 \cdot 10^{23}$ ga
teng molekula bo‘ladi. Bu *Avogadro sonidi*.
1 litr gazning normal sharoitdagи massasi
ni aniq bo‘lsa, ayni gazning bir mol miqdori
li shu sharoitda qancha hajmni egallashini aniqlash mumkin,
alan:

$$V_{O_2} = \frac{32}{1,43} = 22,4 \text{ l}$$

$$V_{CO_2} = \frac{44}{1,93} = 22,4 \text{ l}$$

Har qanday gazning 1 mol miqdori normal sharoitda 22,4 l hajmni
laydi

Avogadro qonunidan quyidagi xulosalar kelib chiqadi:

- oddiy gazlarning (kislород, vodorod, azot, xlor) molekulalari ikki idan iborat;
- normal sharoitda bir gramm-molekula gaz 22,4 l hajmni egallaydi;
- bir xil sharoitda teng hajmda olingan ikki gaz og‘irliklari orasi-
nisbat shu gazlarning molekulyar og‘irliklari orasidagi nisbatga

Qattiq va suyuq moddalarning molekulalari bir-biriga juda ya-
joylashgan. Shu sababli suyuq va qattiq moddalarning hajmi,
an, molekulalarining o‘lchamlariga bog‘liq bo‘ladi. Gazlarda esa
ik bosimlarda molekulalari orasidagi masofalar molekulalarining
iamlariga qaraganda g‘oyat katta bo‘ladi, molekulalarining o‘zları

o'lekular orasidagi masotalariga bog'iq, bu masotalar esa bir xil temperatura va bir xil bosimda barcha gazlarda taxminan bir xildir.



Djon Dalton
(1776-1856)

Karrali nisbatlar qonuni. Ingliz olimi Djon Dalton 1804 yilda moddaning tuzilishi haqidagi atomistik tassavurlarga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini ta'rifladi: *Agar ikki element o'zaro birikib bir necha kimyoviy birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro butun kichik sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.* Bu qonun tez orada tajribada isbotlandi. Dalton, metan va etilen gazlarining tarkibiga e'tibor berdi: masalan, metan va etilen gazlarini tarkibini kuzatilish metan tarkibida 75% uglerod va 25% vodorod bo'lib, unda 1 massa qism vodorodga 3 massa qism uglerod to'g'ri keladi, ya'ni o'zaro nisbat 3:1. Etilen tarkibida esa, 85,71% uglerod va 14,29% vodorod bor; moddada 1 massa qism vodorodga 6 massa qism uglerod to'g'ri keladi, ya'ni nisbat 6:1. Demak, bu birikmalarda 1 massa qism vodorodga to'g'ri keladigan uglerod miqdorlari o'zaro 3:6 yoki 1:2 nisbatda bo'ladi.

Ekvivalentlar qonuni. Moddalar o'zaro ma'lum massa miqdorida ikadi. Masalan, 49g sulfat kislota 32,5g rux bilan reaksiyaga ishganda 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislotaning o'rniga ,5 g xlorid kislota olinsa ham, o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Shu mak, kimyoviy jahatdan qaraganda 49 g sulfat kislotaning qiymati ,5 g xlorid kislotaning qiymatiga tengdir. Vodorodning ekvivalenti ga teng deb qabul qilindi.

Elementning bir og 'irlik qism vodorod, sakkiz og 'irlik qism kislota bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdoriga ing kimyoviy ekvivalenti deyiladi. Elementning kimyoviy ekvivalentini quyidagi formula bilan topamiz:

$$E_{\text{ekvivalent}} = \frac{Ar}{V}$$

bu yerda Ar – element atom massasi, V – element valentligi.

Murakkab moddaning bir ekvivalent (1 og‘irlilik qism) vodorod yoki bir ekvivalent (8 og‘irlilik qism) kislorod bilan, yohud, umuman boshqa har qanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan og‘irlilik miqdori shu murakkab moddaning ekvivalenti deyiladi.

Ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta’riflanadi: *elementlar bir-biri bilan o‘zlarining ekvivalentlariga proporsional miqdorlarda birikadi.* Masalan, 8 g kislorod bilan 20 g kalsiy birikadi; 16 g kislorod bilan 40 g kalsiy birikadi.

Elementlarning ekvivalenti tajribada tahlil, sintez va umuman kimyoiy reaksiya natijalari asosida hisoblab topiladi.

Elementning atom massasini valentligiga bo‘lish bilan ham shu elementning ekvivalentini hisoblay olamiz, atom massa ekvivalentning valentlikka ko‘paytmasiga tengdir.

$$Ar = E \cdot V$$

Valentligi o‘zgaruvchan elementlarning ekvivalentlari ham o‘zgaruvchan bo‘ladi.

Murakkab moddalar ekvivalentlarini topishda quyidagi formulalar dan foydalaniladi:

$$E_{oksid} = \frac{M_{oksid}}{V_{element} \cdot n_{element}}$$

$$E_{asos} = \frac{M_{asos}}{V_{(OH \text{ soni})}}$$

$$E_{tuz} = \frac{M_{tuz}}{V_{metall} \cdot n_{metall}}$$

$$E_{kislota} = \frac{M_{kislota}}{V_{(H \text{ soni})}}$$

2.3. Elementlar atom massalari va ularni aniqlash

Element atomlari nihoyatda kichik zarrachalar bo‘lganligi uchun, ularni odatdagи eng sezgir tarozilar bilan ham o‘lchab bo‘lmaydi. Element atom og‘irliliklarni hisoblashda, dastlab, eng yengil element, ya’ni vodorod atomining og‘irligi birlik qilib olingan va boshqa elementlarning atom og‘irliliklari shu birlikka nisbatan hisoblab chiqarilgan. Ammo ko‘pchilik elementlarning shu elementlarning kislorod bilan hosil qilgan birikmalari tarkibiga qarab topilgani uchun, elementlarning atom

birmuncha aniq tekshirishlar bu nisbatning 15,88:1 ga yoki 16:1,008 ga teng ekanligini ko'rsatdi. Binobarin, vodorodning atom og'irligi 1 ga teng deb olinsa, kislородning atom og'irligi 15,88 ga teng bo'ladi. Amaliy mulohazalarga asoslanib, kislородning atom og'irligi 16 ga, vodorodning atom og'irligi esa 1,008 ga teng deb qabul qilindi.

Shu nuqtai nazardan kimyoda "atom og'irlikning birligi kislород atomi og'irligining 1/16 qismiga tengdir" degan fikrga kelindi. Bu birlik *kislород бирлигি* deb ataldi.

Kimyo fanining yanada rivojlantirish tabiiy kislородning izotoplar aralashmasidan iborat ekanligini va unda atom massasi o'n oltiga teng izotopga atom massasi o'n yetti va o'n sakkizga teng bo'lган izotoplar aralash bo'lishini ko'rsatib berdi. Keyingi ikki izotopning miqdori tabiiy kislород atom og'irligiga aytarli ta'sir qilmaydigan bo'lгани uchun kislород birligi kimyoda asosiy atom og'irligi bo'lib qolaverdi.

Atom fizikasiga aloqador bo'lган va juda katta aniqlikni talab qiladigan hisoblarda birlik qilib kislород O¹⁶ izotopi atomi massasining $\frac{1}{16}$ qismini olishga to'g'ri keldi. Shunday qilib, atom og'irliklarining kimyoviy va fizik atom og'irliklari degan ikki shkalasi paydo bo'ldi.

Atom og'irliklarining ikki shkalada bo'lishi katta noqulaylik tug'dir edi, shuning uchun fiziklar bilan kimyogarlar uzoq mulohazalardan keyin, 1961-yilda atom og'irliklarining yangi yagona shkalasini qabul qildilar. Uglerod C¹² izotopi atomi massasining 1/12 qismidan iborat uglerod birligi degan birlik shu shkalaga asos bo'ldi. Yangi shkalaga muvofiq, vodorod atomining massasi 1,00797 uglerod birligiga, kislород atomining massasi 15,9994 uglerod birligiga teng va hokazo.

Shunga muvofiq, hozir *elementning atom og'irligi (atom massasi) deb, o'sha element atomining uglerod birligi bilan ifodalangan massasiga aytildi*.

Har qanday modda molekulasing massasi shu molekulani hosil qiluvchi atomlar massalarining yig'indisiga teng bo'lганligidan, ravshanki, atom og'irliklar qanday birliklar bilan ifodalangan bo'lsa, molekulyar og'irliklar ham o'shanday birliklar bilan ifodalaniishi

lozim. Masalan, ikki atomdan iborat vodorod molekulasining massasi $2,01594 \cdot 2 = 4,03188$ uglerod birligiga teng; shuningdek, ikki atomdan iborat kislorod molekulasining massasi $31,9988 \cdot 2 = 63,9976$ uglerod birligiga baravar; ikkita vodorod atomi bilan bitta kislorod atomidan iborat suv molekulasining massasi $15,9994 + 2 \cdot 1,00797 = 18,01534$ uglerod birligiga teng va hokazo.

Bundan, oddiy modda molekulasining yoki murakkab modda molekulasining uglerod birligida ifodalangan massasi shu moddaning molekulyar og'irligi (molekulyar massasi) deb ataladi.

2.4. Gazsimon moddalarning molekulyar massasini aniqlash

Avogardo qonuniga binoan, bir xil bosim va bir xil temperaturada olingen va hajmlari bir-biriga teng bo'lgan gazlarda molekular soni baravar bo'ladi. Bundan teng hajmda olingen ikki gazning molekulyar og'irliklari bir-biriga qanday nisbatda bo'lsa, ularning massalari ham xuddi shunday nisbatda bo'ladi, degan xulosa kelib chiqadi.

Har qanday moddaning 1 molida $6,02 \cdot 10^{23}$ ta molekula mavjud. Bu son *Avogadro soni* deb ataladi. Yuqorida ta'kidlanganidek Avogadro qonuniga muvofiq, har qanday gazsimon moddaning 1 mol miqdori normal sharoit ($P = 101,3$ kPa, $T=0^\circ\text{C}$)da 22,4 litr hajmni egallaydi. Bu hajm gazning *molyar hajmi* deyiladi. Gazlarning molyar hajmidan foydalanib, gazsimon moddalarning molekulyar massasini hisoblash mumkin.

Agar harorat va bosim normal sharoitda bo'lmasa, u holda gazsimon moddalarning molekulyar massasi Mendeleyev-Klapeyron tenglamasi yordamida aniqlanadi:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

bu yerda: R - gaz yoki bug'ning bosimi;

V - gaz egallagan hajm;

m -gazning gramm miqdori;

M - gazning molekulyar massasi;

T - absolyut harorat ($273 = \text{ToC}$);

R - universal gaz doimiysi = $8,314 \text{ J / mol } \cdot \text{K}$.



Nazorat uchun savollar

1. Dalton atomistikasini izohlab bering.
2. Uglerod va kislород бирликларини тушунтиринг.
3. Моддадар массасини саqlаныш қонуни қандай та'rifланади?
4. Таркибнинг доимийлик қонуни қандай та'rifланади?
5. Карати нисбатлар қонунини тушунтириш.
6. Avogadro қонуни қандай та'rifланади?
7. Мольяр ҳажм нима?
8. Еквивалентлар қонунини тушунтириш.

J. ANORGANIK BIRIKMALARNING SINFLARI

Ich so‘z va iboralar: oksidlar, asosli oksidlar, kislotali amfoter oksidlar, befarq oksidlar, peroksidlar, so‘ndi-ohak, asoslar, suvda eriydigan asoslar, ishqorlar, maydigan asoslar, amfoter asoslar, kislotalar, kislorodli kislotalar, neytrallanish reaksiyasi, tuzlar, ar, nordon tuzlar, asosli tuzlar, qo‘sh tuzlar, kompleks

1. Anorganik birikmalarning muhim sinflari

eng qamrovli fan bo‘lib, anorganik kimyo uning asosiy birlidir. Fanning ushbu qismida anorganik birikmalarning ri mukammal o‘rganiladi. Anorganik moddalar asosan ikki: oddiy moddalar va murakkab moddalar. Murakkab moddalar asosan to‘rt sinfga bo‘linadi. Ular aralar, kislotalar, va tuzlardir.

1.2. Oksidlar ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatalishi

Urod bo‘lgan ikki elementdan tashkil topgan murakkab sidlar deb ataladi. Fitor oksididan tashqari barcha element oksidlarida kislorodning oksidlanish darajasi –2 ga teng. Birikmalardir. Ularning umumiy formulasi: E_2O_n tarzida. Bu yerda n element valentligini ifodalaydi.

Shi. Oksidlarni nomlashda doimiy valentlikka ega element nomi “element nomi + oksid” shaklida yasaladi. Masalan: - Na₂O, kalsiy oksid – CaO, alyuminiy oksid – Al₂O₃.

Agar oksid hosil qilgan element o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lib, bir necha xil oksidlardan hosil qilsa, element nomidan so'ng iing valentligi qavs ichida rim raqami bilan ko'rsatiladi va qavsin keyin chiziqcha qo'yiladi hamda oksid so'zi yoziladi. Masalan: tingugurt (IV)-oksid – SO_2 , oltingugurt (VI)-oksid – SO_3 , azot (II)-oksid – NO , azot (III)-oksid – N_2O_3 , temir (II)-oksid – FeO , temir (II)-oksid – Fe_2O_3 .

Yuqoridagi usullardan tashqari oksidlarda element nomiga kislo-d sonining yononcha sonlarda ifodalanishini qo'shib ham nomlash umkin. Masalan: uglerod dioksid – CO_2 , oltingugurt dioksid – SO_2 , tingugurt trioksid – SO_3 , ruteniy tetraoksid – RuO_4 .

Shuningdek, oksidlarni nomlashda ularning tabiatda uchrashi oki turmushda qo'llanishi, tarixiy nomlaridan ham foydalaniladi. Masalan: so'ndirilmagan ohak – CaO , suv – H_2O , qum, kvars SiO_2 , magneziya – MgO , qizil temirtosh – Fe_2O_3 shular jumlandadir.

Oksidlarning toifalanishi. Oksidlardan besh guruhga bo'lib o'rgaladi.

1. Asosli oksidlardan – Na_2O , K_2O , CaO . Bu oksidlardan kislotalar, kistali oksidlardan reaksiyaga kirishib tuzlarni hosil qiladi.

2. Kislotali oksidlardan – metalmaslarni kislorod bilan hosil qilgan rikmalari hisoblanadi. Masalan; SO_2 , SO_3 , P_2O_5 . Bu oksidlarni kistali deyilishiga sabab, bu oksidlardan suv bilan reaksiyaga kirishib, te-shli kislotalarni hosil qiladi. Shuningdek, asoslar va asosli oksidlardan reaksiyaga kirishib tuzlarni hosil qiladi.

3. Amfoter oksidlardan – kislotalar bilan ham asoslar bilan hamreaksiyaga kirishib tuz hosil qiluvchi oksidlardir. Masalan: Al_2O_3 , ZnO , TiO_2 .

4. Befarq oksidlardan – tuz hosil qilmaydigan oksidlarga aytildi. Masalan: SiO_2 , N_2O , NO .

5. Peroksidlardan – bu oksidlarda kislorod atomlari bir-biri bilan zaro kimyoviy bog' orqali bog'langan bo'ladi. Masalan: BaO_2 , Na_2O_2 , H_2O_2 .

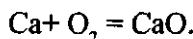
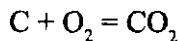
Quyida jadvalda (3.1-jadval) ayrim oksidlarning nomlanishi va formulalari qo'shimcha ma'lumot sifatida keltirilgan.

Ayrim asosli, kislotali va amfoter oksidlar haqida ma'lumot

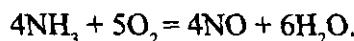
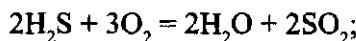
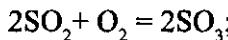
Asosli oksidlar		Kislotali oksidlar		Amfoter oksidlar	
Natriy oksid	Na ₂ O	Uglerod (IV) oksid	CO ₂	Berilliy oksid	BeO
Kaliy oksid	K ₂ O	Oltингugurt (IV) oksid	SO ₂	Rux oksid	ZnO
Magniy oksid	MgO	Azot (V) oksid	N ₂ O ₅	Qalay (II) oksid	SnO
Temir(II) oksid	FeO	Fosfor (V) oksid	P ₂ O ₅	Qo'rg'oshin (II) oksid	PbO
Bariy oksid	BaO	Oltингugurt (VI) oksid	SO ₃	Alyuminiy oksid	Al ₂ O ₃
Kumush (I) oksid	Ag ₂ O	Xlor (VII) oksid	Cl ₂ O ₇	Xrom (III) oksid	Cr ₂ O ₃
Kalsiy oksid	CaO	Marganes (VII) oksid	Mn ₂ O ₇	Temir (III) oksid	Fe ₂ O ₃
Marganes (II) oksid	MnO	Xrom (VI) oksid	CrO ₃	Marganes (IV) oksid	MnO ₂
Kobalt (II) oksid	CoO	Vanadiy (V) oksid	V ₂ O ₅	Qalay (IV) oksid	SnO ₂
Litiy oksid	Li ₂ O	Molibden (VI) oksid	MoO ₃	Mishyak (III) oksid	As ₂ O ₃
Xrom (II) oksid	CrO	Mishyak (V) oksid	As ₂ O ₅	Surma (III) oksid	Sb ₂ O ₃

Olinishi. Oksidlarni quyidagi usullar asosida olish mumkin:

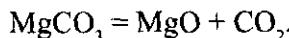
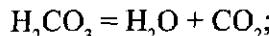
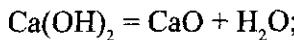
1. Oddiy moddalarning kislorod bilan o'zaro ta'sirlashishi (yonishi) natijasida:



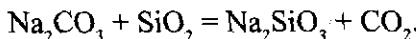
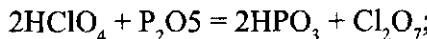
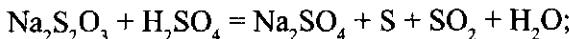
2. Murakkab moddalarning kislorod bilan o'zaro ta'sirlashishi (yonishi) natijasida:



Shimoliy qossalari



4. Ba'zi boshqa reaksiyalar natijasida:



Kimyoviy xossalari. Oksidlар ham boshqa moddalar kabi o'ziga xos kimyoviy xossalarga ega:

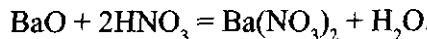
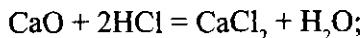
1. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining oksidlari suv bilan ta'sirlashib gidroksidlар – suvda eriydigan asoslarni (ishqorlarni) hosil qiladi:



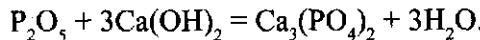
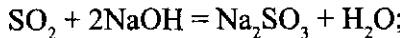
2. Ba'zi metalmaslarning oksidlari suv bilan ta'sirlashib kislotalarini hosil qiladi:



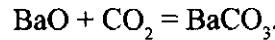
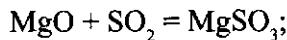
3. Metallarning oksidlari kislotalar bilan ta'sirlashib, tuz va suvni hosil qiladi:



4. Metalmaslar oksidlari asoslar bilan ta'sirlashib, tuz va suvni hosil qiladi:



5. Metallarning oksidlari metalmaslar oksidlari bilan ta'sirlashib tuzlar hosil qiladi:



Ishlatilishi. Oksidlar sanoat, qurilish, tibbiyot va qishloq xo‘jaligining juda ko‘p tarmoqlarida ishlatiladi. Masalan kalsiy oksidi – CaO so‘ndirilmagan ohak deb atalib, havoda qotadigan bog‘lovchi materiallar qatoriga kiradi. Tarkibida 8% gacha loy bo‘lgan kalsiy va magniyli karbonat tog‘ jinslaridan - bo‘r, ohaktosh, dalomitlashgan ohaktoshni pishirib juda arzon bo‘lgan ohak olinadi. Olingan mahsulot bo‘lak-bo‘lak oq yoki kulrang bo‘lib, u suvsiz kalsiy oksid va qisman magniy oksiddan tashkil topgan. Ohak qurilishda g‘isht va toshdan devor terishda, suvoqchilikda ohak-qum, ohak-shlak va ohak-sement qorishmalari sifatida ko‘p ishlatiladi.

Silikatlar (ayniqsa, tarkibida ikkita va undan ortiq kationi bo‘lganlari) qotgan vaqtida shishaga aylanadi. Shishalar xuddi tabiiy minerallar kabi murakkab tarkibli bo‘ladi. Deraza shishasi $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot6\text{SiO}_2$ tarkibga ega. Uni hosil qilish uchun oq qumga natriy va kalsiy karbonatlari qo‘shib 1000°C da suyultiriladi. Maxsus shishalar hosil qilish uchun bu homashyoga turli elementlarning oksidlari qo‘shiladi. Masalan, pireks shisha tayyorlashda B_2O_3 va Al_2O_3 , billur shisha tayyorlashda esa PbO qo‘shiladi. Sifatli sement olish uchun klinkerning tarkibida 63-66% CaO, 21-24% SiO_2 , 4-8% Al_2O_3 , 2-4% Fe_2O_3 bo‘lishi talab etiladi. Shuningdek, uning tarkibida oz miqdorda MgO , SO_3 , Na_2O , K_2O , TiO_2 , Cr_2O_3 , P_2O_5 , kabi oksidlar uchrashi mumkin.

Sementda bog‘lanmagan CaO miqdori 0,5% dan bog‘lanmagan MgO miqdori 5% dan oshmasligi kerak, aks holda hajmi o‘zgarishi notejis bo‘ladi.

Sopol buyumlar olishda asosiy homashyo sifatida kaolin, giltuproqlarni o‘zi va qo‘srimchalar bilan ishlatiladi. Kaolinlar $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot2\text{SiO}_2\cdot2\text{H}_2\text{O}$ tarkibli mineraldan iborat bo‘lib, kreminiyl birikmalardir.

Tarkibida (70-80%) ko‘p miqdorda silikat kalsiy bo‘lgan bog‘lovchi material - portlandsement deyiladi va uning tarkibida ham kreminiyning kislородли birikmasi (SiO_2) mavjud.

3.3. Asoslар, ularning nomланishi, оlinishi, xossalari va ishlatilishi

*Metall atomi va bir yoki bir necha gidroksoguruh (OH^-) dan tashkil topgan murakkab moddalar **asoslар** deb ataladi. Asoslар funksional guruhli moddalar toifasiga kiradi. Gidroksoguruh bir valentli bo‘lib,*

asoslarning umumiy formulasi $Me(OH)_n$ tarzida ifodalanadi. Formuladagi n metalning valentligini ifodalaydi (ammoniy gidroksid NH_4OH ham asoslar guruhiiga kiradi).

Nomlanishi. Asoslarni nomlashda ham doimiy valentlikka ega metallar uchun “element nomi + gidroksid” shaklida yasaladi. Masalan: kaliy gidroksid-KOH, magniy gidroksid-Mg(OH)₂, alyuminiy gidroksid-Al(OH)₃.

Agar asos hosil qilgan metall o‘zgaruvchan valentlikka ega bo‘lib, bir necha xil gidroksidlar hosil qilsa, metall nomidan so‘ng uning valentligi qavs ichida rim raqami bilan ko‘rsatiladi va qavsdan keyin chiziqcha qo‘yiladi hamda gidroksid so‘zi yoziladi. Masalan: mis (I)-gidroksid-CuOH, temir (II)-gidroksid-Fe(OH)₂, xrom (III) gidroksid-Cr(OH)₃.

Asoslarning toifalanishi. Asoslarni fizik xossasi ya’ni suvda erishiga qarab ishqorlar va suvda erimaydigan asoslar, hamda kimyoiy xossalariiga ko‘ra amfoter asoslarga bo‘linadi.

Suvda eriydigan asoslar – ishqorlar deyiladi. Masalan: NaOH, KOH, Ba(OH)₂. Ishqorlar teri va to‘qimalarni kuydiradi va shuning uchun o‘yuvchi ishqorlar ham deb yuritiladi.

Suvda erimaydigan asoslar – gidroksidlar ham deyiladi. Ularning rangi xilma-xil bo‘ladi. Masalan: Ni(OH)₂ – yashil, Fe(OH)₃ – qo‘ng‘ir, Cu(OH)₂ – favorang ko‘rinishda bo‘ladi.

Amfoter asoslar – ham kislotali ham asos xossasiga ega bo‘lgan gidroksidlardir. Masalan: Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Sn(OH)₄, Zn(OH)₂.

Quyida jadvalda (3.2-jadval) ayrim asoslarning nomlanishi va formulalari qo‘sishicha ma’lumot sifatida keltirilgan.

3.2-jadval

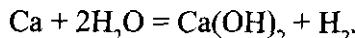
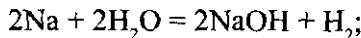
Ayrim suvda eriydigan, suvda erimaydigan va amfoter asoslar haqida ma’lumot

Suvda eriydigan asoslar (ishqorlar)		Suvda erimaydigan asoslar		Amfoter asoslar	
Litiy gidroksid	LiOH	Mis (II) gidroksid	Cu(OH) ₂	Rux gidroksid	Zn(OH) ₂
Natriy gidroksid	NaOH	Kumush gidroksid	AgOH	Berilliyl gidroksid	Be(OH) ₂
Kaliy gidroksid	KOH	Marganes (II) gidroksid	Mn(OH) ₂	Qalay (II) gidroksid	Sn(OH) ₂

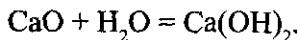
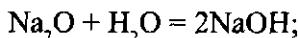
Rubidiy gidroksid	RbOH	Temir (II) gidroksid	Fe(OH) ₂	Qo'rg'oshin (II) gidroksid	Pb(OH) ₂
Seziy gidroksid	CsOH	Simob (II) gidroksid	Hg(OH) ₂	Alyuminiy gidroksid	Al(OH) ₃
Magniy gidroksid	Mg(OH) ₂	Kadmiy (II) gidroksid	Cd(OH) ₂	Temir (III) gidroksid	Fe(OH) ₃
Bariy gidroksid	Ba(OH) ₂	Xrom (III) gidroksid	Cr(OH) ₃	Qalay (IV) gidroksid	Sn(OH) ₄

Olinishi. Asoslar quyidagi usullar asosida olish mumkin:

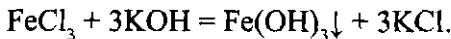
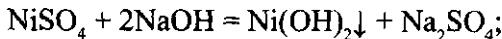
1. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining suv bilan ta'sirlashishi natijasida olinadi.



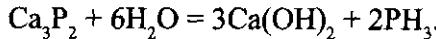
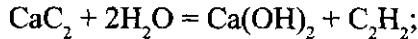
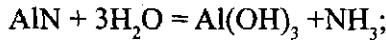
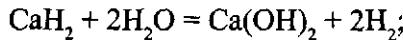
2. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallari oksidlarining suv bilan ta'sirlashishi natijasida ham olinadi:



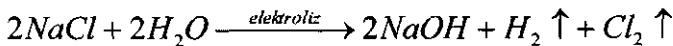
3. Suvda erimaydigan asoslar tuzlarning suvdagi eritmasini ishqorlar bilan ta'sirlashishi natijasida olinadi:



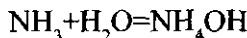
4. Gidridlar, nitridlar, karbidlar, fosfidlar va sulfidlarning suv bilan ta'sirlashganida ham asoslar hosil bo'ladi:



5. Sanoatda ishqorlar metall tuzlarining suvdagi eritmasini elektroliz qilish orqali olinadi. Masalan, osh tuzining eritmasi elektroliz qilinganda eritmada o'yuvchi natriy hosil bo'ladi.



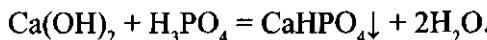
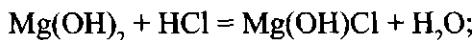
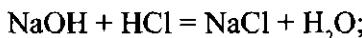
6. Ammoniy gidroksidi ammiak gazini suvda eritib olinadi:



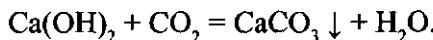
Kimyoviy xossalari. Asoslar ham boshqa moddalar kabi o'ziga xos kimyoviy xossalarga ega:

1. Suvda eriydigan asoslar indikatorlar rangini o'zgartiradi. Masalan, fenolftaleinning suv-spirtli eritmasi har qanday suvda eruvchi asos ta'sirida pushti rangga, lamus ko'k rangga, metilzarg'aldog'i sariq rangga kiradi.

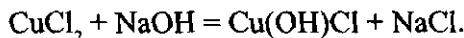
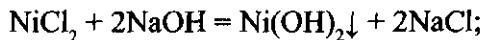
2. Asoslar kislotalar bilan ta'sirlashib, tuz va suv hosil qiladi (bu reaksiya neytrallanish reaksiyasi deb ataladi):



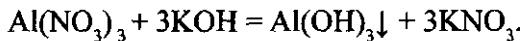
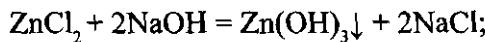
3. Asoslar kislotali oksidlar bilan ta'sirlashadi, natijada tuz va suv hosil qiladi (bu reaksiya ham neytrallanish reaksiyasiga misol bo'ladi):



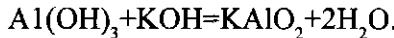
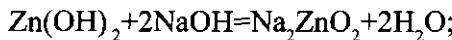
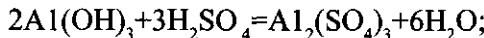
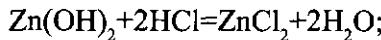
4. Ishqorlar tuzlar bilan ta'sirlashadi va yangi asos hamda tuz (sharoitga qarab o'rta yoki asosli) hosil qiladi:



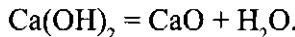
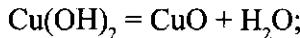
5. Ayrim asoslar borki, ular ham kislotalar bilan, ham ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib tuz va suv hosil qiladi. Ular *amfoter gidroksidlar* deb ataladi. Masalan, Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Cr(OH)₃ va hokazo. Amfoter gidroksidlar ham metallarning suvda yaxshi eriydigan tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirilib olinadi:



Amfoter gidroksidlar suvda erimaydi. Ular kislota va ishqorlar bilan oson reaksiyaga kirishib tuz va suv hosil qiladi.



6. Asoslar qizdirilganda metall oksidi va suvga parchalanadi (KOH va NaOH dan tashqari):



Ishlatilishi. Asoslar kimyo sanoati, oziq-ovqat sanoati, qishloq xo‘jaligi va qurilish sohalarida ishlatiladi.

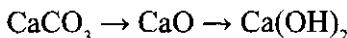
Natriy gidroksid (o‘yuvchi natriy) – NaOH. Oq tusli, suvda juda yaxshi eriydigan, hatto havodagi suv bug‘larini ham tortib olib suyuqlanadigan (gigroskopik) qattiq modda. Natriy gidroksidning suvdagi kuchsiz eritmasi qo‘l bilan ushlab ko‘rilgandasovundek tuyuladi va terini o‘yib yuboradi. Shuning uchun u texnik maqsadlarda “kaustik soda” deb ham nomlanadi. Natriy gidroksid sanoat miqyosida ko‘p ishlab chiqariladi. Sanoatda uni osh tuzi (natriy xlorid tuzi) eritmasidan elektroliz (elektr toki yordamida parchalash) yo‘li bilan olinadi.

Natriy gidroksid – kimyo sanoati uchun eng muhim homashyolardan biridir. Undan neftni qayta ishlash mahsulotlarini tozalashda, sovun, qog‘oz ishlab chiqarishda, to‘qimachilik va sun’iy tola ishlab chiqarish hamda sanoatning boshqa ko‘plab sohalarida qo‘llaniladi.

Kaliy gidroksid (o‘yuvchi kaliy) – KOH. Oq tusli, suvda juda yaxshi eriydigan qattiq modda. Xossalari jihatidan o‘yuvchi natriyga juda o‘xshab ketadi. Sanoatda o‘yuvchi natriy kabi kaliy xlorid tuzi eritmasidan elektroliz qilib olinadi. Uning ta’sir kuchi o‘yuvchi natriynikiga o‘xshasa-da, tannarxi qimmatligi tufayli kamroq ishlatiladi.

Kalsiy gidroksid (so‘ndirilgan ohak) – Ca(OH)₂. Oq g‘ovak modda, suvda kam eriydi: 1 litr suvda 20°C da 1,56 g eriydi. Uning suvdagi bir jinsli eritmasi “ohakli suv” deb ataladi (loyqalangan holda esa “ohak suti” deb ataladi) va ishqoriy muhitga ega bo‘ladi. Kalsiy

gidroksid sanoatda ohaktoshni kuydirib olinadigan kalsiy oksidi, ya’ni so‘ndirilmagan ohakka (yoki oddiy ohak) suv ta’sir ettirish yo‘li bilan olinadi;



So‘ndirilgan ohak asosan qurilishda sementli, qumli va boshqa xil qorishmalar tayyorlashda (xususan, uning suv va qum bilan qorishmasi “ohakli qorishma” deb atalib, g‘ishtlarni terib chiqish qorishmasi bo‘lib hisoblanadi), kislotaliligi ortib ketgan tuproqlarni neytrallashda, qishloq xo‘jaligi zararkunandalariga qarshi kurash vositasi sifatida keng qo‘llanadi.

3.4. Kislotalar, ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatalishi

Tarkibida metall atomlariga o‘rnini bera oluvchi vodorod atomlari va kislota qoldig‘idan iborat murakkab moddalar kislotalar deb ataladi. Ularning umumiy formulasasi: H_nK tarzida ifodalanadi. Formuladagi K -kislota qoldig‘ini ifodalaydi.

Nomlanishi. Kislotalarning nomi kislota qoldig‘i nomidan keltirib chiqariladi. Bunda quyidagi asosiy kislota qoldiqlari nomi va mos keladigan kislotalar nomi hamda ularning formulalari quyida berilgan jadvaldan foydalanamiz (kislota qoldiqlari valentligi chiziqchalar bilan ko‘rsatilgan) (3.3-jadval):

Nº	Kislota nomi	Kislota formulasi	Kislota qoldig‘i formulasi	Kislota qoldig‘i nomi
1	Ftorid	HF	-F	Ftorid
2	Xlorid	HCl	-Cl	Xlorid
3	Bromid	HBr	-Br	Bromid
4	Yodid	HJ	-J	Yodid
5	Sianid	HCN	-CN	Sianid
6	Sulfid	H ₂ S	=S	Sulfid
7	Sulfit	H ₂ SO ₃	=SO ₃	Sulfit
8	Sulfat	H ₂ SO ₄	=SO ₄	Sulfat

9	Nitrit	HNO_2	-NO ₂	Nitrit
10	Nitrat	HNO_3	-NO ₃	Nitrat
11	Ortofosfat	H_3PO_4	$\equiv\text{PO}_4$	Ortofosfat
12	Fosfit	H_3PO_3	$\equiv\text{PO}_3$	Fosfit
13	Metafosfat	HPO_3	-PO ₃	Metafosfat
14	Pirofosfat	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\equiv\text{P}_2\text{O}_7$	Pirofosfat
15	Dixromat	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	=Cr ₂ O ₇	Dixromat
16	Xromat	H_2CrO_4	=CrO ₄	Xromat
17	Silikat	H_2SiO_3	=SiO ₃	Silikat
18	Borat	H_3BO_3	$\equiv\text{BO}_3$	Borat
19	Permanganat	HMnO_4	-MnO ₄	Permanganat
20	Manganat	H_2MnO_4	=MnO ₄	Manganat
21	Arsenat	H_3AsO_4	$\equiv\text{AsO}_4$	Arsenat
22	Arsenit	H_3AsO_3	$\equiv\text{AsO}_3$	Arsenit
23	Perxlorat	HClO_4	-ClO ₄	Perxlorat
24	Xlorat	HClO_3	-ClO ₃	Xlorat
25	Xlorit	HClO_2	-ClO ₂	Xlorit
26	Gipoxlorit	HClO	-ClO	Gipoxlorit
27	Bromit	HBrO_2	-BrO ₂	Bromit
28	Bromat	HBrO_4	-BrO ₄	Bromat
29	Karbonat	H_2CO_3	=CO ₃	Karbonat

Agar element bir nechta kislota hosil qilsa, muvofiq ravishda valentligiga qarab, quyi valentligiga -*it*, yuqori valentligiga -*at* qo'shimchasi qo'shiladi:

H_2SO_3 - sulfit kislota;

H_2SO_4 - sulfat kislota;

HNO_2 - nitrit kislota;

HNO_3 - nitrat kislota.

Kislortasiz kislotalaming hammasiga -*id* qo'shimchasi qo'shib nomlanadi.

HC1 - xlorid kislota;

H_2S - sulfid kislota;

HF - florid kislota;

HJ - yodid kislota.

Kislotalarning toifalanishi. Kislotalar tarkibidagi vodorod atomlari soni nechta bo'lsa, kislota qoldig'ining valentligi shunga teng bo'ladi. Kislotalar tarkibidagi vodorod atomlari soniga qarab uch turga

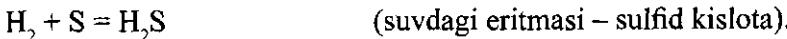
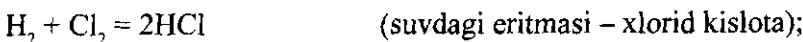
bo‘linadi. Bir negizli (HCl , HF , HJ , HClO , HNO_3) kislotalar, ikki negizli (H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CrO_4) kislotalar, uch negizli (H_3BO_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4) kislotalar. Shuningdek, kislotalar tarkibida kislorod bor yo‘qligiga qarab ikki turga: kislorodsiz (HCl , HF , HJ , H_2S) kislotalar hamda kislorodli (HClO , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3BO_3 , H_3PO_4) kislotalarga bo‘linadi.

Olinishi. Kislotalar quyidagi usullar yordamida olinadi:

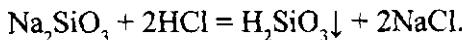
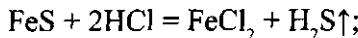
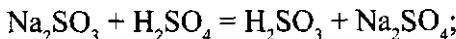
1. Kislorodli kislotalarni kislotali oksidlar bilan suvning o‘zaro ta’siri natijasida olish mumkin:



2. Kislorodsiz kislotalarni metalmaslarning vodorod bilan ta’sirlashuvi mahsulotlarini suvda eritib olish mumkin:

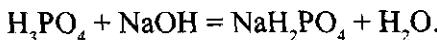
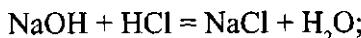


3. Kislotalarni ularning tuzlariga boshqa kislotalarni ta’sir ettirib olish mumkin:

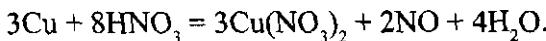
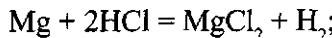


Kimyoviy xossalari. Kislotalar quyidagi kimyoviy xossalarga ega:

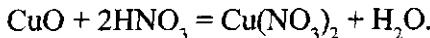
1. Kislotalar asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



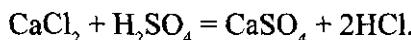
2. Kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



3. Kislotalar asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



4. Kislotalar tuzlar bilan reaksiyaga kirishib, yangi kislota va yangi tuz hosil qiladi:



5. Kislorodli kislotalar qizdirilganda suv bilan kislota angidridiga parchalanadi:



6. Kislotalar lakkusni qizartiradi, metiloranj sariq rangini qizartiradi; fenoltalein esa kislotalarda rangsizligicha qoladi.

Ishlatilishi. Kislotalar kimyo sanoatining barcha soha va tarmoqlarida ko‘p miqdorda qo‘llaniladi. Sanoatda sulfat, xlorid, nitrat va fosfat kislotalar alohida o‘rin tutadi.

Sulfat kislota - H_2SO_4 hidsiz va rangsiz moysimon suyuqlik bo‘lib, suvdan deyarli ikki marta og‘ir. Suvda juda yaxshi eriydi. Sulfat kislota havo va har xil gazlarni quritishda, shuningdek, turli moddalar tarkibidagi suvni tortib olishda qo‘llaniladi. Konsentrangan sulfat kislota teriga tushsa, terini qattiq kuydiradi. Sulfat kislota suv bilan aralashtirilganda juda ko‘p issiqlik ajralib chiqadi, uning eritmasini tayyorlaganda kislotani idish devori bo‘ylab tomizilgan holda sekinlik bilan suvga quyish kerak.

Sulfat kislota kimyoviy ishlab chiqarishning asosi hisoblanadi. U mineral o‘g‘itlar, portlovchi moddalar, selluloza ishlab chiqarishda, neftni qayta ishslashda hamda sulfatlar olishda ishlatiladi.

Xlorid kislota - HCl vodorod xloridni suvda eritish natijasida olinadigan rangsiz suyuqlik. Suvdan biroz og‘ir bo‘lib, o‘tkir hidga ega. Bu kislota eritmasidan doimo vodorod xlorid molekulalari uchib chiqib turishi sababli shu o‘tkir hidga ega bo‘ladi. Konsentrangan xlorid kislota eritmasi “tutovchi kislota” ham deyiladi. Buning sababi, uchib chiqayotgan vodorod xlorid molekulalari havodagi suv bug‘lari da erib, tuman hosil qiladi.

Xlorid kislota xalq xo‘jaligining juda ko‘p sohalarida qo‘llaniladi, xususan: xloridlar ishlab chiqarishda, tibbiyotda dori-darmonlar ishlab chiqarishda, bo‘yoqlar ishlab chiqarishda, plastmassalar ishlab chiqarish va boshqalar.

Nitrat kislota – HNO_3 , suvdan 1,5 barobar og‘ir, rangsiz suyuq-

lik bo'lib, xlorid kislota kabi havoda tutaydi. Konsentratsiyasi yuqori bo'lgan kislota eritmasi oddiy yorug'lik ta'sirida nitrat kislotaning parchalanishidan hosil bo'lgan NO_2 ning kislota eritmasida erib, uni qo'ng'ir rangga bo'yashi sababli ko'pincha bu kislota rangli degan xato xulosaga olib keladi. Toza kislota eritmasi rangsiz bo'ladi. Kon-sentrangan sovuq nitrat kislota temir, xrom va aluminiy yuzasini pas-sivlashtirib qo'yanligi sababli bu metallardan tayyorlangan idishlarda saqlanishi mumkin. Bu kislota oltin, platina, tantal, rodiy va iridiydan boshqa hamma metallar bilan ta'sirlashadi.

Nitrat kislota mineral o'g'itlar ishlab chiqarishning asosi hisoblanadi. Uning tuzlari selitralar deb atalib, hamma ekinlar hosildorligini oshirish uchun mineral o'g'it sifatida ishlatiladi. Shuningdek, u port-lovchi moddalar va boshqalar olishda ham ishlatiladi.

3.5. Tuzlar ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatilishi

Metall atomlari (shuningdek, ammoniy ioni NH_4^+ ham) va kislota qoldig'idan tashkil topgan murakkab moddalar tuzlar deb ataladi. Tuzlar kislota vodorodining metall atomiga yoki asos gidroksidining kislota qoldig'iga almashinishidan hosil bo'ladi. Ularning umumiyl formulasi M_nK_m tarzida ifodalananadi. Formuladagi M -metall atomi, K -kislota qodig'i, n – kislota qoldig'inining valentligi, m – metall atomining valentligini ifodalaydi.

Tuzlarning toifalanishi. Tuzlar asosan besh turga bo'linadi:

1. O'rta tuzlar – metall atomi va kislota qoldig'i tarkibidagi vodorod atomi o'rnini to'liq olishidan hosil bo'ladi: NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

2. Nordon tuzlar – metall atomi kislotadagi vodorod atomini to'liq olmagan holda hosil bo'ladi: NaHCO_3 , KHS , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

3. Asosli tuzlar – tarkibida metall atomi, kislota qoldig'i bilan bir-galikda gidroksid guruhi bo'ladi: $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$.

4. Qo'sh tuzlar – tarkibida bir paytning o'zida ikkita har xil metall atomlarini ushlab turadigan tuzlardir: NaKSO_4 , $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$.

5. Kompleks tuzlar – tarkibida kompleks kation yoki kompleks anion tutgan tuzlardir: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. Shuningdek,

tarkibida suv molekulalari tutgan kristalgidrat holidagi tuzlar ham mavjud. Ularga glauber tuzi – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ hamda mis kuporosi – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ kabi tuzlarni misol qilib keltirish mumkin.

Quyidagi jadvalda ayrim o'rta, nordon va asosli tuzlarning nomi va formulalari keltirilgan (3.4-jadval).

3.4-jadval

Ayrim o'rta, nordon va asosli tuzlar

O'rta tuzlar		Nordon tuzlar		Asosli tuzlar	
Natriy xlorid	NaCl	Natriy gidrokordanat	NaHCO_3	Magniy gidroksoxlorid	$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$
Kaliy ftorid	KF	Magniy gidrokordanat	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	Temir (III) gidroksoatsetat	$\text{Fe}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Litiy yodid	LiJ	Kalsiy gidrokordanat	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	Alyuminiy gidroksosulfat	$\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$
Rubidiy sulfid	Rb_2S	Kaliy hidrofosfat	K_2HPO_4	Alyuminiy hidroksoxlorid	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
Seziy nitrat	CsNO_3	Temir (II) hidrofosfat	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Temir (III) hidroksonitrat	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
Magniy sulfat	MgSO_4	Litiy hidrosulfat	LiHSO_4	Xrom (III) hidroksosulfat	$[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$
Kalsiy korbonat	CaCO_3	Magniy hidrosulfid	$\text{Mg}(\text{HS})_2$	Kalsiy hidroksonitrat	$\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$
Kalsiy fosfat	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Kaliy hidrosulfit	KHSO_3	Temir (II) hidroksoxlorid	$\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$
Temir (II) sulfat	FeSO_4	Natriy hidrofosfat	NaH_2PO_4	Temir (III) hidroksoxlorid	$\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$
Ammoniy xlorid	NH_4Cl	Kaliy gidrokordanat	KHCO_3	Temir (III) hidroksoxlorid	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
Ammoniy nitrat	NH_4NO_3	Kalsiy hidrofosfat	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Xrom (III) hidroksonitrat	$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
Kaliy fosfat	K_3PO_4	Natriy hidrosulfat	NaHSO_4	Nikel (II) hidroksonitrat	$\text{Ni}(\text{OH})\text{NO}_3$
Temir (II) korbanat	FeCO_3	Kalsiy hidrofosfit	CaHPO_3	Mis (II) hidroksosulfat	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$

Natriy korbanat	Na_2CO_3	Natriy gidrosulfit	NaHSO_3	Mis (II) gidroksoxlorid	$\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$
Kaliy korbanat	K_2CO_3	Kalsiy gidrofosfat	CaHPO_4	Kalsiy gidroksoxlorit	$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$
Kaliy xlorid	KCl	Temir (II) digidrofosfat	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Magniy gidroksonitrat	$\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$
Natriy sulfat	Na_2SO_4	Xrom (III) gidrokarbonat	$\text{Cr}(\text{HCO}_3)_3$	Alyuminiy digidrokosulfat	$[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$
Kalsiy xlorid	CaCl_2	Mis (II) gidrokarbonat	$\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$	Alyuminiy digidrokofosfat	$[\text{Al}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$

Nomlanishi. O‘rtta tuzlar nomi o‘zgarmas valentli metallar uchun “metall atomi nomi + kislota qoldig‘i nomi” shaklida yasaladi. Masalan, natriy xlorid – NaCl , kalsiy sulfat – CaSO_4 , alyuminiy karbonat – $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$. Agar metall atomi o‘zgaruvchan valentli bo‘lsa va bir necha xil tuzlar hosil qilsa, metall atomi nomidan so‘ng uning valentligi qavs ichida rim raqami bilan ko‘rsatiladi va kislota qoldig‘i nomi yoziladi. Masalan, mis (II) sulfat – CuSO_4 , temir (II) nitrat – $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, temir (III) fosfat – FePO_4 va hokazo.

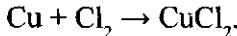
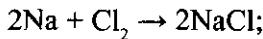
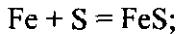
Nordon tuzlar nomi o‘zgarmas valentli metallar uchun o‘rtta tuz nomi o‘rtasiga “gidro” so‘zi qo‘silib, “metall atomi nomi + hidro + kislota qoldig‘i nomi” shaklida yasaladi. Masalan, natriy gidokarbonat – NaHCO_3 , alyuminiy gidrosulfat – $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$. Agar metall atomi o‘zgaruvchan valentli bo‘lsa va bir necha xil tuzlar hosil qilsa, metall atomi nomidan so‘ng uning valentligi qavs ichida rim raqami bilan ko‘rsatiladi hamda “gidro” so‘zi va kislota qoldig‘i nomi yoziladi. Masalan, temir (II) gidrosulfat – $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$, xrom (III) gidrokarbonat – $\text{Cr}(\text{HCO}_3)_3$ va hokazo.

Asosli tuzlar nomi o‘zgarmas valentli metallar uchun o‘rtta tuz nomi o‘rtasiga “gidrokso” so‘zi qo‘silib, “metall atomi nomi + hidrokso + kislota qoldig‘i nomi” shaklida yasaladi. Masalan, kalsiy gidroksoxlorid – $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, alyuminiy gidrokosulfat – $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, alyuminiy digidroksonitrat – $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Agar metall atomi o‘zgaruvchan valentli bo‘lsa va bir necha xil tuzlar hosil qilsa, metall atomi nomidan so‘ng uning valentligi qavs ichida rim raqami bilan ko‘rsatiladi va “gidrokso” so‘zi va kislota qoldig‘i nomi yoziladi. Masalan, temir (III)

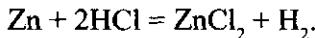
gidroksosulfat – Fe(OH)SO_4 , mis (II) gidroksobromid – Cu(OH)Br va hokazo.

Olinishi. Tuzlar olishni bir necha usullari mavjud bo‘lib ular quyidagilardan iborat:

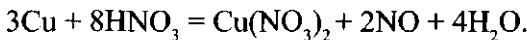
1. Metallarning metalmaslar bilan ta’sirlashuvidan:



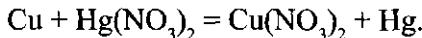
2. Metallarning kislotalar bilan ta’sirlashuvidan:



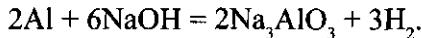
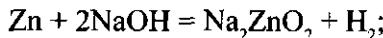
Metall bilan kislota orasidagi reaksiyadan hamma vaqt ham vodorod ajralib chiqavermaydi, chunki metallarga kislotalar ta’sir etdirib tuz olish reaktivning kimyoiy xossalariiga, konsentratsiyasiga bog‘liq. Oksidlovchi xossasiga ega bo‘lgan kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqmasligi mumkin:



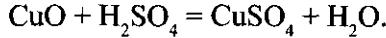
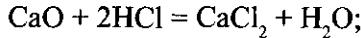
3. Metallarning tuzlar bilan ta’sirlashuvidan:



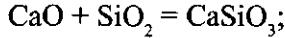
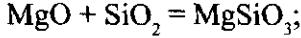
4. Amfoter oksid hosil qiluvchi metallarning ishqorlar bilan ta’sirlashuvidan:

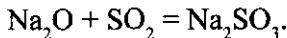


5. Asosli oksidlarning kislotalar bilan ta’sirlashuvidan:

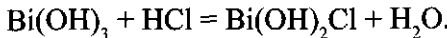
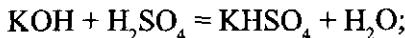


6. Asosli oksidlarning kislotali oksidlar bilan ta’sirlashuvidan:

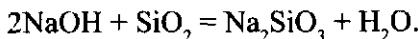
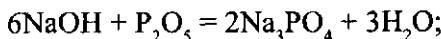
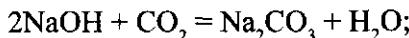
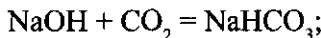




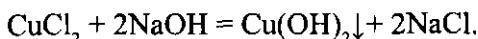
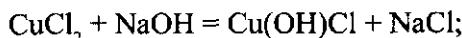
7. Asoslarning kislotalar bilan ta'sirlashuvidan:



8. Asoslarning kislotali óksidlar bilan ta'sirlashuvidan:



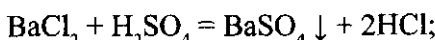
9. Ishqorlarning tuzlar bilan ta'sirlashuvidan:



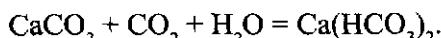
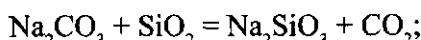
10. Ishqorlarning metalmaslar bilan ta'sirlashuvidan:



11. Tuzlarning kislotalar bilan ta'sirlashuvidan:

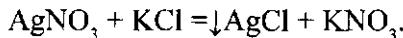
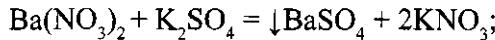


12. Tuzlarning kislotali oksidlar bilan ta'sirlashuvidan:

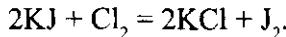


13. Tuzlarga tuzlarni ta'sir ettirib ham olish mumkin. Bu usul ancha keng qo'llaniladigan usullardan biridir. Bunda reaksiya oxiriga-

cha borishi uchun hosil bo‘layotgan mahsulotlardan biri cho‘kmaga tushishi kerak:

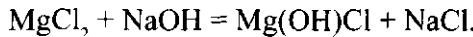
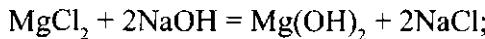


14. Tuzlarning metalmaslar bilan ta’sirlashuvidan:



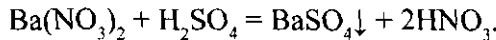
Kimyoviy xossalari. Tuzlar ham o‘ziga hos kimyoviy xossalarga ega.

1. Tuzlar ishqorlar bilan ta’sirlashadi. Bunda yangi tuz va yangi asos yoki asosli tuz hosil bo‘ladi:

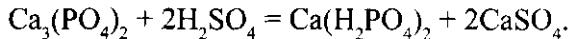


2. Tuzlar kislotalar bilan ta’sirlashadi. Bunda tuz va kislota miqdoriga qarab quyidagicha moddalar hosil bo‘ladi:

a) Yangi kislota va o‘rta tuz hosil bo‘ladi.

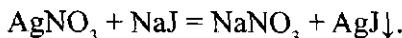


b) Nordon va o‘rta tuz hosil bo‘ladi.

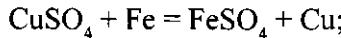


c) Faqat nordon tuz hosil bo‘ladi: $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} = 2\text{NaHS}$.

3. Tuzlar o‘zaro ta’sirlashib yangi tuzlar hosil qilladi. Agar eruvchanligi yomon tuz hosil bo‘lsa, bu almashinuv reaksiyalari oxirigacha boradi:



4. Tuzlar metallar bilan ta’sirlashib yangi tuz va metall hosil bo‘ladi. Metallarning faollik qatorida turgan har bir metall o‘zidan keyin turgan metalni tuzidan siqb chiqaradi. Lekin o‘zidan oldinda turgan metallarni tuzlardan siqb chiqara olmaydi. Magniyidan oldinda turgan metallar (Li, K, Ba, Ca, Na va b.) suv bilan reaksiyaga kirishib ketishi tufayli tuzlardan metallarni siqb chiqarish uchun qo‘llanilmaydi.



5. Ba'zi tuzlar qizdirilganda parchalanadi:



Ishlatilishi. Murakkab moddalar ichida eng ko'p tarqalgan va xalq o'jaligida eng ko'p ishlatiladigan anorganik moddalar tuzlar bo'lib, erdag'i hayotiy jarayonlarning me'yorida sodir bo'lishi uchun ularning iamiyati juda kattadir. Inson organizmi tuz muvozanatini doimo saqlab rishga muhtojdir va organizm umumiy massasiga nisbatan 5,5% turli tuzlari tuzlar shu vazifani bajarib turadi. Masalan, organizmda kalsiy tuzi kamayib ketsa, muvozanatni tiklash uchun kalsiy tutgan mahsulotlarni te'mol qilish xohishi paydo bo'ladi. Yoki turli sabablarga ko'ra organizm z suyuqlik yo'qotadigan bo'lib qolganda, tuz suyuqlik bilan chiqib ketib oladi, shuning uchun bunday holatlarda turli fiziologik tuz eritmalari xiladi. Kalsiy, temir, kaliy, natriy va boshqa ko'plab metallar tutgan tuzlari tibbiyotda turli kasalliklarga qarshi dori vositalari sifatida qo'llanadi.

Azot, fosfor, kaliy, oltingugurt, kalsiy, natriy va mikroelementlar deb o'mlanuvchi metallar guruhini tutgan tuzlar qishloq xo'jaligida o'g'itir, ba'zi zararkunandalarga qarshi kurash vositalari, unuvchanlikni va sildorlikni oshiruvchi, o'stiruvchi vositalar sifatida keng qo'llanadi.

Karbonatlar va silikatlar qurilish ishlarida turli maqsadlarda ishlatiladi.

Natriy xlorid NaCl. Osh tuzi turmushda qanday maqsadlarda ishlatilishini esa hammamiz juda yaxshi bilamiz. Osh tuzi sanoatda xlor, hqor, natriy metali olishda, tibbiyotda fiziologik eritma tayyorlashda hlatiladi.

Kalsiy karbonat CaCO₃. Marmar, ohaktosh sifatida qurilishda hlatiladigan tuz. Qurilish binolarini bezash maqsadida marmardan ig ko'p foydalilaniladi.

Ammoniy nitrat NH₄NO₃. Ammoniyli selitra nomi bilan qishloq xo'jaligida ishlatiladi. Farg'ona azotli o'g'itlar korxonasida sun'iy urzda ishlab chiqariladi.

Sanoatda turli metallar va boshqa tuzlarni olishda ham tuzlardan eng foydalilaniladi. Masalan, temiming sulfidli tuzlaridan cho'yan va o'lat olinadi.



Nazorat uchun savollar

1. Qanday moddalar oksidlar deb ataladi? Misollar keltiring.
2. Oksidlar qanday turlarga bo'linadi?
3. Oksidlar qanday nomlanadi?
4. Oksidlarni olinishi va kimyoviy xossalari misollar asosida tushuntirning.
5. Oksidlarni ishlatalishi haqida ma'lumot bering.
6. Quyidagi oksidlarning qaysi bir suv bilan reaksiyaga kirishadi: Na_2O , CaO , CuO , Fe_2O_3 , SiO_2 , NO_2 ? Tegishli reaksiyalarning tenglamalarini yozing.
7. Quyidagi oksidlarning qaysi bir asoslar (ishqorlar) bilan reaksiya kirishadi:
8. CO_2 , SO_2 , Al_2O_3 , FeO , Cr_2O_3 . Tegishli reaksiyalarning tenglamalari yozing.
9. Qanday moddalar asoslar deb ataladi? Misollar keltiring.
10. Asoslar qanday turlarga bo'linadi?
11. Asoslar qanday nomlanadi?
12. Asoslarni olinishi va kimyoviy xossalari misollar asosida tushuntirning.
13. Asoslarni ishlatalishi haqida ma'lumot bering.
14. Qanday moddalar kislotalar deb ataladi? Misollar keltiring.
15. Kislotalar qanday turlarga bo'linadi?
16. Kislotalar qanday nomlanadi?
17. Kislotalarni olinishi va kimyoviy xossalarni misollar asosida tushuntirin.
18. Kislotalarni ishlatalishi haqida ma'lumot bering.
19. Qanday moddalar tuzlar deb ataladi? Misollar keltiring.
20. Tuzlar qanday turlarga bo'linadi?
21. Tuzlar qanday nomlanadi?
22. Tuzlarni olinishi va kimyoviy xossalarni misollar asosida tushuntirning.
23. Tuzlarni ishlatalishi haqida ma'lumot bering.

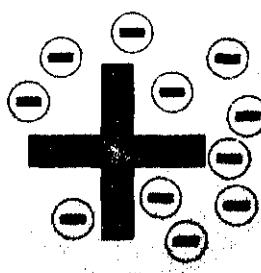
4-MAVZU. ATOM TUZILISHI

Tayanch so‘z va iboralar: *atom yadrosi, proton, elektron, neytron, Tomson modeli, Rezerford tajribasi, a zarracha, atomning planetar modeli, N.Bor nazariyasi, kvant sonlari, izotop, izobar, izoton, Xund va Klechkovskiy qoidalari, davriy sistema, davriy qonun.*

4.1. Atom tuzilishi

Kitobning birinchi bobida ta’kidlanganidek, atomlar va ularning tuzilishi haqida fikr yuritilganda, qadimgi yunon faylasufi Demokritning atom to‘g’risidagi fikrini aytib o’tmasdan iloji yo‘q. Uning fikriga ko‘ra, atomlar materiyaning faqat shakli, kattaligi va holati bilan farqlanadigan bo‘linmas zarralari hisoblangan. U tabiatdagi barcha atomlarni 4 turga ajratgan. Bular yer, suv, havo va olov atomlaridir. XIX asr kimyo fani atomlarning bundan ko‘p turlarining mavjudligini isbotlab berdi. Bu asr oxiridagi uchta buyuk kashfiyot atomning bo‘linmasligi haqidagi afsonaga chek qo‘ydi. Shulardan biri 1890-yili ingliz olimi Stoni tomonidan birinchi elementar zarra bo‘lgan elektron kashf etildi. 1895-yili esa Rentgen tomonidan X-nurlar, ya’ni rentgen nurlari kashf etildi. Bu esa ikkinchi buyuk kashfiyotdir. Buyuk kashfiyotlarning uchinchisi 1896-yilda sodir bo‘ldi. Bekkerel tomonidan radiaktivlik hodisasi kashf etildi. Ana shu uchchala hodisa atomning murakkab sistema ekanligini ko‘rsatib berdi. Shundan kelib chiqqan holda XX asrning boshlariga kelganda ilm fanda atom tuzilishi haqida turli - tuman va fantastik tasavvurlar paydo bo‘ldi. Ular qatoriga quyidagilarni kiritish mumkin. Myunxen universiteti rektori F. Lindeman 1905-yilda “kislород atomi halqa shakliga, oltingugurt atomi esa dumaloq non shakliga ega” degan tasavvurni ilgari surdi. Kelvinning “uyurmaviy

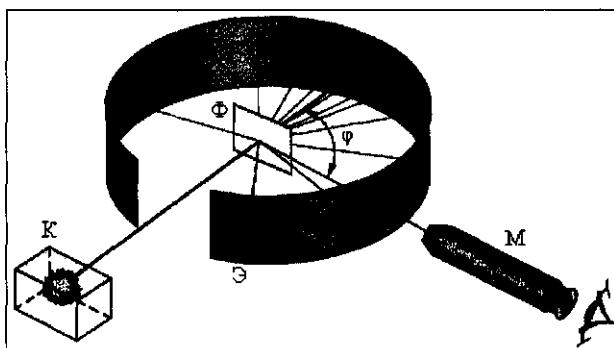
atom” nazariyasi ham davom etdi. Unga binoan, atom chekuvchining og‘zidan chiqayotgan tutun halqlariga o‘xshaydi. Ushbu nazariya haqida Kirxgof shunday degan edi: “Bu shunday go‘zal nazariyaki, u qolgan barcha nazariyalarni yo‘qotadi”. 1903-yilda Tomson atomning shunday bir modelini ishlab chiqdiki, unga muvofiq atom musbat elektr zaryadi bilan bir tekis to‘ldirilgan sferadan iborat bo‘lib ichida elektron joylashgan bo‘ladi (4.1-rasm).



4.1-rasm. Tomson atom modeli

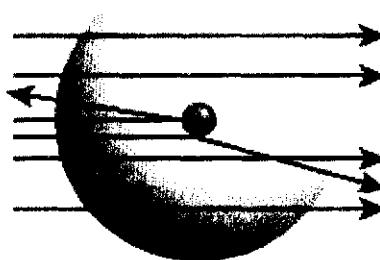
Sferaning yig‘indi musbat zaryadi elektron zaryadiga teng bo‘lganligi uchun atom bir butun holatda neytral sistema hisoblanadi. Bunday atomning massasi esa uning butun hajmi bo‘ylab bir tekis taqsimlangan. Atom, ya’ni, sfera ichida kuchli elektr maydoni yuzaga kelmaydi. Tomson tomonidan taklif etilgan ushbu atom modeli nazariy model edi. 1911-yilda ingliz olimi Ernest Rezerford va u boshchiligidagi guruh o‘z tajribalari asosida Tomson nazariyasining puchligini isbot qildi va planetar nazariyani qaytadan tikladi. Rezerford yupqa plastinkani α zarralar bilan bombardimon qilish bo‘yicha tajribalar o‘tkazdi. α zarralarning sochilishiga qarab esa atom ichida musbat zaryadning va uning massasi taqsimlanishi xarakterini aniqladi. Tajribada radiaktiv modda, masalan radiy bo‘ylamasiga ingichka kanal ochilgan qo‘rg‘oshin silindr K ichiga joylashtirildi. Kanaldan chiqayotgan α – zarralar oqimi tekshirilayotgan materialdan (oltin, mis va hakozo) yasalgan yupqa folga F ga tushadi. Sochilgan α zarralar rux sulfid bilan qoplanigan yarim shaffof E ekranga tushadi. Har bir zarra ekranga kelib uril-

ganda yorug'lik chaqnaydi va bu chaqnashni mikroskop M da kuzatish mumkin. Qurilma havosi so'rib olingan idish ichiga joylashtirilgan (4.2-rasm)



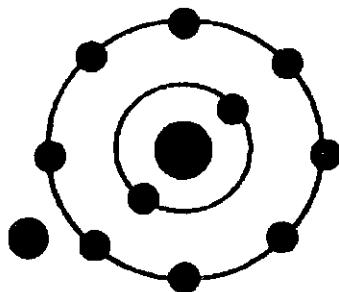
4.2-rasm. Rezerford tajribasi. K—Radiaktiv element (radiy) joylashtirilgan qo'rg'oshinli silindr, E—oltin folga, E—ZnS bilan qoplangan ekran, M—mikroskop.

Asbob ichida vakuum bo'lganida folga bo'lmasa, ekranda α zarralarning ingichka oqimi hosil qiladigan stsintillyatsiyalardan iborat yorug' yo'l hosil bo'ladi. Biroq, dasta yo'liga folga qo'yilganda sochilish tufayli α zarralar ekranda kattaroq yoyilgan doira bo'yicha taqsimlanadi. Eksperimental qurilmani o'zgartirib, Rezerford α zarralarning bir qismi (taxminan yigirma mingdan bittasi) 90 gradusdan katta burchakka og'ishini aniqladi (4.3-rasm).



4.3-rasm. α zarralarning og'ishi

Haqiqatdan, Tomson modeli bo'yicha bu natijani oldindan bilish mumkin emas edi. Bunday taqsimlanganda musbat zaryad α zarrani orqaga irg'itib yuborishi uchun yetarli darajadagi intensiv elektr maydon hosil qila olmaydi. Rezerford tajribalaridan atomning planetar modeli bevosita kelib chiqadi. Markazda atomning deyarli butun massasi yig'ilgan musbat zaryadli yadro joylashgan. Butunicha atom neytraldir. Shuning uchun atomdagi elektronlar soni, yadroning zaryadi singari, elementning davriy sistemadagi tartib raqamiga teng. Ravshanki, elektronlar atomda tinch tura olmaydi, chunki bunda ular yadroga qulab tushgan bo'lar edi. Ular yadro atrofida xuddi quyosh atrofida planetalar aylangani singari harakatlanadi (4.4-rasm).



4.4-rasm. Atomning planetar modeli.

Lekin bu model atomning mavjudlik faktini, uning turg'unligini tushuntirib berishga qodir emas edi.

4.2. Yadro reaksiyalari

Atomning yadrosida protonlar va neytronlarning qayta taqsimlanishi natijasida yangi kimyoviy elementlar hosil bo'lishi bilan boradigan jarayonlar *yadro reaksiyalari*dir.

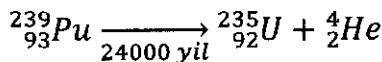
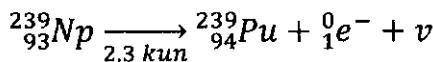
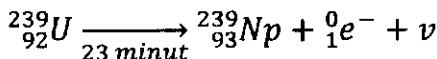
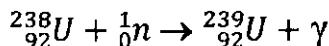
Hozirgi paytda yadro reaksiyalari yordamida davriy jadvaldag'i deyarli har qanday elementning radiaktiv izotoplarini olish mumkin.

Atomning yadrosiga neytronlar, protonlar, deytronlar, α -zarrachalar yoki boshqa element yadrolarini ta'sir etish natijasida yadro reaksiyalari amalga oshiriladi. Yadro reaksiyalari amalga oshishi uchun ta'sir etuvchi zarrachalar juda katta energiya va tezlikka ega bo'lishi kerak. Atomning yadrosi biror bir zarrachani biriktirganda va yangi yadro hosil bo'lganda uning yashash davri 10^{-7} sekund atrofida bo'ladi. Bu yangi yadro o'z navbatida atrofga elementar zarrachalar tarqatib, yangi va yengilroq yadroga aylanishi yoki biror kimyoviy elementni hosil qilishi mumkin.

Yadro reaksiyalari birinchi marta 1919-yilda E. Rezerford tomonidan amalga oshirilgan. $^{14}_{7}\text{N}$ elementini geliy bilan ta'sirlashtirib $^{17}_{8}\text{O}$ elementini sintez qilgan.

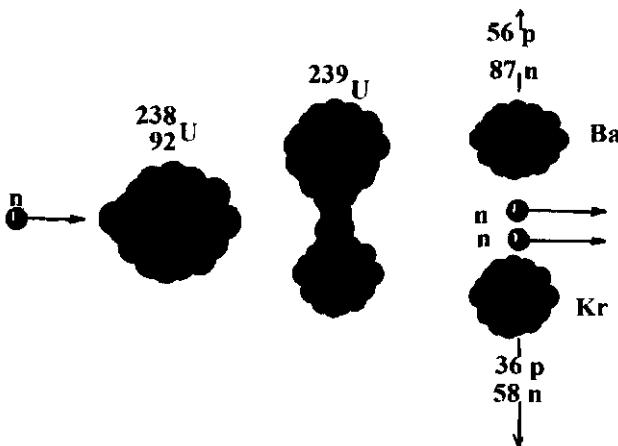


Og'ir metallarning atomlarini juda katta energiyali tez harakat qiluvchi zarrachalar oqimi bilan bombardimon qilish orqali qator yangi elementlar kashf etilgan. Agar uran neytronlar bilan bombardimon qilinganda 93 - element neptuniy hosil bo'ladi. Bu yerda ketme-ket bir necha yadro reaksiyasi sodir bo'ladi.



1939-yilda neytronlar ta'sirida uran yadrosining bo'linish reaksiyasi amalga oshirilgan:

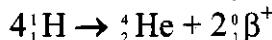




4.5-rasm. Uran yadroasi sekinlashtirilgan neytronlar ta'sirida parchalanishi.

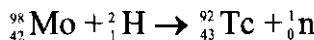
Og'ir yadrolarni o'z-o'zidan ikkiga bo'linishi (ba'zan uch yoki to'rtga) ikki xil yangi yadrolar paydo bo'lismiga olib keladi. Yadrolarning bo'linishi nihoyatda katta energiya chiqishi bilan amalga oshadi. Yuqoridaagi reaksiyada $19,2 \cdot 10^9$ kJ/mol energiya ajraladi bu energiya qiymati 2 million kg yuqori sifatli toshko'mir yonganida chiqadigan energiyaga teng.

Yadro reaksiyalarida bir sarflangan neytrondan ikki yoki uchta yangi neytronlar hosil bo'lib, ular o'z navbatida zanjir reaksiyasini yuzaga kelishiga sababchi bo'ladi. Bunda juda kuchli portlash sodir bo'lib atom bombasining ta'siri ana shu holatga asoslangan. Uran va plutoniyning boshqariladigan yadro reaksiyalarini amalga oshirish asosida yadro reaktorlari ishlaydi. Yangi energiya manbalarini izlash bo'yicha boshqariladigan termoyadro reaksiyalarini ham juda katta amaliy ahamiyatga ega. Termoyadro reaksiyalarini juda yuqori haroratda 10^7 K da boradi. Bu reaksiyada vodorod yadrosidan geliy yadroasi hosil bo'ladi.



Termoyadro reaksiyalarida ham juda katta energiya ajralib chiqadi, uni qiymati 1 g vodorodga nisbatan 644 million kJ/mol qiymatga ega. Bu qiymat yuqori sifatli toshko'mir yonganida chiqadigan energiyadan 15 million marta ko'pdir.

Yadro raeksiyalari asosida olingan birinchi kimyoviy element texnisiy hisoblanadi. Uni olish uchun molibdenga deytronlar ta'sir ettirilgan:



Keyinchalik astat, prometiy va fransiy elementlari ham yadro raeksiyalari asosida olingan.

Hozirda radiaktiv preparatlar ko'p kasalliklarni davolashda va kasallik sabablarini aniqlashda keng qo'llanilmoqda. Radiopreparatlar sifatida ^3_1H , $^{11}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$, $^{15}_8\text{O}$, $^{30}_{15}\text{P}$, $^{32}_{15}\text{P}$, $^{43}_{19}\text{K}$, $^{52}_{26}\text{Fe}$, $^{55}_{26}\text{Fe}$, $^{55}_{27}\text{Co}$, $^{58}_{27}\text{Co}$, $^{58}_{54}\text{I}$, $^{126}_{54}\text{I}$, $^{203}_{80}\text{Hg}$ izotoplari keng ko'lamda ishlatiladi.

4.3. Bor postulatlari. Izotoplar

Atom tuzilishining ajoyib bosqichlaridan biri – 1913-yilda Daniya olimi Nils Bor taklif qilgan *vodorod atomining tuzilishi* nazariyasini 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 vaqtida).

Elektron uzoq orbitadan yaqin orbitaga o'tganda atom elektronnegativiteti 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 orbitalalar 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:

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

formulada: E_1 va E_2 – dastlabki va oxirgi holatlar energiyalari; h – Plank doimiysi, $6,624 \cdot 10^{-34}$ joul/sek; ν – nurning 1 sekunddagи tebranishlar soni (chastotasi):

$$\nu = c/\lambda$$

bu yerda: c – yorug'lik tezligi; λ – yorug'likning to'lqin uzunligi.

Izotop, izobar va izotonlar. Olimlar ko'pgina elementlar bir xil atomlardan emas, balki turli massaga ega bo'lgan atomlar aralashmasidan tuzilganligini aniqlaydilar.

Atomlar turli-tuman, ular bir-biridan yadro zaryadlari (protonlar soni) va massalari bilan farq qiladi. Shunday atomlar borki, ularning yadro zaryadlari bir xil, ammo atom massasi jihatidan farq qiladi. Yadro zaryadlari bir xil bo'lib, atom massalari bilan bir-biridan farq qiladigan atomlar turiga **izotoplар** deyiladi (izo - bir, top - joy so'zlaridan kelib chiqqan, chunki ayni elementning barcha izotoplari davriy sistemada birgina kataknini egallaydi). Izotoplар soni turli elementlarda turlicha bo'ladi. Masalan, qalay elementini 10 ta tabiiy izotopi ma'lum, ksenonni ki 9 ta, simobniki 7 ta, kislород, uglerod va vodorodda 3 tadan, fтор esa faqat 1 ta tabiiy izotopdan iborat. Masalan:

Uglerod; $^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$;

Kislород; $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$;

Vodorod. ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H .

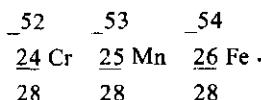
Izotopiya hodisasi deyarli hamma elementlarda uchraydi. Ko'pchilik elementlar o'zlarining bir necha izotoplari aralashmasidan iborat. Masalan, tabiiy qo'rg'oshin atom massalari 206, 207 va 208 hamda yadro zaryadlari 82 ga teng bo'lgan uchta izotopi mavjud. Bu aralashmadagi atom massalarining o'rtacha qiymati 207,21 ni tashkil qiladi.

Izotoplар kashf etilgandan keyin kimyoviy element tushunchasiga quyidagicha ta'rif berildi: *yadrolarining zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir*. Demak, kimyoviy element tushunchasini ta'riflashda yadro zaryadi asos qilib olinadi. Hozirda 118 ta elementning 250 dan ortiq izotopi ma'lum (radiaktiv izotoplар bular jumlasiga kirmaydi).

Shuningdek, yadro zaryadlari har xil, massalari bir xil bo'lgan atomlar ham mavjud. Atom massalari bir-biriga teng, lekin yadro zaryadlari turlicha bo'lgan atomlar *izobarlar* deyiladi.

Masalan: $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$

Shuningdek, *izotonlar* deb ataluvchi tarkibida neytronlar soni teng bo'lgan zarrachalar ham mavjud. Neytronlar sonini aniqlashda element atom massasidan uning yadro zaryadi qiymati ayiriladi. Masalan xrom, marganes va temir elementlaridagi neytronlar soni bir xil bo'lib, ular o'zaro izotonlardir.



4.4. Radiaktivlik. Tabiiy va sun'iy radiaktivlik

Atom yadrosining murakkab strukturaviy tuzilishiga ega ekanligini tasdiqlovchi yana bir hodisa radiaktivlikdir.

Radiaktivlikning asosiy xususiyati - bir elementning tashqi ta'sirsiz o'z-o'zidan yemirilib, mustaqil boshqa elementga aylanishidir.

Elementar zarrachalar yoki yadrolarni tarqatish jarayoni natijasida bir elementning beqaror izotopining boshqa element izotopiga o'z-o'zidan aylanishiga *radiaktivlik* deb ataladi.

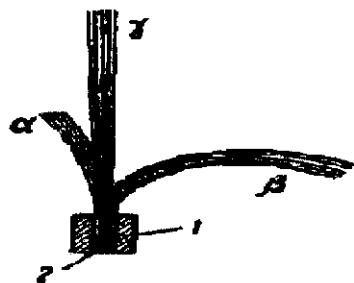
Birinchi marta 1896 yilda fransuz fizigi A. Bekkerel uran va uran birikmalarining ko'zga ko'rinnmas nurlar chiqarishini va bu nurlar odatdagи nurlarni o'tkazmaydigan qora qog'ozlardan o'tib, fotoplastinkalarga ta'sir etishini topdi. Keyinchalik Mariya va Pier Kyurilar nafaqat uran, balki og'ir elementlar toriy $^{234}_{90}\text{Th}$ va aktiniy $^{227}_{89}\text{Ac}$ larni uranga o'xshash nurlanishini kashf etdilar. Ular uran rudasi

tarkibida urandan ko'ra bir necha bor kuchli faolroq nurlanishga ega bo'lgan yangi elementlar borligini aniqlab ajratib oldilar. Ulardan biri radiy $^{226}_{88}Ra$ nurga faol, ikkinchisini paloniy $^{210}_{84}Po$ deb ataldi.

Uran va ba'zi boshqa og'ir elementlarning yemirilishi kashf etilganidan so'ng oradan ko'p vaqt o'tmay, bu yemirilishlarda yuzaga keladigan nurlanishlarning murakkabligi, ularning tarkibida alfa, beta, gamma - nurlar deb ataluvchi elementlar zarralar va hatto yengil va o'rta yadrolar borligi aniqlandi.

Tajribalar ko'rsatishicha, radiaktiv nurlanishning g'alati xususiyatlari quyidagilardan iborat. U fotoplastinkani qoraytiradi, ba'zi moddalarida lyumenestsentsiya hosil qiladi, yuqori o'tuvchan biologik faol va ionlashtirish qobiliyatiga egadir. Radiaktiv nurlanishning yuqoridagi aytilgan hossalariga hech qanday fizikaviy-kimyoviy kuchlar ta'sir etmaydi, ya'ni nurlanish intensivligi bosim va temperaturaga radiaktiv elementlarni qanday modda bilan va qay miqdorda birikma hosil qilganligiga bog'liq emas.

Radiaktiv nurlanish murakkab tarkibiy qismga ega bo'lib, u magnit maydonida uchta guruhga ajraladi. Tajribada radiaktiv modda (2) qo'rg'oshin qutining (1) tubiga joylashtirilgan bo'lib, tor tirkishdan chiqayotgan radiaktiv nurlanishga kuchli magnit maydon ta'sir qiladi. Butun qurilma vakuumga joylashtirilgan holatda bo'ladi (4.6-rasm).



4.6-rasm. Radiaktiv nurlanish turlarini aniqlashga doir sxema

Radiaktiv moddani kuchli magnit maydoniga joylashtirib o'tkazilgan tajribalarda ajralib chiqayotgan nurlarning bir guruhi chap tomoniga og'ganini isbotladi. Bu musbat elektr zaryadli zarralar oqimi bo'lib, bunday zarralar alfa (α) zarralar deb ataladi. α -zarralar bir xilda og'adi, shuning uchun ularning energiyasi ham bir xilda bo'ladi, deyish mum-

kin. Boshqa guruh nurlar esa, o'ng tomonga og'adi. Bu manfiy zaryadlangan zarralar bo'lib, ularning dastalari bir-biridan ancha farq qiladi, demak, mazkur zarralar turli xil energiyada tarqalishar ekan. Ularni beta (β) zarralar deb ataladi. Tekshirishlar bu nurlarning elektronlar oqimi ekanligini ko'rsatadi. Uchib chiqayotgan elektronlar xilma-xil tezlikka ega bo'lib, tezliklarining qiymati 10^9 sm/s tartibida bo'ladi. Yuqoridagi mulohazalardan ko'rinish turibdiki, beta - zarralar eng tez elektronlar ekan.

Nihoyat, magnit maydonda mutlaqo og'may o'tadigan uchinchi guruh nurlar gamma nurlar deb ataladi. Magnit maydonda o'zaro ta'sirning mavjud bo'lmasligi gamma nurlar yo elektr zaryadisiz zarralar oqimi, yo sof to'lqin hodisasi - elektromagnit nurlanishdan iboratligini anglatadi. Keyinchalik, gamma nurlarning yorug'lik to'lqinlariga o'xshab interferentsiya va difraktsiya hosil qilishligi tajribalar yordamida bevosita ko'rsatib berildi. Bu hol gamma nurlarning tabiatini rentgen nurlariga o'xshash bo'lgan elektromagnit to'lqinlardan iboratligini ko'rsatadi. Gamma nurlarning rentgen nurlaridan asosiy farqi ularning to'lqin uzunligi rentgen nurlarining to'lqin uzunligiga qara-ganda qisqaroq bo'lishidir. Lekin yuqorida zikr etilgan nurlar o'tasidagi asosiy farq ularni yuzaga keltiruvchi manbalarning turliligidadir. Yadrodan tashqarida vujudga keladigan nurlarni *rentgen nurlari* deb ham ataladi. Gamma - nurlar yadrodan chiqadi. Gamma-nurlarni radiaktiv yemirilishning ikkinchi darajali mahsuli deb hisoblash mumkin. Ular ko'pincha alfa yoki beta zarralar bilan birga chiqadi. Natijada radiaktiv element o'zgaradi.

Radiaktivlikning tabiiy va sun'iy turlari mavjud bo'lib, aslini olganda radiaktivlikning bu ikki turi orasida xech qanday keskin farq yo'q. Faqat birinchi holda nostabil tabiiy izotoplarning radiaktiv nurlanishi, ikkinchisida yadro reaksiyalarida vujudga kelgan izotoplarning nurlanishi nazarda tutiladi.

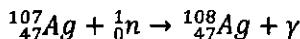
Elementlarning tabiiy izotoplarning radiaktivligi *tabiiy radiaktivlik* deyiladi. Radiaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda xar xil tezlik bilan boradi. Radiaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi. Vaqt birligida yemirilgan atomlar soni element miqdoriga proporsionaldir. Bu qonun radiaktiv yemirilish qonunidir. Olingan miqdorning yarmi yemirilishi uchun ketgan vaqt

izotopning yarim yemirilish davri deb ataladi. Radiaktiv elementlarning yarim yemirilish davri g‘oyat xilma-xil bo‘ladi, ya’ni ba‘zi elementlarning yarim yemirilish davri milliard yillarga teng bo‘lsa, ba‘zilari nikni sekundning kichik ulushlariga teng bo‘lishi mumkin. Masalan, radonning yarim yemirilish davri 2,85 sutkaga, radiyniki 1620-yilga, uranni ki esa 4,5 milliard yilga teng.

Atom yadrolarining katta tezlik bilan harakatlanayotgan elementlar zarralar yoki boshqa atomlarning yadrolari tasirida bo‘ladigan aylanish jarayoni *yadro reaksiyasi* deb ataladi.

Yadro reaksiyalari vositasida olinadigan izotoplarning radiaktivligi sun’iy radiaktivlik deyiladi.

Sun’iy radiaktivlik hodisasini 1934-yilda fiziklar Iren va Frederik Jolio-Kyurilar kashf qilishgan. Ular yadrolarning parchalanishini o‘rganish jarayonida ko‘p hollarda parchalanish mahsulotlari radiaktiv xossaga ega ekanligini aniqlaganlar. Yadro reaksiyalari natijasida hosil bo‘ladigan radiaktiv moddalar sun’iy radiaktiv moddalar deb, hodisa esa sun’iy radiaktivlik deb ataladi. Sun’iy radiaktiv moddalar turli yadro reaksiyalarda hosil bo‘lishi mumkin. Masalan, kumushning $^{107}_{47}Ag$ barqaror izotopini neytronlar bilan bombardimon qilinganda uning yarim yemirilish davri T=2,3 minut bo‘lgan $^{108}_{47}Ag$ radiaktiv izotopi hosil bo‘ladi va γ -nurlar ajralib chiqadi:



4.5. Kvant sonlari va ularning fizik ma’nosisi, elektron bulutlar formasi

Atom tuzilishini o‘rganish elektronning ikki xil tabiatи borligini ko‘rsatdi. Unda zarracha xususiyati ham, to‘lqin xususiyati ham mavjud ekanligi aniqlandi. Atom tuzilishining kvant (to‘lqin) mexanikasiga asoslangan hozirgi zamon nazariyasini elektronning atomdagи holati juda murakkab ekanligini ko‘rsatdi. Elektron atomning butun hajmi bo‘ylab harakatlanadi va atom yadrosi atrofidagi fazoning istalgan qismida bo‘la oladi. Elektronning atomdagи holatini belgilaydigan kattalik uning energiyasidir. Elektron energiyasining kattaligi butun sonlar bilan ifodalanib, n = 1, 2, 3, 4, 5 va hokazo sonlar (to cheksizlikga

jadar) bo'lishi mumkin. Bu sonlar **kvant sonlar** deb ataladi. Horzirgi aqtda elektron holatini to'rtta kvant son bilan belgilash qabul qilingan o'lib bular bosh kvant soni, orbital kvant soni, magnit kvant soni va pin kvant sonlaridir.

Bosh kvant son – n. Bosh kvant soni elektronning energiyasini elgilaydi, elektronning atom yadrosidan qanday uzoqlikda, ya'ni janday orbitada joylashganini ko'rsatadi. $n=1,2,3\dots\infty$ bo'lishi mumkin. Davriy sistemada n – element joylashgan davrning raqamiga mos teladi. Bosh kvant soni qiymati oshib borishi bilan elektronlarning energiyasi oshib boradi: $n=1$ da E_1 ; $n=2$ da $E_2 \dots n=\infty$. Har bir elektron jihatidagi elektron soni bosh kvant soni qiymati bilan bog'liq. Bu og'liqlik Pauli formulasi bilan ifodalanadi: $N(e)=2n^2$. Shunga ko'ra, qavatda $2 \cdot 1^2 = 2$ ta, 2 qavatda $2 \cdot 2^2 = 8$ ta 3 qavatda esa $2 \cdot 3^2 = 18$ ta va okazo elektronlar joylashadi.

Orbital kvant son – l. Elektronning yadro atrofida harakat o'rinishini (izini) ifodalash uchun orbital kvant soni – l qabul qilingan. Orbital kvant sonining qiymati 0 dan boshlanib bosh kvant sondan bir iyomat kam qabul qiladi va quyidagicha ifodalanadi: $l=n-1$.

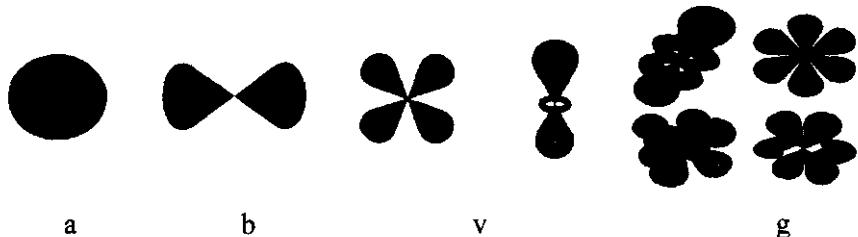
$$n = 1; 2; 3; 4; \dots$$

$$l = 0; 1; 2; 3 \dots$$

Orbital kvant soni elektron orbital harakati miqdorining momentini fodalaydi:

$$M = h\sqrt{l(l+1)}$$

l – ning har bir qiymatiga elektron bulutining ma'lum bir ko'rinishi mos keladi va bo'larni elektron orbitallar deyiladi. Bu orbitallarni o'tincha s, p, d, f harflari bilan belgilanadi. Atom orbitallari energiyasi, 'lchami, shakli va yadroga nisbatan joylashishi bilan bir-biridan farq iladi. Kvant-mexanik hisoblar bo'yicha s – orbitallar shar shaklida, p – orbitallar gantel shaklida, d – orbitallar ular xarakterlaydigan kvant onlarga bog'liq ravishda turli xil shakllarda va f – orbitallar to'rt turdag'i hakllarga ega bo'ladi (4.7-rasm)



4.7-rasm. Elektron orbitalari shakllari: a) s – orbital, b) p – orbital, c) d – orbital, e) f – orbital.

Umuman, n , l va unga mos keluvchi orbitallarni quyidagicha tasvirlash mumkin.

Bosh kvant soni, n	Orbital kvant soni, l	Orbitalning belgisi
1	0	1s
2	0, 1	1s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d

Magnit kvant soni – m_s . Bu kvant soni elektron orbitallarning (bulutlarining) biror aniq (masalan fazoning z-o‘qi) yo‘nalishiga nisbatan proeksiyalari sonini yoki elektron bulutining fazoda qanday joylashganligini ko‘rsatadi. Magnit kvant soni orbital kvant sonining $-l$ dan to $+l$ gacha qiymatlarini qabul qiladi. Boshqacharoq aytganda magnit kvant soni har bir energetik pog‘onadagi elektron orbitallarga to‘g‘ri keluvchi energetik yacheykalar sonini bildiradi. Har bir elektron qavatdagi yacheykalar soni shu elektron qavatga tegishli bosh kvant sonining kvadratiga n^2 ga teng. Masalan: 1-qavatda nechta energetik yacheyka bo‘lishini hisoblaylik: ($n=1$) bo‘lgani uchun $1^2 = 1$ bo‘ladi, ya’ni birinchi qavatda faqat 1 ta yacheyka bo‘lib, unda ko‘pi bilan 2 ta elektron joylashishi mumkin. Ikkinci elektron qavatda ($n=2$) $2^2 = 4$ ta energetik yacheyka bo‘lib, ulardan 1 tasi s, 3 tasi p (p_x , p_y , p_z) yacheykalardir.

Spin kvant soni – m_s . Elektron yadro atrofida aylanib yuradi, shu bilan bir vaqtida elektron o‘z o‘qi atrofida ham aylanma harakatda bo‘ladi. Elektronning o‘z o‘qi atrofida qaysi tomoniga (soat millari yo‘nalishi bo‘yicha yoki soat millari yo‘nalishiga teskari) harakatla-

nishini ko'rsatuvchi kattalik spin kvant soni deyiladi. Agar elektron o'z o'qi atrofida soat millari yo'nalishi bo'ylab harakatlansa, uning spin kvant soni $m_s = +1/2$, agar teskari yo'nalishda bo'lsa $m_s = -1/2$ ga teng bo'ladi. Ko'pchilik hollarda elektronlarni ularning spinlar orqali ham belgilanadi. Agar elektronning spin kvant soni $+1/2$ ga teng bo'lsa, uni (\uparrow) holda belgilab, to'g'ri spinli elektron deyiladi. Agar $-1/2$ ga teng bo'lsa, (\downarrow) holda belgilanib, uni teskari spinli elektron deyiladi. Elektronlar bir yachevkada joylashganda o'z spinlarini juflashtirgan holda joylashadilar. Bunday elektronlar justlashgan spinli ($\uparrow\downarrow$) elektronlar deyiladi. Agar elektronlarning spinlari (\uparrow) yoki (\downarrow) holda bo'lsa bular toq spinli elektronlar deyiladi, odatda toq spinli elektronlar boshqa-boshqa elektron yacheykalarda joylashadilar.

4.6. Pauli prinsipi. Gund va Klechkovskiy qoidalari

Elektronlarning energetik pog'ona va orbitallar bo'ylab joylanishi elementning *elektron konfiguratsiyasi* deb ataladi. Atomda elektronlarni pog'onachalarga taqsimlashda quyidagi uch qoida nazarda tutiladi.

Puli prinsipi. O'ta kichik o'lchamga ega bo'lgan, bevosita ko'z bilan bilan ko'rib bo'lmaydigan, unda sodir bo'ladigan jarayonlarni makroskopik massthabga ega bo'lgan qurilma – asboblar yordamidagini ko'ra olish, o'rgana olish imkoniyatiga ega bo'lgan va mikrodunyo deb ataluvchi atomlar dunyosining ichki tuzilishi benihoya murakkab ekanligi bizga ayondir. Har holda mikroskopik asboblar yordamida mikrodunyo jarayonlari to'g'risida ma'lum bir axborotlar olib turilgan. Bunday jarayonlardan biri tashqi elektr maydoniga kiritilgan yoki issiqlik berish yo'li bilan uyg'otilgan atomlarning nurlanishini misol tariqasida qarash mumkin. Bunday nurlanish albatta atomning aniq bir xossasini o'rganish atom ichki tuzilishi to'g'risida ma'lum bir ma'lumot olish mumkin bo'ladi. Shunday qilib, turli atomlar nurlanishning optik spektrlarini o'rganish va ularni tabaqalash muhim ahamiyat kasb etgan. Bunday o'rganishlar asta-sekinlik bilan bu spektrlar xarakteridagi ayrim umumiyy va empirik qonuniyatlarni aniqlash imkoniyatlarini bergen. Avvalo ayrim elementlarga yoki turli elementlarga tegishli spektrlar turkumlari mavjudligi aniqlangan.

Yuqorida ta'kidlanganidek, atomdagi elektronlarning murakkab harakatlarini to'rtta kvant soni (bosh kvant soni, orbital kvant soni, magnit kvant soni va spin kvant soni) bilan tavsiflash mumkin. Ammo bu kvant sonlari elektronlarning atomda qanday taqsimlanganligi to'g'risida mukammal tasavvur bera olmaydi, chunki elektronlar atomda o'zaro har qanday sonda guruhanishi mumkin.

Nazariyotchi fizik Wolfgang Ernst Pauli 1925-yilda elementlarning spektrlari tahliliga asoslanib va shu elementlarning davriy sistemada joylanishini nazarda tutib, kvant sonlarining real borliqqa to'g'ri keladigan guruhlarini tanlab olishga imkon beruvchi umumiy prinsipni topdi. Ushbu prinsipga ko'ra, *bir atomda to'rttala kvant sonining qiymati mos ravishda bir xil bo'lgan ikkita elektron bo'lishi mumkin emas*. Agar bir atomda n , l va m kvant sonlarining qiymati bir-birinikiga teng ikkita elektron bo'lsa, ular to'rtinchi spin kvant son m_s spinlari qarama-qarshi yo'nalishga ega bo'lishi bilan farq qiladi. Masalan, kvant soni 1 bo'lgan birinchi energetik darajada ($n=1$; $l=0$; $m=0$) o'z spinlari bilan bir-biridan farq qiladigan faqat 2 ta elektron bo'la oladi.

Kvant soni 2 bo'lgan ikkinchi energetik darajada, ya'ni s-orbitada ($l=0$; $m=0$) spinlari qarama-qarshi bo'lgan ikkita elektron va p holatlarida, ya'ni p-orbitalarda ($l=1$, $m=-1, 0, +1$) har qaysisida ikkitadan elektron bo'ladi. Shunday qilib, ikkinchi energetik darajada hammasi bo'lib, 8 ta elektron bo'la oladi.

Bosh kvant soni $n=3$ bo'lгanda yordamchi (orbital) kvant soni (l) ning qiymatlari 0, 1 va 2 (s, p va d) bo'lishi mumkin, yordamchi kvant sonining bu qiymatlariga m ning quyidagi qiymatlari muvofiq keladi:

$$l=0 \text{ bo'lгanda}$$

$$m=0$$

$$l=1$$

$$m=-1, 0, +1$$

$$l=2$$

$$m=-2, -1, 0, +1, +2$$

m ning har qaysi vaziyatida ikkitadan elektron bo'lганligi uchun, $n=3$ ga muvofiq keladigan uchinchi energetik darajada hammasi bo'lib 18 ta elektron joylanishi mumkin.

To'rtinchi energetik darajada ($n=4$) ko'pi bilan 32 ta elektron bo'lishini xuddi yuqoridagi usul bilan hisoblab chiqish qiyin emas

(4.1-jadval). Ayni energetik daraja (n) da bo‘lishi mumkin bo‘lgan elektronlarning eng ko‘p soni N , Pauli prinsipiga muvofiq, quyidagi formula $N = 2n^2$ bilan aniqlanadi.

4.1-jadval
Bosh kvant soni, orbitallarning turi va soni hamda pog‘onacha va pog‘onalardagi elektronlarning maksimal soni

Energetik pog‘ona, n	Pog‘ona-chalar soni (n ga teng)	Orbitallar	Orbitallar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			pog‘onachada	pog‘onada n^2 ga teng	pog‘onachada	pog‘onada n^2 ga teng
K (n=1)	1	$1s$	1	1	2	2
L (n=2)	2	$2s$ $2p$	1 3	4	2 6	8
M (n=3)	3	$3s$ $3p$ $3d$	1 3 5	9	2 6 10	18
N (n=4)	4	$4s$ $4p$ $4d$ $4f$	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

Klechkovskiy qoidalari. Har qaysi elektron minimal energiyaga muvofiq keladigan holatni olishga intiladi (energiyaning afzallik qoidasi). Buni Klechkovskiy taklif qilgan quyidagi qoida asosida tushuntirish mumkin. Bu qoida ikki qismdan iborat:

a) atomlarda elektronlarning orbitallar bo‘yicha taqsimlanishida har ikki holat uchun $n+l$ yig‘indisi kichik bo‘lsa, shu holatda energiya kichik qiymatga ega bo‘ladi, natijada shu orbital elektronlar bilan to‘ladi (n – bosh kvant soni, l – orbital kvant sonlari);

b) agar bu ikkala holat uchun $(n+l)$ yig‘indi qiymat jihatidan teng bo‘lsa, u holda n -qiymati kichik bo‘lgan orbital elektronlar bilan to‘ladi.

Bu qoidalarni quyida keltirilgan ma’lumotlar asosida tushuntirish mumkin:

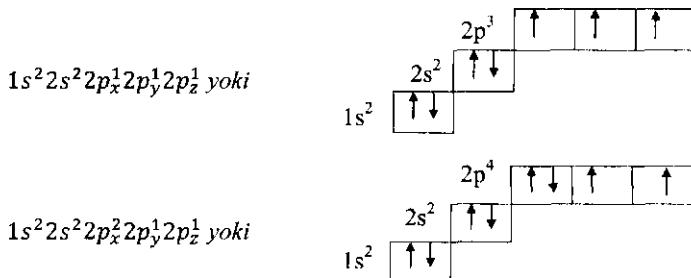
n	1	2	3	4
l	0	0, 1	0, 1, 2	0, 1, 2, 3
$n+l$	1	2, 3	3, 4, 5	4, 5, 6, 7
orbitallar	$1s$	$2s\ 2p$	$3s\ 3p\ 3d$	$4s\ 4p\ 4d\ 4f$

Jadvaldagagi yig‘indi qiymatlariga asoslanib atomda elektronlarni quyidagi tartibda taqsimlash mumkin:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p \dots$$

Demak, birinchi navbatda $1s$ orbitali, keyin $2s$ orbitali, keyin $2p$, $3s$ va hokazo orbitalllar elektronlar bilan to‘lib boradi.

Gund qoidasi. Energiyalari bir xil bo‘lgan orbitallarda elektronlar shunday tartibda joylashadiki, natijada spinlar yig‘indisi maksimal qiymatga ega bo‘ladi. Buning sababi shundaki, manfiy zaryadli elektronlar bir-biridan qochadi, imkonni bo‘lsa, turli yacheykalarini band qilishga intiladi. Gund qoidasi nazarga olinganida uglerod (1), azot (2), kislorod (3) atomlarining elektron konfiguratsiyalari quyidagicha tavsiflanadi:



Yuqoridagi elektron konfiguratsiyalarda $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ simvollari bilan $2p$ -orbitalning fazoda x, y, z o‘qlaridagi yo‘nalishi ko‘rsatilgan. Elektronlarning Pauli prinsipi, Klechkovskiy va Gund qoidalariga muvofiq atomlardagi orbitallar bo‘yicha to‘lib borishiga qarab, hamma elementlar to‘rtta s , p , d , f oilaga bo‘linadi.

s – oilaga I va II guruhning asosiy guruhcha elementlari, shuningdek, vodorod va geliy kiradi. Ya’ni tashqi elektron qavatida bitta yoki 2 ta s elektronlar bo‘lgan elementlar s – elementlar deb ataladi.

p – oilaga III-VIII guruhlarning asosiy guruhcha elementlari kiradi. Demak, tashqi qavatining p-orbitalida 1 tadan 6 tagacha p elektronlari bo‘lgan, ya’ni p^1-p^6 bo‘lgan elementlar p-elementlar deb ataladi.

d – oilaga davriy sistemadagi lantanoid va aktinoidlardan tashqa-ri barcha qo‘srimcha guruh elementlari, ya’ni tashqi qavatdan bitta

oldingi energetik d orbitalida 1 tadan 10 tagacha d-elektronlar bo‘lgan d^l-d^{10} elementlar kiradi.

f – oilani lantanoidlar va aktinoidlar tashkil qiladi, ular atomlari ning tashqaridan 2 ta oldingi f orbitalida 1 tadan 14 tagacha f – elektronlar, ya’ni f^1-f^4 elektronlar bo‘ladi.



Nazorat uchun savollar

1. Atom qanday zarralardan tarkib topgan?
2. Bor nazariyasi va uning postulatlari tushuntirib bering.
3. Izotop va izobarlar nima?
4. Izoton nima?
5. Bosh kvant son va orbital kvant son nimani ifodalaydi?
6. Spin kvant son va magnit kvant son nimani ifodalaydi?
7. Pauli prinsipini tushuntiring.
8. Gund va Klechkovskiy qoidalarini izohlang
9. Bir elektron pog'onadagi pog'onachalar sonini qanday aniqlash mumkin?

2-MODUL. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVİY ELEMENTLAR DAVRIY SİSTEMASI VA DAVRIY QONUNI KIMYOVİY BOĞ'LANİSHLAR

5-MAVZU. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVİY ELEMENTLAR DAVRIY SİTEMASI VA DAVRIY QONUNI

Tayanch so‘z va iboralar: *davriy sistema, davriy qonun, elementlarning atom massalari, yadro zaryadi, katta davr, kichik davr, guruhlar, metallar, metalmaslar, galogenlar, ishqoriy metallar, ishqoriy-yer metallari.*

5.1. Kimyoviy elementlar davriy sistemasi

XIX asr boshlarida elementlarni alohida sinflarga ajratish mumkin emas edi. Chunki ularning soni juda ham kam bo‘lganligi bilan bir qatorda atom massasi, fizik va kimyoviy xossalaringin ma’lum qonuniyat asosida o‘zgarishi hali to‘liq o‘rganilmagan edi. Ilmiy izlanishlar natijasida yangidan-yangi elementlar kashf etilishi bilan bir qatorda ularning xossalari, atomlarining tuzilishi o‘rganib borildi, ba’zi elementlarning avvaldan ma’lum bo‘lgan tabiiy guruhlariiga o‘xshash elementlar guruhlari aniqlana bordi. Elementlar va ularning birikmalari haqida to‘plangan ma’lumotlar kimyogarlar oldida barcha elementlarni sinflarga ajratish vazifasini qo‘ydi. A.Lauaze (1789-yil), Bertsellius (1812-yil), Debereyner (1817-yil), Gmelin (1843-yil), Pettenkofer (1850-yil), Dyuma (1850-yil), De-Shankurtua (1862-yil), Nyulends (1863-yil), Meer (1869-yil) va boshqa olimlar elementlarni sinflarga ajratishga urinib ko‘rdilar. Ammo xech kim elementlar orasida mavjud bo‘lgan o‘zaro uzviy bog‘lanish borligini aniq ko‘rsata olmadи. Jumladan, J. Nyulends 1863 yilda elementlarni atom og‘irliklari orbit borishi tartibida ketma-ket joylashtirib, har qanday elementdan

hisoblaganda sakkizinchi element birinchi elementning xossalarini, musiqadagi sakkizinchi notaga o'xhash, ma'lum darajada takrorlashini topdi. Nyulends bu qonuniyatni "Oktavalar qonuni" deb atadi va unga asoslanib, o'ziga ma'lum elementlarni guruh (sakkizlik) larga bo'lishga urinib ko'rdi. 1864-yilda L. Meyer kimyoviy elementlarni valentliklariga qarab oltita guruhga bo'ldi va elementlarni kimyoviy o'xhashliklari asosida guruhga bo'lishdan nariga o'tilmadi.

Kimyoviy elementlarni yagona sistemaga keltirish masalasi ni faqatgina D.I.Mendeleyev muvaffaqiyatli hal qildi. U 1869-yilda davriy qonunni kashf etdi va shu asosda kimyoviy elementlar davriy sistemasini yaratdi. D.I.Mendeleyev o'zi yaratgan davriy qonunni quyidagicha ta'rifladi: *oddiy moddalarning (elementlarning) xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlarning atom massalarining ortib borishiga davriy ravishda bog'liqidir.*



Dmitrii Ivanovich
Mendeleyev
(1834-1907)

Atom tuzilishini mukammal o'rganilishi natijasida davriy qonunning mohiyati yaqqol namoyon bo'ldi, elementlarning xossalari davriy ravishda o'zgarishini talqin qilishga, ularning davriy sistemada joylanishi bilan kimyoviy xossalari orasida ma'lum bog'lanish borligini aniqlashga imkoniyat yaratildi. D.I.Mendeleyev davriy sistemasida bir elementdan ikkinchi elementga o'tilgan sari atom yadrosining musbat zaryadi va elektron soni ortib boradi. Bu o'z navbatida kimyoviy elementlarning xossalari o'zgarishiga olib keladi. Demak, elementning tartib raqami shunchaki bir raqam bo'lmasdan,

balki uning atom yadrosining musbat zaryadini va elektronlar sonini bildiradi. Shunga ko'ra, hozirgi vaqtida davriy qonun quyidagicha ta'riflanadi: "*Elementlarning xossalari, hamda ular hosil qilgan oddiy va murakkab moddalarning xossalari elementlarning atom yadrolari zaryadlarini ortib borishiga davriy ravishda bog'liqidir*".

5.2. Davriy sistemaning tuzilishi

Elementlar davriy sistemasi davriy qonunning grafik ifodasıdır. Bu sistema davr va guruhlarga bo‘linadi.

Hozir davriy sistemada 118 ta element bo‘lib, ular yetti a davr, o‘nta qator va sakkizta guruhga joylashtirilgan. Davrlarning har biri katta va kichik davrlarga bo‘linadi. I, II, III davrlarning har biri faqat bir qator dan tuzilgan bo‘lib, ular kichik davrlar, IV, V, VI va VII davrlarning har biri ikki qatordan tuzilgan bo‘lib, ular katta davrlar hisoblanadi. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy metallar bilan boshlanib inert gazlar bilan tugaydi.

Har qaysi davrda elementlar atom massasining ortib borishi bilan (chapdan o‘ngga siljigan sari) elementlarning kimyoviy xossalari as ta-sekin o‘zgarib boradi: metallik xususiyati susayib, metalmaslik xususiyati kuchayadi.

Kimyoviy elementlar davriy sistemasida sakizta guruh bo‘lib, har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo‘linadi. Tipik elementlar bilan boshlanuvchi guruhchalar asosiy (bosh) guruhcha nomi bilan yuritiladi. Katta davrlarning toq qatori elementlari bilan boshlanuvchi guruhchalar qo‘sishimcha (yonaki) guruhcha deb yuritiladi.

Davriy sistemada tipik metall va metalmaslar tegishlicha I va VII guruhlarning asosiy guruhchalarida joylashgan, qolgan hamma elementlar ulardagi metallik yoki metalmaslik xossasi kuchligiga qarab, shartli ravishda, metall yoki metalmaslar jumlasiga kiritiladi.

Davriy sistemada elementlar o‘rtasidagi o‘xhashlik uch yo‘nalishda namoyon bo‘ladi.

1. Gorizontal yo‘nalishda: bu o‘xhashlik – katta davr elementlari, lantanoid va aktinoidlar turkumiga kirgan elementlarda uchraydi. Masalan, misning bazi xossalari nikelnikiga o‘xshaydi.

2. Vertikal yo‘nalishda: davriy sistemaning vertikal ravishda joylashgan elementlari o‘zaro bir - biriga o‘xshaydi.

3. Diagonal yo‘nalishda: davriy sistemada o‘zaro diagonal joylash gan ba’zi elementlar o‘zaro o‘xhashlik namoyon qiladi, masalan: Li bilan Mg; Be bilan Al; B bilan Si; Ti bilan Nb lar bir-birlariga kimyoviy xossalari jihatidan o‘xshaydi.

Endi yuqoridagi davriylikni II va III davrlarga kiruvchi elementlar misolida ko'rib o'taylik. Bunda litiydan neongacha bo'lganlari II davrni, natriydan argongachalari III davrni tashkil qiladi. II davrni olsak litiydan boshlab metallik xossalari susayib bora boshlaydi va asta-sekin nometallik xossalari kuchaya boradi. Bu ayniqsa, ftorda kuchlidir. Bunda yana atom massalari oshishi bilan elementlarning kislorodga nisbatan olingan valentliklari ham ortib boradi. Agarda shu tartibda uzuksiz davom etilsa ftordan keyin nometallik xususiyati yana ham kuchli bo'lgan qandaydir element bo'lishi kerak edi va hokazo. Aslida esa davrning oxirida metallik hamda nometallik ham xossasiga ega bo'limgan neon joylashgan. Neondan keyin natriy keladi. Undan boshlab yana xuddi avvalgi qatorga qaytganday bo'lamiz. Yana metallik xossalari susaya boradi, nometallik xossalari osha boradi va yangi qator yana metallik hamda nometallik xossasiga ega bo'limgan argon bilan tugaydi. Bunda ham atom massalari ortishi bilan elementlarning kislorodga nisbatan valentliklari oshib boradi. Xuddi shunday qolgan elementlarning xossalari ham uzuksiz ravishda emas, balki ma'lum bir intervalda, ya'ni davrda qaytarilish bilan boradi. D.I.Mendeleyev o'zining davriy sistemasini tuzganda bor-yo'g'i 63 ta element mavjud edi . Lekin u davrlarni o'zgarish qonuniyatlariga qarab o'z jadvalida hali topilmagan 29-elementga bo'sh joy qoldirib ketadi. U bu noma'lum elementlarning ko'pgina xossalari oldindan bashorat qilib aytib beradi. Uning bu fikrlari keyinchalik to'la tasdiqlandi. Masalan, u davriy jadvalda noma'lum 21-elementga ochiq joy qoldirib ketadi. Chunki o'sha paytda ma'lum bo'lgan elementlarni atom og'irliklarining oshishi bilan qo'yganda kalsiyidan keyin titan kelardi, lekin titanni qo'yish mumkin emas, chunki bu holda u III - guruhga tushib qolardi. Bunday bo'lishi mumkin emas, sababi titan o'zining eng yuqori oksidi TiO_2 ni hosil qiladi, ya'ni u +4 valentlikni nomoyon qiladi. Shu sababli u faqat 4-chi guruhda bo'lishi kerak. D.I. Mendeleyev hatto bu noma'lum elementni va uning birikmalarini bir qancha xossalari oldindan aytib beradi. Haqiqatdan ham 1879-yilda shved kimyogari Nilson 21-elementni kashf qiladi va uni skandiy deb atadi.

5.3. Kimyoviy elementlar va ularning birikmalarining xossalari o'zgarishi

Hozirda davriy sistemada elementlar yettita davr, o'nta qator va sakkizta guruhga joylashtirilgan. Vertikal qatorlar *guruhlar* deb nomlangan. Davriy sistema I guruhnинг asosiy guruhchasiда ishqoriy metallar, II guruhnинг asosiy guruhchasiда – ishqoriy-er metallar va VII guruhnинг asosiy guruhchasiда – galogenlar va nolinchi guruhchasiда inert gazlar joylashgan. Bir guruhda, asosiy yoki qo'shimcha guruhchada joylashgan elementlarning xossalari bir-biriga o'xshaydi, ammo ba'zi xossalari farq qiladi.

Davriy sistemadagi gorizontal qatorlar *davrilar* deb ataladi. Birinchi (kichik) davrda 2 ta, ikkinchi va uchinchi (kichik) davrlarda 8ta dan element bor. 4, 5 va 6 (katta) davrlarda tegishli tartibda 18 ta, 18 ta va 32 ta element mavjud. Yettinchi davrda esa 23 ta element bo'lib, u hali tugallanmagan davr hisoblanadi. 1940 yildan beri bu davr sun'iy yo'l bilan olingan radiaktiv (transuran) elementlar bilan tulib bormoqda. Bular tabiatda uchramaydi. Kimyoviy xossalari va elektron qavatlari ning tuzilishiga ko'ra, barcha transuran elementlar bir-biriga, shuningdek, toriy, protaktiniy, uranga o'xshaydi.

D.I.Mendeleyev davriy sistemasida aktiniydan so'ng keladigan (90-103 raqamlardagi) elementlar aktinoidlar oilasiga birlashtirilgan va jadvalda lantanoidlar (58-71 raqamdagи elementlar)dan keyinda joylashtirilgan. Kimyoviy xossalari va elektron qavati tuzilishiga ko'ra, bu ikkala oila bir biriga o'xshaydi.

Davriy sistemadagi elementlarning xossalari qonuniy ravishda o'zgarib boradi. Masalan, ishqoriy metallar guruhchasiда yuqoridan pastga, ya'ni litiydan seziyga tomon mettallarning elektron berish qobiliyati ortib, shu bilan birga ularning kimyoviy faolligi ham kuchayib boradi. Galogenlar guruhchasiда esa, aksincha, pastda joylashgan element yuqoridagi elementga qaraganda elektronni qiyinlik bilan biriktiradi. Demak, galogenlar guruhchasiда metalloidlarning faolligi yuqoridan pastga tomon pasayib boradi. Davrlardagi qonuniyat shundayki, o'ngda joylashgan elementlarga qaraganda chapda turgan elementlar elektronlarni oson yo'qotib, qiyinlik bilan biriktiradi. Shunga muvofiq, chapdan o'ngga (faol ishqoriy metallardan yaqqol metalmaslar – gal-

genlarga) tomon oddiy moddalarning xossalari o‘zgaradi, ayni vaqtida elementlar birikmasining xossalari ham davriy ravishda o‘zgarib boradi. Masalan, davrlar boshidagi elementlar asosli oksidlar va shularga to‘g‘ri keladigan gidroksidlar (asoslar) hosil qiladi. Tartib raqamining ortib borishiga qarab gidroksidning asos tavsifi amfoter, so‘ng kislota tavsifi bilan almashadi. Guruhchalarda elementlar gidroksidlarining tavsifi yuqoridan pastga tomon kuchayib, kislota tavsifi zaiflashib boradi. Bunday o‘zgarishlarni kimyoviy elementlar va ularning birikmalarining xossalariiga oid ma’lumotlar keng qamrovligini nazarda tutib, ularni ayrim guruhlar asosida tushuntirishni lozim deb topdik.

Davriy sistemaning I-A guruh ishqoriy metallar guruhiiga litiy, natriy, kaliy, rubidiy, seziy va fransiy elementlari kiradi. Barcha guruh elementlarining tashqi elektron qavatida bittadan s elektronlar bor. Davriy sistemada element tartib raqamlarining ortib borishi bilan atom va ionlarning radiusi va zichligi ortadi, suyuqlanish harorati hamda nisbiy elektromanifilik qiymatlari esa kamayadi. Litiyning zichligi $0,53\text{ g/sm}^3$ ga teng bo‘lib, metallar ichida eng yengilidir. Bu guruh metallarning ishqoriy metallar deyilishiga sabab, arabchadan ishqor “yemiruvchi” degan ma’no anglatganligidadir. Litiydan seziygacha metallik xossalari kuchayadi. Fransiy barcha ishqoriy metallardan eng faoli va og‘iri hisoblanib, radiaktiv xususiyatga ega.

Davriy sistemaning II-A guruh elementlari guruhiiga berilliyl Be, magniy Mg, kalsiy Ca, stronsiy Sr, bariy Ba va radiy Ra elementlari kiradi. Ularning tashqi elektron qobig‘ida 2 tadan s elektronlari mavjud. Kimyoviy reaksiyalar paytida ular tashqi elektron qobiqlaridagi 2 elektronlarini berib, +2 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladilar. Guruh metallarining qaytaruvchilik xossalari ishqoriy metallarnikiga qaraganda kuchsizroq ifodalangan. Bu elementlarning gidroksidlari ishqoriy metallarning gidroksidlariga qaraganda kuchsiz asos xossasi ni namoyon qiladi. Gidroksidlarining asos xossalari guruh buyicha Be dan Ra ga tomon ortib boradi, chunki elementlarning ion radiuslari ortib boradi. Be(OH)_2 amfoter, Mg(OH)_2 kuchsiz asos, Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 , lar kuchli asos xossasiga ega. Be bilan Mg bir guruhda yonma-yon joylashganiga qaramay, xossalari bir-biridan keskin farq qiladi. Berilliyning oksidi va gidroksidi amfoter xossaga, magniyning oksidi va gidroksidi esa asos xossasiga ega. Bunga sabab shuki, Be

ning ion radiusi Mg ning ion radiusiga qaraganda ikki marta kichik. Guruh elementlaridan kalsiy, strontsiy va bariy ishqoriy-er metallari deb ataladi, ular yengil metallardir, faqat radiy radiaktiv xossaga ega bo‘lgan og‘ir metalldir. Bular suyuqlanish temperaturasi va qattiqligining yuqoriligi bilan ishqoriy metallardan farqlanadi, ularning aktivligi kalsiyan bariyga tomon ortib boradi.

Davriy sistemaning III-A guruh elementlari guruhiga tipik elementlar (bor B, alyuminiy A1), galliy guruhchasi (galliy Ga, indiy In, talliy T1) elementlari kiradi. Ularning tashqi elektron qobig‘ida 2 tadan s va 1 tadan p elektronlari mavjud. Kimyoviy reaksiyalar paytida ular tashqi elektron qobiqlaridagi 3 ta elektronlarini berib, +3 ga teng oksidlanish darajasini namoyon qiladilar. Faqat talliyning oksidlanish darajasi +1 va +3 ga teng bo‘ladi. Bu elementlarning gidroksidlari davriy sistemaning birinchi va ikkinchi guruhidagi metallarning gidroksidlariiga qaraganda kuchsiz asoslar hisoblanadi. Al^{+3} dan Tl^{+3} ga o‘tgan sari ion radiuslari kattalashadi, shu sababli $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Ga(OH)}_3 \rightarrow \text{In(OH)}_3 \rightarrow \text{Tl(OH)}_3$ qatorida chapdan o‘ngga o‘tgan sayin gidroksidlarning asosli xossalari kuchayib boradi. Lekin bu xossaning kuchayishi nihoyatda sustlik bilan sodir bo‘ladi. Chunonchi, Al(OH)_3 - amfoter modda, Ga(OH)_3 ham amfoter, In(OH)_3 da asos xossa ozgina ustunroq bo‘ladi, lekin baribir u ham amfoter modda. Tl(OH)_3 da amfoter xossa nihoyatda kuchsiz zaif ifodalangan

Davriy sistemaning IV-A guruhiga uglerod, kremniy, germaniy, qalay va qo‘rg‘oshin elementlari kiradi. Elementlar atomidagi qavatlar soni davriy sistemadagi u turgan davr raqamiga, elektronlar soni esa tartib raqamiga teng bo‘ladi. Ularning elektron konfiguratsiyalari tegishli tartibda uglerodda $1s^2 2s^2 2p^2$, kreminiyyda $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, germaniyda $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$, kalayda $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ va kurgoshinda $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$ ko‘rinishda bo‘lib, tashqi elektron qavatlarida 4 tadan elektronlari bor. Elementlarning tashqi elektron qavatini barqaror holatga aylantirish uchun ular 4 ta elektron qabul qilishi yoki shuncha elektron yo‘qotishi kerak. Bu elementlar elektromansiylik qiymati o‘zidan yuqori bo‘lgan elementlar (kislород yoki galogenlar) bilan birikkanda elektronlarini yo‘qotib, musbat zaryadlanadi yoki elektromusbat elementlar bilan birikkanda esa elektronlarni qabul qilib, manfiy zaryadlanadi. Guruh

elementlari o‘z birikmalarida ikki xil +2 va +4 oksidlanish darajalarini namoyon qiladi. Ugleroddan qo‘rg‘oshinga o‘tgan sayin bu elementlarning +2 oksidlanish darjasini holati mustahkamlana boradi. Uglerod va kremniy faqat CO va SiO dagina +2 oksidlanish darjasiga ega. Bu ikki element o‘zlarining ko‘pchilik birikmalarida +4 ga teng oksidlanish daraja namoyon qiladi. IV-A guruhning barcha elementlari vodorodli birikmalar hosil qilish qobiliyatiga ega. Lekin bu birikmalarning barqarorligi ugleroddan qo‘rg‘oshinga o‘tgan sayin kamayib boradi. Chunonchi, uglerodning vodorodli birikmali nihoyatda ko‘p bo‘lgani holda, kremniyda vodorodli birikmalar u qadar ko‘p emas, germaniyning faqat bir necha, qalayning ikkita, qo‘rg‘oshinning esa faqat bitta vodorodli birikmasi (nihoyatda beqaror modda) olingan. Bu guruh elementlarining vodorodli birikmalaridan birontasi ham kislota xossasiga ega emas, bu hol shu elementlar o‘zlarining vodorodli birikmalarida yuqori valentlik namoyon qilishidan kelib chiqadi.

Davriy jadvalda ushbu guruh elementlarida yuqorida pastga tomon atom zaryadlari, elektronlar soni va atom radiusi ortib boradi, shuningdek, metalmaslik xossalari zaiflashib, metallik xossalari paydo bo‘ladi.

Mendeleyev davriy sistemasi kimyoviy elementlar va birikmalarning fizik-kimyoviy xossalarni o‘rganishda, bu xossalarni orasidagi qonuniyatlarni ochishda, yadroviy reaksiyalarni o‘tkazishda hamda radiaktiv izotoplarni sintez qilish sohasidagi tadqiqotlarda qisqa va aniq ilmiy asos bo‘lib xizmat qiladi.

5.4. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati

Hozirgi paytda Mendeleyev nazariyasi yana ham rivojlantirilib, elementlarning umumiy soni 118 taga yetdi deb hisoblanmoqda. Lekin bu ham chegara emas, chunki fan va texnikaning tezkorlik bilan rivojlanayotganligi, yana yangi elementlarni, masalan, suniy yo‘l bilan olinadigan yangi elementlarni topsa kerak deyishga asos bor. D.I.Mendeleyevning davriy qonuni va davriy sistemasining yaratilishi kimyo fanining rivojlanishida katta rol o‘ynadi. D.I.Mendeleyevning bu sohadagi ishlari keyinchalik ikki yunalishda rivojlantirildi:

1. Elementlarning davriy xossalarni izlash;
2. Davriy sistemaning yangidan - yangi nuxxalarini yaratish. Bun-

da elementlarning atom radiuslarini, ionlanish potensialilarini, elektro-maniyliklarini va yana bir qancha boshqa xossalarini ham e'tiborga olindi. 1915 yilda rus olimi Ye.B.Biron D.I.Mendeleyevning davriy sistemasini rivojlantirib asosiy davriylikdan tashqari yana qo'shimcha ikkilamchi davriylikning ham borligi aniqladi. Ya'ni elementlarning xossalari har qaysi guruhchada bir tekisda o'zgarmasdan balki har qaysi guruhning ichida ham davriylik borligini aniqladi. Masalan, galogenlarning kislородли birikmalarini barqarorligi ftordan xlorga o'tganda kuchayadi lekin xlordan bromga o'tganda susayadi, bromdan yodga o'tganda yana kuchayadi.

D.I.Mendeleyev davriy qonun asosida yaratgan davriy sistema hamma kimyoviy elementlar orasida mayjud bo'lgan bog'lanishni ochib beradi. Har qaysi elementning xossasi haqida boshqa elementlarning xossalariiga, shuningdek, shu elementning davriy sistemadagi o'rniga qarabgina to'la xulosa chiqarish mumkin. Mendeleyev "elementlar bitta qonunga buysunadi, tabiatini jihatidan bir xil va bir-birini to'ldiradi, ana shuning uchun harn ular davriy sistemada ma'lum tartibda joylashadi" degan edi.

Davriy sistema kimyoning va boshqa tabiiy fanlarning rivojlanishi-da nihoyatda muhim ahamiyat kasb etdi. U yangi elementlar izlash, ko'pgina elementlarning atom massasini to'g'rilash, ularning valentligini aniqlash hamda moddalarning tuzilishini o'rganishda olg'a sil-jish uchun muhim turtki bo'ladi.

Nazorat uchun savollar



1. Davriy qonun yaratilgungacha bo'lgan bu yo'nalishdagi urinislarning kamchiligi nimada?
2. D.I.Mendeleyev davriy qonun yaratishda nimani asos qilib oldi?
3. Davriy sistemaning kimyo farimi rivojlanishidagi roli nimada?
4. D.I.Mendeleyev davriy sistemani yaratganida nima uchun ayrim kataklar bo'shi qoldi?
5. Davrlar deb nimaga aytildi?
6. Guruhlar deb nimaga aytildi?
7. Atom radiusi nima?
8. Ionianish energiyasi izohlang.
9. Izotop, izobar va izotonurga misollar keltiring.

6-MAVZU. KIMYOVİY BOĞ'LANİSHLAR

Tayanch so'z va iboralar: *kimyoviy bog'lanish, elektromanifilik, kovalent bog'lanish, qibli va qutbsiz kovalent bog'lanish, donor-akseptor bog'lanish, vodorod bog'lanish, ion bog'lanish, metall bog'lanish, valentlik, oksidlanish darajasi.*

6.1. Kimyoviy bog'lanishning vujudga kelishi

Hozirda fanga millionlab kimyoviy moddalar ma'lum. Har qanday kimyoviy modda-atomlar va ularning birikishidan hosil bo'lgan kristallar, molekulalar va ionlardan tashkil topgan materiyadir. Bularda atomlar bir-biri bilan ma'lum turdag'i bog'lanishlar (kuchlar) vositasida birikadi. Bu bog'lanishlar yuzaga kelish mexanizmi, tabiatiga ularda ishtirok etuvchi zarrachalarning turlariga ko'ra bir necha xil bo'ldi.

Kimyoviy bog'lanishlarga va ularning hosil bo'lishiga atomlarning elektron tuzilishi nuqtai nazaridan qarash lozim. Chunki kimyoviy bog'lanishlarning hosil bo'lishida ishtirok etuvchi asosiy vosita – elektronlar va elektron bulutlaridir. Umuman har qanday kimyoviy bog'lanish o'zaro birikuvchi atomlar tashqi (va tashqidan oldingi) elektron qavatdag'i bir yoki bir necha elektron bulutlarining yadrolari o'rtasida qayta taqsimlanishi (bir-birini o'zaro qoplanishi) natijasida hosil bo'luvchi ko'p yadroli va ko'p elektronli sistemadir. Shu nuqtai nazaridan kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limotlarni o'rGANISH hozirgi zamон kimyosining asosiy masalalaridan biridir. Bu ta'limotni bilmay turib kimyoviy birikmalarining turli-tumanligi sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatini to'la tushunib bo'lmaydi.

Molekulada atomni tutib turadigan kuchlarning yig'indisiga *kimyoviy bog'lanish* deyiladi.

Hozirgi vaqtida molekulalarda element atomlarining qanday bog'langanligi quyidagicha tushuntiriladi: *kimyoviy bog'lanish paytida element atomlarining tashqi va tashqidan oldingi energetik pog'onachalaridagi elektronlar ishtirok etadi va qayta taqsimlanadi*.

Kimyoviy bog'lanishda ishtirok etuvchi bu elektronlar *valent elektronlar* deyiladi. Bosh guruhcha elementlari tashqi qavat elektronlari bilan yonaki guruhcha elementlari tashqi va tashqidan oldingi ikkinchi qavat elektronlari bilan kimyoviy bog'lanishda ishtirok etishi mumkin.

Ularning maksimal sonini elementning davriy sistemadagi joylashgan o'midan, ya'ni guruh raqamidan bilish mumkin (ayrim elementlar bundan mustasno).

Element atomlari tashqi energetik pog'onalarini tugallashga intiladi. Buning uchun ayni atom boshqa atomlardan elektron olishi yoki valent elektronlarini birgalikda juftlashtirishi yoxud boshqa atomga elektron berishi mumkin.

Element atomlari orasida qanday bog'lanish vujudga kelishi elementlarning elektromanfilyigiga bog'liq.

Elektromanfilylik – molekuladagi atomlarning o'ziga elektron torrib turish qobiliyatidir.

Ayni elementning taqribiy elektromanfilyligi (EM) uning elektronga moyilligi E bilan ionlanish energiyasi (I) yig'indisiga (yoki uning yarmiga) teng:

$$EM = E + I \quad \text{yoki} \quad EM = \frac{E+I}{2}$$

Gazsimon fazada bo'lgan normal holatdagi atomdan bir elektronni bataramom chiqarib yuborish uchun zarur bo'lgan minimal energiya miqdori *ionlanish energiyasi* deyiladi. Element atomi bir elektron biriktirib olganda ajralib chiqadigan energiya miqdori ayni elementning *elektronga moyilligi* deb ataladi.

6.2. Kimyoviy bog'lanish va uning turlari

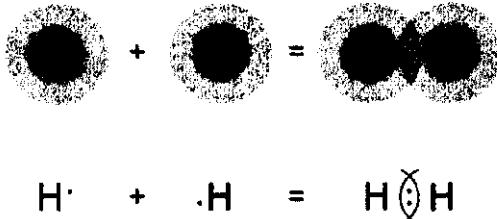
1916 yilda amerika olimi J. Lyuis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikrni bildirdi. Bu g'oya ho-

zirgi zamon kovalent bog'lanish nazariyasiga asos bo'ldi. Shu yilning o'zida nemis olimi V. Kossel quyidagi fikrlarni bildirdi: o'zaro ta'sir etuvchi ikki atomdan biri elektron berib, ikkinchisi elektron biriktirib oladi; bunda birinchi atom musbat zaryadlangan ionga, ikkinchisi esa manfiy zaryadlangan ionga aylanib qoladi; hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortilishi barqaror birikma hosil bo'lishiga olib keladi. Bu fikr ion bog'lanish haqidagi hozirgi zamon tasavvurlarini yaratilishiga olib keldi. Elektron nazariya asosida atomlararo ikki xil bog'lanish mavjudligi aniqlandi. Birinchi xil bog'lanishda molekula zaryadlanmagan zarrachalardan iborat bo'ladi. Bu xil bog'lanish *kovalent bog'lanish* deb yuritiladi. Ikkinci xil bog'lanishda molekula qarama-qarshi elektr bilan zaryadlangan ionlardan iborat bo'lib, bu bog'lanish *ion bog'lanish* deb ataladi.

Kovalent bog'lanish. Kovalent bog'lanish, asosan, metalmas atomlari orasida vujudga keladi. Atomlarning o'zaro bir yoki bir necha elektron juftlik hosil qilishi natijasida vujudga keladigan bog'lanish *kovalent bog'lanish* deyiladi. Kovalent bog'lanish tabiatiga ko'ra 2 xil bo'ladi: qutubsiz va qutubli kovalent bog'lanishlar.

Elektromanfiylik qiymati jihatidan o'zaro teng bo'lgan element atomlari o'rtasida vujudga kelgan bog'lanish *qutbsiz kovalent bog'lanish* deyiladi. Qutbsiz kovalent bog'lanish asosan bir xil atomlar orasida vujudga keladi. Bunda umumlashgan elektron jufti xech qaysi atom tomon siljimagan bo'ladi, chunki har ikkala atomning o'ziga elektronni tortish qobiliyatni, ya'ni elektromanfiyligi bir xil bo'ladi.

Kovalent bog'lanishning bu turini bir necha moddalarda kuzatish mumkin. Har birida bittadan elektron bo'lgan ikki vodorod atomi o'zaro yaqinlashganda vodorod molekulasini (H_2) hosil qiladi (6.1-rasm). Bu jarayon quyidagicha ifoda qilinadi:



6.1-rasm. Vodorod molekulining hosil bo'lishi

Har qaysi atomning umumiy juft uchun beradigan elektroni sxemada nuqta bilan tasvirlangan. Vodorod molekulasida bir juft elektron ikki yadro orasida joylashishi natijasida barqaror konfiguratsiya hosil bo'lishga olib keladi. Bunda atomlar o'rtaida hosil bo'lgan umumlashgan elektron juftlik har ikkala atom yadrolaridan bir xil uzoqlikda joylashadi. Shuningdek, qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalarga, vodorod bilan birga O₂, Cl₂, N₂ singari oddiy moddalarni hamda ayrim murakkab moddalarni CH₄, CS₂ misol qilib keltirish mumkin (6.1-jadval).

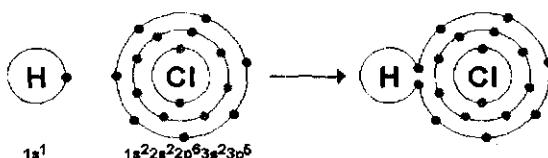
6.1-jadval

Qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalar

N ^o	Modda nomi	Formulasi	Molekulaning tuzilish
1	Vodorod	H ₂	
2	Kislород	O ₂	
3	Xlor	Cl ₂	
4	Azot	N ₂	
5	Uglerod (IV) oksid	CO ₂	
6	Metan	CH ₄	
7	Uglerod disulfid	CS ₂	

Elektromanfiylik qiymatlari jihatidan bir-biridan oz farq qiladigan element atomlari orasida vujudga kelgan bog'lanish *qutbli kovalent bog'lanish* deyiladi. Kovalent bog'lanishning bu turini ham bir necha moddalarda kuzatish mumkin. Vodorod xlorid molekulasining hosil

bo'lishi, bog'lanishning bu turiga yaqqol misol bo'lishi mumkin (6.2-rasm). Bu jarayon quyidagicha ifoda qilinadi:



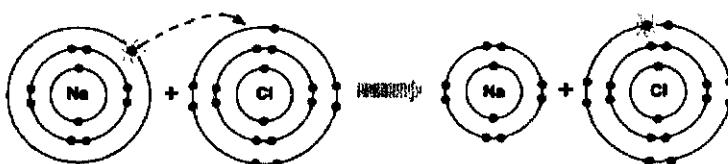
6.2-rasm. Vodorod xlorid molekulasining hosil bo'lishi

Bunda atomlar o'rtasida hosil bo'lgan umumlashgan elektron juftlik elektromansiyligi kuchliroq element ya'ni xlor atomi tomon siljigan bo'ladi, natijada molekulani bir tomonida musbat qutb, ikkinchi tomonida manfiy qutb (dipol) vujudga keladi. Molekula qutbli bo'ladi. Qutbli kovalent bog'lanishli birikmalarga vodorod xlorid molekulasi bilan bir qatorda quyidagi jadvalda (6.2-jadval) keltirilgan birikmalar ni misol qilib keltirish mumkin:

6.2-jadval Qutbli kovalent bog'lanishli moddalar

Nº	Modda nomi	Formulasi	Molekulaning tuzilish
1	Suv	H_2O	
2	Ammiak	NH_3	
3	Vodorod ftorid	HF	
4	Vodorod sulfid	H_2S	
5	Azot (V) oksid	N_2O_5	

Ionli bog'lanish. Ionli bog'lanish elektromanfiylik qiymatlari bir-biridan keskin farq qiladigan element atomlari (odatda, metall va metalmas atomlari) o'rtasida vujudga keladi. Bunda elektromanfiyligi kuchli element atomi elektromanfiyligi kuchsiz element atomidan elektronni tortib oladi va ular qarama-qarshi zaryadli ionlarga aylanadi. Bu ionlar o'zaro elektrostatik tortishish kuchlari yordamida o'zaro birikadi. Bu bog'lanish turini natriy va xlor elementlarining birikib, natriy xlorid tuzi hosil qilishi misolida ko'rib chiqaylik. Natriy atomi $1s^22s^22p^63s^1$ elektron konfiguratsiyaga ega bo'lib, reaksiyada faqat $3s^1$ elektronini xlor atomiga beradi va musbat zaryadlanadi. Xlor atomi $1s^22s^22p^63s^23p^5$ elektron konfiguratsiyaga ega bo'lib, tashqi elektron qobig'ini to'lishi uchun bitta elektron yetishmasligi hamda elektromanfiylik qiymati yuqoriligi munosabati bilan natriydan elektronini tortib oladi va manfiy zaryadlanadi (6.3-rasm).

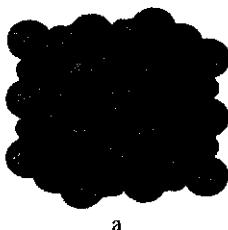


6.3-rasm. Natriy xlorid molekulasining hosil bo'lishi

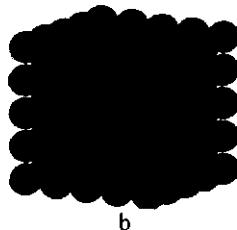
Ion bog'lanishli moddalarga natriy xlorid bilan bir qatorda kalsiy xlorid— CaCl_2 , ammoniy xlorid— NH_4Cl , Seziy xlorid— CsCl tuzlarini misol qilib keltirish mumkin.

Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalariiga ega bo'limganidan, har qaysi ion atrofida maksimal miqdorda unga teskari zaryadli ionlar bo'ladi. Ionlarning maksimal miqdori kation va anionlar radiusining bir-biriga nisbatan katta-kichikligiga bog'liq. Masalan, Na^+ atrofida eng ko'pi bilan 6 ta xlor, Cs^+ atrofida esa 8 ta Cl^- ioni joylasha oladi (6.4-rasm).

Ion bog'lanish yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalariini namoyon qilmasligi tufayli, bitta musbat va bitta manfiy iordan iborat ion bog'lanishli molekulalar odatdagи sharoitda yakka-yakka mavjud bo'la olmaydi, ular birlashib juda ko'p ionlardan tarkib topgan gigant molekula kristallni hosil qiladi.



a



b

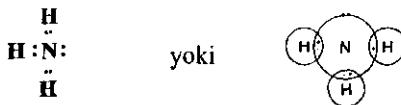
6.4-rasm. Ion bog'lanishli moddalarning kristall tuzilishi:

a) natriy xlorid, b) seziy xlorid

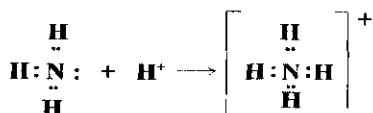
Metall bog'lanish. Ko'pchilik metallarning o'zlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bo'lib, bu bilan ular boshqa oddiy va murakkab moddalardan farq qiladi. Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratlarining yuqori bo'lishi, metall sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektr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

Ma'lumki, barcha metallar kristall moddalardir. Metall kristallaridagi panjara tugunlarining bir qismida ion joylashgan bo'ladi. Metallarning tashqi energetik pog'onalaridagi valent elektronlari atom yadrosi bilan kuchsiz bog'langani uchun oson uziladi. Uzilgan elektronlar atomlar va ionlar oraliq'ida harakatlanib yuradi, agar erkin elektron bironta elektronini yo'qotgan atomga (ionga) yaqin kelib qolsa, unga birikib, ionni neytral atomga aylantiradi. Demak, erkin elektronlar goh bir ion, goh ikkinchi ion atrofida aylanib yuradi va metall kristallidagi barcha atomlar (ionlar) orasida bog'lanish hosil qiladi. Kimyoviy bog'lanishning bunday turi *metall bog'lanish* deyiladi.

Donor - akseptor bog'lanish. Kovalent bog'lanishning boshqa-chaga donor - akseptorli mexanizmli turi ham bo'lishi mumkin. Bunday kimyoviy bog'lanish bitta atomning ikki elektroni bilan boshqa atomning erkin orbitali hisobiga vujudga keladi. Misol tariqasida ammoniy ioni NH_4^+ ning hosil bo'lish mexanizmini ko'rib chiqamiz. Ammiak molekulasida azot atomining bo'linmagan elektron jufti bo'ladi. Uni quyidagicha ko'rinishlarda tasvirlash mumkin:



Vodorod ionidagi to‘lmagan bo‘sh 1s orbitalini H⁺ deb belgilaymiz. Ammoniy ioni hosil bo‘lishida azotning ikki elektronli bulutini azot bilan vodorod atomlari uchun umumiy bo‘lib qoladi. Ammoniy ioni hosil bo‘lishini quyidagicha ko‘rsatish mumkin:



Ammoniy ioni hosil bo‘lishida azotning elektron jufti azot va vodorod atomlari uchun umumiy bo‘lib qoladi, ya’ni molekulyar elektron bulutga aylanadi. Vodorod ionining zaryadi umumiy bo‘lib qoladi (u delokallashgan, ya’ni barcha atomlar orasida tarqalgan). Bo‘linmagan elektron juftini beradigan atom *donor*, uni biriktirib oladigan (ya’ni bo‘sh orbital beradigan) atom *akseptor* deyiladi.

Bir atomning (donorning) ikki elektronli buluti va boshqa atomning (akseptorning) bo‘sh orbitali hisobiga kovalent bog‘lanish hosil bo‘lish mexanizmi donor akseptorli mexanizm deyiladi.

Donor-akseptor bog‘lanishli birikmalarga quyidagi jadvalda keltirilgan moddalarni misol qilib keltirish mumkin:

6.3-jadval

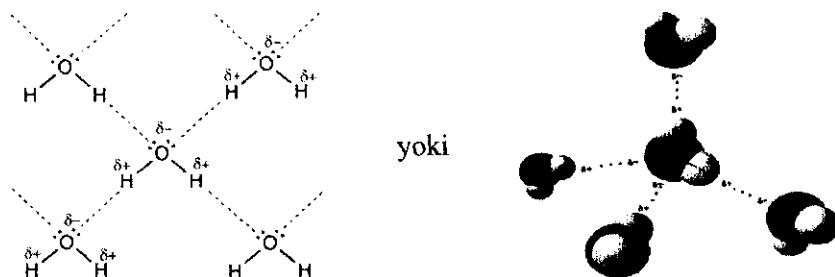
Donor-akseptor bog‘lanishli birikmalar

Nº	Modda nomi	Formulasi
1.	Ammoniy xlorid	NH ₄ Cl
2.	Gidroksoniy ioni	H ₃ O ⁺
3.	Sariq qon tuzi	K ₄ [Fe(CN) ₆] ⁴⁻
4.	Is gazi	CO
5.	Natriy kremniy florid	Na ₂ [SiF ₆] ⁴⁻
6.	Mis kuporosi	CuSO ₄ ·5H ₂ O
7.	Kaliy nitrat	KNO ₃
8.	Azot (V) oksid	N ₂ O ₅
9.	Nitrat kislota	HNO ₃
10.	Ammoniy nitrat	NH ₄ NO ₃

Vodorod bog'lanish. Yuqorida ko'rib o'tilgan ion, kovalent, metall, donor - akseptor kabi bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turi hisoblanadi. Atom va molekulalar orasida bu xil bog'lanishlardan tashqari yana ikkinchi darajali bog'lanish turi – vodorod bog'lanish ham mavjud. Molekula tarkibidagi vodorod atomining bo'sh orbitali va ikkinchi molekula tarkibidagi boshqa atomining elektron jufti hisobiga yuzaga keladigan bog'lanish *vodorod bog'lanish* deyiladi.

Nima sababdan faqat vodorod atomi ana shunday alohida kimyoviy bog'lanish hosil qiladi degan savol tug'ilishi mumkin. Buning sababi, vodorod atomining radiusi nihoyatda kichik ekanligida, deb javob bersa bo'ladi. Undan tashqari, vodorod atomi o'zining elektronini siljitsa yoki batamom yo'qotsa, u nisbatan yuqori musbat zaryadga ega bo'ladi va ana shu musbat zaryad hisobiga, qisman manfiy zaryadga ega bo'lgan va boshqa molekula (HF , H_2O , NH_3)lar tarkibiga kirgan elektromaniy element atomi bilan o'zaro ta'sirlashadi.

Vodorod bog'lanishga misol sifatida suv molekulasini ko'rib chiqaylik. Odatda suv tarkibini kimyoviy formula H_2O bilan tasvirlaymiz. Lekin bunday ifodalashimiz u qadar to'liq emas. Suvning tarkibini $(\text{H}_2\text{O})_n$ formula bilan ifodalasak, to'g'ri bo'lar edi (bu yerda $n = 2, 3, 4$ va hokazo). Buning sababi shundaki, suvda ayrim molekulalar bir-biri bilan vodorod bog'lanishlar orqali birikkan bo'ladi. Buni quydagicha tasvirlarda ko'rish mumkin:



6.5-rasm. Suv molekulasida vodorod bog'lanishning hosil bo'lishi

Vodorod bog'lanishni nuqtalar shaklida tasvirlash qabul qilingan. Bu bog'lanish ion va kovalent bog'lanishlarga qaraganda anchagini kuchsizligi (taxminan 15-20 marta) ko'rsatiladi.

Temperatura pasayganda suv hajmining kattalashishi vodorod bog'lanish mayjudligi bilan tushuntiriladi. Buning sababi shundaki, temperatura pasayganda suv molekulalari assotsilanadi. Natijada molekulyar "uyumlar" ning zichligi kamayadi.

6.3. Moddalarning agregat holatlari. Kristall va amorf moddalar

Tabiatdagi barcha moddalar sharoitga qarab, turli xil holatlarda - qattiq, suyuq, gaz va plazma holatida bo'ladi. Bu holatlar moddaning *agregat holati* deyiladi. Moddaning agregat holati uni tashkil etuvchi zarrachalar orasidagi masofaga va bu zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchining katta-kichikligiga qarab aniqlanadi.

Moddaning agregat holatiga tashqi sharoit: bosim va harorat katta ta'sir ko'rsatadi. Bosim va harorat o'zgarganda moddani tashkil etuvchi zarrachalar orasidagi masofa o'zgarib, natijada modda asta-sekin bir agregat holatdan ikkinchi agregat holatiga o'tishi mumkin. Masalan, temir 1535°C qadar qattiq holatda bo'ladi. 1535°C suyuq holatga o'tadi, qaynash temperaturasidan yuqori temperaturaga qadar, qizdirilganda esa bug'ga aylanadi, ya'ni gaz holatiga o'tadi. Gaz holatidagi havoni kompressorlarda yuqori bosimda va past temperaturagacha sovutish yo'li bilan suyuq holatga o'tkazish mumkin. Kimyo sanoatida ana shu yo'l bilan havodan azot va kislorod ajratib olinadi.

Toza suv 0°C da muzlab, $101,325\text{ kPa}$ yoki $760\text{ mm simob ustuni}$ balandligiga teng bosimda 100°C da qaynaydi va 100°C dan yuqori haroratda gaz holatida bo'ladi.

Moddalarning agregat holati o'zgarganda, xossalari ham qisman o'zgaradi. Shuning uchun moddaning qanday sharoitda qaysi agregat holatda bo'lishini katta ahamiyatga ega.

Moddaning agregat holati zarrachalarining harakatlanish xarakteri bilan bir-biridan farq qiladi. Zarrachalarning eng tartibsiz harakati plazma holatidagi moddalarda bo'ladi. Plazma juda yuqori temperaturalarda hosil bo'ladi. Bunda modda molekula yoki atomlarning ionlari va elektronlar aralashmasiga aylanadi. Plazmaning o'ziga xos xususiyati shundan iboratki, u umuman elektroneytraldir (musbat zaryadlar soni manfiy zaryadlar soniga teng). Plazmani ko'pincha zaryadlarining

ichki taqsimlanishi jihatidan bir jinsli neytral deb bo'lmaydi. Shuning uchun unda zaryadlarning tebranma harakati vujudga kelib, natijada plazma elektromagnit tebranishlar manbaiga aylanadi. Yuqori temperaturaga ega ko'p kosmik jismlarda modda plazma holatida bo'ladi, plazma termoyadro jarayonlarini o'rganish paytida laboratoriya uskunalarida ham hosil qilinadi.

Moddalarning gaz holati. Gaz holatida moddaning zarrachalari (atomlar, molekulalar) orasidagi masofa ancha katta bo'ladi. Shu sababli ayrim zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari juda kam bo'lib, gaz holatidagi moddani istalgancha siyraklashtirish yoki, aksincha, suyuq yoki qattiq holatga o'tgunga qadar siqish mumkin. Modda gaz holatida ikki, uch va undan ko'p zarrachalardan tarkib topgan komplekslar hosil qilish ham mumkin. Gaz modda suyuq holatga o'tkazilganda, uning hajmi minglab marta kamayadi. Bunda gaz molekulalarining hajmi o'zgarmaydi. Balki ular orasidagi masofa qisqaradi xolos.

Gazlarda molekulalar orasidagi masofa katta va molekulalarning hajmi juda kichik bo'lganligi sababli gazlarga oid qonunlarni keltirib chiqarishda gaz molekulalari orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari va molekulalarning hajmi hisobga olinmagan. Molekulalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchini va molekulalari hajmini hisobga olmasa ham bo'ladigan gazlar *ideal gaz* deb ataladi. Asosiy gaz qonunlari ana shunday ideal gazlar uchun keltirib chiqarilgan.

Tabiatda va texnikada, ko'pincha, gazlar aralashmasi bilan ish ko'rishga to'g'ri keladi. Masalan, o'simlik va hayvonlar havodan na-fas oladi, havo esa gazlar aralashmasidir. Tuproqdagi havo ham azot, kislorod, argon, uglerod (VI-oksid) kabi gazlar aralashmasidan iborat. Gazlar aralashmasida past va o'rtacha bosimlarda har qaysi gaz o'zing xossalariini saqlab qoladi.

Moddaning qattiq holati. Moddaning qattiq holati agregat holatlarining biri bo'lib, u atomlarning (molekulalar, ionlarning) geometrik jihatdan batartib joylashganligi bilan ajralib turadi. Qattiq holatda modda zarrachalari orasidagi masofa shu zarrachalarning o'lchamlariga deyarli teng bo'ladi. Shu sababli zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari katta bo'lgani uchun qattiq holatdagi moddalar muayyan shakl va hajmga ega bo'ladi.

Qattiq moddalar ichki tuzilishiga, ya’ni zarrachalarning bir-biriga nisbatan qanday tartibda joylashganligiga qarab *kristall*, ham *amorf* moddalarga bo‘linadi.

Kristall holatining asosiy tashqi belgilari - moddaning aniq muayyan temperaturada suyuq holatga o‘tishi va tashqi muayyan geometrik shaklga ega bo‘lishidir. Undan tashqari, kristallning xossalari (masalan, issiq o‘tkazuvchanligi) hamma yo‘nalishda ham bir xil bo‘lavermaydi. Kristall moddalarda zarrachalar ma’lum tartib bilan joylashgan bo‘ladi va fazoviy kristall panjarani hosil qiladi. Fazoviy kristall panjaraning ko‘p marta takrorlanib, jismning butun hajmini hosil qiladigan qismi elementar yacheyska deyiladi.

Moddaning amorf holati shakli, optik, mexanik, elektr va boshqa fizikaviy xossalaringin anizotropiyasi (ya’ni yo‘nalishga bog‘liq bo‘lmasligi) va suyuqlanish temperaturasining qat’iy muayyan bo‘lmasligi bilan xarakterlanadi.

Tabiatda amorf holatdagi moddalar kristall moddalarga qaragan-da kamroq uchraydi. Tabiiy va sun’iy smolalar doimo amorf holatda bo‘ladi. Amorf jismlarning eng tipik vakili odatdagি silikat shishadir, shu sababli amorf holat shishasimon holat ham deyiladi. Amorf moddalar tuzilishi jihatdan suyuqliklarga o‘xshaydi va ularidan zarrachalaring harakatchanligi juda kamligi bilan farq qiladi. Shu sababli amorf moddalar o‘ta sovitilgan suyuqliklarga o‘xshatiladi.

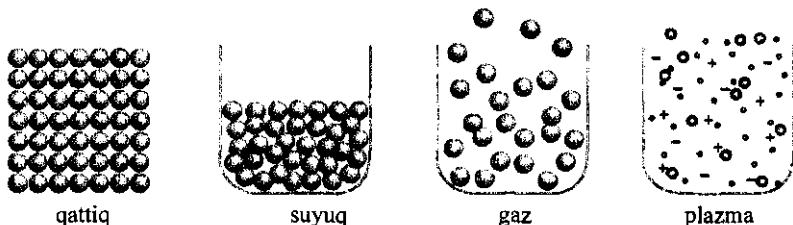
Moddaning suyuq holati. Moddaning suyuq holati istalgan bosim va temperaturada muayyan hajmni egallashi bilan gaz holatidan farq qiladi, ya’ni bosim va temperatura o‘zgarganda suyuqlikning hajmi deyarli o‘zgarmaydi. Moddalar suyuq holatda oquvchan bo‘ladi va qanday idishga solinsa, shu idishning shaklini oladi. Suyuqliklar siqilishga ham, tortilishga ham qarshilik ko‘rsatadi, ularning molekulalari fazoda ma’lum tartibda joylashishga harakat qiladi, demak, suyuqliklar xossalari ko‘ra, qattiq jismlar bilan gazlar o‘rtasida oraliq holatni egalaydi.

Suyuqliklarning ichki tuzilishi gazlar va kristallarning ichki tuzilshiga qaraganda ancha murakkab. Suyuqliklarda molekulalar orasidagi masofa shu qadar kichikki, suyuqlikning xossalari ko‘p jihatdan molekulalarning hajmiga va ular orasidagi o‘zaro tortishuv kuchiga bog‘liq, gazlarda esa, bu omillarni hisobga olmasa ham bo‘ladi.

Qutblangan suyuqliklarning xossalari yuqorida aytiganlardan tashqari, turli molekulalarning ayrim qismlari orasidagi o'zaro ta'sirga ham bog'liq. Qutblangan molekulalar bir-biriga turli ishorali qutblari bilan yaqinlashganda, o'zaro tortilib, ikki va undan ortiq molekulalaridan iborat komplekslar hosil qiladi. Bunday komplekslar hosil bo'lish hodisasi *assotsilanish* deyiladi. Assotsilangan suyuqliklar jumlasiga suv, spirtlar, atseton, suyuq ammiak va boshqalar kiradi. Assotsilanganda bug'lanish issiqligi ko'payadi, suyuqlikning uchuvchanligi kamayadi. Temperatura ko'tarilishi bilan suyuqliklarning assotsilananish darajasi kamayadi.

Suyuqlik molekulalari orasida o'zaro tortishuv kuchlari ta'sir etib turadi. Suyuqlik ichidagi molekula hamma tomondan boshqa molekulalar bilan qurshab olganligi sababli unga ta'sir etadigan tortishuv kuchlari o'zaro muvozanatlashgan bo'ladi. Suyuqlik sirtidagi molekulalarga esa faqat pastki va yon tomondan tortishuv kuchlari ta'sir qiladi. Suyuqlikka tashqaridan ta'sir etuvchi kuchlar esa, tortishuv kuchlariga nisbatan juda kichik bo'lганек bo'ladi. Shu sabbali har qanday suyuqlik o'z sirtini kichraytirishga intiladi, ya'ni suyuqlik sirti qancha kichik bo'lsa, uning holati shuncha barqaror bo'ladi. Suyuqlik tomchisining shar shaklida bo'lishiga sabab ana shudir, chunki sharning sirti berilgan hajmda eng kichik bo'ladi. Suyuqlik sirtini oshirish uchun tashqaridan ish sarflash kerak, ya'ni uning sirt taranglik kuchini yengish kerak.

Suyuqlik sirtini 1 sm^2 ga oshirish uchun sarflash lozim bo'lgan ish sirt taranglik koeffitsiyenti yoki t_0^2 / g^2 idan-to'g'ri sirt taranglik deyiladi. Suyuqlikda erigan moddalar ham uning sirt tarangligini o'zgartiradi. Suyuqlikning sirt tarangligini oshiradigan moddalar sirt-aktiv, sirt tarangligini kamaytiradiganlari esa sirt-noaktiv moddalar deyiladi.

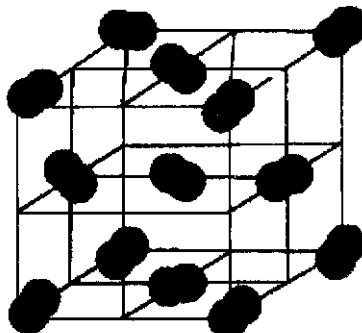


6.6-rasm. Moddalarning agregat holatlari

Kristall panjaralar haqida tushuncha

ralar zarrachalarning fazoda joylashish xarakteri va dagi o'zaro ta'sir turiga qarab molekulyar, atomli, istall panjaralarga qattiq jismlarni ma'lum tipi mujanjaralarning har biriga kristallik qattiq jismlarning siq keladi.

Ristall panjarali moddalarda kristall panjara tugunlakulalar bo'ladi. Agar molekulalar qutblangan bo'lsa, iringa-qarshi zaryadlangan qutblar bilan yondoshib ar qutblanmagan bo'lganida ham ular muayyan tartibladi. Molekulalarning bunday joylashuvini qutichaga 1 stol tennisi sharchalarining joylashuviga o'xshatish kristall panjarada molekulalar o'zaro Vander-Vaals na tortishib turadi. Shu sababli molekulyar panjara 1da molekulalar o'z xossalari saqlab qolgan bo'ladi vodorod, kislorod kabi gazlar past temperaturadan ganida molekulyar kristall panjara hosil qiladi. Oson o'pchilik organik moddalar kristallari ham molekuladi.



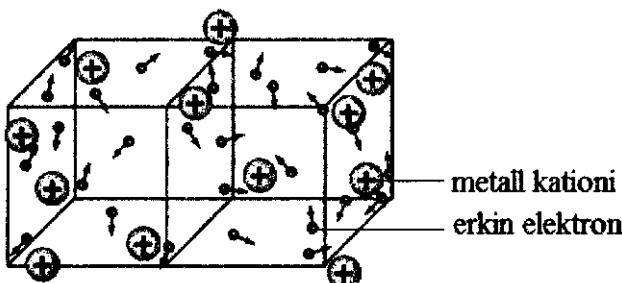
7-rasm. Molekulyar kristall panjara tuzilishi

iraning ikkinchi tipi ionli kristall panjaradir. Ionli onlardan tarkib topgan bo'ladi. Masalan, natriy xlotall panjarasini olib ko'raylik (6.4a-rasm). Unda har

i bilan qurshab olingan. Natriy ioni musbat, xlor ioni esa manfiy yadli bo'lgani uchun bu zaryadlangan zarrachalar o'zaro elektrolik kuchlari bilan tortishib turadi, demak, bunday moddalar molekulida ionli bog'lanish mavjud bo'ladi. Ion panjaralari moddalarning suqlanish temperaturasi yuqori bo'ladi. Deyarli barcha tuzlar ba'zi sidlar va asoslarning kristall panjaralari ionli bo'ladi.

Atomli kristall panjara hosil qilgan moddalarda panjara o'zaro ota kovalent bog'lanish bilan bog'langan elektroneytral atomlardan xib topgan bo'ladi. Masalan, olmosning kristall panjarasi atomli ijadaridir (1.1a-rasm). Unda har qaysi uglerod atomi boshqa to'rtuglerod atomi bilan bog'langan. Kovalent bog'lanish ancha puxta iganligi sababli bunday kristallar juda qattiq, suyuqlanish temperaturasi yuqori bo'ladi.

Metall kristall panjarada musbat ionlar tebranib turadi: musbat ion-orasida erkin elektronlar barcha yo'naliishlarda harakatda bo'ladi. elektronlar panjara ichida bir iordan ikkinchisiga bermalol o'tib ganligi sababli erkin elektronlar deyiladi. Metallarning elektr. issiq-o'tkazuvchanligi magnit xossalari, va metallar uchun xos bo'lgan hqa xususiyatlar ana shu erkin elektronlar tufaylidir. Elektronlar bir midan ikkinchi atomga o'tib yurib, go'yo ularni o'zaro bog'laydi, iday bog'lanish ham anchagina puxta bo'lganligi sababli har qanday ormatsiyaga bardosh beradi (6.8-rasm). Shuning uchun metallarni g'lash, yupqa list qilib yoyish, ingichka sim tarzida cho'zish mumkin, bunda uning ichki tuzilishi o'zgarmaydi.



6.8-rasm. Metall kristall panjara tuzilishi

hamlari bir-biridan qancha kam farq qilsa, panjaraning koordinatsioni shuncha katta bo‘ladi. Masalan, metallarda 12 gacha yetishi nkin.

Kristall panjaraning puxtaligi va barqarorligi uni hosil qiluvchi ionatomlar yoki molekulalar orasidagi o‘zaro ta’sir kuchlariga bog‘liq adi. Zarachalar orasidagi o‘zaro ta’sir kuchlari muayyan miqdoriya bilan xarakterlanadi, bu energiya kristall panjaraning energideyiladi. Panjara energiyasi qancha katta bo‘lsa, kristall panjara ncha puxta bo‘ladi.

Tuproq tarkibida qattiq kristall moddalar - gilsimon minerallar bo‘ladi. Turli gilsimon minerallarning kristall panjarasi bir xil nent stukturasi birliklaridan tuzilgan. Bu birliklar kremniy va kisid, shuningdek, alyuminiy, kislород va vodorod atomlaridan tarkib ўзган bo‘ladi.

6.5. Qattiq moddalardagi bog‘lanish turlari

Qattiq moddalardagi bog‘lanishlar to‘rtta asosiy turga bo‘linadi. ar ion (geteropolyar), atom (gomeopolyar yoki kovalent), molekul-bog‘lanishlar va metall bog‘lanishlardir.

Ion (geteropolyar) bog‘lanishlar. Bunday bog‘lanishli qattiq idalar kristall panjaralarning tugunlarida ionlar turadi.

Ion bog‘lanish elektromanfiylik jihatidan bir-biridan katta farq jan ikki element orasida vujudga keladi. Binobarin, ion bog‘lanishlari birinchi guruh metallari, ya’ni ishqoriy metallar bilan yettinchi sh elementlari (galogenlar) orasida vujudga keladi. Ion bog‘lanish vujudga kelishini natriy xlorid (NaCl) misolida ko‘rib chiqay. Xlor atomi natriy atomiga qaraganda anchagina elektromanfiyligidan o‘zining sirtqi qavatidagi bir elektronini xlor atomiga iadi, natijada natriy atomi musbat zaryadli natriy ioni Na^+ ga (kaga), xlor atomi esa bitta elektron biriktirib olib, manfiy zaryadli ioni Cl^- ga (anionga) aylanadi. Qarama-qarshi zaryadli bu ion-

lar kulon kuchi vositasida o'zaro tortilib, kimyoviy birikma (NaCl tuzi) ni hosil qiladi. Birikma (molekula) tarkibidagi har qaysi ion o'z atrofida elektr maydoni vujudga keltiradi. Demak, ion bog'lanishli molekulalarda bir necha (kamida ikkita) elektr maydoni bo'ladi. Ion bog'lanishning getropolyar bog'lanish deb ham atalishiga sabab ana shu. Ion bog'lanishli birikmalarda ta'sir etuvchi kulon kuchlar zarrachalarning (ionlarning) bir-biriga puxtarloq tortilishiga sabab bo'ladi, shuning uchun bunday birikmalarning suyuqlanish temperaturasi va qattiqligi yuqoriroq bo'ladi.

Atom (gomeopolyar yoki kovalent) bog'lanishlar. Atom bog'lanishli qattiq jismlar kristall panjaralarining tugunlarida o'zaro kovalent bog'langan atomlar turadi. Kovalent bog'langan atomlar bir-birini juda puxta tortib turganligi uchun bunday birikmalarning suyuqlanish temperaturasi va qattiqligi nihoyatda yuqori bo'ladi. Elektromanfiyliги bir-biriga teng bo'lgan elementlarga kovalent bog'lanadi. Kovalent bog'lanish nazariyasiga ko'ra, bunday bog'lanish hosil bo'lishida elektron bir atomdan ikkinchi atomga o'tmaydi (chunki bu atomlarning elektromanfiyligi bir xil), balki o'zaro ta'sir qiluvchi ikkala atomga tegishli bo'lib qoladi. Atom bog'lanishli qattiq moddalarga misol qilib, olmosni ko'rsatish mumkin. Olmosda uglerodning har bir atomi uglerodning boshqa to'rtta atomi bilan bog'langan, bu to'rtala bog'lanish bir xil bo'lganligidan olmos kristalini bitta gigant molekula deb qarash lozim.

Molekulyar bog'lanish. Bunday bog'lanishli qattiq moddalar kristall panjaralarining tugunlarida molekulalar turadi. Bu molekulalar bir-biriga molekulalararo kuchlar vositasida tortilib turadi. Molekulalararo kuchlar molekulalarni bir-biriga nisbatan zaif tortib turganligidan molekulyar bog'lanishli qattiq moddalarning suyuqlanish temperaturasi va qattiqligi past bo'ladi.

Metall bog'lanishlar. Bunday bog'lanishli qattiq jismlar (metallar) kristall panjaralarining tugunlarida musbat zaryadli ionlar turadi, ionlarni esa erkin elektronlar, ya'ni elektronlar buluti qurshab olgan bo'ladi. Elektronlar buluti ayrim ion yoki atomlarning qobiqlari bilan bog'langan bo'lmay, balki kristallning butun hammasiga oiddir. Demak, metall bog'lanishlar musbat zaryadli ionlar bilan erkin elektronlarning o'zaro tortishuvidan iboratdir.



Nazorat uchun savollar

1. Kimyoviy bog'lanish nima va u qanday hosil bo'ladi?
2. Kimyoviy bog' qanday xarakteristikaga ega?
3. Kimyoviy bog'lanishning qanday turlari mavjud?
4. Kovalent bog'lanishning xossalacini tushuntiring.
5. Donor-aktsceptor bog'i qanday hosil bo'ladi?
6. Vodorod bog'lanishni izohlang.
7. Ion bog'lanish va uning xususiyatlari nimadan iborat?
8. Valentlik va oksidlanish darajasi bir-biridan qanday farqlanadi?

3-MODUL. KIMYOVİY JARAYONLARDAGI ASOSİY QONUNİYATLAR. KIMYOVİY KINETİKA VA KIMYOVİY MUVOZANAT

7-MAVZU. TERMOKIMYOVİY JARAYONLAR

Tayanch so‘z va iboralar: *ichki energiya, entalpiya, entropiya termokimyo, sistema, termodinamik sistema, termodinamika qonunlari, izolirlangan sistema, Gelmgolts va Gibbs funksiyalari, ekzotermik reaksiya, endotermik reaksiya, reaksiyaning issiqlik effekti, moddaning hosil bo‘lish issiqligi, Laviuze-Laplas qonuni, Gess qonuni entalpiya, entropiya.*

7.1. Moddaning ichki energiyasi. Entalpiya va entropiya

Turli xil termodinamik jarayonlarda jism ichidagi energiya ‘zgarishlari uning ichki energiyasining o‘zgarishi bilan bog‘lab ishuntililadi. Kimyoviy energiyaning boshqa xil energiyaga aylangan niqdori ichki energiyaning o‘zgarishiga teng bo‘ladi, ya’ni kimyoviy energiya ichki energiyaning miqdori bilan o‘lchanadi. Modda va sistemaning ko‘pgina xossalari uning ichki energiyasiga bog‘liq. Ichki energiya tushunchasini fanga 1850-yili V.Tomson kiritgan.

Sistemaning ichki energiyasi, uni tashkil etgan hamma tarkibiy o‘laklarning bir-birlariga ta’sir potensial energiyasi bilan ularning arakat kinetik energiyalari yig‘indisiga teng. Demak, sistemaning ichki energiyasi molekulalarning ilgarilanma va aylanma harakat energiyalaridan, molekulalardagi atom va atom guruhlarining tebranma arakat energiyasidan, atomlardagi elektronlarning aylanma harakat energiyasidan, molekulalararo ta’sir energiyasidan, yadrodagи mavjud energiyadan va shu xildagi boshqa energiyalardan tashkil topgan o‘ladi. Faqat yaxlit jismning potensial va kinetik energiyalari ichki

energiyaga kirmaydi. Demak, ichki energiya moddaning energiya zaxirasini ko'rsatadi.

Tashqaridan sistemaga issiqlik berilsa (yoki sistemadan olinsa) va sistema ish bajarsa (yoki sistema ustida ish bajarilsa) uning ichki energiyasi o'zgaradi. Termodinamikada sistema qabul qilgan issiqlik musbat va berilgan issiqlik manfiy belgisi bilan ifodalanadi. Ichki energiyaning o'zgarishi ΔU issiqlik Q bilan ish (A) o'rtasidagi quyidagi bog'lanish bilan topiladi:

$$Q = \Delta U + A$$

Kimyoviy jarayonlarda ichki energiyaning hammasi to'liq namoyon bo'lmaydi, shuning uchun biz aniq (real) jarayonlarda ichki energiya zaxirasingin o'zgarishigina o'rganamiz.

Yuqorida keltirilgan fikrlardan moddaning ichki energiyasini quyidagicha ta'riflash mumkin: ichki energiya bevosita modda holatini funksiyasidir:

$$U=f(P,V);$$

$$U=f(P,T);$$

$$U=f(V,T)$$

Shu jihatdan u ish bilan issiqlikdan farqlanadi. Ish bilan issiqlik jarayonning qanday o'tganligiga bog'liq, ichki energiyaning o'zgarishi esa moddaning bir holatdan ikkinchi holatga qanday yo'l bilan o'tganlidan qat'iy nazar ana shu holatida ichki energiyasi U_1 , oxirgi holatida U_2 bo'lsa, ichki energiyaning o'zgarishi ularning ayirmasiga teng.

Entalpiya. Termodinamikada entalpiya tushunchasi ham keng qo'llaniladi. Entalpiya doimiy bosimda turgan sistemaning energiyasidir. Entalpiya son jihatdan ichki energiya va potensial energiya yig'indisiga teng:

$$H = U + pV$$

Entalpiya ham ichki energiya kabi holat funksiyasi hisoblanadi. Tenglamadagi U , p va V sistemaning xossalari. Entalpiyaning o'zgarishi jarayon yo'liga emas, balki boshlang'ich va oxirgi holatlarga bog'liq. Entalpiya kimyoda katta ahamiyatga ega, chunki kimyoviy reaksiya davomida issiqlik doimiy bosimda o'tkaziladi. Shuning uchun kimyoviy jarayonlarda ichki energiyani emas, entalpiyani aniqlash zarurroq, chunki ichki energiya sistema hajmini o'zgarishiga

surf bo'lgan energiyani hisobga olmaydi. Gazlarda ichki energiya va entalpiya orasidagi farq suyuqliklar va qattiq moddalardagiga qaraganda kattaroq, chunki suyuqliklar va qattiq moddalar qizdirilgan ularning hajmi kam o'zgaradi. Entalpiya holat funksiyasi bo'lganligi uchun ΔH to'liq differensial hisoblanadi. Termodinamikada asosan entalpiya o'zgarishi hisobga olinadi.

$$\Delta H = H_{\text{oxir.}} - H_{\text{boshl.}}$$

ΔH ning qiymati J/mol da ifodalanadi. Jarayon davomida entalpiya ortsa uning qiymati musbat deb olinadi.

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

Entropiya. Har qanday sistema o'zining betartibligini oshirishga intiladi. Tartibsizlikning miqdoriy o'Ichovini belgilaydigan holat funksiyasi *entropiya* deyiladi va S harfi bilan belgilanadi. Entropiya tushunchasi fanga Klauzius tomonidan kiritilgan bo'lib, grekcha "o'zgarish" degan ma'noni anglatadi. Moddaning entropiyasi moddaning shu holatda turish ehtimolligining logarifmiga to'g'ri proporsionaldir.

$$S = k \ln W$$

Yuqoridagi tenglama Bolsman tenglamasi deyiladi. Undagi k - Bolsman doimiysi. W - termodinamik ehtimollik, ya'ni ayni makroholatning amalga oshishini ta'minlovchi imkoniyatlar yoki mikroholatlar soni.

O'z-o'zicha sodir bo'ladigan qaytmash jarayonlarda har doim sistemaning entropiyasi kattalashadi, ya'ni $\Delta S > 0$ bo'ladi. Bunda ΔS -sistema entropiyasining o'zgarishidir.

Qaytar jarayonlarda berk sistemaning entropiyasi o'zgarmaydi, ya'ni $\Delta S = 0$ bo'ladi. Ideal toza kristall moddaning entropiyasi

absolyut nolga teng. Temperatura ortishi bilan sistemaning entropiyasi kattalashadi. Entropiya jismda qancha foydasiz energiya borligini ko'rsatuvchi kattalik bo'lib, jismning holatiga bog'liq funksiyadir. Uning mutlaq qiymatini o'lchab bo'lmaydi. Faqat sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tgandagi entropiya o'zgarishini o'lhash mumkin.

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

Sistema entropiyasining o'zgarishi issiqlik miqdori o'zgarishini absolyut temperatura nisbatiga tengdir: $\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$

Yuqoridagi formulada ΔQ - issiqlik miqdori o'zgarishi; T - absolyut harorat, K; entropiya birligi j/k.

7.2. Termokimyoviy jarayonlar haqida tushuncha

Kimyoning kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari miqdorini o'rganadigan bo'limi *termokimyo* deyiladi va bu soha kimyoviy termodinamikaning bir qismini tashkil etadi.

Termodinamika turli jarayonlarda energiyaning bir turdan ikkinchisiga va sistemaning bir qismidan ikkinchi qismiga o'tishini, shuningdek, berilgan sharoitda jarayonlarning o'z-o'zicha borish yo'nalishi va chegarasini o'rganadigan fandir. Termodinamika grekcha "terme" va "dinamis" ya'ni "issiqlik" va "ish" so'zlaridan olingan bo'lib, temperatura, issiqlik hamda issiqlik va ishning bit-biriga aylanishi ma'nosini anglatadi.

Atrof-muhitdan fikran ajratilgan jism yoki o'zaro ta'sir etadigan jismlar to'plami termodinamikada *sistema* deyiladi. Reaksiya ketayotgan idish, galvanik element kabi obyektlarni sistema deb hisoblash mumkin.

Agar sistemaning tarkibiy qismlari bo'lgan jismlar va modda o'rtaida issiqlik almashinishi kechayotgan bo'lsa, hamda sistema to'la termodinamik parametrlar bilan tavsiflanadigan bo'lsa sistema *termodinamik sistema* deyiladi.

Sistema bilan bevosita yoki bilvosita ta'sirlashadigan har qanday narsa *atrof muhit* bo'ladi. Atrof muhit shunday katta o'lchamga egaki,

issiqlik berilishi yoki issiqlik olinishi natijasida uning temperaturasi o'zgarmaydi deb hisoblanadi.

Termodinamik sistemasining bir holatdan boshqa holatga o'tishi termodinamikada jarayon (protsess) deyiladi.

Izolirlangan sistema (holis, ajratilgan) deganda boshqa sistemalar bilan energiya va modda almashinmaydigan, demak, turg'un energiya va hajmga ega bo'lган sistema tushuniladi.

Sistemaning holati ma'lum sistemani xarakterlaydigan fizik va kimyoviy xossalari to'plamidir. Xossalari ikki xil - ekstensiv va intensiv bo'lishi mumkin. Ekstensiv xossalarga sistemaning massasiga bog'liq bo'lган xossalari - og'irlilik, massa, sistemaning hajmi va boshqalar kiradi. Intensiv xossalarga esa qiymati sistemaning massasiga bog'liq bo'lмаган xossalari - temperatura, bosim, molyal hajm, solishtirma hajm kiradi.

Sistemaning termodinamik holati termodinamik parametrlarning qiymati bilan ifodalanadi. Termodinamik parametrlar - temperatura, hajm, bosim va konsentratsiyalardir.

7.3. Termodinamika qonunlari. Gelmgolts va Gibbs funksiyalari

Yuqorida bayon etganimizdek termodinamika kimyoviy jarayonlarni o'rganishdag'i asosiy usullardan biri bo'lganligi uchun, umumiylar termodinamikaning qonunlarini, unda qabul qilingan ba'zi bir tushuncha va atamalarni qisqacha eslatib o'tamiz. Umumiylar termodinamika uch bo'limidan iborat bo'lib, bu bo'limlar turlichalashuvda ataladi. Har bir bo'limning shoh qonuni (termodinamikaning I, II va III qonuni) va o'ziga xos postulati mavjud (1, 2 va 3 postulat). Bir bo'limning qonuni (postulati)ni boshqa bo'limning qonun va postulatlaridan keltirib chiqarish mumkin emas.

I, II bosh qonun (klassik termodinamika) mantiqiy nazariya asosida emas, balki insoniyatning ko'p asrlar davomidagi kuzatishlari va tajribalari asosida yaratilgan. Birinchi qonun 1842 yilda R.Meyer, ikkinchi qonun (birinchisidan avval) 1824 yilda S.Karno va uchinchi qonun 1912 yilda Nernst tomonidan kashf etilgan va ta'riflangan.

Modda va sistemaning ko‘p xossalari ularning ichki energiyasiga bog‘liq. Sistemaning ichki energiyasi, uni tashkil etgan hamma tarkibiy bo‘laklarning bir-biriga ta’siri potensial energiyasi bilan ularning harakat kinetik energiyalari yig‘indisiga teng.

Termodinamikaning I bosh qonuni turli energiyalar o‘rtasidagi miqdoriy bog‘lanishni o‘rganadi. Bosh qonun bo‘yicha jarayonning borish sharoitiga, unda qanday jism yoki moddalar ishtirok etishiga qaramasdan, energiyaning ma’lum miqdordagi bir turi doimo energiyaning ma’lum miqdordagi boshqa turiga aylanadi (ekvivalentlik qonuni). Masalan, qanday bo‘lmasin biror jarayonda issiqlik ishga aylanayotgan bo‘lsa, doim 1 kkal issiqlik 426,88 kg/m ishga aylanadi (issiqlikning mexanik ekvivalenti) va aksincha, bir kilogrammetr (bu 1 kkal issiqlik energiyasi 426,88 kilogrammetr mexanik energiyaga teng demakdir). Bu koefitsiyentlarning son qiymati faqat issiqlik bilan ish qaysi o‘lchov birligida olinganligiga bog‘liq. *Ekvivalentlik qonuni* - I bosh qonunning asosiy qonunidir.

Ekvivalentlik qonuni, izolirlangan sistemada ichki energiyaning doimiylik qonuni va I bosh qonunning boshqacha ta’riflangan qonunlaridan, insoniyatning asrlar davomida kuzatishi-tajribasiga asoslangan postulat - hech qaerdan energiya olmasdan davriy ravishda ishlovchi dastgoh - *birinchi tip abadiy dvigatejni* yasash mumkin emasligi kelib chiqadi. Bu birinchi bosh qonunning asosiy postulatidir.

Termodinamikaning I bosh qonuniga muvofiq, sistemaga issiqlik (Q) berilsa, u sistemaning ichki energiyasini (U) oshirishga va foydali ish (A) bajarishga sarf bo‘ladi: $Q=\Delta U=A$ yoki $\Delta U=Q-A$ ya’ni ichki energiya sistemaga tashqaridan issiqlik berilganda yoki olinganda va sistema ustidan ish bajarilganda (yoki sistema ish bajarganda) o‘zgaradi.

Termodinamikaning birinchi qonuni u yoki bu jarayonda energiya balansini yuzaga keltirish imkonini beradi. Biroq jarayonlar qanday yo‘nalishda va qanday chegarada davom etishini aniqlab bermaydi. Bu masalalarga termodinamikaning ikkinchi qonuni to‘la javob bera oladi.

Termodinamikaning ikkinchi qonuni G.Luis tomonidan quyidagicha ta’riflanadi: *o‘z holatiga tashlab qo‘yilagan har qanday sistema o‘z holatini maksimal ehtimollikka ega bo‘lgan yo‘nalish tomon o‘zgartiradi. Sistema eng yuqori ehtimollikka ega bo‘lgan holatda eng kam tartibni kasb etadi.*

Berilgan sharoitdagi qaytar jarayonda sistema bajargan ishni hisoblashga yordam beruvchi, sistemaning holatini belgilovchi o‘zgaruvchilar asosida olingan funksiyalar *termodinamik potensiallar* deyiladi. Termodinamik potensiallarga izotermik-izohorik potensial, izobarik-izotermik potensial G, entalpiya N va ichki energiya U lar kiradi. Bu potensiallar holat funksiyalaridir. Termodinamikaning bиринчи va ikkinchi qонунларини бирлаштирган ifodasi asosida quyidagi tenglamani yozish mumkin.

$$A \leq (U_1 - TS_1) - (U_2 - TS_2)$$

bundan $A \leq U - TS$; demak, izotermik-izohorik jarayonda sistemadan bajarilgan ish holat funksiyasining kamayishiga teng. Funksiya $(U - TS)$ izohorik-izotermik potensial yoki qisqacha qilib Gelmgoltsning erkin energiyasi deyiladi va F harfi bilan belgilanadi.

$$F = U - TS$$

Erkin energiyaning o‘zgarish jarayon qanday borishiga emas, balki moddalar tabiatiga, sistemaning dastlabki va oxirga holatlariga bog‘liq bo‘ladi.

O‘zgarmas bosimdagи sisitemalar uchun izobarik-izotermik potensial G harfi bilan belgilanib, quyidagicha ifodalanadi:

$$G = U - RS + PV \quad yoki \quad \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Qaytar jarayonlarda G o‘zgarmaydi, ammo qaytmas jarayonlarda faqat kamayadi.

Izotermik-izohorik jarayonlarda uning yo‘nalishini va muvozanat shartini Gelmgolts energiyasining qiymati, izotermik-izobarik jarayonlarda esa Gibbs energiyasi qiymatining o‘zgarishi ifodалaydi.

Gelmgolts funksiyasi o‘zgarmas temperatura va o‘zgarmas hajmda qaytar jaryonda Gelmgolts funksiyasining qiymati o‘zgarmaydi, qaytmas ya’ni o‘z-o‘zicha sodir bo‘ladigan jarayonda Gelmgolts funksiyasining qiymati kamayadi, ya’ni bu sharoitda jarayon Gelmgolts funksiyasi kamayadigan yo‘nalishda boradi. Gelmgolts funksiyasining qiymati minumumga yetganda muvozanat qaror topadi. Demak, muvozanat shartining matematik ifodasi quyidagicha bo‘ladi:

$$dF = 0 \quad dF > 0$$

Gibbs funksiyasi. O‘z-o‘zicha boradigan jarayonlarda Gibbs funksiyasining qiymati kamayadi, ya’ni jarayon Gibbs funksiyasining kamayishi tomoniga boradi. Gibbs funksiyasi minimum qiymatga erishganda, muvozanat qaror topadi.

Termodynamik muvozanatning sharti quyidagicha:

$$dG = 0; \quad d^2G > 0$$

Entropiya va boshqa termodynamik funksiyalarning absolyut qiymatini aniqlashda termodynamikaning uchinchi qonunidan foydalaniadi.

V.Nernst jismrlarning issiqlik sig‘imi past temperaturalarda tekshirish natijasida (1906 yilda) termodynamikaning uchinchi qonuniga asosan quyidagicha ta’rif berdi: *temperatura absolyut nolgacha pasaytirliganda kimyoviy jihatdan bir jinsli har qanday kondensatlangan moddaning entropiyasi nolga yaqinlashadi*. Buni quyidagicha yozish mumkin:

$$\left. \frac{\lim_{S \rightarrow 0}}{T \rightarrow 0} \right\}$$

7.4. Lavuaze-Laplas va Gess qonunları

Barcha termodynamik hisoblar termokimyo qonunlariga asoslangan. Termokimyoga oid ikkita qonun kashf etilgan bo‘lib, biri Lavuaze-Laplas qonuni va ikkinchisi Gess qonunidir. Bu qonunlar energiyaning saqlanish qonunidan kelib chiqadi.

Lavuaze-Laplas qonuni. 1784 yilda Lavuaze va Laplas kashf etgan birinchi qonun quyidagicha ta’riflandi.

Har qaysi kimyoviy birikma uchun parchalanish issiqligi uning hosil bo‘lish issiqligiga teng, lekin ishorasi qarama - qarshi bo‘ladi.

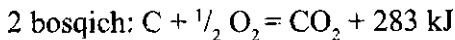
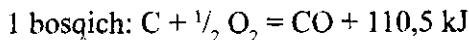
Masalan: $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2 - 76,0 \text{ kJ}$



Gess qonuni. 1840 yilda G.I.Gess termokimyoning ikkinchi qonunini tajriba asosida kashf etdi. Bu qonun quyidagicha tariflanadi:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning qanday usulda olib ilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etadigan ddalarning hoshlang'ich va oxirgi holatiga bog'liq

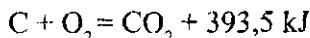
Masalan, CO_2 ni ikki usulda hosil qilinsin. Birinchi usul quyidagi i bosqichdan iborat bo'lsin:



$$\text{jami: } 393,5 \text{ kJ}$$

Reaksiyadan ko'rinaradiki, 1 mol karbonat angidrid gazini hosil sh uchun jami ($110,5\text{kJ}+283\text{kJ}$) $383,5 \text{ kJ}$ energiya ajralib chiqadi.

Ikkinci usulda reaksiyani bosqichsiz (bir yo'la) olib borilsin.



Demak, har ikki usulda CO_2 ning hosil bo'lishi issiqlik effekti $393,5 \text{ kJ}$ ga teng ekan.

Termodynamika nuqtai nazaridan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti uning entalpiyasi ΔH deb yuritiladi va u issiqlik effektiga teskari oralidir.

$$\Delta H = -Q \quad \Delta H = -393,5 \text{ kJ/mol.}$$

Yuqoridagi kimyoviy reaksiyalarda ayrim bosqichlarning entalplari yig'indisi umumiy jarayonning entalpiyasiga teng. Kimyoviy reaksiyaring entalpiyasini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil lish entalpiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish alpiyalari yig'indisini ayirib tashlash kerak:

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

Bu yerda ΔH -reaksiyaning entalpiyasi $\sum \Delta H_{\text{mahs}}$ – reaksiya hsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi $\sum \Delta H_{\text{dast.med.}}$ – dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi.

Vazora uchun savollar



1. Tengsizlikning turliy tashrifalarini o'z ichiga oлади?
2. Tengsizlikni qonulardan ta rifeng.
3. Tengsizlik yoki tenglarning resul tyanning odadagi tenglarning qanday farq oladi?
4. Resul tyining ishligi eftorn bilen uning emsoliyasi orasida qanday bog'liq hisob bo'ladi?
5. Qara qurumini ta'minlig.
6. Lektor - Lehrer qonulni ta'riflang va uni izohlab bering.
7. Murodlikning hads bo'libi ishlilik edilgach tushuntiring.
8. Qara qurumiga po'llanishiga misollar ketiring.
9. Tengsizlik yoki tenglarning qanday farq oladi?

8-MAVZU. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

Tayanch so'z va iboralar: *kimyoviy kinetika, kimyoviy reaksiya tezligi, reaksiya tezligiga ta'sir etuvchi omillar, mod-dalar massasi ta'siri qonuni, Vant-Goff qoidasi, katalizator, kataliz, katalitik reaksiyalar, gamogen kataliz, getrogen kataliz, qaytar va qaytmas reaksiyalar, kimyoviy muvozanat, muvozanat doimiysi, muvozanatning siljishi, Le-Shatele prinsipi.*

8.1. Kimyoviy kinetikaning asosiy tushunchalari

Kimyoviy kinetika – kimyoviy reaksiyalarning tezligi haqidagi ta'lilot bo'lib, u kimyoviy reaksiyalar tezligining vaqt bo'yicha o'zgarishi qonuniyatlarini o'rganadi. Turli kimyoviy reaksiyalar har xil tezlikda boradi. Ba'zi reaksiyalar juda tez boradi, boshqalari shu darajada sekin boradiki, yuzaki qaraganda hatto reaksiya bormayotganga o'xshaydi. Portlash bir onda sodir bo'ladigan reaksiyaga misoldir. Bunda sekundning ulushlarida portlovchi qattiq modda gazsimon mahsulotlarga aylanadi. Temirning zanglashi, ya'ni korroziyanish jarayoni yillar davomida boradigan reaksiyadir. Korroziyanish tufayli yiliga ishlab chiqariladigan metalning taxminan 12% i befoyda yo'qoladi. Korroziyanish jarayoni atrof-muhitga bog'liq. Masalan, namlik yuqori va havosi o'rtacha issiq mamlakatlarda po'lat va temir buyumlar o'rtacha mintaqalardagiga qaraganda tezroq zanglaydi.

Bir idishga xona haroratida vodorod bilan kislородни aralashtirib solinsa, har qancha uzoq vaqt qo'yib qo'yilganda ham idishda suv tomchisi paydo bo'lmaydi. Bunda vodorod kislород bilan umuman birikmaydiganga o'xshaydi. Aslida esa reaksiya juda sekin boradi, idishda suv tomchisi hosil bo'lishi uchun bir necha yil o'tishi kerak. Lekin, shu idish qizdirilganda tez orada "terlaydi" suv hosil bo'ladi. 500°C

da esa bu gazlar bir onda portlash bilan birikib suv hosil qiladi. Biror reaksiyadan amalda foydalanishda uning qanday tezlik bilan borishi ni bilishning ahamiyati katta. Masalan, kimyoviy reaksiyalardan foydalaniladigan ishlab chiqarish jarayonlarida apparatning unumdorligi reaksiyaning tezligiga bog'liq. Agar ko'mirning yonish reaksiyasi bir onda sodir bo'ladigan bo'lsa, biz ko'mirdan yoqilg'i sifatida foydalanma olmagan bo'lar edik. Kimyoviy kinetika qonunlarini o'rganish sodir bo'ladigan jarayonning muhim tomonlarini, reaksiyaning mexanizmini chuqurroq tushunib olishga, reaksiyalarni ongli ravishda boshqarishga imkon beradi. Kimyoviy kinetikani o'rganishga rus olimlaridan N.A.Menshutkin (birinchi bo'lib eritmalardagi reaksiyalaming kinetikasini tekshirgan), N.A.Shilov (murakkab reaksiyalarning kinetikasini o'rgangan) va boshqa olimlar katta hissa qo'shgan.

8.2. Kimyoviy reaksiya tezligi va unga ta'sir etuvchi omillar

Ma'lumki har qanday kimyoviy hodisa natijasida bir modda boshqa moddaga aylanadi. Bu ma'lum vaqt ichida dastlabki modda miqdorini kamayishi va yangi hosil bo'layotgan modda miqdorini ortib borishi bilan ro'y beradi ya'ni har bir reaksiya ma'lum tezlik bilan boradi. Ushbu mulohazadan kelib chiqib kimyoviy reaksiyalar tezligiga quyidagicha ta'rif berish mumkin.

Reaksiya tezligi deb, vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishuvchi (yoki hosil bo'luvchi) moddalar konsentratsiyasining o'zgarishiga aytildi.

Agar reaksiya uchun sarflangan vaqtini – t (sek) va olingan moddalar konsentratsiyani – C (mol/l) bilan belgilansa, reaksiya tezligi quyidagi formula bilan ifodalanadi:

$$V = \frac{\pm \Delta C}{\Delta t}$$

Reaksiya tezligining o'lchov birligi – mol/l.sek bilan o'lchanadi.

Reaksiya tezligi dastlabki moddalar konsentratsiyalari orqali ifodalansa, (bu moddalar konsentratsiyalari reaksiya mobaynida kamayib borgani uchun): $V = -\Delta C / \Delta t$ ko'rinishda, agar hosil bo'layotgan moddalar (ularning miqdori vaqt o'tishi bilan ko'payib boradi) konsentratsiyasi orqali ifodalansa, $V = +\Delta C / \Delta t$ ko'rinishida bo'ladi.

Ko‘pchilik hollarda juda qisqa vaqt ichida (Δt) reaksiya tezligini o‘lchashga to‘g‘ri keladi. Bu tezlik “ayni vaqt” dagi yoki “*oniy*” tezlik deyiladi va moddalar konsentratsiyasi o‘zgarishining vaqt bo‘yicha hosilasi holida yoziladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatining reaksiya tezligiga ta’siri. Har qanday reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga, konsentratsiyasiga, haroratga, qattiq moddalarning sirt yuzasiga va maydalanish darajasiga, bosimga, katalizatorning ishtirok etish-etmasligiga bog‘liq bo‘ladi. Reaksiya tezligi moddaning ichki tuzilishiga ham bevosita bog‘liqdir. Odatda, qutbsiz molekulali moddalar reaksiyaga sekin kirishadi, oson qutblanuvchi va qutbli molekulalar reaksiyaga tezroq kirishadi. Ayniqsa, ion bog‘lanishli moddalar suvdagi eritmalarda o‘zaro tez reaksiyaga kirishadi.

Reaksiya tezligiga konsentratsiya ta’siri. Massalar ta’siri qonuni. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog‘liq. Moddalar konsentratsiyasi qancha katta bo‘lsa, hajm birligida shuncha ko‘p molekula bo‘ladi, shuning uchun ular teztez to‘qnashadi va reaksiya mahsulotiga aylanadi. Natijada reaksiya shuncha tez boradi. Vaqt o‘tishi bilan kimyoviy reaksiya tezligi kamayadi. Chunki reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi kamayib, ularning to‘qnashishlar soni kamayadi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasi bilan reaksiya tezligi orasidagi bog‘lanishi massalar ta’siri qonunida o‘z ifodasi ni topgan. Bu qonun 1867-yilda norvegiyalik olimlar K.Guldberg va P.Vaage tomonidan kashf etilgan.

Massalar ta’siri qonuni quyidagicha ta’riflanadi:

Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalarining ko‘paytmasiga to‘g‘ri proporsionaldir. Masalan: $A + B \rightarrow C$ reaksiya uchun massalar ta’siri qonuni quyidagi tenglama bilan ifodalanadi

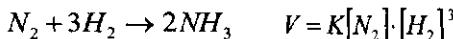
$$V = K[A] \cdot [B]$$

Yuqoridagi tenglamada, V – reaksiya tezligi; $[A]$ va $[B]$ – moddalar konsentratsiyasi; K – tezlik konstantasi. Agar $[A] = [B] = 1$ bo‘lsa $V = K$ bo‘ladi.

Demak, kimyoviy reaksiyaning tezlik konstantasi K – reaksiya ga kirishuvchi har qaysi moddaning konsentratsiyasi 1 mol/l bo‘lgan holdagi reaksiya tezligiga son jihatdan tengdir.

Agar reagentlarning stekiometrik koefitsiyentlari birdan boshqa songa teng bo‘lsa, masalan: $aA + bB \rightarrow cC$ umumiy reaksiya uchun massalar ta’siri qonuning matematik ifodasi quyidagicha bo‘ladi: $V = K[A]^a \cdot [B]^b$

Masalan azot va vodoroddan ammiak molekulasining hosil bo‘lishi reaksiyasi uchun massalar ta’siri qonuni bo‘yicha reaksiya tezligining matematik ifodasi quyidagicha bo‘ladi:



Massalar ta’siri qonunidan foydalanib, konsentratsiyaning o‘zgarishi bilan reaksiya tezligining o‘zgarishini hisoblab topish mumkin.

Reaksiya tezligiga haroratning ta’siri, Vant-Goff qoidasi. Haroratning ortishi, odatda reaksiya tezligining keskin ortishiga sabab bo‘ladi. Reaksiya tezligining haroratga miqdoriy bog‘liqligini Vant-Goff qoidasi bilan aniqlanadi: *harorat har 10°C ga ko‘tarilganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortadi*. Bu qoidaning matematik ifodasi quyidagicha:

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

bunda V_{t_2} – harorat t_2 gacha ko‘tarilgandan keyingi reaksiya tezligi;

V_{t_1} – reaksiyaning t_1 haroratdagi boshlang‘ich tezligi;

γ – reaksiyaning harorat koefitsiyenti, ya’ni harorat 10°C ko‘tarilganda reaksiya tezligining necha marta ortishini ko‘rsatuvchi son.

Misol: Agar reaksiyaning harorat koefitsiyenti 4 ga teng bo‘lsa, harorat 10°C dan 50°C ga ko‘tarilganda reaksiya tezligi qanday ortadi? Bu quyidagicha yechiladi:

$$V_{50} = V_{10} \cdot 4^{\frac{50-10}{10}} = V_{10} \cdot 4^4 = V_{10} \cdot 256,$$

bundan:

$$\frac{V_{50}}{V_{10}} = 256$$

Demak, reaksiya tezligi 256 marta ortadi.

Kimyoviy reaksiya sodir bo‘lishi uchun zarrachalar o‘zaro to‘qnashishi kerak, lekin har qanday zarrachalarning o‘zaro to‘qnashuvlari reaksiya sodir bo‘lishiga olib kelavermaydi. Faqat ortiqcha energiyaga ega bo‘lgan aktiv zarrachalar orasidagi to‘qnashuvlargina kimyoviy reaksiyani vujudga keltiradi.

Passiv zarrachalarni aktiv holatga o‘tkazish uchun zarur bo‘lgan qo‘srimcha energiya *aktivlanish energiyasi* deyiladi.

Yuqorida ta’kidlaganimizdek, kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyada ishtirok etayotgan qattiq moddalarning sirt yuzasiga va maydalanish darajasiga bog‘liq bo‘ladi. Agar reaksiyaga kirishuvchi qattiq moddanning sirt yuzasi qanchalik katta yoki maydalanish darjasini yuqori bo‘lsa, reaksiya tez, aksincha bo‘lsa sekin boradi.

Reaksiya tezligiga bosimning ta’siri. Kimyoviy reaksiyalarda gaz moddalar ishtirok etadigan hollarda jarayonning tezligiga bosimning o‘zgarishi katta ta’sir ko‘rsatadi. Bosimning o‘zgarishi bilan reaksiyaga kirishuvchi gazlarning konsentratsiyasi o‘zgaradi, demak reaksiya tezligi ham o‘zgaradi. Ushbu $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} = 2\text{NO}_{2(g)}$, reaksiya tizimida bosim 3 marta oshirilsa, reaksiya tezligi qanday o‘zgarishini ko‘rib chiqaylik. Reaksiyada agar bosimni 3 marta oshirsak, tizim hajmi mos ravishda 3 barobarga kamayadi. Shu bilan birga reaksiyada qatnashuvchi moddalar konsentratsiyasi ham 3 marta oshadi. Massalar ta’siri qonuninga ko‘ra dastlabki reaksiya tezligi quyidagicha ifodalanadi:

$$V_{dastlabki} = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Bosim 3 barobar ortishi natijasida NO va O₂ konsentratsiyalari ham 3 marta ortadi va reaksiya tezligi quyidagicha bo‘ladi:

$$V_{oxirgi} = k \cdot 3^2 [\text{NO}]^2 \cdot 3[\text{O}_2] = k \cdot 27[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

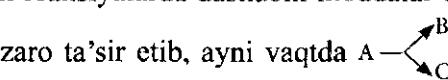
Bosim ta’sirida oxirgi reaksiya tezligining dastlabki reaksiya tezligiga nisbati bosim o‘zgargandan keyingi tezligini ifodalaydi. Yuqorida reaksiyada bosim 3 marta oshirilishi natijasida reaksiya tezligi 27 marta ortadi va quyidagicha ifodalanadi:

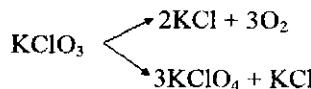
$$\frac{V_{ox}}{V_{bos}} = \frac{k \cdot 27[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 27$$

8.3. Oddiy va murakkab reaksiyalar. Zanjir reaksiyalar

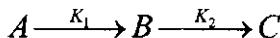
Oddiy va murakkab reaksiyalar. Agar reaksiya o‘zining steximetrik tenglamasiga muvofiq ravishda bir bosqichda borsa, bunday reaksiya **oddiy reaksiya** deb ataladi. Oddiy reaksiyaning kinetik tenglamasi faqat bitta tezlik konstantasi bilan tavsiflanadi. Ko‘pchilik kimyoviy reaksiyalar ancha murakkab tarzda borib, turli elementar bosqichlarni o‘z ichiga oladi. Har bir elementar bosqich o‘ziga xos zarrachalarning o‘zaro ta’sirlanishiga bog‘liqidir. Ilmiy jihatdan shu kabi ta’sirlanishlarning kinetikasini o‘rganish reaksiyalarni qanday yo‘l bilan olib borish mumkinligini, ya’ni ularning mexanizmini nazariy va amaliy jihatdan o‘rganish imkoniyatini yaratadi.

Kimyoviy reaksiyalar kinetik jihatdan molekulyarligi va tartibiga ko‘ra tasniflanadi. Reaksiyaning molekulyarligi bir vaqtida to‘qnashib kimyoviy reaksiyaga kirishgan molekulalar turining soni bilan belgilanadi va mono-, bi - va uch molekulyar reaksiyalarga bo‘linadi. Monomolekulyar reaksiyalarga ba’zi ajralish real $A \rightarrow B$, molekulalar ichida atomlarning qayta guruhlanishi, izomerlanshi reaksiyalari, radiaktiv parchalanish misol bo‘ladi. Oddiy reaksiyalar kam uchraydi. Ko‘pincha bir vaqtning o‘zida bir necha xil oddiy reaksiyalar yonma-yon (parallel), ketma-ket (konsekutiv) yoki birgalikda boradi. Bunday reaksiyalar **murakkab reaksiyalar** deyiladi.

Yonma-yon boradigan reaksiyalarda dastlabki moddalar ikki yoki bir necha yo‘nalishda o‘zaro ta’sir etib, ayni vaqtida  sxemaga muvofiq, bir necha mahsulot hosil bo‘ladi. Bunday reaksiyaga kaliy xlorat tuzining parchalanish reaksiyasini misol sifatida keltirish mumkin:



Ketma-ket reaksiyalar bir necha bosqichda boradi. Bunday reaksiyalarda oraliq moddalar hosil bo‘ladi.



Ketma-ket tartibda boradigan reaksiyalarda umumiylar jarayonning tezligi eng sekin boruvchi bosqich tezligi bilan o'lchanadi. Ketma-ket boradigan reaksiyalar juda ko'p uchraydi.

Murakkab reaksiyalarning kinetik ta'limotiga ko'ra yonma-yon yoki ketma-ket boradigan oddiy reaksiyalar bir-biriga bog'liq bo'lmaydi. Har qaysi oddiy reaksiya bir vaqtning o'zida mustaqil boradi va ularning har biri ham massalar ta'siri qonuniga bo'ysunadi. Konsentratsiyalar ning umumiylar o'zgarishi ayrim reaksiyalarda sodir bo'lgan konsentratsiya o'zgarishlarining yig'indisiga teng bo'ladi. Murakkab reaksiyalar-dagi oddiy reaksiyalar yonma-yon borayotgan bo'lsa, umumiylar tezlik oddiy reaksiyalar tezliklarining yig'indisiga, agar ketma-ket borayotgan bo'lsa, eng sekin borayotgan reaksiyaning tezligiga teng bo'ladi.

Reaksiya tartibi reaksiya tezligining qaysi darajada konsentratsiya-yaga bog'liqligini ko'rsatadi. Reaksiya tartibi jarayonda qatnashayotgan bir modda uchun alohida topilsa xususiy tartib deyiladi. Barcha moddalar xususiy tartiblarining yig'indisi reaksiyaning umumiylarini beradi. Agar reaksiya bir bosqichda borsa, reaksiya tartibi bilan molekulyarligi o'zaro mos kelishi mumkin, lekin ko'pincha reaksiyalar bir qancha bosqichlarda borganligi tufayli reaksiya tartibi bilan molekulyarligi turli qiymatlarni qabul qiladi.

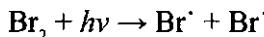
Zanjir reaksiyalar. Yuqorida keltirilgan oddiy mexanizm bilan boradigan bir, ikki va ko'p molekulyar reaksiyalardan tashqari zanjir mexanizmi bilan boradigan murakkab reaksiyalar ham mavjud. Bunday reaksiyalar ko'pchilik hollarda faol markazlar va erkin radikallarning ishtirokida sodir bo'ladi. Bu kabi reaksiyalarning mavjudligi 1913-yilda nemis olimi Maksom Bodenshteyn tomonidan aniqlangan. U 1916-yilda zanjirli reaksiyalarda energetik qo'zg'algan molekulalar, keyinroq 1918-yilda esa V.Nernst vodorod xlordini vodorod va xlordan hosil bo'lish reaksiyasi misolida atom va erkin radikallar ishtirok etish sxemasini ko'rsatib bergen.

Zanjir reaksiyalarga ko'plab misollar keltirish mumkin, masalan, ozonning termik parchalanishi, vodorod va uglevodorodlarning xlor va brom bilan ta'sirlanishi, organik birikmalarning polimerlanishi, radiaktiv parchalanish reaksiyalar, shu kabi reaksiyalar qatoriga kiradi.

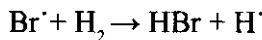
Zanjir reaksiyalar va ularga tegishli ta'limotni boyitishda akademik N.N.Semyonov va uning shogirdlarini xizmati kattadir. N.N.Sem-

yonovning ta'lomitiga ko'ra, zanjir reaksiyalar sodir bo'lish jarayoni, asosan, uch bosqichdan, ya'ni zanjirning hosil bo'lishi, zanjirning o'sishi va zanjirning uzilishidan iboratdir.

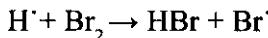
Zanjirning hosil bo'lish bosqichi eng ko'p energiya talab etiladigan jarayondir. Bunda neytral atom yoki molekulalardan faol markazlar hosil bo'ladi. Masalan, vodorod va bromdan HBr ni hosil bo'lishida vodorod va brom aralashmasiga nur ta'sir ettirilganda, vodorodga qaraqanda, brom osonroq dissotsiyalanishi sababli, quyidagi jarayon sodir bo'ladi:



hosil bo'lgan Br[·] radikali H₂ bilan bog'lanadi

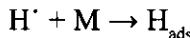


hosil bo'lgan H[·] radikali Br₂ ga ta'sir etadi.



Shu tariqa, ketma-ket reaksiyalar davom etadi. Odatda bu kabi zanjirning o'sish reaksiyalarini uchun energiya ko'p sarf bo'lmaydi.

Erkin radikallar yoki atomlarning so'nishi, reaksiyaning to'xtashi, uchinchi bosqich – zanjirning uzilishiga olib keladi. Uzilish faol markazlarni idish devoriga adsorblanishi (urilishi) va natijada, neytral molekulalarning hosil bo'lishiga bog'liq bo'ladi:



bunda M – idish devori yuzasi.

Portlash, kreking jarayonlari, polimerlanish reaksiyalarini yadro energiyasini olish va bir qancha jarayonlar ham zanjir mexanizmi bo'yicha boradi.

Murakkab oksidlanish jarayonida yonuvchi moddalardagi bir mod daning ikkinchi moddaga aylanishi oqibatida katta miqdorda issiqlik va nurlanish ajralishi bilan kechadigan holatga *yonish* deb ataladi. Yong'in sanoat korxonalari, xalq xo'jaligining barcha tarmoqdarida yuz berib, yetkazadigan zarari jihatidan tabiiy ofatlarga tenglashishi mumkin bo'lgan hodisa hisoblanadi. Yonish jarayoni yonuvchi modda

molekulalarining kislorod molekulalari bilan birikish hodisasi hisoblanadi. Uni akademik N.N.Semyonovning zanjirli reaksiya nazariyasi asosida tushuniladi. Oksidlanish reaksiyasi natijasida odatda issiqlik ajralishi ma'lum sharoitda tezlashib ketishi mumkin. Mana shu tezlanish davri yonishga o'tgan davrga to'g'ri kelib, buni o'z-o'zidan alanganish hodisasi deb ataladi. O'z-o'zidan alanganish issiqlik ta'sirida yoki zanjirli reaksiya asosida yuz berishi mumkin. Masalan, A-73 benzinining o'z-o'zidan alanganish harorati 255°C ga, yog'ochniki 400°C, linoleumnniki 400°Cga teng.

Tabiatda shunday aralashmalar uchraydiki, ularning haroratini tashqaridan oshirmagan holda kimyoviy jarayonlar ro'y berishi va bu jarayonlar o'z-o'zidan alanganish hodisasini vujudga keltirishi mumkin. Bunday hodisalarni zanjirli kimyoviy jarayonlar deb yuritiladi. Bu hodisaning sodir bo'lishiga asosiy sabab aralashma holidagi yonuvchi moddalarda, ma'lum sharoit taqozosi bilan, harorat o'zgarmagan holda, bir necha markazda moddaning faol atomlari hosil bo'ladi hamda ular modda tarkibidagi molekulalar bilan faol reaksiyaga kirishishi natijasida yonuvchi modda molekulalari parchalanadi va yangi faol markazlar hosil qiladi. Agar zanjir reaksiyaning markazi bitta bo'lsa, unda zanjirli reaksiya sust kechadi va bu tarmoqlanmagan zanjir reaksiyasi deb ataladi. Agar markaz bir nechta bo'lsa, reaksiya keskin kuchayadi va o'z-o'zidan alanganish jarayoniga olib keluvchi reaksiya tarmoqlangan zanjir reaksiyasi sodir bo'ladi.

Ingliz olimlari E. Rezerford va F. Soddi, keyinroq Iren va Jolio-Kyurilar tomonidan radiaktivlikni chuqur o'rganilishi, sun'iy radiaktivlik hodisasini tadqiq qilinishi, yadro reaksiyalari yordamida davriy sistemadagi barcha kimyoviy elementlarning sun'iy radiaktiv izotoplарини олиш mumkinligiga doir ishlар ko'lami fizika bilan bir qatorda kimyoga ham zanjir reaksiyalariga oid ma'lumotlarni olib kirdi. Natijada kimyoning zanjir reaksiyalari mukammal o'rganildi va amaliy ahamiyat kasb etdi. Hozirgacha radiaktiv izotoplardan 1500 dan ortig'i olingan.

8.4. Katalitik reaksiyalar. Gamogen va getrogen kataliz

Kimyoviy reaksiyalarning tezligining katalizatorlar ishtrokipda o'zgarishiga *kataliz* deyiladi. Kataliz kimyoviy reaksiyalarni tezlash-tirishning eng samarali va ratsional vositaslaridan biridir. Kataliz hodisasini bиринчи bo'lib, arab alkimiyogari Abu Musa Jarib 702-yilda sulfat kislota ishtirokida spirtdan efir olish misolida kuzatgan. XVIII asr oxirlari va XIX asr boshlarida kimyo fanida kataliz hodisasini tizimli o'ргanila boshlandi. Kataliz so'zi grekcha "katalysis" so'zidan olingan bo'lib, "buzish" ma'nosini anglatadi. Katalizator so'zini 1835-yilda Berselius fanga kiritdi.

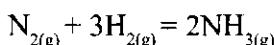
Katalizatorlar kimyoviy reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan o'zaro ta'sirlashib oraliq mahsulot hosil qiladigan, lekin reaksiya oxirida kimyoviy jihatdan o'zgarmay qoladigan moddalardir.

Agar katalizator reaksiya tezligini oshirsa, bunday jarayon musbat kataliz, katalizator qo'shilganda reaksiya tezligi kamayadigan bo'lsa, manfiy kataliz deyiladi.

Reaksiya tezligini sekinlashtiradigan katalizatorlar *ingibitorlar* deb ataladi.

Katalizator reaksiyada muvozanat holati qaror topishini tezlashtiradi, xolos. Lekin uni biror tomonga siljitmeydi. Katalizator to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklarini bir xil darajada oshiradi.

Amalda ko'pincha past haroratda muvozanat holatiga tez erishish kerak, chunki xuddi shunday sharoitda reaksiya mahsulotlari ko'p hosil bo'ladi, ya'ni, muvozanat konstantasining qiymati katta bo'ladi. Masalan, azot bilan vodoroddan ammiak sintez qilishda reaksiya juda yuqori haroratlarda boradi, chunki bu gazlarning birikish reaksiyasining faollanish energiyasi nihoyatda katta.

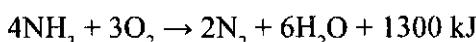
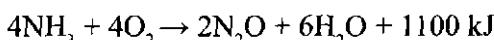


Lekin, harorat ko'tarilgan sari muvozanat aralashmada kamroq ammiak olinadi, harorat ko'tarilishi bilan reaksiyaning muvozanat konstantasi kamayadi va demak, bu reaksiyani yuqori haroratda olib borish samarali emas. Shu reaksiya katalizator ishlatilganda esa past haroratda, ya'ni ancha qulay sharoitlarda muvozanat holatiga tez erishish mumkin.

Katalizatorlarning ikkinchi muhim xossasi tanlab ta'sir etishdir. Katalizatorning yuqori darajada tanlab ta'sir etish xossasiga nitrat kislota ishlab chiqarishda ammiakni oksidlash jarayonini misol qilib kelтирish mumkin. Bunda platinali katalizator asosiy reaksiyaning ya'ni, ammiakni NO gacha oksidlash reaksiyasini keskin tezlashtiradi (reaksiya sekundning o'ndan bir ulushlari ichida tugallanadi).

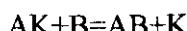


Qo'shimcha reaksiyalar esa (ammiakning N_2O va N_2 gacha oksidlanishi) termodinamik qulay sharoit bo'lishiga qaramay tezlashmaydi. Aksincha sekin o'tadi.



Bu holat iqtisodiy jihatdan katta foydalidir. Ayniqsa, juda yuqori darajada tanlab ta'sir etish xossasiga va o'ta katta aktivlikka ega bo'lgan katalizatorlarga tabiiy yuqori molekulyar katalizatorlar – fermentlarni ham misol qilib ko'rsatish mumkin. Ular faqat bitta modanigina o'zgartiradi (boshqa moddalarga aylantiradi) va reaksiya bir necha million hatto milliard marta tezlashadi.

Katalizda uchraydigan deyarli barcha hollarda katalizator reaksiya uchun olingan moddalar bilan o'zaro ta'sirlashib, oraliq mahsulotlar hosil qiladi. Umumiy holda $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$ reaksiya uchun katalizator K ishtirokida jarayonni quyidagicha ifodalash mumkin:



Ba'zan kimyoviy reaksiyalarda hosil bo'ladigan moddalarning o'zi shu reaksiyalarda katalizator sifatida ta'sir etadi. Bunday reaksiyalar *avtokatalitik reaksiyalar* deyiladi. Bunda reaksiya tezligi avval kichik bo'lib, so'ngra tez ortib ketadi, ammo reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasi kamayishi bilan reaksiyaning tezligi ham pasayadi. Katalizatorlarga ta'sir etganida uning faolligini kamaytiradigan moddalar ham bor. Bunday moddalar katalistik zaharlar, hodisanning o'zi esa katalizatorning zaharlanishi deyiladi. Zaharlanish qaytar va qaytmas bo'ladi. Qaytar zaharlanishda zaharli ta'sir etuvchi modda

tugashi bilan katalizatorning faolligi tiklanadi. Qaytmas zaharlanishda esa katalizatorning faolligini tiklash uchun uni regeneratsiyalash, ya’ni maxsus ishlov berib zararli moddadan tozalash lozim bo‘ladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizator bir jinsli sistema yoki turli fazalardan iborat sistema hosil qilishga qarab gomogen yoki geterogen kataliz bo‘ladi.

Gomogen kataliz. Gomogen katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizator bir jinsli sistema hosil qiladi. Gomogen katalizga CO₂ ning suv bug‘i ishtirokida CO, gacha katalitik oksidlanishi yoki eruvchan uglevodorodlar suvdagi eritmada gidrolizlanishning kislota ishtirokida tezlashuvi misol bo‘la oladi. Birinchi holda reaksiyaga kirishuvchi modda bilan katalizator bir jinsli gaz faza, ikkinchi holda esa bir jinsli chin eritma hosil qiladi. Bularda reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizatorlar orasida chegaraviy sirt bo‘lmaydi. Sulfat kislota ishlab chiqarishda oltingugurt (IV) oksidining oksidlanib, sulfat angidridga aylanishida azot oksidlari katalizator bo‘lib xizmat qiladi. Bu jarayonda oksidlovchi bo‘lgan azot (IV) oksid NO₂ qaytarilib, NO ga aylanadi. So‘ngra bu oksid havo kislороди ta’sirida oksidlanib, yana NO₂ ga aylanadi. Bu jarayonda katalizator oraliq birikma hosil qilib, so‘ngra undan to‘liq qaytariladi, natijada uning miqdori va tarkibi o‘zgarmasdan qoladi. Eritmalarda boradigan gomogen katalizga ko‘pincha vodorod va gidroksil ionlari sababchi bo‘ladi. 1811-yilda kislotalarning katalitik ta’sirini Rossiyada birinchi bo‘lib, K. Kirxgoff kashf etgan. Shakarning inversiyasi murakkab efirlarning sovunlanishi va ko‘pgina boshqa reaksiyalar eritmada vodorod ionlari bo‘lganida tezlashadi bu ionlarning konsentratsiyasi ko‘paygan sari reaksiyaning tezligi ham ortib boradi. Eritmalardagi gomogen katalitik reaksiyalarda ham katalizator ishtiroki orqali birikmalar hosil bo‘lishi aniqlangan. Gomogen katalizda ancha barqaror oraliq birikma hosil bo‘lishi bilan bir qatorda ion va molekulalarning juda qisqa vaqt mavjud bo‘ladigan birikmalari ham katta rol o‘ynaydi. Bunday birikmalar ion dipolli o‘zaro ta’sir yoki vodorod bog‘lanish hosil bo‘lishi tufayli vujudga keladi. Bunday birlashishlar natijasida zarrachalarning qutblanishi ularning reaksiyaga kirishishi xususiyati va to‘qnashgandagi bir-biriga tegib turish muddati o‘zgarishi mumkin. Bularning hammasi reaksiya tezligining o‘zgarishiga

olib keladi. Sanoatda gamogen kataliz bilan bir qatorda geterogen katalizdan ham keng ko'lamda foydalaniladi.

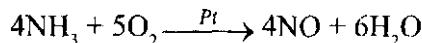
Geterogen kataliz. Reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizator turli agregat hollarda bo'ladigan reaksiyalar geterogen kataliz deyiladi. Amalda uchraydigan geterogen katalizning ko'vida katalizatorlar qattiq modda reaksiyaga kirishuvchilar esa suyuqlik yoki gazlar bo'ladi. Shuning uchun geterogen katalizning barcha jaryonlarida reaksiya katalizatorning sirtida boradi. Demak, katalizator sirtining kattaligi va xossalari sirt qatlaming kimyoviy tarkibiy tuzilishi va holati katalizatorning faolligida muhim rol o'yaydi. Geterogen katalizda katalizator sirtining ahamiyati kattaligi sababli sirdagi atomlar sonini ko'paytirish uchun maydalangan faol moddalar ishlataladi. Lekin kukunsimon katalizatorning gaz oqimi osongina ilashtirib olib ketadi, ko'p miqdorda olinganda esa oqimga katta qarshilik ko'rsatadi. Shu sababli, odatda, inert materialga (silikagelga, alyumogelga) cho'ktirilgan faol moddalar ishlataladi yoki faol moddaning o'zini g'ovak tabletka, sharcha, yoki silindrlar shaklida katalizatorlar hosil qilinadi.

Geterogen kataliz, asosan, moddaning katalizator sirtiga adsorblanishi bilan bog'iq. Reaksiyaga kirishuvchi moddalar katalizator sirtiga adsorblanib reaksiyaga kirishadi, so'ngra hosil bo'lgan mahsulotlar katalizator sirtidan desorblanadi, va chiqib ketadi. Demak, bunda katalizator sirtining hammasi emas balki, uning faol qismlari faol markazlarigina ishtiroy etadi. Reaksiyaga kirishuvchi molekulalar katalizator sirtiga adsorbsiyalanganda bu moddalarning struktur-energetik holatida o'zgarish yuz beradi, ularning reaksiyaga kirish xususiyati ortadi, molekulalardagi kimyoviy bog'lanishlar susayadi. Boshqacha aytganda, bu molekulalar katalizator sirtiga adsorbsiyalaymay, xemosorbsiya sodir bo'ladi. Katalizator sirtiga xemosorblangan reaksiyaga kirishuvchi molekulalar qatlamini katalizator sirtidagi molekulalar bilan hosil bo'lgan oraliq birikmalar deyish mumkin.

Katalizatorlarning kristall panjarasining tuzilishiga mos ravishda katalizator sirtida joylashgan bir necha atom yoki ionlardan iborat kichikroq sirt qismlari *multipletlar* deb ataladi. Bu atom yoki ionlarning katalizatorning sirtqi qatlamida joylashuvi reaksiyaga kirishayot-

gan moddalar molekulalaridagi atomlarning joylashuviga geometrik jihatdan mos kelgandagina katalitik faollik namoyon bo‘ladi.

Geterogen katalizning faol ansamblar nazariyasi ham bor. Bu nazariyaga ko‘ra katalitik xossasi bo‘lmagan modda (yoypuvchi) sirtiga yuqtirilgan modda atomlar katalitik faollik ko‘rsatadi. Bu atomlarning kichikroq to‘plamlari ansamblari (2-3 atomdan tarkib topgan) faol markazlar hosil qiladi. Bunday katalizatorning ansamblar soniga va ularning o‘zaro joylashtiruv tartibiga bog‘liq. Katalizning eng yangi nazariyasi elektron-kimyoviy nazariyasiadir. Reaksiyaga kirishayotgan modda bilan katalizatorning o‘zaro ta’sir xarakteriga qarab elektron nazariyada barcha katalitik reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish va kislota-ishqoriy reaksiyalarga bo‘linadi. Birinchi tipdagи reaksiyalarda elektronlar katalizatorlarga yoki katalizatordan moddaga o‘tadi. Shuning uchun barcha oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarda metallar (Fe, Ni, Pt va boshqalar) katalizator bo‘ladi. Masalan:



Kislota ishqoriy reaksiyalarda kataliz protonlar o‘tishi bilan bora-di. Bunda katalizatorlar sifatida turli (TiO_2 , Al_2O_3 va boshqalar) kuchi-li kislota yoki asoslar ishlataladi.

8.5. Katalizatorlarning sanoatdagи ahamiyati

Katalizatorlarni sanoatda qo‘llash kun sayin ortib bormoqda. So‘nggi yillarda o‘zlashtirilgan yangi ishlab chiqarishlarning 90 % dan ko‘prog‘ida katalizatorlar qo‘llaniladi. Kattalitik reaksiyalar kimyo va termodinami-kaning umumiy qonuniyatlariga bo‘ysunadi, ammo katalizatorlarning ta’siri kimyoviy jarayonlarni amalga oshishini ancha osonlashtiradi. Katalizatorlar reaksiya tezligini minglab, hatto millionlab marta oshiradi reaksiyalarni nisbatan past haroratda borishini ta‘minlaydi hamda iqtisodiy jihatdan ham foydalidir. Ko‘pgina ishlab chiqarish jarayonlarini katalizator tufayligina amalga oshirish mumkin bo‘ldi.

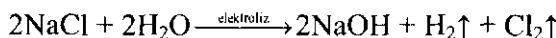
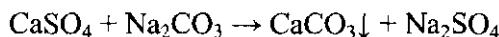
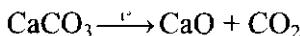
Kataliz muhim anorganik mahsulotlar: vodorod, ammiak, sulfat va nitrat kislotalarini ishlab chiqarishda qo‘llaniladi. Kataliz ayniqsa, organik moddalar ishlab chiqarish texnologiyasida keng qo‘llaniladi.

Masalan, katalizatorlar qo'llash bilan polimerlar, sintezlash uchun yarim mahsulotlar olinadi. Polimerlanish va polikondensatlanish reaksiyalari ham katalizator ishtirotida boradi. Neftni qayta ishlash usullarining ko'pchiligi katalizator qo'llashga asoslangan. Masalan, katalitik kreking, riforming, izomerizatsiya, aromatizatsiya, uglevodorodlarni alkillash va boshqalar. Tirik tabiatda amalga oshadigan kataliz tamo-yillaridan foydalanish bir qator ishlab chiqarish tarmoqlarini ratsional qayta qurish va oziq-ovqat resurslarini kengaytirish imkonini bergen bo'lar edi.

8.6. Qaytar va qaytmas reaksiyalar

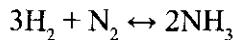
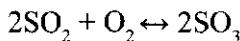
Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikki turga ya'ni qaytar va qaytmas reaksiyalarga ajratish mumkin.

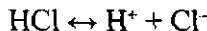
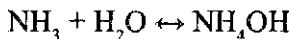
Reaksiyaga kirishuvchi moddalar to'liq reaksiya mahsulotlariga aylanadigan jarayonlar – *qaytmas reaksiyalar* deyiladi. Masalan:



Qaytmas reaksiyalar faqat bir yo'nalishda boradi va bular amalda to'liq oxirigacha boradigan reaksiyalardir. Agar dastlabki moddalar stexiometrik nisbatda olingan bo'lsa, reaksiya mahsulotlari dastlabki moddalar bilan ifloslanmagan, yaxshi toza moddalar hosil bo'ladi.

Aksariyat kimyoviy jarayonlar qaytar reaksiyalardir. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning bir qismi reaksiya mahsulotlariga aylanib, ayni vaqtda reaksiya mahsulotlari qaytadan dastlabki moddalarga aylanib turadigan kimyoviy jarayonlar *qaytar reaksiyalar* deyiladi. Masalan:





Bu misollardan ko‘rinib turibdiki qaytar reaksiyalar ikkita o‘zaro qarama-qarshi boruvchi reaksiyalardan iborat bo‘lib, ular qatoriga ko‘pchilik birikish, dissotsiyalanish, gidrolizlanish, kompleks hosil bo‘lish reaksiyalarini kiritish mumkin.

8.7. Kimyoviy muvozanat. Le-Shatele prinsipi

Qaytar reaksiyalar boshlangan paytda to‘g‘ri reaksiyaning tezligi – V_1 katta, teskari reaksiyaning tezligi – V_2 kichik bo‘ladi. Vaqt o‘tishi bilan to‘g‘ri reaksiyaning tezligi kamayib teskari reaksiyaning tezligi ortib boradi. Ma’lum vaqtdan so‘ng har ikkala reaksiya tezliklari tenglashadi, ya’ni $V_1 = V_2$ ga teng bo‘ladi. Masalan $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ reaksiya uchun to‘g‘ri va teskari reaksiya tezliklari quyidagicha ifodalanadi:

$$V_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b$$

$$V_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

Qaytar jarayonning to‘g‘ri va teskari reaksiyalar tezligi teng bo‘lgan holati *kimyoviy muvozanat* deyiladi. Bunda $V_1 = V_2$ bo‘lgani uchun:

$$K_1 [A]^a \cdot [B]^b = K_2 [C]^c \cdot [D]^d \text{ bo‘ladi.}$$

$$K_m = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ Bundan,}$$

Yuqoridagi formulada K_m – muvozanat konstantasi. K_m – ning qiy-mati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatи va haroratiga bog‘liq, lekin aralashmaydigan moddalarning konsentratsiyasi, bosim va kata-lizatorga bog‘liq emas. Moddalarning muvozanat vaqtidagi konsen-tratsiyasi *muvozanat konsentratsiyasi* deyiladi.

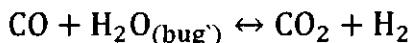
Kimyoviy muvozanat qaror topganda reaksiya to‘xtamaydi, o‘zaro qarama-qarshi ikki jarayon orasida harakatchan (siljishi mumkin bo‘lgan) kimyoviy muvozanat qaror topadi.

Le-Shatele prinsipi. Kimyoviy muvozanat faqat o‘zgarmas sha-

rontda saqlanish turaadi. Reaksiyaga kirishuvchi muodalarning konsentratsiyasi, harorati yoki bosimi o'zgarsa, muvozanat buziladi va reaksiyada qatnashuvchi hamma moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentratsiyasi o'zgaradi.

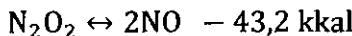
Sharoit o'zgarishi bilan reaksiyaga kirishuvchi moddalarning muvozanat konsentratsiyasining o'zgarishi muvozanatni siljishi deyiladi. Muvozanatni siljishi 1884-yilda ta'riflangan umumiy qoidaga – Le-Shatele prinsipiiga buysunadi. Le-Shatele prinsipi quyidagicha ta'riflanadi: *kimyoviy muvozanat holatida turgan sistemada tashqi sharoitlardan biri (masalan: harorat, bosim yoki konsentratsiya) o'zgartirilsa, muvozanat tashqi ta'sirni kamaytiradigan reaksiya tomoniga siljiydi*.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi ortganda, muvozanat shu modda konsentratsiyasining kamayishiga olib keladigan reaksiya tomonga siljiydi. Aksincha, reaksiyada qatnashuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi kamayganda, muvozanat shu modda hosil bo'ladigan reaksiya tomonga siljiydi. Buni ushbu reaksiya misolida ko'rib chiqamiz:



Agar CO yoki H_2O ning konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat o'ngga siljiydi. CO_2 yoki H_2 konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat chapga siljiydi. CO yoki H_2O ning konsentratsiyasi kamaytirilganda ham muvozanat chapga siljiydi.

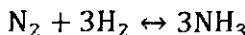
Le-Shatele prinsipiiga muvofiq, harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya (ya'ni issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiya) tomonga siljiydi. Harorat pasaytirilsa, muvozanat ekzatermik reaksiya (ya'ni issiqlik chiqarishi bilan boradigan reaksiya) tomonga siljiydi. Masalan:



Bu reaksiyada harorat oshirilsa, muvozanat o'ng tomon, ya'ni NO ni hosil bo'lish reaksiyasi tomoniga siljiydi. Aksincha, haroratni pasaytirilsa, muvozanat chap tomon, ya'ni NO ni parchalanish reaksiyasi tomoniga siljiydi.

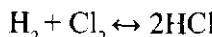
Sistemada gaz moddalari ishtirok etsa, bosim ahamiyatga ega bo'ladi, chunki bosimning o'zgarishi konsentratsiyaning o'zgarishi de-

demak, sistemada bosimning kamayishiga olib keladigan reaksiya to-monga siljitadi. Aksincha, bosim kamaytirilsa, muvozanat gaz moleku-lalarining umumiy sonining ortishiga va natijada sistemada bosimning ortishiga sabab bo'ladigan reaksiya tomonga siljiydi. Masalan:



Bu reaksiyada bir molekula azot bilan uch molekula vodoroddan faqat ikki molekula ammiak hosil bo'ladi. Bunda molekulalar soni ka-maygani uchun bosimning ko'tarilishi reaksiya muvozanatini o'ngga ammiak hosil bo'lishi tomoniga siljitadi. Aksincha, bosim kamaygan-da, muvozanat chapga ammiak parchalanadigan tomoniga siljiydi.

Gaz moddalarining hajmi o'zgarmaydigan jarayonlarda bosim muvozanatga ta'sir ko'rsatmaydi. Masalan:



Bu reaksiyada bir molekula vodorod bilan bir molekula xlordan ikki molekula vodorod xlorid hosil bo'ladi. Ushbu reaksiya natijasi-da hajm o'zgarmaydi shuning uchun bosim bu reaksiya muvozanatiga ta'sir etmaydi.

Kimyoviy muvozanat qonunlarini o'rganish qaytar kimyoviy reaksiyalarni boshqarishda va ulardan ko'proq mahsulot olishda katta ahamiyatga egadir.



Nazorat uchun savollar

1. Kimyoviy kinetika deganda nimani tushunasiz?
2. Reaksiya tezligi nima?
3. Moddalar massalari ta'siri qonuning mohiyatini tushuntiring.
4. Vant-Goff qoidasini tushuntiring.
5. Katalizator nima?
6. Gomogen va geterogen kataliz deganda nimani tushunasiz?
7. Ingibitorlar nima?
8. Qaytar va qaytmas reaksiyalar deb qanday reaksiyalarga aytildi.
9. Kimyoviy muvozanat nima?
10. Le-Shatele principining mohiyatini tushuntiring.
11. Muvozanatga temperatura ta'sirini tushuning.

4-MODUL. SUV. ERITMALAR. ELEKTROLIT ERITMALAR

9-MAVZU. SUV. TABIATDA SUV VA UNING FIZIK-KIMYOVIY XOSSALARI

Tayanch so‘z va iboralar: *suv, gidrosfera, biosfera, suv manbalari, suvning aylanma harakati, suv molekulasi, vodorod atomi, kislород atomi, suvning issiqlik sig‘imi, suvning sirt tarangligi, suvning yorug‘lik nurini sindirish darajasi, suvning elektr o‘tkazuvchanligi, eritma, erituvchi, foiz konsentratsiya, molyar konsentratsiya, normal konsentratsiya, titr.*

9.1. Sayyoramiz suv muhiti (gidrosfera)ning tarkib-tuzilmasi

Qadim zamonalarda vujudga kelgan va hozirgi davrda topilayotgan tabiiy mineral jinslarni olimlar tomonidan sinchiklab o‘rganilishi natijasida sayyoramizning yoshini 4,5 milyard yillar atrofida deb belgilangan. Turli shakl va tarkib-tuzilmaga ega bo‘lgan mineral jins topilmalari bundan 3,8 milyard yillar oldin hosil bo‘lgan deb ham taxmin qilinadi. Suv yerda kamida 4 milyard yil oldin paydo bo‘lgan degan ilmiy xulosalar ham bor.

Tirik organizmlar uchun bebahohayotiy ne’mat hisoblanadigan suv uch xil ko‘rinish (suyuq, bug‘ va qattiq-qor, muz holatlar) da tabiatda mavjud bo‘ladi. Yerda dastlab hosil bo‘lgan suv moddasi bug‘ (gaz) holida bo‘lgan. Yer sayyorasining uzoq geologik shakllanish davrlari mobaynida boshqa barcha tabiiy unsurlar va omillar bilan bevosita uzviy bog‘liqlikda suvning sifat-miqdor ko‘rsatkichlari o‘zgargan va asta-sekinlik bilan hozirgi ko‘rinishlarga kelgan.

Suvning 3 xil holatda bo‘la olish xususiyati tufayli yerda “suvli

qobiq”-“suv muhiti” (gidrosfera) mavjuddir.

Gidrosfera deganda okean, dengiz, ko'l, daryo, yer osti suvlari va muzliklarni o'z ichiga olgan yerning suv qobig'i tushuniladi. Sayyoramizda hayot dastlab suv muhitida paydo bo'lgan va tirik organizmlar uchun suvning ahamiyati beqiyosdir. Gidrosfera biosferaning bir qismidir. Biosfera (yunoncha bio - hayot, sfera - shar) tirik mavjudotlar tarqalgan yer qobig'idir. Uning tarkibi, tuzilishi va energetikasi tirik organizmlar faoliyati majmuasi bilan belgilanadi. Biosfera o'zida tirik va tirik bo'lмаган komponentlarni birlashtiradi hamda bir butunlikni tashkil etadi. U litosferaning yuqori qismini o'zida qamrab olgan.

XX asr boshlarida geolog V.I.Vernadskiy geokimyo, biogeokimyo va radiogeologik tadqiqotlar asosida biosfera ta'limotini yaratdi va 1926 yili "Biosfera" nomli kitobini chop ettirdi. Undagi izohga ko'ra, biosfera—yer kurrasining hayot rivojlanayotgan qismi va bu qism doim tirik organizmlar ta'siridadir. Yer yuzida tirik organizmlar ko'p, ular xilma-xil va turli hudud hamda qatlamlarda tarqalgan. Yerning hayot tarqalgan qismi biosfera bo'lib, unga tirik organizmlar ta'sir ko'rsatadi. Biosferaga sayyoramizning eng katta ekotizimi sifatida qaraladi va u uchta qatlamdan: atmosfera, gidrosfera va litosferadan iborat.

Shunday qilib yer sirtining okean va dengiz suvlari bilan qoplangan yuzasi umumiy nom bilan "Dunyo okeani" deb atalib, sayyoramizning suv qobig'i bo'lgan gidrosferaning ajralmas va asosiy qismidir. Gidrosfera dunyo okeanidan tashqari quruqlikdagi daryolar, ko'llar, dengizlar va muzliklardan, atmosferadagi suv bug'idan, tuproqdagi namlikdan, va yer osti suvlardan tashkil topgan. Dunyo okeani yer kurrasini umumiy maydoni (510 mln. km^2) ni 361 mln. km^2 qismini yoki 71% ini egallagan, quruqliklar yuzasi esa 149 mln. km^2 bo'lib 29% ni tashkil etadi. Quruqliknı barcha ichki suv havzalarining yig'indi maydoni uning umumiy maydonining 3% idan kamrog'ini, muzliklar esa taxminan 10% ini tashkil etadi. Yer gidrosferasining turli qislari dagi suv hajmi turlicha bo'lib, ular haqidagi ma'lumotlar quyidagi jadvalda keltirilgan (9.1-jadval).

9.1-jadval

Yer gidrosferasining turli qismlaridagi suv hajmi

Gidrosfera qismlari	Suv hajmi 10^3 km ³	Umumi hajmga nisbatan % hisobida	Chuchuk suvlар hajmiga nisbatan % hisobida
Dunyo okeani	1370323	93,93	
Yer osti suvlari (chuqur qatlamlarni sho'rt suvlari)	60000	4,12	
Chuchuk yer osti suvlari (faol yangilanuvchi zona)	4000	0,27	14,1
Muzliklar	24000	1,65	84,6
Ko'lllar	278	0,019	0,97
Tuproq namligi	83	0,006	0,28
Atmosfera suv bug'lari	14	0,001	0,05
Daryolar	1,2	0,0001	0,004
Jami	1458699	99,9961	100,0

Shuni alohida ta'kidlash joizki, aynan suv sabab sayyoramizda boshqa hayotiy muhit va omillar, yerning o'ziga xos tabiat, uning iqlim shart-sharoitlari, ob-havosi, rang-barang o'simlik va hayvonot dunyosi, go'zal manzara va hokazolar paydo bo'lgan. Bundan tashqari qator suv manbalarida, xususan, dengiz va okeanlarda, ham organik, ham anorganik moddalar, turli-tuman organizmlar jamlangan. Ularning hammasi tabiiy resurslar sifatida insoniyat uchun xizmat qilmoqda.

9.2. Yer ustidagi ochiq suv manbalari

Yer sayyorasining umumi yuza sathi 510 mln. km² ga teng bo'lib, uning 361 mln. km² qismini suv egallagan. Faqat 149 mln. km² ga yaqin yer maydoni quruqlikdan iborat. Ammo unda ham katta-kichik suv havzalari (sun'iy tashkil qilingan suv inshootlari: suv omborlari, kanallar, ariqlar, hovuzlar va hokazolar) mavjud.

Yerdagi ochiq havzalardagi suvlар tarkibi va sifati nihoyatda xilma-xil. Barcha suv manbalarini 2 guruhga ajratish mumkin: oqar

suvlari va nisbatan turg'un holatdagi suv manbalari. Birinchisiga soy va daryolar, ikkinchisiga esa ko'lllar, suv omborlari, dengizlar, tog' cho'qilari va yer qutblaridagi muzliklarni kiritish mumkin. Tabiatda mavjud jami suvning 2,5 % qisminigina bevosita iste'mol uchun yaroqli chuchuk suv tashkil qiladi. Uning ham kattagina ulushi abadiy muzliklar (yer qutblari, baland tog' cho'qilari va boshqa joylarda) va yer osti qatlamlarida joylashgan. O'z o'mnida ta'kidlab o'tish joizki, "suv muhiti" (gidrosfera)dagi jami suvning 4% ga yaqini yer osti suvlar hisoblanadi, qolgani ochiq suv manbalari, atmosfera va biosfera unsurlari tarkibidadir. M.I.Lvovich va A.A.Sokolovlarning ma'lumotlariga ko'ra, yerdagi jami suv miqdori (150 mln. km³) ning katta salmog'i (qariyb 140 mln. km³) yer usti ochiq suv manbalarida jamlangan. Quyidagi (9.2-jadval) jadvalda yer yuzasidagi ochiq suv manbalari miqdoriy ko'rsatkichlari keltirilgan.

9.2-jadval
Yerning ochiq suv manbalaridagi suvi miqdorlari

T/r.	Ochiq suv manbalari turi	Suv miqdori	
		10 ³ km ³ hajm birligida	Foiz hisobida
1	Okean va dengizlar	1370323	98,262
2	Muzliklar	24000	1,721
3	Ko'llar	230	0,016
4	Soy va daryolar	1,2	0,001
Jami		1394554,2	100

Jadvaldagagi ma'lumotlardan ko'rinish turibdiki, haqiqatdan ham, yer sayyorasida mavjud suv (gidrosfera)ning 95% dan ortiqrog'ini ochiq suv manbalari tashkil etar ekan. Lekin ana shu suvning 98% dan ko'prog'i sho'r, bevosita iste'mol qilinmaydigan okean va dengiz suvlar hisoblanadi. Ta'kidlash joizki, dengiz va okean suvlarida juda ko'p erigan tuzlar bo'lishi sabab o'ta sho'r suvlar hisoblanadi. Masalan, 1 km³ okean suvi tarkibida bir necha million tonna osh tuzi bo'ladi. Hatto ayrim davlatlarda (masalan, Braziliyada) tuzni Atlantika okeanidan oladi. Qolgan manbalaridagi suvlarning ham kimyoiyiy

tarkibi, sifati va organoleptik xossalari bir-biridan farqlanadi. Ichimlik suvlari asosan oqar daryolar suvi hisoblanadi. Quyida keltirilgan (9.3-jadval) jadvalda dunyodagi 10 ta eng yirik daryolarning uzunligi, havzasining maydoni, suv sarfi va joylashgan hududi haqidagi ma'lumotlar bayon etilgan.

9.3-jadval Yerdagi eng yirik daryolarga doir ma'lumotlar

№	Daryolar	Uzunligi, km	Havzasining maydoni, 1000 km²	Suv sarfi, m³/ sek	Joylashgan hududi, mintaqa
1	Amazonka (Maranon bilan birga)	6437	6915	200000	Janubiy Amerika
2	Missisipi (Missuri)	5971	3268	18000	Shimoliy Amerika
3	Nil	6670	2870	3000	Afrika
4	Yantszu	5800	1808	34000	Osiyo
5	Ob (Irtish)	5410	2990	12800	Osiyo
6	Xuanxo	4845	771	1500	Osiyo
7	Mekong	4500	810	14800	Osiyo
8	Amur	4444	1855	10900	Osiyo
9	Lena	4400	2490	16800	Osiyo
10	Kongo	4370	3820	41000	Afrika

Yer yuzida 1000 km va undan ortiq masofada oqadigan 50 dan ziyod daryolar bor. Markaziy Osiyo mintaqasidagi Amudaryo va Sirdaryo ham shular jumlasiga kiradi.

Yer sathida joylashgan suv manbalari orasida okean va dengizlar alohida o'rinn tutadi. Ulardagi suvning sho'rlik darajasi, o'rtacha 3,5% ni tashkil etadi. Lekin ushbu suv havzalari ko'plab turdag'i o'simlik va hayvonlar uchun asosiy hayot manbai hisoblanadi. Muhim sharoitga moslashgan jonzotlarning aksariyat qismi boshqa suv manbalarida yashay olmaydilar.

Dunyo okeanida mavjud jonzotlarning aksariyati shuningdek, undagi ko'plab kimyoviy noorganik modda va mahsulotlar ham insoniyat uchun muhim hayotiy omillardir. Ular tabiiy xomashyo resursi sifatida qayta ishlanib, ko'plab zaruriy modda va mahsulotlar olinadi. Hozirgi

davrda turli sohalarda bunday modda va mahsulotlardan keng foydalaniлади. Улар jumlasiga baliq mahsulotlari, har xil mineral tuz, hatto oltin va ba'zi radiaktiv elementlarni ko'rsatish mumkin. Qimmatbaho marvaridlar ham dengiz hayvonlari chig'anoqlaridan olinadi. Nihoyat, dengiz va okean suvlari dunyodagi ko'plab mamlakatlarni bir-biriga o'zaro kema qatnovi bilan bog'laydigan muhim aloqa vositasi hisoblanadi.

Yer yuzasining ochiq suv manbalarining asosiy qismi shimoliy va janubiy qutblardagi abadiy muzliklar hamda baland tog' cho'qqilarida joylashgan qor va muz qoplamaridan iboratdir.

Quyidagi 9.4-jadvalda yer sathidagi qor-muz qatlami turlari va ularga tegishli ba'zi ma'lumotlar keltirilgan.

9.4-jadval
Yerdagi qor-muz qoplamlari

Qor-muz qoplamasining ko'rinish shakli	Massasi		Maydoni	
	gr	foiz	km ²	foiz
Muzliklar	$2,389 \cdot 10^{22}$	98,95	$1,621 \cdot 10^7$	10,9 (quruqlik maydonining)
Antarktida muz qoplaması	$2,14 \cdot 10^{22}$	89,66	$1,389 \cdot 10^7$	85,72
Grenlandiya muz qoplaması	$2,34 \cdot 10^{21}$	9,80	$1,726 \cdot 10^6$	10,65
boshqa muzliklar	$1,29 \cdot 10^{20}$	0,54	$5,88 \cdot 10^5$	3,63
Abadiy muzliklar	$(2-5) \cdot 10^{20}$	100	$2,10 \cdot 10^7$	14,1 (quruqlik maydonining)
Dengizlar muzligi	$3,483 \cdot 10^{19}$	0,83	$2,60 \cdot 10^7$	7,2 (dunyo okeani maydonining)
Qor qoplaması	$1,05 \cdot 10^{19}$	0,14	$7,24 \cdot 10^7$	14,2 (yer umumiy maydonining)
Aysberg (muz ko'chma)lar	$7,65 \cdot 10^{18}$	0,04	$6,35 \cdot 10^6$	1,87 (dunyo okeani maydonining)
Havo (atmasfera) dagi qor-muz zarralari	$1,68 \cdot 10^{18}$	0,03-0,01	$5,10 \cdot 10^8$	100 (butun yer yuzasining)

Abadiy muzliklar, ayniqsa, Shimoliy va Janubiy qutblardagi muz holida jamlangan suv miqdori yerdagi umumiy suvning 1,722% ini tashkil qiladi. Muzliklar ma'lum shart-sharoitlarda o'zlaridan yirik muz bo'lak (aysberg)larni ajratib turadi. Shuning uchun ham dunyo okeanidan qancha suv bug'lanmasin, muzlarning uzluksiz oz-ozdan erib turishi tufayli uning tarkibi va sifat-miqdoriy ko'rsatkichlari mo'tadil holatda saqlanib turadi.

Tirik organizmlarning bevosita iste'moli uchun yaroqli ichimlik suv manbalari, asosan, yer sathi quruq qismidagi soy, daryo va ba'zi bir ko'llar hisoblanadi. Ulardagi jami suv miqdori 230,10 km. kubdan ortiqroq. Bu abadiy muzliklardagi suv miqdoridan hamda yer osti ichimlik suvlari miqdoridan ham ancha kam. Daryo va ko'l suvlari jami suv miqdorining atiga 0,016% ini tashkil etadi. Demak, sayyoramizdag'i chuchuk (ichimlik) suvlarning asosiy zaxirasini abadiy muzlik va yer osti manbalarida jamlangan. Keltirilgan ma'lumotlar yerda chuchuk suv tanqisi ekanligi isbotlaydi.

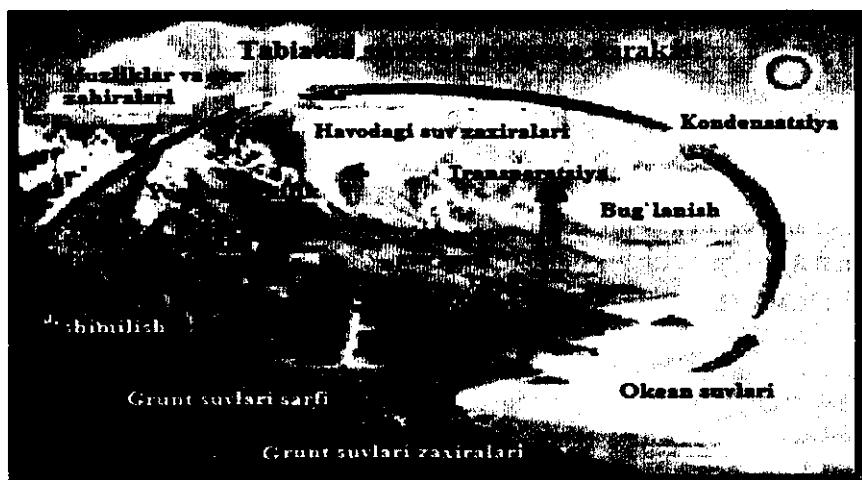
Yillar o'tgan sari, yer aholisining soni uzuluksiz ortib bormoqda. Masalan, 2000-yil ilgari yer yuzi aholisi bir necha yuz milliondan iborat bo'lган bo'lsa, XX asr boshida 1,6 mlrd., 50 yildan keyin esa, 2,5 mlrd., XXI asr boshiga kelib, 6,5 mlrd. Dunyo aholisining umumiy soni 2019-yil may oyiga kelib 7,7 milliarddan ortib ketdi. Suvning tabiiy manbalari va ulardag'i suv miqdorlari esa o'sha-o'sha o'zgarmas holatda.

Yer yuzida insoniyat son jihatidan o'sib borishi va ularning barcha ehtiyojlarini to'la qondirish zaruriyati, tabiiyki, fan-texnika va ishlab chiqarish sohalarining keskin rivojlanishiga asosiy sababdir. Buning oqibatida esa, barcha tabiiy muhit va hayotiy omillarga kuchli antropogen (texnogen) ta'sirini kuchayishi yuzaga keldi. Bundan ochiq suv manbalari ham chetda qolmadi. Pirovard-natijada, turli-tuman ekologik muammolar, shu jumladan, deyarli barcha suv havzalari va boshqa manbalar ham o'ta zararli (hatto zaharli) moddalar bilan ifloslanmoqda.

9.3. Tabiatda suvning aylanma harakati

Suv doimo harakatda bo'ladi. Suvning ko'p miqdori muttasil ravishda yer ustida va yer ostida aylanib yuradi. Suvning okeanlar, quruqlik yuzasidan hamda o'simlik va tirik mavjudotlardan ajralib

chiqishi (bug'lanishi) natijasida atmosfera suv bug'lari bilan to'yinadi. Atmosferaning bir maromda isimasligi unda yer shari yuzasida havo oqimlarining katta miqyosda o'rin almashinishiga sabab bo'ladi, kondensatsiya (suv bug'ining suyuq holatiga o'tish jarayoni) oqibatida suv yerga yana shudring, yomg'ir, do'l va qor tarzida qaytadi. Shu nar-sa hisoblab chiqilganki, mazkur suvning 65-75% bevosita okeanlarga tushadi, qolgani quruqlikka taqsimlanadi. Suvning bir qismi bevosita tuproqdan va uni qoplab turgan o'simliklardan bug'lanadi. Boshqa qismi tuproqqa shimilib turadi va o'simliklar tomonidan o'zlashtiriladi yoki tuproq ostiga kirib, uning tarkibiga qo'shiladi, keyin ular orqali yer osti suvlariga qo'shiladi. Nihoyat, suvning bir qismi yer yuzasida qoladi va yer osti suv oqimlariga sekin-asta oqib tushadi (9.1-rasm).

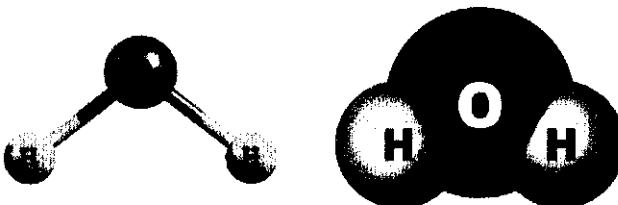


9.1-rasm. Suvning tabiatda aylanma harakati

9.4. Suv molekulasining tuzilishi

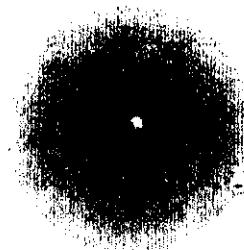
Har qanday moddaning xususiyatini bilish, u haqida fikr yuritish uchun avvalo, moddaning molekulyar darajadagi tuzilishi haqida tu-shunchaga ega bo'lish kerak. Molekula lotincha "moles" so'zidan ol-ningan bo'lib, muayyan moddaning eng kichik zarrasi hisoblanadi. U tegishli modda xususiyatlarini o'zida to'la nomoyon qiladi. Suv moleku-

lasi vodorod va kislorod atomlarining birikmasidir. Uning fazoviy tuzilishini quyidagicha tasavvur etish mumkin (9.2-rasm).



9.2-rasm. Suv molekulasining tuzilishi.

Yuqorida ta'kidlanganidek, suvning tarkibida vodorod mavjud. Vodorod lotincha "Hidrogenium" so'zidan olingan bo'lib, "hydro" - suv va "genno" - hosil qilish ma'nolarini anglatadi. Ushbu elementning kimyoviy ifodasi esa, yuqoridagi so'znnig bosh harfi bilan, ya'ni H bilan belgilanadi. Vodorod atomi bitta proton va bitta neytrondan iborat.



9.3-rasm. Vodorod atomining tuzilishi

Uning nisbiy atom massasi, izotoplarini hisobga olgan holda 1.0797 ± 0.0007 ga teng. Tabiatda vodorodning uch xil ${}^1\text{H}$ (protiy), ${}^2\text{H}$ (deyteriy) va ${}^3\text{H}$ (tritiy) izotoplari mavjud. Vodorod ma'nosiga ko'ra, suv hosil qiladigan element bo'lgani uchun rus tilida vodorod, ya'ni "suv yaratuvchi" element deb nomlangan.

Vodorodning 2 ta atomi va kislorodning 1 ta atomi bilan birikib, suv molekulasi (H_2O) ni hosil qiladi. Vodorodning 3 ta izotopi tufayli, yer sayyorasida suv ham 3 turda mavjud bo'ladi, ya'ni oddiy suv (H_2O)

bilan birgalikda, og‘ir suv (D_2O) va radiaktiv xususiyatli o‘ta og‘ir suv (T_2O) ham tabiatda uchraydi. Lekin ular o‘z sifat va miqdor ko‘rsatkichlari bo‘yicha bir-biridan keskin farqlanadi.

Quyida odatdagagi ichimlik suvini hosil qiladigan vodorod elementi va uning eng kichik zarrachasi (atomi)ga oid eng muhim ilmiy ma’lumotlar keltirilgan.

Vodorod tirik organizmlar uchun o‘ta zarur modda - suvni hosil qiluvchi kimyoviy element hisoblanadi. Suv tarkibining 11,11% vodorod elementiga to‘g‘ri keladi. Shuningdek, vodorod deyarli barcha turdagи o‘simlik va hayvonot dunyosi, shu jumladan, inson tanasi, uning to‘qima va hujayralarini tashkil etadigan organik birikmalar tarkibida mavjuddir. Masalan, organik kislotalar, uglevodlar (qand), yog‘, oqsil va boshqa moddalar tarkibida ham vodorod elementi mavjud. Shu sababdan vodorod muhim biogen elementlardan biri hisoblanadi.

Vodorod oddiy modda (H_2) yerning havo muhitida juda oz miqdorda uchraydi. Bundan tashqari u koinotda quyosh va boshqa fazoviy unsurlar tarkibida mavjud. Shunday qilib, xulosa qilinsa, vodorod elementi tufayligina yerda suv bor, zarur iqlim-sharoit mavjud hamda tabiatda uzliksiz turli jarayonlar amalga oshib turadi.

Boshqa kimyoviy elementlar qatorida, vodorod ham doim aylanma harakatda bo‘lishi muhim ahamiyat kasb etadi. Tabiatdagи davriy takrorlanishlar, masalan, har yili 4 xil fasl kuzatilishi, ob-havo va iqlim ko‘rsatkichlarining namoyon bo‘lishi, o‘simlik va boshqa biologik unsurlarning yangilanib turishi va oziq-ovqat mahsulotlari tarkibidagi moddalarni sintezi ta’milnadi. Ana shunday barcha tabiiy jarayon va hodisalar asosida, so‘zsiz “suv omili” yotadi.

Demak, vodorod elementi yer sayyorasida keng tarqalgan eng muhim biogen (hayotiy) elementlardan biri. Olimlar uning yerdagi umumiyligi miqdorini aniqlashgan, ya’ni yer sayyorasining 0,88%ini vodorod elementi tashkil qiladi. O‘tkazilgan tadqiqotlar natijalaridan kelib chiqib, yerda mavjud jami elementlar atomlarining har 100 tasiidan 17 tasi vodorodga to‘g‘ri keladi.

Vodorod atomiga oid ba’zi fizik-kimyoviy ko‘rsatkichlar quydagicha: uning markazi (yadrosi) da 1 ta musbat (+) zaryadli pro-

ton mavjud bo‘lib, atrofida manfiy (-) zaryadga ega bo‘lgan elektron aylanib turadi. Elektron atom markazida joylashgan protondan o‘rtacha 0,046 nm (nanometr) masofada joylashgan. Vodorod atomidagi proton va elektron zarrachalarining o‘zaro bog‘lanish energiyasi 1310 Kj/mol ga teng. Agar buni ishqoriy metallar atomlariga solishtirilsa, Li (litiy) atomida ushbu ko‘rsatkich 529 Kj/mol energiya qiyatiga ega.

Vodorodning protiy (H), deyteriy (D) va tritiy (T) iztoplaringing atomlari o‘zaro birlashib, 2 atomli molekulalarni hosil qiladi: H_2 , HD, D_2 , DT, HT va T_2 . Ular tabiiyki, o‘zlariga xos dissotsiyalanish domiylik konstantalariga ega. Misol uchun, H_2 ning 300 va 2000 K temperaturalarda dissotsiyalanish konstantalari $2,56 \cdot 10^{14}$ (300 K) va $1,22 \cdot 10^3$ (2000 K)ni, dissotsiyalanish energiyasi 4,36 kj/mol ni va H_2 molekulasidagi atomlar yadrolari orasidagi masofa esa 0,07414 nm tashkil etadi.

Vodorod elementi koinot unsurlari (fazoviy jismlar)da juda keng tarqalgan. Masalan, quyosh plazmasi massasining yarmidan ortiq qismini vodorod tashkil qiladi. U shuningdek, deyarli barcha yulduzlar tarkibida mavjud.

Vodorod rangsiz, hidsiz va ta’msiz gaz bo‘lib, 273,15 K harorat va 1 atm (760 mm sim. ustuni) bosimda $0,0899 \text{ Kg/m}^3$ zichlikda ega. Bitta molekulasi 22,43 litr hajmni egallaydi. Vodorod gazi sanoat miqyosida turli xil usullar bilan suv va boshqa vodorod tutuvchi moddalar (masalan, tabiiy uglevodorodlar)dan olinadi.

Suvning tarkibiga kiruvchi ikkinchi element kislroddir. Kislrod yerda mavjud bo‘lgan barcha tabiiy unsur va hayotiy omillar asosini tashkil etadigan biogen kimyoviy elementlardan biri hisoblanadi.

Ushbu elementsiz nafaqat yer, umuman boshqa koinot unsurlarini ham mavjud bo‘lishini tasavvur etish qiyin. U tirik organizmlar nafas olishi uchun asosiy manba hisoblanadi.

Barcha organik modda-mahsulotlar, o‘simlik va hayvonot dunyosi, insonlar, xullas, turli xil mavjudotlar aynan kislrod va uning birikmalarini tufayli o‘zlarini namoyon etadi. Tabiiy kimyoviy va fizik-kimyoviy jarayonlar: modda va energiya almashinish, chirish, yonish, fotosintez va hokazolar kislrod elementi ishtirotidagina amalga oshadi. Ushbu elementni 1774-yili, bir-biridan xabarsiz holda, shvetsiyalik kimyo-

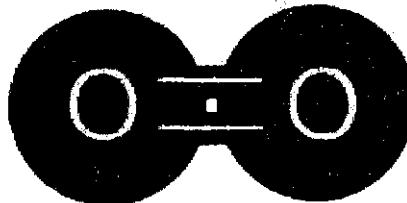
gar Sheele va ingliz olimi Pristlilar tomonidan kasht etilgan. Kislorod yer po'stlog'i massasining 47,2% ini va atmosfera (havo muhiti)ning 20-21% ini tashkil etadi. Dunyo okeanidagi barcha biounsurlar massasining 85,2% ini va yer yuzasidagi hamma turdag'i tirik organizmlar biomassasining 65% i kislorodga to'g'ri keladi. Kislorod yerda juda keng tarqalgan biogen element hisoblanib, uning asosiy massasi suv, havo, tog' jinslari (minerallar), o'simlik va barcha tirik organizmlardagi moddalar tarkibidadir.

Kislorodning nisbiy atom massasi 15,9994 ga teng bo'lib, D.I.Mendeleyev davriy sistemasining VI-guruh, 8 tartib raqamida joylashgan. Uning 16 atom massali turidan tashqari, yana 17 va 18 massali iztoplari ham mavjud.

Kislorod atomida 8 ta elektron bo'lib, uning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2 2p^4$ ko'rinishda ifodalanadi. Kislorod turli xil birikmalarda -2, +1, +2 oksidlanish darajalarini namoyon qiladi. Element atomining har xil kimyoviy birikmalardagi o'zaro bog'lanish (kovolent, ion va vodorod bog'lanish) holati ham bir xil emas. Kovalentli bog'lanish radiusi 74 nm (nanometr), ionli holat (O^{2-}) bo'lganda esa, 126 nm ga teng.

Kislorod elementi ikki atom kislorodning o'zaro bog'lanishi natijasida hosil bo'ladi. Tabiatda erkin holda uchraydigan O_3 (ozon) gazi uchta kislorod atomining birikishidan hosil bo'ladi. Kislorod oddiy sharoitda gaz holatida, ammo ma'lum shart-sharoitda suyuq va hatto qattiq holatlarga o'ta oladigan element bo'lib, O_2 va O_3 allotropik shakllariga ega.

Kislorod gazi (O_2) molekulasida 2 ta O atomi o'zaro, 494 kj energiya bilan bog'langan (9.4-rasm)

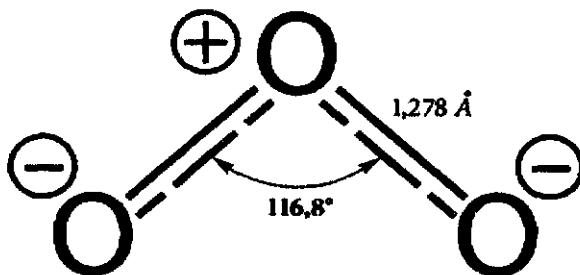


9.4-rasm. Kislorod molekulasining tuzilishi

O'zaro simmetrik birikkan kislorod atomlari oralig'ida, Van-der-Waals kuchlari vositasida, nisbatan kuchsiz bog'lanish mavjud. Shuning uchun kislorod molekulasining qutblari yo'q va dipol momentiga ham ega emas. Aynan shu sabab, kislorod gazining suyuqlanish va qaynash temperaturalari nihoyatda past: $T_s = -219^\circ \text{C}$, $T_q = -183^\circ \text{C}$. Suyuq holdagi kislorod zichligi $1,13 \text{ g/sm}^3$ ga teng.

Kislorod oddiy sharoitda hidsiz, rangsiz va ta'msiz gaz bo'lib, asosiy hayot omili hisoblanadi. Toza kislorod gazini sanoatda havodan, shuningdek, svuni elektrotiz qilib olinadi. Laboratoriya sharoitida esa, Bertole tuzi yoki kaliy permanganatni qizdirib, parchalab olinadi.

Ozon 3 ta kislorod atomidan tashkil topgan havorang, o'tkir hidli va o'ta zaharli gaz (9.5-rasm).



9.5-rasm. Ozon molekulasining tuzilishi

Ozon -193°C haroratda suyuqlanib, -112°C da qaynaydi hamda atmosferaning stratosfera qavati (22-28 km)da, yer kurrsasi atrofida, alohida qobiq bonyod etib, yer biosferasini quyoshning ultrabinafsha nurlari (radiatsiya)dan muhofaza qiladi. Ozon quyosh radiatsiyasi ta'sirida o'zgarishga $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}$ uchraydi.

Ozon elektr zaryadi vositasida ham hosil bo'ladi. Suvda yaxshi eriydi. Havo muhitida, yashin (momoqaldoq) paytida kislorod gazining kimyoviy o'zgarishi natijasida hosil bo'ladi. Iflos suvlarini tozalash, xususan, zararsizlash uchun undan samarali foydalanish mumkin.

9.5. Suv hosil bo‘lishining kimyoviy asoslari

Ma'lumki, har qanday modda molekulalari muayyan kimyoviy reaksiyalar natijasida hosil bo‘ladi.

Kimyoviy reaksiya natijasida moddalar hosil bo‘lishi (sintezi) usullari xilma-xildir. Shulardan biri individual element atomlari yoki molekulalarining birikish reaksiyasi hisoblanadi. Bunda, ma'lum shart - sharoitlarda, o‘zaro ta’sirlashuvga uchragan atom yoki molekulalar, bir-birlariga kimyoviy bog‘langan holda, barqaror birikmani hosil qiladi.

Kimyoviy jarayonlar birikish, parchalanish, o‘rin olish, almashtish, oksidlanish-qaytarilish va neytrallanish kabi reaksiyalar orqali amalga oshadi. Bunda ma'lum miqdorda energiya yutilishi yoki ajralib chiqishi mumkin. Agar energiya ajralib chiqsa ekzotermik, yutilganda esa, endotermik jarayon amalga oshadi.

Suvning hosil bo‘lishi ekzotermik jarayon bo‘lib, suv molekulalarining hosil bo‘lish reaksiyasi tenglamasini quyidagi ko‘rinishda yozish mumkin: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.

Hozirgi zamон ilmiy ma'lumotlarga asoslanib qayd etish joizki, bir gramm molekula (1g/mol) suv hosil qilish uchun 1 atm (760 mm simob ustuni balandligi) bosim va 20°C (293° K) haroratda, bug‘ holatida suv hosil bo‘lib, 57,8 kkal energiya sarflanadi. Suyuq holdagi suv uchun esa, 68,7 kkal issiqlik energiyasi zarur bo‘ladi. Oddiy haroratda H₂ va O₂ gazlar o‘zaro reaksiyaga kirishmaydi.

Yuqorida keltirilgan suv hosil bo‘lish reaksiyasi tenglamasidan ko‘rinib turibdiki, 2 ta vodorod va 1 ta kislorod molekulalaridan 1 ta suv molekulasi hosil bo‘ladi. Aslida suv molekulalarini hosil bo‘lishi ancha murakkab jarayon hisoblanadi.

1780-yilda ingлиз олими Dj. Uatt suvni kimyoviy birikma sifatida, o‘z davridagi ilmiy tushunchalar asosida, “Hayotiy havo” (kislorod gazi) va “Flogiston” (yonuvchi- “olov modda”) birikmasi deb, taxmin qilgan. Shundan keyin boshqa kimyogarlar ham amalda suv hosil qilish (suv sintezi)ni bajarishga harakat qilganlar.

1781-1782-yillarda boshqa ingлиз олими Genri Kavendish (1731-1810) suv molekulasini haqiqatan ham vodorod va kisloroddan tashkil topganligini ilmiy asoslagan. Olim toza holda vodorod va kis-

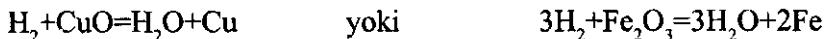
lorod gazlarini olib, turli nisbatda gaz aralashmasini tayyorlagan. So'ngra aralashmaga elektr uchqunida portlash sodir etib, suv hosil qilgan.

XVIII-asrnnig 80-yillari "Suv kimyosi" asoslarining yaratilishida juda muhim davr hisoblanadi. O'sha davrda nafaqat H_2 va O_2 boshqa gazsimon birikmalar bilan ham ko'plab tadqiqotlar olib borilgan. Bundan tashqari, "Flogiston" tarkibida "asosiy yonuvchi kimyoviy unsur" (masalan, H_2) bo'ladi, degan noto'g'ri g'oyaga barham berilgan. Lekin o'sha davrdagi eng muhim kashfiyot, so'zsiz, suv sintezi, ya'ni suvni hosil qilish bo'lgan.

Suv molekulalari ancha murakkab tarkib va tuzilmaga ega. Ularni hosil bo'lishligi uchun, birinchidan, toza holatdagi vodorod va kislorod gazlarini bo'lishi, ikkinchidan, ulardan aniq miqdorlarda aralashma tayyorlanishi va kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun muayyan energiya kerakligi aniqlangan. Ana shunday ma'lumotlardan kelib chiqadigan yagona xulosa shuki, hajm miqdorida 2 qism vodorod va 1 qism kislorod gazlaridan suv hosil bo'ladi.

Suv kimyosiga oid ta'llimot asoschilaridan yana biri mashhur fransuz kimyogari Antuan Lavyaze (1743-1794) hisoblanadi. Ilk bor u injener J.Mone bilan birgalikda, suvni aynan vodorod va kislorod gazlaridan olgan. Suv hosil bo'lishi va uning molekulasini murakkabligini ham Lavyaze 1785-yilda o'tkazgan tajribalari bilan ilmiy asoslab bergen. Bundan tashqari, u o'zining 1783-yilda chop etgan "Flogiston to'g'risidagi fikrlar" asarida kimyoda uzoq vaqt hukm surgan "Flogiston nazariyasi" ga katta zarba bergen.

Suvni boshqa bir necha kimyoviy reaksiyalar bilan ham hosil qilish mumkin. Masalan, toza holdagi vodorod gazini cho'g' holatda bo'lgan, metallarning kislorodli birikmali (oksidlari) ustidan o'tkazib, suv molekulalarini hosil qilish mumkin:



Ushbu tenglamalarda H_2 gazi bilan mis (II)-okсиди va temir (III) oksidi o'rtaida kimyoviy reaksiya borishi ifodalangan. Ana shunday reaksiyalar XVIII asr oxirlaridan boshlab amalda qo'llanilib kelinmoqda.

Suv molekulalarining tabiatda hosil bo‘ladigan yo‘llari ham mavjud. Qanday yo‘l bilan suv molekulalari hosil qilinmasin, har doim suv molekulasi massasining 11,11% ni vodorod va 88,89% ni kislorod elementlari tashkil etadi.

9.6. Suvning fizik-kimyoviy xossalari

Suvning fizik xossalari. Har qanday moddadan samarali foydalaniш uchun, avvalambor, uning fizik xossalari to‘g‘risida to‘la ma’lumotga ega bo‘lish kerak.

Tabiatning bebaho ne’mati - suv, kimyoviy modda sifatida suyuq - oquvchan, qattiq - muz va gazsimon - bug‘ shakli bo‘ladi. Har bir suv ko‘rinishi, albatta, o‘ziga xos fizik-kimyoviy xossalarga ega.

Suv, uning bug‘i hamda muz holatlarining fizik-kimyoviy xossalarni xarakterlaydigan boshqa ko‘rsatkichlar ham bor. Ularga *issiqlik sig‘imi, sirt tarangligi, yorug‘lik nurini sindirish darajasi, elektr o‘tkazuvchanligi, magnit* (elektromagnit) *maydonga ta’sirchanligi, kritik temperatura* va boshqalarni ko‘rsatish mumkin.

Toza suv rangsiz tiniq suyuqlikdir. Suvning zichligi qattiq holatdan suyuq holatga o‘tganda boshqa moddalardagi kabi kamaymaydi, balki oshadi. Suvning +4°C dagi zichligi 1 g/sm³ ga teng, +4°C dan yuqorida va undan pastda suvning zichligi 1 g/sm³ dan kichik bo‘ladi. Bu hodisa suvning zichlik anomaliyasi deb ataladi. Suv +4°C da yuqori zichlikka ega bo‘lib, undan past haroratda qisman kam zichlikka ega. Shuning uchun ham muz yuzada qoladi va o‘zidan pastdagи suv qatlamlarini yanada sovishdan va muzlashdan saqlaydi. Bu suv havzalaridagi tirik organizmlarning hayotini qattiq sovuqdan saqlanib qolishiga yordam beradi.

Suvning muhim fizik xossalardan yana biri, solishtirma issiqlik sig‘imi hisoblanadi. Harorat ortishi bilan solishtirma issiqlik sig‘imin qiymati o‘zgaradi. Toza suvning solishtirma issiqlik sig‘imi barcha suyuq va qattiq moddalarnikidan katta bo‘lib, 4,18 j/(g.K) ga teng. Suv yozdan qishga o‘tish davrida hamda kechasi sekin soviydi, kunduzi yoki qishdan yozga o‘tish davrida sekin isiydi, ya’ni suv yer sharida harorat regulyatori bo‘lib xizmat qiladi. Suvning issiqlik sig‘imi daraxtnikiga nisbatan 2 baravar, qumnikiga nisbatan 5 baravar, temirnikiga

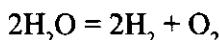
nisbatan 10 baravar, havonikiga nisbatan 3000 baravar katta. Demak, 1 m³ suv 1°C sovuganda 3000 m³ havoni 1°C ga isitadi. Shu sababdan, suv havzalari yozda to'plagan quyosh issiqligini qishda nam va iliq havo oqimi sifatida atrofini ilitib turadi va shu joy iqlimini yumshatadi.

Suv bug'langanda hajmi 700 marta ortadi. Ana shu xossasi tufayli bug' qozonlarida undan harakatlantiruvchi kuch sifatida foydalilaniladi. Suv isiganda - kengayadi. Isigan suvning zichligi sovuq suvga nisbatan kam bo'ladi. Shu sababli u yengil bo'lib suvning yuza qismiga, yuqoriga ko'tariladi. So'ngra bug'lanadi, bug'lar atmosferada sovuq va siyrak qatlamga tushib kengayib, kondentsiyalanib (sovib) bulut hosil bo'ladi, bulutlardan turli xilda yog'in yog'adi. Toza suv 0°C da muzlab, 101,325 kPa yoki 760 mm simob ustuni balandligiga teng bosimda 100 °C da qaynaydi.

Ko'plab suyuqliklarda kuzatilganidek, suv ham o'ziga xos sirt tarangligiga ega. Harorat ortishi natijasida issiqlik energiyasini yutgan suv molekulalari ancha faollahib, harakatchanligi ortib, bir-biridan ajralishi ro'y beradi va natijada suv yuzasining tarangligi pasayadi.

Ko'pgina kimyoviy moddalar, ular suyuq yoki qattiq holatda bo'lishidan qat'iy nazar, o'zidan elektr tokini o'tkazadi. Olib borilgan ko'plab tadqiqotlar natijalariga ko'ra, ta'kidlash mumkinki, toza suv o'zidan elektr tokini juda yomon o'tkazadi. Haroratning ortishi bilan, ya'ni suv molekulalari erkin harakatlanishi kuchayishi bilan, suvning elektr o'tkazuvchanligi oshadi.

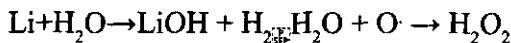
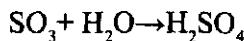
Suvning kimyoviy xossalari. Suv molekulalari nihoyatda ko'p issiqlik chiqishi bilan hosil bo'lganligi sababli, suv qizdirishga juda chidamlidir. Lekin 1000 °C dan yuqorida suv bug'i vodorod bilan kislorodga parchalana boshlaydi:



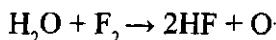
Moddalarning qizdirish natijasida parchalanishi termik dissotsiyalanish deb ataladi. Suvning termik dissotsiyalanishi ko'p issiqlik yutilishi bilan boradi. 2000 °C da suvning termik parchalanishi 1,8 % ga, 3092 °C da 13% ga, 5000 °C da 100 % ga yetadi.

Suvning reaksiyaga kirishish xususiyati yuqoridir. Ko'pgina metall va metallmaslarning oksidlari suv bilan birikib, asoslar va kislotalarni hosil qiladi. Ancha faol metallar suv bilan reaksiyaga kirishganda,

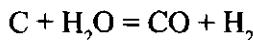
Суворуу ажарын чиңгиз. Сув атомдар кислородуннан түзүлүп, суулордуу ероксидни hosil qiladi:



Suv fтор bilan reaksiyaga kirishganda atomlar holidagi kislород жарылб chiqadi:



Cho'g' holidagi ko'mir orqali suv bug'i o'tkazilganda CO va N₂ ralashmasi hosil bo'ladi:



Asl metallar (oltin, platina, kumush) va simob suv bilan reaksiyaga irishmaydi. O'z-o'zicha boradigan juda ko'p reaksiyalarda suv bug'i atalizator vazifasini o'taydi. Suv qutbli modda bo'lgani uchun juda axshi erituvchi hisobланади.

9.7. Suvli eritmalar haqida tushunchalar

Suvli eritmalarning assosiy tabiiy manbalariga o'ta suyuq ichim-k (juda ham kam moddalar erigan, bevosita iste'mol qilishga yaroq-) suvlar, o'rtacha konsentratsiyali eritma (bir qator mineralлangan nifobaxsh davolovchi) suvlar va yuqori konsentratsiyali (iste'molga aroqsiz) dengiz-okeanlar sho'r suvlarini ko'rsatib o'tish mumkin. O'tish mumkinki, jami yer usti suvining 97% dan ortiq qismi o'ta konzentratsiyali eritmalar hisobланади.

Ma'lumotlarga ko'ra, yer usti suvlari tarkibida ko'proq xlor-natriy-birimkalar tashkil qiladi. Bunga assosiy sabab, boshqa mineral tuzлар nasalan, sulfat, fosfat, karbonatli va boshqalar) ga qaraganda, suvda aqiqatdan ham NaCl (natriy xlorid – osh tuzi), KCl (kaliy xlorid), MgCl₂ (magniy xlorid) va CaCl₂ (kalsiy xlorid) kabilar nisbatan yaxshi iydi.

"Yumshoq" yomg'ir suvi tarkibida mineral tuzлар deyarli bo'lmadi.

sa-da, gaz moddalar – O₂ (kislород) va havo muhitiga chiqib qolgan N_xO_y (azot oksidlari), SO₂ (oltingugurt oksidi), CH₄ (metan), NH₃ (ammiak) va boshqa gaz-gazsimon birikmalar bo‘ladi. Shu o‘rinda ta’kidlash ham joizki, aynan oltingugurt va azot oksidlari tufayli ham tabiatda hozirgi kunda “kislotali yomg‘ir”lar kuzatilmoxda. Hatto respublikamizning ba’zi hududlarida kislotali yomg‘irlar ta’siridan daraxtlar (o‘rik, bodom va boshqalar) barglari ilma-teshik bo‘lishi, mevalari g‘o‘raligidayoq nobud bo‘lishiga ko‘pchilik guvoh bo‘lgan.

Turli omillar sabab tabiiy suv manbalariga tushgan organik modda va umuman biomassalar, suv tarkibidagi erkin kislород yoki boshqa oksidlovchi kimyoviy birikmalar vositasida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarga uchraydi va suvning ifloslanishiga olib keladi.

Qayd etish kerakki, suvning aerobli (havoli) muhit hisoblanishi sabab ham, albatta, unda talaygina organik moddalar biokimyoviy parchalanishga uchraydi, ya’ni oksidlanadi. Shu bilan bog‘liq holda ta’kidash joiz, suvning juda muhim biokimyoviy ko‘rsatkichi namoyon bo‘ladi. U fanda “suvning kislородни biokimyoviy o‘zlashtirish darajasi” deb ataladi. Boshqacha ifodalansa, ushbu ko‘rsatkich organik modda yoki muayyan turdagи biomassaning biokimyoviy o‘zgarishi (oksidlanib parchalanishi)da sarf bo‘ladigan kislород miqdoridir.

Demak, har qanday suvda ma’lum darajada O₂ (kislород) gazi boshqa ko‘plab moddalar bilan birgalikda eriganligi sabab, ko‘plab turdagи o‘simlik va hayvon (biounsur)lar uchun asosiy hayotiy muhit hisoblanadi.

Hozirgi davrda barcha ishlab chiqarish sohalarida insoniyat uchun zarur bo‘lgan xilma-xil modda-mahsulot va materiallar tayyorlanishi yaxshi ma’lum. Bunda qo‘llaniladigan texnologik jarayonlarning aksariyati suv ishtirokida amalga oshiriladi. Ba’zan suv bevosita kimyoviy reagent, ya’ni muayyan kimyoviy sintez uchun kerakli modda sifatida ishlatsa, boshqa holatlarda, muhim vosita-erituvchi vazifasini o‘taydi.

Suvdan foydalanishda yuqori darajada samaraga erishish uchun, avvalambor, uning barcha fizik-kimyoviy xossalari xususida yetarli ma’lumotlarga ega bo‘lmoqlik maqsadga muvofiq. Eng muhim suv xossasi o‘zida juda ko‘p moddalarini erita olishidir.

Kimyoda, ayniqsa, sintez ishlarini bajarish uchun tayyorlanadigan

eritmalarda erigan modda miqdori, ya’ni eritma konsentratsiyasi qiy-mati aniq bo‘lishi shart. Konsentratsiya erigan modda tabiatи va qanday maqsadlar uchun eritma tayyorlanishiga qarab foiz, molyar, normal, molyal va titr kabi konsentratsiyalarda ifodalananadi.

Tuz, ishqor (asos), kislota va boshqa kimyoviy brikmalarning muayyan konsentratsiyali suvli eritmalari kimyo amaliyotida nisbatan ko‘proq ishlatiladi. Yuqorida ko‘rsatilgan moddalarni suvda eritganda, odatda, ularning molekulalari musbat (+) va manfiy (-) zaryadli kichik zarracha-ionlarga bo‘linib ketadi. Ushbu jarayon ionlanish yoki dissotsiyalanish (assotsiyalanishning aksi) deb yuritiladi.

Erish jarayoni va har xil moddalardan eritmalar tayyorlash ma-salasi bilan bog‘liq bo‘lgan ikkita muhim nazariya mavjud. Birinchisi-ni shvetsiyalik fizik-kimyogar S. Arreniusning (1859-1927) elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasi, ikkinchisini esa, buyuk rus olimi D.I.Men-deleyevning (1834-1907) gidratlanish nazariyasidir. Ikkala g‘oya ham o‘z mavqeiga ega bo‘lganligi ularning tub mazmun-mohiyatini chuqur anglab olish maqsadga muvofiq.

9.8. Eritmalar va dispers sistemalar, ularning turlari

Ikki yoki undan ortiq tarkibiy qismidan iborat bo‘lgan gomogen sistema *eritma* deyiladi. Odatda, eng ko‘p tarqalgan suyuq eritmalar haqida so‘z yuritiladi.

Eritmalarning tabiatdagи ahamiyati juda katta. Odam va hayvon-lar organizmida ovqat eritma holida hazm bo‘ladi yoki o‘simliklar oziqlik moddani tuproqdan eritma holatida qabul qiladi. Shuningdek, kimyoviy ishlab chiqarishda ko‘pgina jarayonlar (masalan ishqorlar-ning olinishi) asosan eritmalarda sodir bo‘ladi.

Bir modda ichida boshqa bir moddaning ma’lum darajada mayda-langan zarralari tarqalishi natijasida hosil bo‘lgan sistemalar *dispers sistemalar* deyiladi.

Dispers faza zarrachalarning o‘lchamiga qarab, dispers sistemalar bir necha guruhgа bo‘linadi:

1. Dag‘al dispers sistemalar.
2. Kolloid eritmalar.
3. Chin (haqiqiy) eritmalar.

Dag‘al dispers sistemalarda dispers fazalar zarrachalarning o‘lchami 100 nm dan katta bo‘lib, ularni ko‘z bilan yoki oddiy mikroskopda ko‘rish mumkin. Ular zarrachalari oddiy filtr qog‘ozdan ham o‘tmaydi. Dispers fazalar zarrachalari tezda idish tubiga cho‘kadi yoki qavat holida ajraladi. Dag‘al dispers sistemalar geterogen sistemalardir.

Dag‘al dispers sistemalar tarkibiga ko‘ra, suspenziya va emulsiyalarga bo‘linadi. Dispers fazalar qattiq moddadan, dispersion muhit suyuq moddadan iborat dag‘al dispers sistemaga *suspenziya* deyiladi. Suspenziyaga, bo‘rning mayin kukuni va suv aralashmasi misol bo‘ladi. Dispers fazalar ham, dispersion muhit ham suyuq moddadan iborat dag‘al dispers sistemaga *emulsiya* deyiladi. Emulsiyaga, sut, o‘simlik moyi yoki benzinning suv bilan aralashmasi misol bo‘ladi.

Dispers fazalar zarrachalari o‘lchami 1 nm dan 100 nm oralig‘ida bo‘lgan dispers sistemalar kolloid eritmalar, boshqacha aytganda, *zollar* deyiladi. Dispers muhit gazsimon bo‘lgan moddalar sistemasi aerozollar, dispers fazalar qattiq bo‘lganda *tutunlar* deyiladi. Agar dispers fazalar gaz dispers muhit suyuqlik bo‘lsa, bunday sistema *ko‘pik* deyiladi. Kolloid eritmalar qon plazmasi, tuxum oqsilining suvdagi eritmasi misol bo‘ladi.

Kolloid eritmalar mikrogeterogen sistemalardir. Kolloid eritmalar zarrachalarini faqat ultramikroskopda payqash mumkin. Ular oddiy filtr qog‘ozidan o‘tib ketadi, kichik teshikli ultrafiltrtdan o‘tmaydi. Kolloid eritmalar koagulyatsiya hodisasi kuzatiladi. Kolloid zarrachalarning molekulyar tortishish kuchi ta’sirida bir-biriga yopishib, ancha yirik agregatlar holida cho‘kishi *koagulyatsiya* deyiladi.

Kolloid eritmalar faqat o‘tuvchan yorug‘likdagina tiniq bo‘ladi. Chin eritmada farq qilib, kolloid eritmalar qaytgan nurda, odatda, loyqaga o‘xshab ko‘rinadi, bu yorug‘likning tarqalishidir. Agar kolloid eritmardan nurlar dastasi o‘tkazilsa, suyuqlikda yaxshi ko‘rinadigan yorug‘lik konusi paydo bo‘ladi, bu hodisa *Tindal effekti* deyiladi.

Kolloid sistemalar amalda katta ahamiyatga ega. Ular suvni tozalashda, gazlarni elektr yordamida tozalashda, kauchuk ishlab chiqarishda va qishloq xo‘jaligining boshqa sohalarida ishlataladi.

Chin (haqiqiy) eritmalar zarrachalar o‘lchami 1 nm dan kichik

bo'ladi, ular zarrachalarini mikroskop yordamida ham ko'rib bo'lmaydi. Har qanday filtr qog'ozdan o'tib ketadi, yorug'lik nurini to'g'ridan-to'g'ri o'tkazadi, koagulyatsiyalanmaydi. Chin eritmalarga, osh tuzi yoki shakarning suvdagi eritmasi misol bo'ladi.

9.9. Eritmalar konsentratsiyasini ifodalash usullari

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori *eritma konsentratsiyasi* deb ataladi. Eritma konsentratsiyasini bir necha usullarda ifodalash mumkin:

1. Erigan moddaning massa ulushi yoki foiz konsentratsiyasi
Erigan modda massasini eritmaning umumiy massasiga nisbati erigan moddaning massa ulushini tashkil qiladi.

$$\omega = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

bu yerda ω – erigan moddaning eritmadaagi massa ulushi;

m_1 – erigan modda massasi;

m_2 – erituvchi massasi.

Bu qiymatni 100 ga ko'paytirilsa, massa ulushini foizlar ifodagan qiymati foiz konsentratsiyasi olinadi.

$$C\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \cdot 100\%$$

bu yerda $C\%$ – eritmaning foiz konsentratsiyasi;

m_1 – erigan modda massasi;

m_2 – erituvchi massasi.

2. Molyar konsentratsiya.

1 litr (1000 ml) eritmada erigan moddaning mollar soni bilan ifodagan konsentratsiyasi *molyar konsentratsiya* deyiladi.

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} \cdot 1000 \text{ yoki } C_M = \frac{n}{V}$$

bu yerda C_M – eritmaning molyar konsentratsiyasi, mol/l yoki mol-

yarli;

m – erigan moddaning massasi, g;

M – erigan moddaning molekulyar massasi, g/mol;

V – eritmaning hajmi (ml);

n – erigan modda miqdori (mol);

V – eritma hajmi (litr).

3. Normal konsentratsiya.

1 litr (1000 ml) eritmada erigan moddaning gramm ekvivalentlar soni bilan ifodalananadigan konsentratsiyasi *normal konsentratsiya* deyiladi.

$$C_N = \frac{m}{E \cdot V} \cdot 1000$$

bu yerda C_N – eritmaning normal konsentratsiyasi;

m – erigan moddaning massasi, g;

E – erigan moddaning ekvivalent massasi, g/ekv;

V – eritmaning hajmi, ml.

4. Molyal konsentratsiya. 1000 g erituvchida erigan moddaning gramm molekulalar soniga *molyal konsentratsiyasi* (molyallik) deyiladi.

$$C_{molyal} = \frac{m_1}{m_2 \cdot M} \cdot 1000$$

bu yerda C_{molyal} – eritmaning molyal konsentratsiyasi;

m_1 – erigan moddaning massasi, g;

m_2 – erituvchining massasi, g;

M – erigan moddaning molekulyar massasi, g/mol.

5. Titr. 1 ml eritmadiagi erigan moddaning massa miqdori *titr* deb ataladi va T harfi bilan belgilanadi.

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

bu yerda E – erigan modda ekvivalent massasi;

N – eritmaning normal konsentratsiyasi.



Nazorat uchun savollar

1. Gidrosfera nima?
2. Atmosfera nima?
3. Suv manbalari qanday turlarga bo'linadi?
4. Tabiatda suvning aylanma harakatini tushuntirib bering.
5. Suv molekulasi hosil bo'lish mexanizmini tushuntiring.
6. Suvning fizikaviy xossalarini aytilib bering.
7. Suvning kimyoviy xossalariни reaksiyalar asosida ifodalab bering.
8. Dispers sistemalar va ularning turlari izohlang.
9. Eritma deb nimaga aytildi?
10. Eritmalar konsentratsiyasi qanday usullarda ifodalanadi?

10-MAVZU. SUYULTIRLGAN ERITMALAR VA ULARNING XOSSALARI

Tayanch so‘z va iboralar: *suyultirilgan eritmalar, diffuziya, osmos, hodisasi, Osmotik bosim, eruvchanlik, eruvchanlik koeffitsiyenti, erish issiqligi, Genri qonuni, suyuqlikning bug‘ bosimi*

10.1. Suyultirilgan eritmalarining xossalari, osmotik bosim

Eritmada erigan modda molekulalari bilan erituvchi molekulalari orasida fizik va kimyoviy o‘zaro ta’sirlar bo‘lgani uchun eritmaning xossalari erigan moddaning va toza erituvchining xossalardan farq qiladi. Buning konsentratsiyasi yuqori bo‘lsa, ergan modda molekulalari ning bir-biri bilan o‘zaro ta’siri ham kuchli bo‘lib, bu ham eritmaning xossalarni anchagina o‘zgartirib yuboradi va ularni o‘rganishni qiyinlashtiradi. SHu nuqtai nazardan eritmalarining ko‘p xossalari suyultirilgan eritmalar uchun keltirib chiqarilgan.

Suyultirilgan eritmarda erigan modda zarrachalari orasida erituvchining juda ko‘p molekulalari bo‘lganligidan bu zarrachalar orasida o‘zaro ta’sir shu qadar kuchsizki, u eritmaning xossalariiga deyarli ta’sir etmaydigan holatda bo‘ladi.

Suyultirilgan eritmalarining xossalari erigan moddalarning zarrachalari tarkibiga va ularning o‘lchamiga bog‘liq bo‘lmaydi, shu jihatda suyultirilgan eritmalar gazlarga o‘xshaydi. Bunday eritmalarining hossalari xajm birligidagi zarrachalar soniga, ya’ni konsentratsiyasiga bog‘liq bo‘ladi, xolos.

Eritmadagi diffuziya, osmos hodisasi, eritmalarining bug‘ bosimi, muzlash va qaynash haroratlari eritmalarining xossalari hisoblanadi.

Eritmalardagi diffuziya, osmos hodisalari, eritma ustidagi bug' bosimining toza erituvchikiga qaraganda pastligi, eritmaning qaynash, muzlash temperaturalari erigan modda zarrachalari soniga bog'liq xossalalar bo'lib, ular eritmaning kolligativ xossalari deb yuritiladi. Agar katta shisha silindrga qandning suyuq eritmasi solinib, ustiga ehtiyotlik bilan suv quyilsa, qand zarrachalari vaqt o'tishi bilan sekin-asta yuqoriga ko'tarila boshlaydi. Qand molekulalari garchi suv molekulalariga qaraganda og'ir bo'lsa ham yuqoriga ko'tarilaveradi. Bu o'zaro aralashish jarayoni butun hajmda qand konsentratsiyasi bir xil bo'lguncha davom etadi.

Bu jarayon ya'ni bir modda zarrachalarining ikkinchi modda ichida o'z-o'zicha taqsimlanish *diffuziya* deb ataladi.

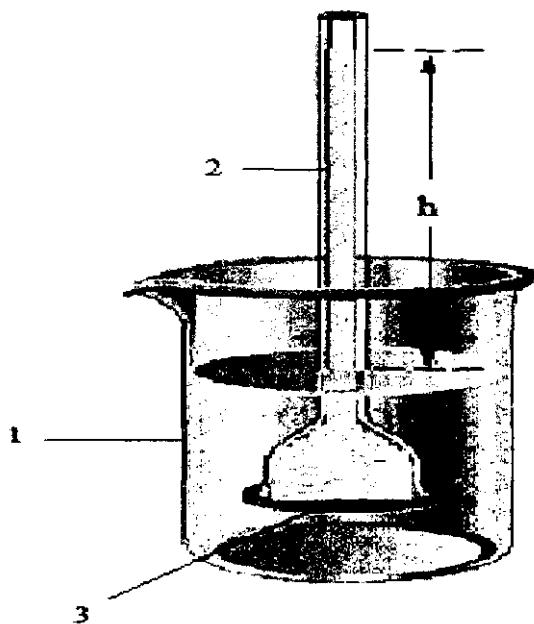
Agar erituvchi bilan eritma o'rtasiga yarim parda qo'ysak, bu parda orqali erituvchi eritmaga o'tib, uni suyultira boshlaydi. Erituvchining yarim parda orqali o'tish jarayoni **osmos** hodisasidir.

Osmos ikki xil sababga ko'ra kuzatiladi. Birinchidan, toza suvda suv molekulalarining konsentratsiyasi eritmadagiga qaraganda yuqori bo'ladi. Ikkinchidan, eritmada suv molekulalari eruvchi modda molekulalari bilan birikib, gidratlar hosil qiladi. Suyultirilgan eritmalarda osmos eruvchi va erituvchi moddalar xiliga emas, asosan eritmaning hajm birligida eruvchi modda zarrachalari soniga bog'liq bo'ladi. Eritma bug'i bosimining toza erituvchi bug' bosimiga qaraganda past bo'lishi bilan osmos hodisasi orasida yaqin bog'lanish bor. Osmosni miqdoriy xarakterlash uchun osmotik bosim tushunchasi bilan tanishamiz.

Faraz qilaylik 10.1-rasmida tasvirlanganidek ikkita idish olib, katta idishga toza suv, tubi yarim o'tkazgich parda bilan qoplangan naysimon kichik idishga qand eritmasi solinadi. Kichik idish katta idishga tushirilganligi uchun unga yarim o'tkazgich parda orqali suv o'tib, naycha ichida suyuqlik sirti ko'tarila boshlaydi.

Binobarin, eritma ustidagi gidrostatik bosim ortadi. Bu bosim ortgan sari suv molekulalarining yarim o'tkazgich parda orqali katta idishga o'tish tezligi orta boradi. Ma'lum vaqtdan keyin bu ikki qarama-qarshi jarayonlar tezligi tenglashib, muvozanat qaror topadi.

Shu paytdan boshlab naychada suyuqlik ko'tarilishdan to'xtaydi ana shunday muvozanat holatga mos kelgan gidrostatik bosim *osmotik bosim* deyiladi.



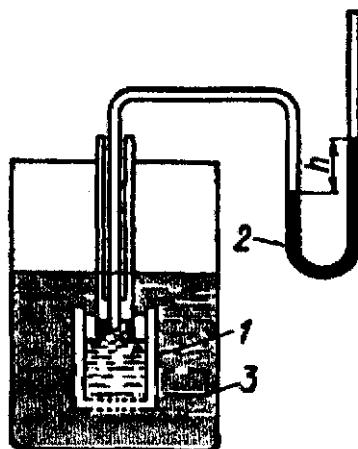
10.1-rasm. Osmotik bosimning kattaligini aniqlash. 1– stakan,

2– shisha trubka, 3– yarim o'tkazgich parda

Yarim o'tkazgich pardalar jumlasiga mol pufagi, ichak devorlari, o'simlik pardalari kiradi. Yarim o'tkazgich pardani sunoiy usul bilan pergament qog'oz, sellofan kabilardan ham tayyorlash mumkin. Sun'iy yarimo'tkazgich pardani dastlab, 1867-yilda fiziolog Traube tayyorlagan.

1877-yilda Pfesser osmotik bosimni o'lchashga imkon beradigan yarim o'tkazgich pardalar tayyorladi. Buning uchun sirlanmagan chinni (yoki sopol) silindrni CuSO_4 eritmasi bilan to'ldirib, uni sariq kon tuzi $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ eritmasi solingan idishga tushirdi. Silindr devorlaridagi mayda teshiklarda $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ tuzi cho'kib, natijada juda yaxshi yarim o'tkazgich parda hosil bo'ladi. Bu silindr manometrغا birlashtiriladi va tayyorlangan asbob osmometr deb ataladi. Agar silindrغا qandning quyuq eritmasi, stakanga toza suv solinsa, tubandagi hodisani kuzatish mumkin.

Qand zarrachalari yarim o'tkazgich pardadan o'ta olmaydi, ammo suv zarrachalari silindrغا kirib eritmani suyultiradi. Silindrda suyuqlik hajmi ortib, manometrning bir qismidagi simobni bosadi. Manometrning ikkinchi qismidagi simob ko'tarila boshlaydi va ma'lum vaqt o'tgandan keyin simob ko'tarilishi to'xtaydi, chunki silindrغا suv kigan sari nay ichidagi gidrostatik bosim ortib borib, nihoyat osmotik bosimga tenglashib qoladi (10.2-rasm).



10.2-rasm. Osmometr sxemasi.

- 1 – osmometr,
- 2 – manometr,
- 3 – erituvchi to'ldirilgan idish.

Shunday qilib, manometr ichidagi simobning balandligini o'lchab eritmaning osmotik bosimini aniqlash mumkin. Eritmalarning osmotik bosimi juda katta qiymatga ega bo'la oladi. Masalan, dengiz suvining osmotik bosimi 28 atmosferaga yaqin.

1886-yilda Vant-Goff Pfeffer natijalarini Boyl-Mariott va Gey-Lyussak qonunlariga o'xshashligini ko'rsatadi. Ana shu o'xshashlikka asoslanib, Vant-Goff eritmalarning osmotik, ya'ni fizikaviy nazariyasini yaratdi. Bu nazariyaga muvofiq, erigan modda eritma ichida xuddi gaz holatiga o'xshagan holatda bo'ladi. Vant-Goff eritmalarning osmotik bosimi uchun Mendeleyev-Klapeyron tenglamasiga o'xshash quyidagi tenglamani taklif qildi:

$$P = \frac{n}{V} RT$$

bunda: P —eritmaning osmotik bosimi;

V —eritmaning hajmi;

n —erigan moddaning mol sonlari;

R —universal gaz doimiysi;

T —eritmaning absolyut temperaturasi.

Shu bilan Vant-Goff Avogadro qonuni ham eritmalar uchun tatiq etilishi mumkinligini isbotladi. Masalan, bir litr eritmada bir mol survchi modda bo'lsa, bunday eritmaning osmotik bosimi 22,4 atm.ga eng bo'lishi kerak, chunki $P = \frac{n}{V} RT = 0,082 \cdot 273 = 22,4 \text{ atm.}$, bu englamada $\frac{m}{V} = C$ molyar konsentratsiya ekanligini e'tiborga olsak:

=CRT

formula kelib chiqadi. Yuqoridagi formulada:

R — eritmaning osmotik bosimi;

C — eritmaning molyar konsentratsiyasi;

R — universal gaz doimiysi; T — absolyut harorat.

Osmos o'simliklarning o'sishi va rivojlanishida ham muhim rol y'naydi. Osmotik bosim tufayli suv o'simliklarning hujayralariga tiridi va daraxt uchlaridagi barglarga borib yetguncha o'nlab metr yuqoriga ko'tariladi. Har qanday tirik hujayraning yarim o'tkazgich ususiyatlari qobig'i ki sirtqi protoplazma qatlami bo'ladi. Hujayra ritmaga botirilganda eritmaning konsentratsiyasi hujayra shirasining konsentratsiyasidan past bo'lsa, hujayraga suv shimaladi. Agar bu farq uda katta bo'lsa, hujayra shirasining osmotik bosimi ham juda katta bo'ladi va suv ancha yuqoriga ko'tariladi.

O'simlik organizmining rivojlanishi tuproq eritmasining osmotik bosimi bilan hujayra shirasining osmotik bosimi orasidagi nisbat katta hamiyatga ega. Hujayra shirasining osmotik bosimi tuproq eritmasining osmotik bosimidan katta bo'lganidagina o'simlik normal rivojlanishi mumkin. Osmotik bosim o'simliklarda suvning harakatlanishini va uning ildizidan barglarning uchiga qadar ko'tarilishini ta'minlovchi

asosiy kuchdir. Barg hujayralaridan suv bug'lanib ketganda u suvni o'zak hujayralaridan osmotik bosim tufayli so'rib oladi, o'zaklar esa ildiz hujayralaridan, ildiz tuproqdan suvni so'rib oladi.

10.2. Eruvchanlik

Moddalarning eruvchanligi eruvchi moddaning va erituvchining tabiatiga, shuningdek, temperatura bilan bosimga bog'liq bo'ladi.

Moddaning u yoki bu erituvchida erish xususiyati eruvchanlik deb ataladi.

Ayni moddaning ma'lum haroratda 100 g erituvchida erib, to'yin-gan eritma hosil qiladigan massasi uning *eruvchanlik koeffitsiyenti* deb ataladi.

Moddalar eriganda issiqlik yutiladi yoki ajralib chiqadi. Bir mol modda eriganda yutiladigan yoki ajraladigan issiqlik miqdori shu moddaning *erish issiqligi* deb ataladi, hamda Q harfi bilan belgilanadi. Agar modda eriganda issiqlik yutilsa Q manfiy ishora bilan, issiqlik ajralib chiqsa musbat ishora bilan ko'rsatiladi. Masalan, NH_4NO_3 ning erish issiqligi -6,32 kkal(-26,5kj)ga, KOH ning erish issiqligi +13,3 kkal (+55,7kj)ga teng.

Suyuqlikning suyuqliklarda erishi ham turlicha bo'ladi, ba'zi suyuqliklar bir birida cheksiz eriydi. Masalan: suv bilan spirt, suv bilan glitserin. Ba'zi suyuqliklar ma'lum chegaraga qadar eriydi. Masalan: anilin bilan suv, efir bilan suv va hakozo. Shunday suyuqliklar borki bir biri bilan amalda erimaydi. Masalan: suv bilan xloroform, suv bilan benzol.

Gazlarning eruvchanligi temperaturaga, bosimga, gazning tabiatiga va erituvchilarga bog'liq bo'ladi. Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi. Qonun quyidagicha ta'riflanadi:

O'zgarmas temperaturada ma'lum hajm suyuqlikda erigan gazning miqdori shu gazning bosimiga to'g'ri proporsional bo'ladi.

Genri qonuni quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

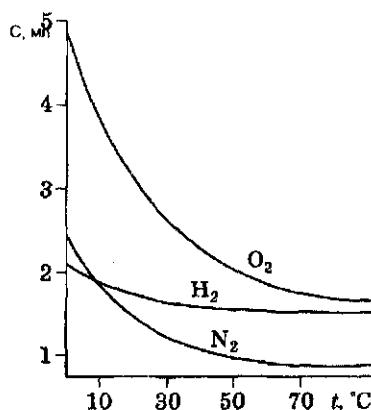
$$C=k \cdot P$$

yuqoridagi formulada, C - to'yingan eritmadi gaz konsentratsiyasi;

P - partsial bosim;

k - proporsionallik koeffitsiyenti, uni Genri konstantasi (yoki Genri koeffitsiyenti) deb ataladi.

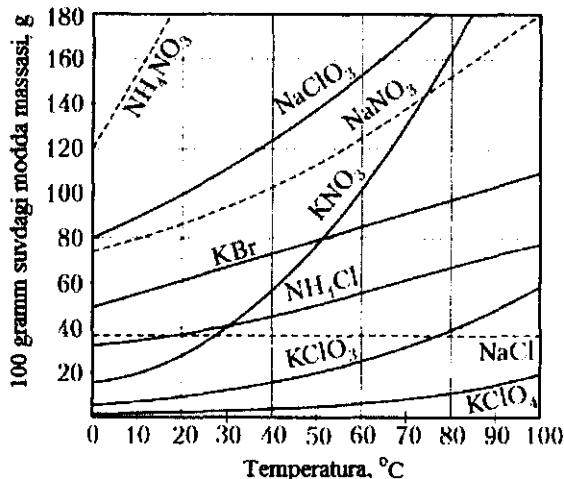
Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'nii bu gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar hech qachon halal bermaydi. Erish gazning partsial bosimigagina bog'liq bo'ladi. Gazlarning suyuqliklarda erishi temperatura ortishi bilan kamayadi, chunki gazlarni suyuqliklarda erishi ko'pincha issiqlik chiqishi bilan boradi. Masalan: kislород, vodorod va azot gazlarining suvda erish jarayonida haroratning ortishi bilan ularning eruvchanligi kamayadi (10.3-rasm)



10.3-rasm. Gazlarning suvda eruvchanligiga temperaturaning ta'siri

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

Ko'pincha, qattiq moddalarning suvda eruvchanligi harorat ko'tarilishi bilan ortib boradi. Masalan: ammoniy nitrat, natriy xlorat, natriy nitrat, kaliy nitrat, kaliy bromid kabi tuzlarning suvda erish jara-yonida haroratning ortishi bilan ularning eruvchanligi ortadi (10.4-rasm)



10.4-rasm. Tuzlarning suvdagi eruvchanligiga temperaturaning ta'siri

10.3. 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. Fransuz olimi Raul 1887 yilda ko‘p tajribalar o‘tkazib, noelektrolit moddalarning suyultirilgan ertmalari uchun quyidagi qonunni ta’rifladi:

Noelektrolit moddalarning suyultirilgan eritmalarida bug‘ bosimining pasayishi o‘zgarmas temperaturada ma’lum miqdordagi erituvchida erigan moddaning massasiga to‘g‘ri proporsional bo‘lib, erigan modda turiga va tabiatiga bog‘liq emas

Bu Raulning I tonometrik qonuni bo‘lib, uning matematik ifodasi quyidagicha:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

bunda n_1 -erituvchining mol sonlari,
 n_2 -erigan moddaning mol sonlari.

Suyultirilgan eritmada n_1 ga nisbatan n_2 kichik bo'lgani uchun Raul qonuni quyidagi ko'rinishda ham yoziladi:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1}$$

bunda $(P_0 - P)$ -eritmada bug' bosimining pasayishi, $\frac{P_0 - P}{P_0}$ -bug'

bosimining nisbiy pasayishi.

Erigan moddaning molyar qismining matematik ifodasi-
dan $-\frac{n_2}{n_1 + n_2} = N_2$ foydalanib, Raul qonuni quyidagicha yoziladi:

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

Yuqoridagi oxirgi tenglamadan quyidagi hulosa kelib chiqadi.

*Eritma bug' bosimining pasayishi eritmadagi erigan moddaning
molyar qismiga teng.*

Tajribalar shuni ko'rsatadiki, eritmalarining qaynash temperaturasi va muzlash temperaturasi toza erituvchinikiga qarganda farq qiladi. Eritmaning qaynash temperaturasi bilan toza erituvchining qaynash temperaturasi orasidagi farq eritma qaynash temperuturasining ko'tarilishi deb ataladi. Eritma konsentratsiyasi katta bo'lsa, u shuncha yuqori temperturada qaynaydi. Toza erituvchining bug' bosimi T_1^0 da 760 mm simob ustuniga yetadi va shuning uchun u T_1^0 da qaynaydi. Eritmaning bug' bosimi toza erituvchidan past bo'lganligidan, uning bug'i bosimini 760 mm simob ustuniga yetkazish uchun uni T_2^0 gacha qizdirish kerak. Demak eritma T_2^0 da qaynaydi. Eritma va toza erituvchining qaynash temperaturalari orasidagi farqni aniqlash asosida Raulning II-(ebulioskopik va krioskopik) qonuni kelib chiqadi. Qonun quyidagicha ta'riflanadi:

Eritma qaynash temperuturasining ko'tarilishi va muzlash temperuturasining pasayishi eritmaning molyal konsentratsiyasiga to'g'ri proporsional.

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

Yuqoridagi formulada E – ebullioskopik (lotincha *ebullire* – “qaynamoq”) konstanta, m – molyal konsentratsiya, K – krioskopik (grekcha *krios* – “sovutmoq”) konstanta.

Ebullioskopik (E) va krioskopik (K) konstantalar erituvchining tabiatiga bog‘liq bo‘lib, erigan moddaning tabiatiga bog‘liq emas. Massalan, suv uchun $K=1,86$; $E=0,5$, benzol uchun $K=5,07$; $E=2,6$ ga teng. Raulning ikkinchi qonunidan foydalanib, moddalarni molekulyar mas-salari topiladi. Buning uchun eritmaning muzlash temperaturasining pasayishi va qaynash temperurasining ortishi tajribada aniqlanadi.

Nazorat uchun savollar



1. Qanday eritmalar suyultirilgan eritmalar deb ataladi?
2. Diffuziya hodisasini tushuntirib bering.
3. Osmos hodisasi qanday jarayon?
4. Osmotik bosim qanday yuzaga keladi?
5. Eruchanlik nima?
6. Eruchanlik koefitsiyenti nima?
7. Genri qonuni ifodalab bering.
8. Raul qonunlarini tushuntirib bering.
9. Eritma bug‘ bosimi deganda nimani tushunasiz?

11-MAVZU. ELEKTROLIT VA NOELEKTROLIT ERITMALAR

Tayanch so‘z va iboralar: *elektrolitlar, noelektrolitlar, elektrolyt dissotsiyalanish nazariyasi, gidratlanish nazariyasi, kristallgidrat, bosqichli dissotsiyalanish, kuchli elektrolitlar, kuchsiz elektrolitlar, dissotsiyalanish darajasi, dissotsiyalanish konstantasi, suyultirish qonuni.*

11.1. Elektrolit va noelektrolit eritmalar. Elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasi

Elektr toki o‘tkazilganda zarralari harakatlanuvchi (ion o‘tkazuvchanlik) va kimyoviy o‘zgarish (elektrokimyoviy reaksiya) sodir bo‘ladigan, elektr tokini o‘tkazuvchi moddalar *elektrolitlar* deb ataladi. Ular individual modda yoki eritma bo‘lishi mumkin. Sodda ta’rifga ko‘ra – eritilganda ionlarga ajraluvchi moddalar *elektrolit* deyiladi. Ammo bu jo‘n ta’rif qattiq elektrolitlar va elektrolit suyuqlanmalarni qamray olmaydi. Elektrolitlarga yana quyidagicha ta’rif berish mumkin: suvdagi eritmalar yoki suyuqlanmalari elektr tokini o‘tkazuvchi moddalar *elektrolitlar* deyiladi.

Suvdagagi eritmalar elektr tokini o‘tkazmaydigan moddalar *noelektrolitlar* deyiladi. Vant-Goff va Raul qonunlariga noeletrolit moddalarning suvdagi suyuq eritmalar bo‘ysunadi. Tuz, kislota va asoslarning eritmalar bu qonunlardan chetga chiqadi. Chunonchi, elektrolit eritmalarida muzlash temperaturasining pasayishi Raul qonuni bo‘yicha hisoblangan pasayishga qaraganda ortiqroq bo‘ladi. Bunday eritmalar bug‘i bosimining pasayishi, osmotik bosimi va qaynash temperaturasining ko‘tarilishi ham nazariy kutilgandan ortiq bo‘ladi.

Noelektrolit moddalarning eritmalar uchun Vant-Goff tenglamasi $P= CRT$ shaklida yozladi. Bu tenglamani elektrolit eritmalariga tatbiq etish uchun tenglamaga izotonik koefitsiyent (i) kiritish kerak. Natija-da yuqoridagi formula quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi: $P=iCRT$

Formuladagi i – Vant-Goff kiritgan izotonik koefitsiyent bo'lib, u tajriba asosida aniqlanadi. i ning qiymati eritma konsentratsiyasining kamayishi bilan ortib boradi. Uning qiymati NaCl kabi tuzlar eritmasi uchun 2 ga, Na_2SO_4 eritmasida 3 ga, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ning eritmasida esa 4 ga (yani elektrolitlarning molekulalardagi ionlar soniga) yaqinlashadi. Bu ma'lumotlarni tushuntirish uchun 1887 yilda shved olimi Svante Arrhenius eritmalarining elektr o'tkazuvchanligini o'chash asosida elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga muvofiq kislota, asos va tuzlar suvda eriganda qarama-qarshi ionlar-ga ajraladi. Arreniusdan ilgari, Klauzius, Grotgus, Faradey va boshqa olimlarning fikricha, faqat eritmadan elektr toki o'tgandagina ionlar hosil bo'lishi, elektr toki o'tishi to'xtagach ionlar yana bir-biri bilan birikishi lozim deb hisoblangan.

Elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasini (1883–1887-yil) shved olimi Svante Arrhenius (1859–1927-yil) ishlab chiqqan va ilmiy xizmatlari uchun 1902-yilda xalqaro Nobel mukofotiga sazovor bo'lgan.

Arrenius nazariyasi elektrolitlarning suvdagi eritmalarini orqali elektr toki o'tishi sababini izohlab berdi. Bu nazariyaga ko'ra noelektrolit moddalarning suvdagi eritmalarida ionlar bo'lmaydi. Elektrolitlarning eritmalaridagina ionlar bo'ladi. Shuning uchun ham elektrolitlar orqali tok o'tadi, chunki ionlar elektr tokini "tashiydi". Arrenius nazaryaisi elektroliz vaqtida musbat ionlarning katodga, manfiy ionlarning anoda borishini ham to'la izohlab berdi.

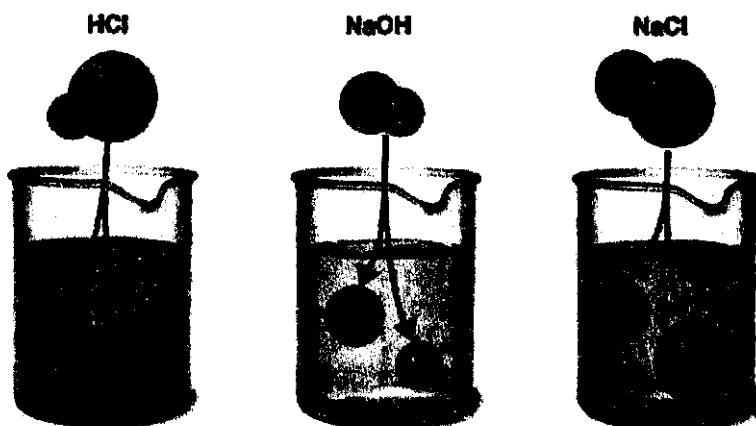
Arrenius nazaryasi elektrolitlarning eritmalarini, noelektrolitlarning xuddi shunday konsentratsiyadagi eritmalariga qaraganda pastroq temperaturada muzlashi va yuqoriroq temperaturada qaynashi sababini ham qoniqarli ravishda tushuntirib berdi. Masalan, osh tuzi eritmasini olsak, bu eritmada NaCl kristallidagi zarrachalar Na^+ va Cl^- ionlarga ajraladi. Shu sababli, eritmada zarrachalarning soni qariyib ikki marta ortadi. Shuning uchun, bu eritma muzlash temperaturasining pasayishi qand eritmasing shunday konsentratsiyali eritmasining muzlash temperaturasi pasayishidan deyarli ikki martta ortiq bo'ladi.

Arrenius nazariyasi tarkibida bir xil ionlar bo‘ladigan moddalar ning eritmalari reaksiyaga bir xilda kirishini ham izohlab berdi. Masalan, KCl , NaCl , BaCl_2 kabi tuzlarning eritmalari AgNO_3 eritmasiga qo‘shilganda oq cho‘kma AgCl hosil bo‘ladi. Buning sababi shundaki, masalan KClO_3 eritilganda xlor ioniga ajralmaydi, balki K^+ va ClO_3^- lariga dissotsiyalandi. Xlorat ClO_3^- ionlari esa kumush Ag^+ ioni bilan cho‘kma hosil qilmaydi.

Arrenius o‘z nazariyasiga asoslanib kislota va asoslarni ta’riflaydi. Arrenius nazriyasiga muvofiq suvda eriganda vodorod ionlarini ajratadigan elektrolitlar kislotalar deb ataladi. Eritmada vodorod ionlaring konsentratsiyasi qanchalik katta bo‘lsa kislota shunchalik kuchli bo‘ladi. Suvda eriganda gidroksid ionlarini ajratadigan elektrolitlar asoslar deb ataladi.

Ana shu nazariyaga muvofiq elektrolit eritilganda, erituvchi molekulalarining ta’sirida, ionlarga ajraladi (dissotsiyalanadi).

Elektrolitlar suvdagi eritmalarida yoki suyuqlanmalarida musbat va manfiy zaryadlangan ionlarga dissotsiyalanadi. Musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlangan ionlar anionlar deyiladi. Masalan, HCl suvdagi eritmasida H^+ va Cl^- ionlari, NaOH eritmasida Na^+ va OH^- ionlari, NaCl esa Na^+ va Cl^- ionlari dissotsiyalangan holda bo‘ladi (11.1-rasm).



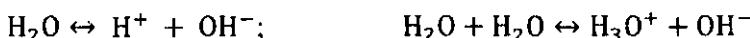
11.1-rasm. Elektrolit eritmalarining dissotsiyasi

Ionlarning uzluksiz harakati elektr tokini o'tkazishga sabab bo'la-di. Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadiagi zarrachalarning umumiy soni ortadi.

11.2. D. I. Mendeleyevning "gidratlanish" nazariyasi. Kristallgidratlar

Suvda turli kimyoviy moddalarning erishi bilan bog'liq yana bir muhim ilmiy g'oya, ya'ni D. I. Mendeleyevning "gidratlanish nazariyasi" deb ataladi. Uni tavsiflashdan oldin, erituvchi suv xususida qo'shimcha ma'lumotlarni bayon qilamiz.

Suv moddasining "elektrolit" yoki "elektrolitmas" moddami? de-gan savol tug'ilishi muqarrar. Oldinroq qayd etilganidek, suv juda oz bo'lsa-da, H^+ , H_3O^+ va OH^- ionlariga dissotsiyalanadi:



Demak, shart-sharoitga qarab, suvning o'zida ma'lum miqdorlar-da yuqoridagidek ionlar, albatta bo'ladi. Endi, muayyan bir modda (tuz, kompleks birikma, kislota va hokazo) suvda eritilgan holatni tasavvur etaylik. Bunda ham, agar erigan modda elektrolit bo'lsa, u ham ionlarga so'zsiz ajraladi. Natijada, eritmada dissotsiyalanmagan suv molekulalari (H_2O) bilan bir qatorda, uning ionlari (H^+ , H_3O^+ va OH^-), hamda erigan moddaning va dissotsiyalangan ionlari bo'ladi. Faraz qilaylik, osh tuzi (NaCl) erigan bo'lsa, u holda, eritmada $H_2O + H^+ + H_3O^+ + OH^- + NaCl + Na^+ + Cl^-$ lar bo'lishligi aniq. Xuddi shunday holat barcha turdag'i elektrolit moddalarning suvli eritmala-rida ham kuzatiladi.

Xulosa sifatida, ta'kidlash mumkinki, har qanday elektrolit modda suvda eritilganda, S.Arreniusning dissotsiyalanish nazariyasi bo'yicha, muayyan miqdorda tegishli kation va anion zarrachalariga parchala-nadi. Hosil bo'lgan eritma, xullas, ionlar majmui va erkin holdagi molekulalar bilan bir tekis gomogen aralashgan ko'rinishda bo'ladi.

Eritmalar to'g'risidagi D.I.Mendeleyev g'oyasining mazmun-mohiyatini bayoniga o'tamiz. Ushbu g'oya negizida, oddiygina ifodalansa, dissotsiyalanmagan suv molekulalari (ular juda ko'p) va erigan modda

molekulalari o'rtasida kimyoviy ta'sirlashuv amalga oshib, "gidratlar" hosil bo'ladi, degan tushuncha yotadi.

D.I.Mendeleyev ta'biricha, gidratlar nazariyasi deb atalishi-ga sabab, eriyotgan modda molekula (atom yoki boshqa zarracha) lari suv molekulalari bilan o'zaro birlashib (kimyoviy bog'lanib), murakkab moddani hosil qiladi, hosil bo'lgan murakkab modda "gidratlanish reaksiyasi" hosilasi hisoblanadi. Xullas, tarkibida bir necha suv molekulasini o'ziga biriktirib olgan murakkab modda *gidrat* moddalar hisoblanadi, jumladan, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (mis kupo-ro-si), $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ (achchiqtosh), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (kristall soda), $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (karnalit) va boshqalar. Bu kabi gidratlar tabiatda ko'plab uchraydi.

Ma'lumki, suvda oson ionlanadigan, ya'ni elektrolit, tuz moddasi erigan bo'lsa, musbat zaryadli kationlar hosil bo'lishi muqarrar. Kation zarrachasi o'ziga yaqin joylashgan suv molekulalari (ular qutbli ekanligi yuqorida ta'kidlab o'tilgan)ni bog'lab olib, "*akvakation*" larni hosil qiladi. Faraz qilaylik, suvda $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ - alyuminiy sulfat tuzi erigan bo'lsin. U holda, suvdagi ko'p zaryadli alyuminiy kationi Al^{3+} bo'lganligi uchun $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ko'rinishdagi akvakation gidrat birikmani hosil qiladi.

Yuqorida ko'rsatilgan moddalarni suvda erishi bilan bog'liq ikkala g'oya, go'yo bir-biriga qarama-qarshider tuyiladi. S.Arreniusning dissotsiyalanish nazariyasi bo'yicha, elektrolit modda suv muhitida mayda dispers zarrachalarga bo'linib ketadi deb, erish jarayonini tushuntirsa, D.I.Mendeleyevning gidratlanish nazariyasi erigan modda zarrachalari suv molekulalari bilan bog'lanib, gidrat birikmalarni sodir etadi, deb tushuntiradi. Ta'kidlash joizki, ushbu ikki g'oya bir-birini to'ldiradi, ya'ni ikkalasi ham to'g'ri.

Amalda moddalarning dissotsiyalanishi ham, shu bilan birga gidratlanish jarayoni ham, bir vaqtning o'zida kuzatiladi. Umuman, moddani suvda erish jarayoniga "fizik-kimyoviy jarayon" deb qarash maqsadga muvofiq. Bayon qilingan ma'lumotlar asosida qayd etish joiz, erigan modda o'ziga suv molekulasi yoki uning zarrachalarini ma'lum darajada kimyoviy bog'laydi.

Yuqoridagi tushunchalar bilan bog'liq holda, *kristallgidrat* atamasi ham mavjud bo'lib, suv kimyosida u ko'p ishlataladi. Kristallgidratlar-

ning tabiatda uchraydigan turlari xilma-xil. Jumladan, tabiiy mineral modda $Mg_2(OH)_2(H_2O)_3CO_3$ (kristallogidrat) tuzilmasi tarkibida suv molekulalari zanjirsimon joylashgan bo‘ladi va akvakationlar hosil bo‘lish bilan gidratlanish amalga oshadi. Bunda, albatta, vodorodli bog‘lanish muhim rol o‘ynaydi. Xuddi shunga o‘xhash boshqa kristallgidrat, ya’ni mis kuporasi, ya’ni $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ni $[Cu(H_2O)_4] \cdot (H_2O) \cdot SO_4$ ko‘rinishda ifodalanishini ko‘rsatish mumkin.

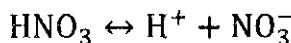
Har qanday kristallogidrat modda muayyan temperaturalardagina o‘zini barqaror namoyon qiladi. Temperatura ko‘tarilishi (yoki keskin pasayib ketishi) uning tarkib-tuzilmasiga kuchli tasir qiladi. Chunki bunda suv molekulalarining ichki kinetik energiyasi va uruman kristallogidrat ichki energiyasi o‘zgaradi. Natijada, moddaning termodinamik va boshqa ko‘rsatkichlari, masalan, entalpiya (ichki foydali energiya) qiymati o‘zgaradi. Temperatura o‘zgarishi bilan bog‘langan sivlarning partsial bug‘bosimlari ma’lum darajada o‘zgarishi ham muqarrar.

Kristallogidratlar tabiatda keng tarqalgan bo‘lib, ularga doir iilmiy tushuncha, ta’limot va fizik-kimyoviy qonuniyatlar ham ishlab chiqilgan. Turli ilmiy manbalardan bu haqda kerakli ma’lumotlarni bilib olish mumkin.

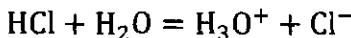
Quyida bir qator tabiiy mineral jinslar tarkibida uchraydigan kristallogidratlarni ko‘rsatib o‘tish mumkin. Yerda otqindi va cho‘kindi minerallar bo‘lishligi yaxshi ma’lum. Masalan, karnalit minerali – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, tabiiy gips – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ va Si–kremniyni tutuvchi natralit – $Na_2[Al_2Si_3O_8] \cdot 2H_2O$, desmin ($Na, Ca \cdot [Al_2Si_6O_{15}] \cdot 6H_2O$) va boshqalarni ko‘rsatib o‘tsa bo‘ladi.

11.3. Kislota, asos va tuzlarning dissotsiyalanishi. Bosqichli dissotsiyalanish

Eritmada vodorod kationi H^+ va kislota qoldig‘i anioniga dissotsiyalanuvchi birikmalar *kislotalar* deyiladi. Masalan:



Hosil bo‘lgan H^+ ionida elektron qavat bo‘lmaydi. Shuning uchun u suvli muhitda $H^+ + H_2O \leftrightarrow H_3O^+$ hosil qiladi. Eritmada H^+ ionining bo‘lishi eritmalarining kislotali xususiyatiga sabab bo‘ladi.



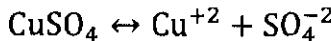
Biroq, dissotsiyalanish tenglamalarining soddalashtirish maqsadi-da H_3O^+ o'mniga H^+ yoziladi.

Asoslar eritmalarida metall ionlari bilan gidroksid ionlariga dissotsiyalanadi, masalan:



Asoslar eritmalarida OH^- ionlarining borligi ishqoriy muhit hosil qiladi.

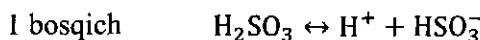
Tuzlar eritmalarida metall ionlari bilan kislota qoldig'i ionlariga dissotsiyalanadi. Masalan:



Suvdagagi eritmalarida ionlarga to'liq ajraladigan elektrolitlar kuchli elektrolitlar deyiladi. Ular jumlasiga HCl , HNO_3 , H_2SO_4 va boshqa kislotalar, NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ kabi asoslar va ko'pchilik tuzlar kiradi.

Suvdagagi eritmalarida qisman dissotsiyalanib juda oz miqdorda ionlar hosil qiluvchi elektrolitlar *kuchsiz elektrolitlar* deyiladi. Ular jumlasiga kuchsiz kislotalar H_2S , HF , H_2CO_3 qiyin eruvchi asoslar, shuningdek, NH_4OH va ba'zi tuzlar kiradi.

Bosqichli dissotsiyalanish. Ko'p negizli kislotalar, ko'p negizli asoslar, nordon va asosli tuzlar bosqichli dissotsiyalanadi. Kislotalarning dissotsiyalanishi ularning tarkibidagi vodorodlar soniga bog'liq. Chunki kislotalar tarkibidagi vodorod soniga qarab bir negizli (HCl , HF , HNO_3) kislotalar, ikki negizli (H_2SO_3 , H_2CO_3) kislotalar, uch negizli (H_3PO_4 , H_3AsO_4) bo'linadi. Ko'p negizli kislotalar bir negizli kislotalardan farqli ravishda bosqichli dissotsiyalanadi. Masalan sulfit kislota ikki negizli kislota bo'lganligi uchun ikki bosqichda dissotsiyalanadi:



Dissotsiyalanishning har bir bosqichini o'ziga xos muvozanat (dissotsiyalanish) konstantasi mavjud.

$$k_1 = \frac{[H^+] \cdot [HSO_3^-]}{H_2SO_3} = 1,7 \cdot 10^{-2}$$

$$k_2 = \frac{[H^+] \cdot [SO_3^{2-}]}{H_2SO_3} = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

Ko'p negizli asoslar hamda nordon tuzlarning ham bosqichli dissotsiyalanishini vismut (III) gidroksidi – Bi(OH)₃ va natriy gidrokarbonat tuzi – NaHCO₃ misolida ko'rishimiz mumkin:

1 bosqich	$\text{Bi(OH)}_3 \leftrightarrow \text{Bi(OH)}_2^+ + \text{OH}^-$
2 bosqich	$\text{Bi(OH)}_2^+ \leftrightarrow \text{Bi(OH)}^{+2} + \text{OH}^-$
3 bosqich	$\text{Bi(OH)}^{+2} \leftrightarrow \text{Bi}^{+3} + \text{OH}^-$
1 bosqich	$\text{NaHCO}_3 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$
2 bosqich	$\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

11.4. Dissotsiyalanish darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

Kuchsiz elektrolitning dissotsiyalanishi natijasida hosil bo'lgan kation va anionlar bir biri bilan to'qnashib qayta erigan modda molekulasini hosil qila oladi, demak kuchsiz elektrolitning elektrolitik dissotsiyalanishi qaytar jarayondir. Kuchsiz elektrolitning dissotsiyalanish tenglamasida kuchli elektrolitning dissotsiyalanish tenglamasidan farqli o'laroq tenglik belgisi o'miga qaytar belgisi yoziladi.



Erigan moddalar yoki eritmadagi elektrolit miqdorining qancha qismi ionlarga ajralganligini ko'rsatuvchi kattalik elektrolitik *dissotsiyalanish darajasi* deyiladi va α harfi bilan belgilanadi.

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

bu yerda n – moddaning ionlarga ajralgan molekulalar soni; N – erigan moddaning umumiy molekulalar soni.

Elektrolitning dissotsiyalanish darajasini foizda ifodalash uchun α ni 100% ko‘paytiriladi.

Agar elektrolitning dissotsiyalanish darjasи $\alpha < 3\%$ bo‘lsa kuchsiz elektrolit, $\alpha = 3-30\%$ bo‘lsa о‘rtа kuchli elektrolit, 30% dan ortiq bo‘lsa, kuchli elektrolit hisoblanadi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlarga quyida keltirilgan jadvaldagi moddalarni misol qilish mumkin (11.1-jadval).

11.1-jadval

Kuchli va kuchsiz elektrolitlarga ayrim misollar

Kuchli elektrolitlar		Kuchsiz elektrolitlar	
nomi	formulasi	nomi	formulasi
Ammoniy xlorid	NH_4Cl	Alyuminiy gidroksid	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Bariy gidroksid	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Ammoniy gidroksid	NH_4OH
Bromid kislota	HBr	Borat kislota	H_3BO_3
Kaliy gidroksid	KOH	Chumoli kislota	HCOOH
Kaliy nitrat	KNO_3	Ftorid kislota	HF
Kaliy permanganat	KMnO_4	Karbonat kislota	H_2CO_3
Kaliy sulfat	K_2SO_4	Mis(II) gidroksid	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
Kaliy xlorid	KCl	Nitrit kislota	HNO_2
Kumush nitrat	AgNO_3	Qalay (II) gidroksid	$\text{Sn}(\text{OH})_2$
Litiy gidroksid	LiOH	Qo‘rg‘oshin (II) gidroksid	$\text{Pb}(\text{OH})_2$
Magniy xlorid	MgCl_2	Rux gidroksid	$\text{Zn}(\text{OH})_2$
Natriy gidroksid	NaOH	Shakar	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
Natriy sulfat	Na_2SO_4	Sianid kislota	HCN
Natriy xlorid	NaCl	Silikat kislota	H_2SiO_3
Nitrat kislota	HNO_3	Sirka kislota	CH_3COOH
Permanganat kislota	HMnO_4	Sulfid kislota	H_2S
Perxlorat kislota	HClO_4	Sulfit kislota	H_2SO_3
Sulfat kislota	H_2SO_4	Suv	H_2O
Xlorid kislota	HCl	Temir (II) gidroksid	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
Yodid kislota	HJ	Temir (III) gidroksid	$\text{Fe}(\text{OH})_3$

Dissotsiyalanish darajasi elektrolit va erituvchining tabiatiga hamda eritmaning konsentratsiyasiga bog'liqdir. Elektrolitning dissotsiyalanish darajasi bir erituvchidan boshqa erituvchiga o'tish bilan o'zgaradi. Eritma suyultirilganda dissotsiyalanish darajasi ortadi.

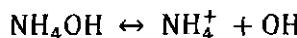
Dissotsiyalanish konstantasi. Suyultirish qonuni. Elektrolitning dissotsiyalanish jarayoni qaytar jarayon bo'lgani uchun, bu jarayon, albatta, muvozanatga keladi. Agar AB elektrolit A^+ va ionlarga dissotsiyalansa $AB = A^+ + B^-$ bo'ladi.

Massalar ta'siri qonuniga muvofiq muvozanat konstantasi quyidagicha hisoblanadi.

$$k = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Demak, muvozanat yuz berganda ionlar konsentratsiyasi ko'paytmasining dissotsiyalanmagan molekulalar konsentratsiyasiga nisbati o'zgarmaydi. Bu konstanta dissotsiyalanish konstantasi k bilan belgilanadi.

Dissotsiyalanish konstantasi k bilan dissotsiyalanish darajasi α orasida bog'lanish bor. Bu bog'lanishni misolida ko'rib chiqamiz.



$$k = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{\text{NH}_4\text{OH}}$$

NH_4OH dan hosil bo'lgan kationlar NH_4^+ va anionlar OH^- soni o'zaro teng.

Elektrolitning mol/litr hisobida olingan konsentratsiyasini C bilan, dissotsiyalangan molekulalar konsentratsiyasi $C\alpha$ bilan, dissotsiyalanmagan molekulalar konsentratsiyasini $C - C\alpha$ bilan belgilasak, har bir molekuladan ikki ion (biri kation, biri anion) hosil bo'lgani uchun, kationlarning ham anionlarning ham konsentratsiyalari $S\alpha$ dan bo'ladi.

Bu ifodalarni $k = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{\text{NH}_4\text{OH}}$ tenglamasiga qo'yilsa: $\frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = k$ yoki $\frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = k$ kelib chiqadi.

Bu qonunni Ostvald topgan bo'lib, u *suyultirish qonuni* deyiladi. U dissotsiyalanish darajasi bilan konsentratsiya orasidagi bog'lanishni ifodalagani uchun, shu kattaliklarni ifodalashda ishlataladi. Bu qonunni faqat ikki ionga dissotsiyalanuvchi kuchsiz elektrolitlarga gagina tatbiq etiladi.

Kuchsiz elektrolitlarning dissotsiyalanish darajasi juda kichik bo'lsa, bunday elektrolit uchun $1-\alpha$ ni 1 deb qabul qilish mumkin, shunda k ning ifodasi quyidagicha bo'ladi: $k = c \cdot \alpha^2$ yoki $\alpha = \sqrt{\frac{k}{c}}$ kelib chiqadi. Demak, konsentratsiya C ning kamayishi bilan dissotsiyalanish darajasi ortadi.

I.A.Kablukov 1891 yilda dissotsiyalanish jarayoniga D.I.Mendeleyevning gidratlar nazariyasi asosida qarab, erigan modda ionlari erituvchi molekulalari bilan kimyoviy birikib, ionlarning gidratlarini hosil qiladigan xulosaga keldi. Shu bilan birga I.A.Kablukov Arrhenius nazariyasining suvdagi eritmalar bilangina cheklanishini kuzatdi. Agar modda uchun muvofiq erituvchi tanlansa, suvda noelektrolit bo'lgan modda bunday erituvchida elektr tokini o'tkazuvchan bo'lishi mumkin

Elektrolitlarning eritmalaridagi ionlar suv molekulalari bilan kimyoviy qo'shilishi ya'ni gidratlanishi sababli ko'pchilik elektrolitlar suvdagi eritmalaridan kristallgidratlar holida ajralib chiqadi. Gidratlanish tufayli ionlar o'zaro birikib, molekulalar hosil qilishi qiyinlashadi, ionni qurshab olgan suv molekulalari musbat va manfiy ionlarning bir-biri bilan birikishiga xalal beradi, chunki suv elektrostatik tortishuv kuchini vakuumga nisbatan deyarli sakson marta zaiflashtiradi. Yuqorida izoh etilgan holatlar dissotsiyalangan zarrachalar orasidagi bog'lanish deyarli to'la ionli tabiatga ega bo'lgan molekulalarga ta-alluqli. Agar molekuladagi bog'lanish tabiatida kovalent bog'lanish salmog'i ortsa, dissotsiyalanish jarayoni ancha sust bo'lib, jarayonlar o'ng tomonga chuqur bormaydi, ya'ni teskari tomon boradigan assotsilanish jarayonlari dissotsiyalanishga nisbatan chuqurroq bo'лади. Gidratlanish hodisasi eitmalarining elektr o'tkazuvchanligiga ham ta'sir atadi. Masalan, litiy ioni (Li^+) kichik radiusli bo'lgani uchun u ko'proq suv molekulalari bilan gidratlanadi: gitratlangan ionning eritmadi harakat tezligi susayib (massasi kattalashgani tufayli) ketadi. Shu sababli LiCl eritmasingen elektr o'tkazuvchanligi boshqa xlорид-

larining (masalan, SeCl_3 ning) elektr o'tkazuvchanligiga nisbatan kam bo'ladi. Gidratlanish jarayoni eritmalar rangiga ham ta'sir ko'rsatadi.

Gidratlanish hodisasi **gidratlanish energiyasi** (gidratlanish issiqligi) bilan tavsiflanadi. *Gaz holatidagi ionlarni eritmaga o'tkazish jarayonida ajralib chiqadigan energiya o'sha ionning gidratlanish energiyasi deyiladi.*

11.2-jadvalda ba'zi ionlarning gidratlanish issiqliklari keltirilgan.

11.2-jadval

Ba'zi ionlarnig gidratlanish issiqliklari

Ion	Gidratlanish issiqligi ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	Ion	Gidratlanish issiqligi ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
H^+	1108.7	OH^-	510.4
Li^+	531.4	F^-	485.3
H_3O^+	460.24	PO_4^{3-}	457.3
K^+	338.9	C^-	451.3
NH_4^+	3263.3	B^-	317.9
Zn^{2+}	2075.3	NO_3^-	309.6
Mg^{2+}	1953.9	J^-	280.3
Ca^{2+}	1569	SO_4^{2-}	1108.7

Nazorat uchun savollar



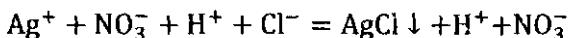
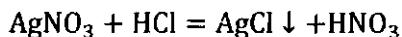
- Qanday moddalar elektrolitlar deb ataladi ?
- Elektrotik disotsiyalanish nazarlyasining mohiyatini tushuntiring.
- Dissotsiyalanish tenglamalariiga misollar keltirin.
- Dissotsiyalanish darajasi deb nimaga aytildi?
- Dissotsiyalanish konstantasi nima?
- Kuchli elektrolitlarga misollar keltirin.
- Kuchsiz elektrolitlarga misollar keltirin.
- Gidratlanish nazarlyasini tushuntirib bering.
- Gidratlanish energiyasi nima?

12-BOB. ELEKRTOLIT ERITMALARNING XOSSALARI. TUZLAR GIDROLIZI

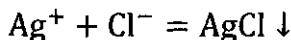
Tayanch so‘z va iboralar: *ionli reaksiyalar, neytral muhit, ishqoriy muhit, kislotali muhit, vodorod ko‘rsatkich (pH), tuzlar gidrolizi, gidroliz, gidroliz konstantasi, gidroliz darajasi.*

12.1. Elektrolit eritmalarining xossalari. Ionli reaksiyalar

Elektrolit eritmalarida boradigan jarayonlarda erigan modda ionlari orasida turli reaksiyalar boradi. Bunda ko‘p hollarda reaksiya natijasida cho‘kmalar, gazlar va o‘ta kam dissotsiyalanuvchi moddalar hosil bo‘ladi. Bu kabi reaksiyalarni *ionli reaksiyalar* deb ataladi. Masalan:



Bu reaksiyalarning mohiyati shundaki, eritmadiagi, Ag^+ va Cl^- ionlari o‘zarlo ta’sirlashib AgCl cho‘kmasini hosil qiladi. H^+ va Na^+ va NO_3^- ionlari ushbu almashinish reaksiyalarida o‘zgarmaydi, shuning uchun bu ionlarni reaksiya tenglamasini tuzishda yozish shart emas. Yuqoridagi jarayon bitta umumiy formula bilan ifodalanganadi:



Elektrolit eritmalarida sodir bo‘ladigan reaksiyalarning mohiyatini ko‘rsatib beruvchi bunday qisqartirilgan tenglamalar ionli tenglamalar deyiladi.

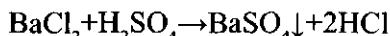
Qiyin eruvchan moddalar, kam dissotsiyalanuvchi elektrolitlar, oson uchuvchan moddalar ionli tenglamada hamma vaqt molekula holida yoziladi. Kimyoviy reaksiyalar elektrolitlar eritmalarida erkin ionlarning bog‘lanishi tomonga yo‘naladi.

Ionli tenglamani yozishda kuchli elektrolitlar ion ko‘rinishida; kam dissotsiyalanuvchi, qiyin eriydigan va gazsimon moddalar esa molekul-

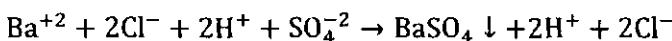
yar ko'rinishda yoziladi. Elektrolit eritmalarda reaksiya borishi uchun qiyin eriydigan moddalar, gazsimon moddalar va kam dissotsiyalanuvchi moddalar hosil bo'lishi kerak. Agar shu moddalar hosil bo'lmasa reaksiya sodir bo'lmaydi.

1. Qiyin eriydigan modda hosil bo'lishi bilan boradigan jarayonlarni quyidagi reaksiya misolida ko'rishimiz mumkin:

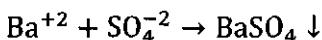
Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



Reaksiyaning to'liq ionli tenglamasi:



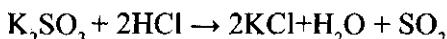
Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasi:



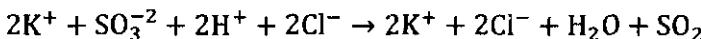
Keltirilagan reaksiyalardagi Ba^{+2} va ionlari o'zaro birikib $\text{BaSO}_4 \downarrow$ tuzi cho'kmasini hosil bo'lishga olib keladi. Agar reaksiyada bir necha qiyin eriydigan moddalar hosil bo'lsa, u holda oldin juda kam eriydigan modda cho'kmaga tushadi.

2. Gazsimon moddaning hosil bo'lishi bilan boradigan jarayonlarni quyidagi reaksiya misolida ko'rib chiqamiz:

Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



Reaksiyaning to'liq ionli tenglamasi:



Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasi:

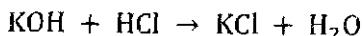


Yuqorida ko'rsatilganidek, beqaror, engil parchalanuvchi, uchuvchan modda hosil bo'lsa, ularda ham ion reaksiyalar oxirigacha bora-di.

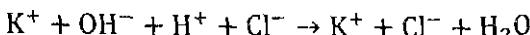
3. Kam dissotsiyalanuvchi birikmalarni hosil bo'lishi. Bunga reaksiya natijasida kam dissotsiyalanuvchi suv va kuchsiz elektrolitlarning

hosil bo‘lishi misol bo‘la oladi, masalan:

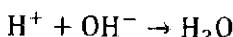
Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



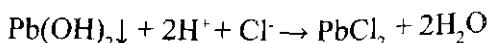
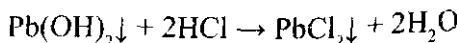
Reaksiyaning to‘liq ionli tenglamasi:



Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasi:

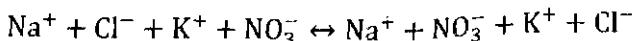
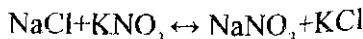


Eritmadagi cho‘kina sirtida erigan moddaning ionlari bo‘ladi. Agar qiyin eriydigan birikmaning biror soni ion erituvchi bilan biriksa, u holda modda eriydi. Masalan:



Yuqoridagi reaksiyada PbCl_2 cho‘kmaga tushadi va kam dissotsiyalanuvchi suv hosil bo‘ladi, natijada $\text{Pb}(\text{OH})_2$ eriydi.

Agar kuchli elektrolitlar eritmalarini aralashtirsak ularning ionlari orasida qaytar reaksiyalar boradi, ya’ni eritmada molekula hosil bo‘lmay, bu elektrolitlarning ionlari o‘zgarmay qoladi. Masalan:

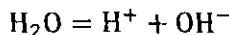


Eitmalar aralashtirmasdan oldin va aralashtirilgandan so‘ng eritmada faqat Na^+ , K^+ , NO_3^- ionlari erkin holda bo‘ladi, lekin eritma sovitilib, kristallarga aylanganida to‘rtta tuzning aralashmasi (NaCl , KCl , NaNO_3 , va KNO_3) hosil bo‘ladi.

‘

12.2. Suvning elektrolitik dissotsiyalanishi. Vodorod ko'rsatkich

Toza suv kuchsiz elektrolit sifatida oz bo'lsada ionlarga dissotsiyalanadi:



Bir molekula suvdan bitta H^+ va bitta OH^- ionlari hosil bo'lsa, 1 litr suvda 10^{-7} mol H_2O dissotsiyalanganda 10^{-7} g-ion va 10^{-7} g-ion H^+ hosil bo'ladi.

Massalar ta'siri qonuniga muvofiq suvning dissotsiyalanish konstantasi:

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

Suvda dissotsiyalanmagan molekulalar soni H^+ va OH^- ga nisbatan g'oyat ko'p bo'lgani uchun suvni o'zgarmas miqdor deyish mumkin, 1 litr suvda $1000/18 = 55,56$ mol suv bor.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = k \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56$$

Shuning uchun bu konstanta suvning ion ko'paytmasi deyiladi va $k_{\text{H}_2\text{O}}$ holida yoziladi.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = k_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7}$$

Shunday qilib, 1 litr suvda ham ham 10^{-7} ga teng bo'ladi. Demak 22°C da suvning ion ko'paytmasi 10^{-14} ga teng bo'lib, shu haroratda o'zgarmas miqdordir.

Toza suvda $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ H^+ va OH^- ionlarning konsentratsiyalari teng shuning uchun suv neytral moddadir. Suvdag'i har qanday eritmalarda va konsentratsiyasi o'zgarishi mumkin, lekin ularning ko'paytmasi o'zgarmaydi.

Agar suvda biror modda eritilganda H^+ va ON^- ionlarning konsentratsiyasi teng bo'lsa eritma neytral bo'ladi. Suvga kislota qo'yilsa, H^+

unda konsentratsiyasi oshib ketadi. Lekin H^+ va ON^- konsentratsiyalarining ko'paytmasi o'zgarmas bo'lgani uchun H^+ konsentratsiyasi ko'payganda OH^- konsentratsiyasi kamayadi. Bunda H^+ ning konsentratsiyasi 10^{-7} dan katta bo'ladi. Bunday eritmaning muhitini kislotali bo'ladi.

Har qanday eritmada $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ bo'lganidan, uning muhitini aniqlash uchun H^+ ning yoki OH^- konsentratsiyasini bilish kifoya. Eritma muhitini odatda ning konsentratsiyasi bilan ifodalash qabul qilingan.

$$[H^+] = 10^{-7} - \text{neytral muhit}$$

$$[H^+] > 10^{-7} - \text{ishqoriy muhit}$$

$$[H^+] < 10^{-7} - \text{kislotali muhit}$$

Agar eritma $H^+ = 10^{-5}$ bo'lsa, OH^- ni hisoblash mumkin: $OH^- = 10^{-9}$, bunda muhit kislotali bo'ladi.

Agar eritmada $H^+ = 10^{-9}$ bo'lsa $OH^- = 10^{-5}$ bo'ladi, bunda muhit ishqoriy bo'ladi.

Vodorod ko'rsatkich (pH). Yuqoridagi kichik sonlarni ishlatalish noqulay bo'lganligi uchun, H^+ ionlari konsentratsiyalari o'nlik logarifmining teskari manfiy qiymati ishlataladi va pH bilan belgilanadi, pH ko'pincha vodorod ko'rsatgich deb ataladi .

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

Masalan: $H^+ = 10^{-7}$ bo'lsa, u holda $pH = -\lg 10^{-7} = -(-7) = 7$ bo'ladi, bu muhit neytral bo'ladi. Agarda $H^+ = 10^{-3}$ bo'lsa $pH = -\lg 10^{-3} = -(-3) = 3$ bo'ladi, bu eritmaning muhitini kislotalidir. $H^+ = 10^{-9}$ bo'lsa $pH = -\lg 10^{-9} = -(-9) = 9$ bo'ladi, bu muhit ishqoriy bo'ladi.

Biror eritmada vodorod ko'rsatkichi $pH = 5$ bo'lsa u eritmaning gidroksil ko'rsatkichi $pOH = 9$ bo'ladi.

Eritmalarни, umuman kimyoviy reaksiyalarni o'rganishda reaksiya muhitini, ya'ni pH katta ahamiyatga ega.

Eritmalarning vodorod ko'rsatgichi pH odatda indikator yordamini bilan aniqlanadi.

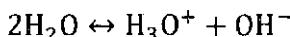
12.3. Tuzlar gidrolizi

Agar erituvchi suv bo'lsa, erigan moddalar bilan suv orasida al-mashinuv reaksiyalari sodir bo'ladi va moddalar parchalanadi. Bu jarayon *gidroliz* deb ataladi. Bunda erigan modda molekulasi parchalanib, suv ionlari bilan, ya'ni H^+ yo OH^- bilan yoki ham H^+ bilan, ham OH^- bilan reaksiyaga kirishadi, buning natijasida molekulalar bilan suv ionlari orasidagi muvozanat buzilib, suvning dissotsiyalanishi ancha davom etadi.

Tuzning ionlari suvning H^+ ionlari bilan biriksa, eritma suvning OH^- ionlari konsentratsiyasidan oshib ketadi. Eritma ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

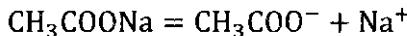
Agar, aksinchal bo'lsa, eritmaning muhiti kislotali bo'lib qoladi. Ba'zi tuzlar borki, umuman gidrolizlanmaydi va suv bilan reaksiyaga kirishmaydi.

Tuz ionlari bilan suv orasida bo'ladigan, odatda kuchsiz elektrolit (kuchsiz kislota, kuchsiz asos va asosli yoki kislotali tuz) hosil bo'lishiga olib keladigan o'zaro ta'sir **tuzlar gidrolizi** deb ataladi. Gidroliz natijasida suvning dissotsiyalanish muvozanati o'ng tomonga siljiydi:

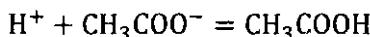


Tuzlarning qanday tipda gidrolizlanishi ularni hosil qilgan kislota bilan asosning kuchiga bog'liq bo'ladi.

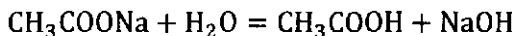
1. Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lган tuz suvda gidrolizlanadi, eritma ishqoriy xossaga ega bo'ladi.



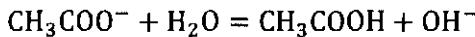
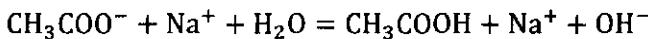
$H_2O = H^+ + OH^-$ bu yerda Na^+ suvning OH^- ionlari bilan birikmaydi. $NaOH$ kuchli elektrolit hosil bo'lishi kerak edi, lekin u eritmada hamisha ionlar holida bo'ladi. Ammo tuzning atsetat CH_3COO^- ioni suvning ionlari H^+ bilan birikad.



bu kuchsiz kislota bo‘lgan tuzlari oz dissotsiyalanadi. Natijada eritmada OH^- ionlari H^+ ionlaridan ortiq bo‘lgani uchun eritma muhiti ishqoriy bo‘ladi. CH_3COONa gidrolizining molekulyar tenglamasi quyidagicha ifodalananadi:

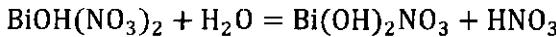


ionli tenglamasi

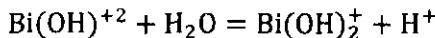
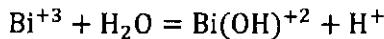


bu tenglamalardan ortiqcha borligi, muhitning esa ishqoriy bo‘lishi ko‘rinib turibdi.

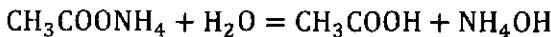
2. Kuchli kislota va kuchsiz asos dan hosil bo‘lgan tuz gidrolizlanadi, eritma muhiti kislotali bo‘ladi.



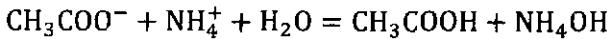
ionli tenglamasi



3. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo‘lgan tuzlar gidrolizlanadi. Bunda eritma muhiti kislotalaning yoki asosning bir oz kuchlili-giga qarab kuchsiz kislotali yoki kuchsiz ishqoriy bo‘ladi. Agar kislota va asosli dissotsiyalanish darajasi teng bo‘lsa eritma muhiti neytral bo‘ladi.



ionli tenglamasi



4. Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo‘lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi.

12.4. Gidroliz konstantasi va gidroliz darajasi

Gidroliz konstantasi har bir tuzni gidrolizlanish qobiliyatini belgilab beruvchi kattalik bo'lib, K_g bilan belgilanadi. K_g ko'rsatkichi qanchalik yuqori qiymatga ega bo'lsa (tuzni bir xil harorati va konsentrasiyasiда), shunchalik gidroliz darajasi ham yuqori bo'ladi.

Gidroliz konstantasi suvning qanchalik ionlanishiga va qiyin dissotsiyalanuvchi birikmalarni dissotsatsiya konstantasiga bog'liq bo'ladi.

$$K_g = \frac{K_{H_2O}}{K_{asos}}$$

Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarda gidroliz konstantasi asosning dissotsiyalanish konstantasi (K_{as}) bilan quyidagicha bog'langan bo'ladi:

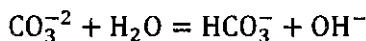
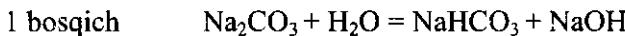
Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarda esa gidroliz konstantasi kislotaning dissotsiyalanish konstantasi (K_{kis}) bilan quyidagicha bog'langan:

$$K_g = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis.}}$$

Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlarda esa gidroliz konstantasi kislota va asosning dissotsiyalanish konstantalari bilan quyidagicha bog'langan bo'ladi:

$$K_g = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis.} \cdot K_{asos}}$$

Agarda tuz bosqichli gidrolizlansa unda har bir bosqich o'zining gidroliz konstantasiga ega bo'ladi. Masalan, Na_2CO_3 natriy karbonat tuzining gidrolizlanishi ikki bosqichdan iborat bo'lib, gidrolizining birinchi bosqichida quyidagi jarayon sodir bo'ladi:



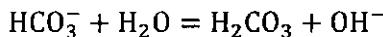
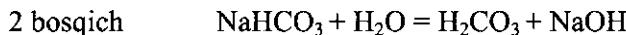
Yuqoridagi tenglamadan ko‘rinadiki reaksiya natijasida gidrokarbonat ioni hosil bo‘ladi va uni dissotsiyasi karbonat kislotaning ikkinchi bosqichdagi dissotsiya konstantasi qiymati - $4,8 \cdot 10^{-11}$ bilan tavsiflanadi (12.1-jadval).

12.1-jadval

Ayrim kuchsiz elektrolitlarning dossotsatsiya konstantalari

Nº	Kuchsiz elektrolit	Dissotsiyalanish tenglamasi	Konstantasi
1	CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,7 \cdot 10^{-5}$
2	HNO_2	$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,0 \cdot 10^{-4}$
3	HCN	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,9 \cdot 10^{-10}$
4	H_2S	$\text{H}_2\text{S} = \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
		$\text{HS} = \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$
5	H_2CO_3	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,5 \cdot 10^{-7}$
		$\text{HCO}_3^- = \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$
6	H_2SiO_3	$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$3,0 \cdot 10^{-10}$
		$\text{HSiO}_3^- = \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-12}$
7	H_3PO_4	$\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,6 \cdot 10^{-3}$
		$\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-2}$
		$\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
8	NH_4OH	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,76 \cdot 10^{-5}$
9	Zn(OH)_2	$\text{Zn(OH)}_2 = \text{Zn(OH)}^+ + \text{OH}^-$	$4,4 \cdot 10^{-5}$
		$\text{Zn(OH)}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{OH}^-$	$1,5 \cdot 10^{-9}$

Reaksiyaning ikkinchi bosqichida karbonat kislotasi hosil bo‘ladi va uni dissotsiyasi karbonat kislotaning birinchi bosqichdagi dissotsiya konstantasi qiymati - $4,5 \cdot 10^{-7}$ bilan tavsiflanadi.



Yuqoridagi tenglamadan ko‘rinadiki bu bosqichda reaksiya natijasida ioni va H_2CO_3 hosil bo‘lganligi uchun gidroliz jarayonining birinchi bosqichi ($K_{g,1}$) kislotaning ikkinchi dissotsiya konstantasi bilan,

gidroliz jarayonining ikkinchi bosqichi ($K_{g,2}$) kislotaning birinchi dissotsiya konstantasi bilan bog'liqligini quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

$$K_{g,1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis2}} \cdot K_{g,2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis1}}$$

Kislotaning birinchi dissotsiya konstantasi ikkinchi dissotsiya konstantasiga nisbatan doimo katta bo'lganligi sababli, uni birinchi gidroliz konstantasi ($K_{g,1}$) ham ikkinchi gidroliz konstantasi ($K_{g,2}$) ga nisbatan katta bo'ladi va quyidagi tengsizlik bilan ifodalanadi:

$$K_{g,1} > K_{g,2}$$

Ushbu o'rinda izohlash joizki turli xil tuzlarning gidrolizi davomida birinchi bosqichda jarayonlar ikkinchi bosqichga nisbatan doimo yuqori bo'lishi bilan asoslanadi. Birinchi bosqichda hosil bo'lgan ionlari ikkinchi bosqichdagi muvozanatni chap tomonga surilishiga asos bo'lib, ikkinchi gidroliz konstantasi ($K_{g,2}$) darajasini susaytirishga sabab bo'ladi.

Gidroliz qaytar jarayon bo'lganligi sababli uni massalar ta'siri qonuni asosida talqin qilish mumkin. Uni miqdoriy jihatdan xarakterlash uchun gidroliz darajasi degan tushuncha kiritilgan.

Gidrolizlangan tuz molekulalari sonining eritilgan tuz molekulalar soniga bo'lgan nisbati, tuzning **gidroliz darjasasi** deb ataladi va h bilan belgilanadi.

$$h = \frac{\text{gidrolizlangan tuz molekulalari soni}}{\text{umumi tuz molekulalari soni}}$$

Gidrolizlanish darajasi h agarda reaksiya davomida tuzning gidrolizlangan qismi juda oz va gidrolizga uchragan moddalar konsentratsiyasi esa kam miqdorda bo'lsa gidroliz konstantasi bilan quyidagi tenglama asosida bog'langan bo'ladi:

$$h = \sqrt{\frac{K_g}{C_m}}$$

Keltirilgan formuladagi C_m – elektrolitning molyal konsentratsiyasi, mol/l.

Keltirilgan oxirgi tenglamadan ko‘rinadiki gidrolizga uchragan tuzning konsentratsiyasi kamligi, gidrolizlanish darajasini ortishiga olib keladi.

Xulosa shuki, tuzlarning gidrolizlanish darjasini tuzning tabiatiga, eritma konsentratsiyasiga va haroratga bog‘liq. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo‘lgan tuzlarning gidrolizlanish darjasini ayniqsa, katta bo‘ladi. Harorat ko‘tarilganda gidroliz darjasini ortadi, chunki suvning $H_2O=H^++OH^-$ muvozanati o‘ngga siljiydi. Ba’zan tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori haroratda sodir bo‘ladi. Shuningdek, gidrolizga turli omillar ta’sir qiladi. Massalan eritmani suyultirish gidrolizni kuchaytirsa, haroratni pasaytirish, gidrolizda qatnashayotgan tuz konsentratsiyasini oshirish gidrolizni sekinlashtiradi.



Nazorat uchun savollar

1. Molekulyar tenglamalar ionli tenglamalardan qanday farqlanadi?
2. Suvning ion ko‘paytmasi deb nimaga aytildi?
3. Vodorod ko‘rsatkich pH nimani anglatadi?
4. Tuzlar gidrolizi deb nimaga aytildi?
5. Qanday tuzlar gidrolizga uchraydi?
6. Qengay tuzlar eritmalari kislotali mihit hosil qiladi?
7. Ishqoriy muhit hosil qiladigan tuzlarga misollar keltiring.
8. Gidroliz darjasini va konstantasi nima?
9. Qanday omillar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi?

5-MODUL. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI

13-MAVZU. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI

Tayanch so‘z va iboralar: *oksidlovchi, qaytaruvchi, oksidlanish, qaytarilish, oksidlanish darajasi, molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, disproporsiyalanish reaksiyalari, sinproporsiyalanish reaksiyalari, elektron balans usuli, yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli.*

13.1. Kimyoviy elementlar valentligi va oksidlanish darajasi

Atomning (elementning) valentligi ham kimyoning asosiy tushunchalari qatoriga kiradi. U elementlar atomlarining kimyoviy bog‘lanishlar hosil qilish xususiyatini ko‘rsatadi.

Atom massa ekvivalentga teng bo‘ladi yoki ekvivalentdan bir necha marta ortiq bo‘ladi. Atom massaning ekvivalentdan necha marta ortiq ekanligini ko‘rsatuvchi son valentlikdir, valentlik V harfi bilan belgilanadi. $V = \frac{A}{E}$ bu yerda: V – element valentligi, A – elementning atom massasi, E – elementning ekvivalent massasi.

Valentlik quyidagicha ta’riflanadi: *elementning bir atomiga necha atom vodorod birikishi yoki almashinishini ko‘rsatadigan son shu elementning valentligi deb ataladi.*

Bir atom kislorod ikki atom vodorod bilan birikadi, demak kislorod ikki valentlidir. Elementlarning valentliklarini faqat vodorod orqali emas, kislorod orqali ham aniqlash mumkin. Vodorod va ishqoriy metallar hamisha bir valentli, kislorod va ishqoriy yer metallar esa ikki

valentli, alyuminiy hamisha uch valentli bo'ladi. Bu elementlar o'zgarmas valentli elementlar deyiladi.

Ammo ba'zi elementlar borki, ularning valentliklari birikuvchi elementlarning tabiatiga va reaksiya sharoitiga qarab o'zgaradi.

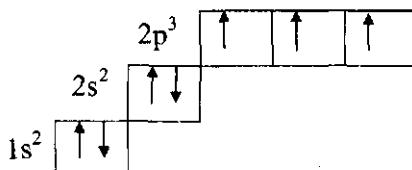
Masalan, mis qizdirilganda, sharoitga qarab ba'zan bir valentli bo'lib, Cu₂O hosil qiladi, ba'zan esa ikki valentli bo'lib CuO hosil qiladi. Demak, mis bir valentli ham, ikki valentli ham bo'lishi mumkin, shuningdek, N, P, As va galogenlar va boshqa ko'pgina metallar o'zgaruvchan valentli elementlardir.

Xlor o'z birikmalarida 1, 3, 5, 7 valentli bo'la oladi. Davriy sistemaning VIII-guruhidagi inert gazlarning valentliklari nolga teng. Ya'ni ular bir-biri bilan va boshqa elementlar bilan birikmaydi.

Atom hosil qila oladigan bog'lanishlar soni uning juftlashmagan elektronlari soniga teng. Eng oddiy hollarda element atomining valentligi ham unda umumiy elektronlar jufti hosil qilishga ketadigan juftlashmagan elektronlar soni bilan aniqlanadi. Bunda hosil bo'lgan bog'lanishlar qutbliligi e'tiborga olinmaydi, shu sababli valentlikning ishorasi bo'lmaydi.

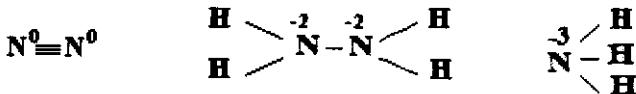
Bog'lanishlar soni sifatida aniqlanadigan valentlik manfiy bo'lishi ham, nolga teng bo'lishi ham mumkin emas.

Buni azot – N₂, gidrazin – N₂H₂, nitrat kislota – HNO₃, ammiak – NH₃, misolida ko'rib chiqamiz. Azot atomi elektronlarning kvant katakchalarida joylashuvi quyidagicha:



Bundan azotning uchta juftlashmagan elektroni bo'lgani sababli u uchta kimyoviy bog'lanish hosil qilishi mumkin va uning valentligi 3 ga teng bo'ladi.

Kovalent bog'lanishning har qaysi elektron juftini chiziqcha bilan belgilab, struktura formulalarni yoza olamiz:



Bu birikmalarning hammasida azot uch valentli. Lekin azotning oksidlanish darajasi 0, -2, -3 ga teng. NH_4^+ da azot 4 valentli, lekin azotning oksidlanish darajasi -3 ga teng. HNO_3 molekulasida azotning valentligi 4 ga teng. Oksidlanish darajasi +5 ga teng bo‘ladi.

Ayni birikma batamom ionli tuzilishga ega deb faraz qilinganda uning tarkibidagi biror elementning shartli zaryadi uning *oksidlanish darajasi* deb ataladi.

Kimyoviy birikmalarda atomning oksidlanish darajasini aniqlashda quyidagi qoidalardan foydalanish mumkin:

1. Oddiy moddalarda atomning oksidlanish darajasi nolga teng bo‘ladi (N_2 , O_2 , Cl_2 , Fe , S va boshqalar).
2. Metallar hamma vaqt musbat oksidlanish darajasiga ega bo‘ladi.
3. Vodorod gidridlardan tashqari hamma birikmalarda +1, gidridlarda esa -1 oksidlanish darajasini namoyon etadi.
4. Kislorod birikmalarda (OF_2 dan tashqari) -2 oksidlanish darajasini namoyon etadi. Peroksidlarda (H_2O_2 , Na_2O_2) esa kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng bo‘ladi.
5. Metalmaslar kimyoviy birikmalarida ham musbat, ham manfiy oksidlanish darajasiga ega bo‘lishi mumkin.

Bu ma’lumotlarga asoslanib, murakkab birikmalardagi atomlarning oksidlanish darajasini hisoblab topish mumkin, bunda molekuladagi atomlar oksidlanish darajalarining algebraik yig‘indisi doimo nolga, murakkab ionlarda esa ionning zaryadiga teng bo‘lishini e’tiborga olish kerak.

Kovalent bog‘lanish bo‘lmaydigan birikmalarda atomlarning valentligi haqida gap yuritib bo‘lmaydi, bunda oksidlanish darajasi to‘g‘risida gapirish kerak. Shuning uchun anorganik kimyoda oksidlanish darajasi tushunchasini, organik kimyoda esa valentlik tushunchasini qo‘llagan ma’qul.

Bunga sabab shuki, ko‘pchilik anorganik birikmalar nomolekul-yar tuzilgan, organik birikmalarning ko‘pchiligi esa molekul-yar tuzilgan.

Quyidagi keltirilgan jadvalda ayrim elementlarning birikmalarida-
gi valentliklari va oksidlanish darajalari haqida ma'lumotlar keltirilgan
(13.1-jadval).

13.1-jadval

Elementlarning valentligi va oksidlanish darajalari

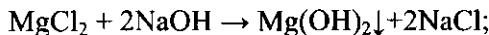
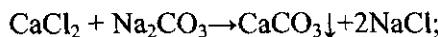
T/r.	Element nomi va formulasi	Valentligi	Oksidlanish darajasi	Valent elektronlari	
1	Vodorod	H	1	+1,-1	1s ¹
2	Litiy	Li	1	+1	2s ¹
3	Berilliy	Be	2	+2	2s ²
4	Bor	B	3	-3,+3	2s ² 2p ¹
5	Uglerod	C	2,4	+4,+3,+2,+1,0,-1,-2,-3,-4	2s ² 2p ²
6	Azot	N	1,2,3,4	-3,-2,0,+1,+2,+3,+4,+5	2s ² 2p ³
7	Kislород	O	2,3	-1,-2,+2	2s ² 2p ⁴
8	Ftor	F	1	-1	2s ² 2p ⁵
9	Natriy	Na	1	+1	3s ¹
10	Magniy	Mg	2	+2	3s ²
11	Alyuminiy	Al	2,3	+3	3s ² 3p ¹
12	Kremniy	Si	2,4	+4,+2,-4	3s ² 3p ²
13	Fosfor	P	3,5	-3,-2,+1,+3,+4,+5	3s ² 3p ³
14	Olttingugurt	S	2,4,6	-2,+2,+4,+6	3s ² 3p ⁴
15	Xlor	Cl	1,3,5,7	-1,+1,+3,+5,+7	3s ² 3p ⁵
16	Kaliy	K	1	+1	4s ¹
17	Kalsiy	Ca	2	+2	4s ²
18	Titan	Ti	2,3,4	+3,+4	3d ² 4s ²
19	Vanadiy	V	2,3,4,5	+2,+3,+4,+5	3d ³ 4s ²
20	Xrom	Cr	2,3,6	+2,+3,+6	3d ⁵ 4s ¹
21	Marganes	Mn	2,3,4,6	+2,+4,+6,+7	3d ⁵ 4s ²
22	Temir	Fe	2,3	+2,+3	3d ⁶ 4s ²
23	Kobalt	Co	2,3,4	+2,+3	3d ⁷ 4s ²
24	Mis	Cu	1,2,3	+1,+2	3d ¹⁰ 4s ¹

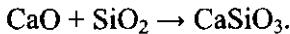
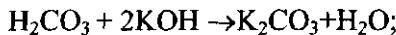
25	Rux	Zn	2,	+2	$3d^{10}4s^2$
26	Galliy	Ga	3	+3,	$4s^24p^1$
27	Germeniy	Ge	2,4	+4,-4	$4s^24p^2$
28	Mishyak	As	3,5	-3,+3,+5	$4s^24p^3$
29	Selen	Se	4,6	-2,+2,+4,+6	$4s^24p^4$
30	Brom	Br	1,3,5,7	-1,+1,+3,+5,+7	$4s^24p^5$
31	Rubidiy	Rb	1	+1	$5s^1$
32	Stronsiy	Sr	2	+2	$5s^2$
33	Sirkoniy	Zr	4	+4	$4d^25s^2$
34	Kumush	Ag	1,2	+1,+2,+3	$4d^{10}5s^1$
35	Kadmiy	Cd	2	+2	$4d^{10}5s^2$
36	Qalay	Sn	2,4	-4,+2,+4	$5s^25p^2$
37	Surma	Sb	3,5	-3,+3,+5	$5s^25p^3$
38	Tellur	Te	2,4,6	-2,+4,+6	$5s^25p^4$
39	Yod	I	1,3,5,7	-1,+1,+3,+5,+7	$5s^25p^5$
40	Bariy	Ba	2	+2	$6s^2$

Ko‘pchilik hollarda element atomining oksidlanish darajasi u hosil qiladigan bog‘lanishlar soniga to‘g‘ri kelmaydi, ya’ni shu element valentligiga teng emas. Bu ayniqsa, organik birikmalar misolida yaqqol ko‘rinadi. Ma’lumki, organik birikmalarda uglerodning valentligi 4 ga teng (4 ta bog‘lanish hosil qiladi), lekin uglerodning oksidlanish darajasi metan CH_4 da -4, metanol CH_3OH da -2, formaldegid CH_2O da 0, chumoli kislota $HCOOH$ da +2, karbonat angidrid CO_2 da +4 ga teng bo‘ladi.

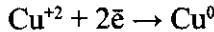
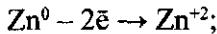
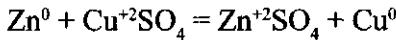
13.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

Ko‘pchilik kimyoviy reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) reaksiya natijasida o‘zgarmaydi.



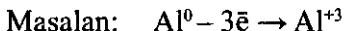


Boshqa turdagи reaksiyalarda elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.

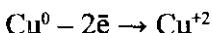


Elektronlarning bir atomdan ikkinchi atomga o'tishi natijasida elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) o'zgaradigan reaksiyalar *oksidlanish-qaytarilish reaksiyaları* deyiladi. Oddiy moddalarida atomlar elektroneytral bo'ladi. Shuning uchun ularning oksidlanish darajasi shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan.

Neytral atomlar elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionga aylanadi va nechta elektron bergan bo'lsa o'shancha musbat oksidlanish darajasi namoyon qiladi. Atomlarning elektron berish jarayoni *oksidlanish* deyiladi.



Al – oksidlandi

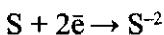


Cu – oksidlandi

Atomlar elektron biriktirib olsa, manfiy zaryadlangan ionga aylanadi. Bunda atom nechta elektron qabul qilgan bo'lsa uning oksidlanish darajasi shuncha manfiy oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Atomning elektron biriktirib olish jarayoni *qaytarilish* deyiladi.



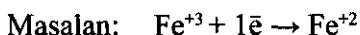
Cl – qaytarildi



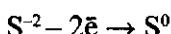
S – qaytarildi

O'zidan elektron bergan atom *qaytaruvchi*, o'ziga elektron biriktirib olgan atom esa *oksidlovchi* hisoblanadi.

Faqat neytral atomlar emas, balki ionlar ham elektron biriktishi yoki berishi mumkin.

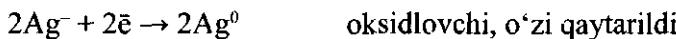
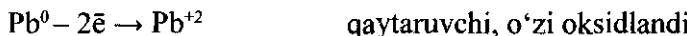
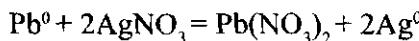


qaytarildi



oksidlandi

Qaytaruvchi elektron bergenligi sababli, uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati ortadi. Oksidlovchi elektron biriktirib olish tufayli uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati kamayadi. Masalan:

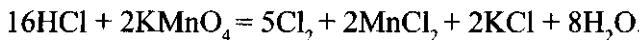
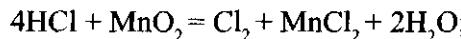
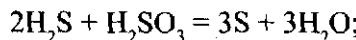
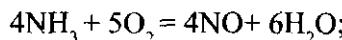
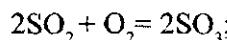
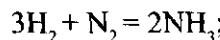


Demak, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi yagona jarayondir. Oksidlanish vaqtida qaytarilish sodir bo'ladi, aksincha qaytarilish vaqtida oksidlanish jarayoni ham boradi.

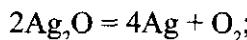
13.3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari

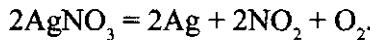
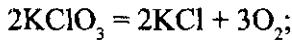
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining quyidagi turlari ma'lum: molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar, ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar, disproporsiyalanish reaksiyalar, sinproporsiyalanish reaksiyalar.

Molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar. Molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlanish darajasi o'zgaradigan element atomlari turli moddalar molekulalari tarkibiga kiradi, ya'ni bunda oksidlovchi va qaytaruvchi turli moddalar tarkibida bo'ladi.



Ichki molekulyar oksidlanish - qaytarilish reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarish bilan boradigan reaksiyalar kiradi.

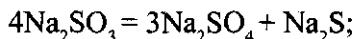
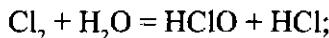




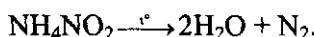
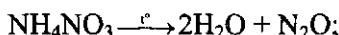
Ichki molekulyar oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida bitta molekula tarkibida ham oksidlovchi ham qaytaruvchi bo'ldi.

Disproporsiyalanish reaksiyalarining sodir bo'lishida bitta element atomlarining oksidlanish darajasi bir vaqtning o'zida ham ortib va ham kamayadi. Bunda boshlang'ich modda turli xil birikmalar hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish darajasi yuqori, ikkinchisida esa past holatga o'tadi.

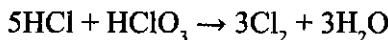
Ravshanki, bunday reaksiyalar molekulasida oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar bo'lishi kerak.



Sinproporsiyalanish reaksiyaları jarayonida molekula tarkibida gi har xil oksidlanish darajasiga ega bo'lgan elementlar reaksiya natijasida bir xil oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmaga aylanadi.

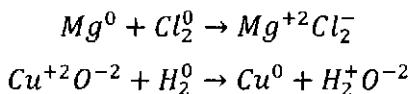


Bunday turdag'i reaksiyalarda oksidlovchi va qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan atomlar turli moddalar tarkibida ham bo'lishi mumkin.



13.4. Oksidlovchi va qaytaruvchilar

Yuqorida ta'kidlanganidek, o'ziga elektron biriktirib olgan atom, ion, molekulalar *oksidlovchi* deb, elektron yo'qotadigan atom, ion, molekulalar *qaytaruvchi* deyiladi. Elektron biriktirib olish jarayoni - *qaytarilish* jarayoni deb, elektron berish jarayoni - *oksidlanish* jarayoni deyiladi. Demak, oksidlovchi qaytariladi va qaytaruvchi oksidlanadi. Oksidlanish-qaytarilish bir-biriga bog'liq jarayonlardir. Masalan:



Bu reaksiyada magniy o'zining elektronlarini xlorga berib qaytaruvchi, xlor bu elektronlarni qabul qilib oksidlovchi, ikkinchi reaksiyada esa vodorod qaytaruvchi, mis ioni oksidlovchidir.

Element atomi oksidlanganda uning oksidlanish darajasi ortadi, qaytarilganda esa oksidlanish darajasi pasayadi. Masalan: $Sn^{2+} - 2e = Sn^{4+}$ jarayonida qalayning oksidlanish darajasi +2 dan +4 gacha ortdi, $Cr^{6+} + 3e = Cr^{3+}$ jarayonida xromning oksidlanish darajasi +6 dan +3 gacha kamayadi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida ishtirok etayotgan moddalar faqat oksidlovchilar, faqat qaytaruvchilar va ham oksidlovchi ham qaytaruvchilik xossalari namoyon qilishi mumkin. Birikmalarida eng yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan moddalar *faqat oksidlovchilar* (H_2SO_4 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3 , $HClO_4$), eng quyi oksidlanish darajasiga ega bo'lgan moddalar *faqat qaytaruvchilar* (Na_2S , NH_3 , CH_4 , PH_3 , HCl) hamda oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan moddalar *ham oksidlovchi ham qaytaruvchilar* (Cl_2 , HNO_2 , H_3PO_3 , H_2SO_3 , K_2MnO_4 , Cr_2O_3) deb ataladi.

Asosiy oksidlovchilar. O'ziga elektron qabul qilib, davriy sistema qatoridagi inert gazning elektron konfiguratsiyasiga ega bo'ladigan yoki manfiy zaryadlangan ionlar hosil qiluvchi neytral atomlar oksidlovchi bo'ladi. Masalan, galogenlarning neytral molekulalari (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) oksidlovchi funksiyasini bajarib manfiy zaryadlangan (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) ionlarga aylanadi.

Galogenlardan ftor va xlor kuchli oksidlovchi hisoblanadi. Asosiy oksidlovchilarga yana kislorod, oltingugurt va boshqalar misol bo'la oladi. Ba'zi metall ionlari o'zlarining eng yuqori valentliklarida oksidlovchi bo'lishi mumkin.

Asosiy qaytaruvchilar. Erkin holda barcha metallar, asosan ishqoriy (Li, Na, K, Rb, Cs) va ishqoriy-yer (Ca, Ba) metallari, kislrodsiz kislota qoldiqlarining ionlari (Br^- , I^- , S^{2-}) hamda gidridlar (KH , CaH_2) qaytaruvchi bo'ladi.

Shuni nazarda tutish kerakki, oksidlovchi bilan qaytaruvchi o'rtaida keskin chegara yo'q, bitta modda bir sharoitda oksidlovchi, ikkinchi sharoitda qaytaruvchi bo'lishi mumkin.

Quyida keltirilgan jadvalda faqat oksidlovchi, faqat qaytaruvchi va ham oksidlovchi ham qaytaruvchi moddalar to'g'risidagi ma'lumotlar keltirilgan (13.2-jadval).

13.2-jadval

Faqat oksidlovchi, faqat qaytaruvchi va ham oksidlovchi ham qaytaruvchi moddalar

Faqat oksidlovchilar		Faqat qaytaruvchilar		Ham oksidlovchi ham qaytaruvchilar	
nomi	formulasi	nomi	formulasi	nomi	formulasi
Kaliy dixromat	K_2CrO_7	Vodorod sulfid	H_2S	Xrom (II) oksid	CrO
Perxlorat kislota	HClO_4	Ammiak	NH_3	Nitrat kislota	HNO_3
Sulfat kislota	H_2SO_4	Natriy sulfid	Na_2S	Fosfit kislota	H_3PO_3
Natriy nitrat	NaNO_3	Vodorod selenid	H_2Se	Kaliy manganat	K_2MnO_4
Nitrat kislota	HNO_3	Vodorod tellurid	H_2Te	Sulfit kislota	H_2SO_3
Natriy bixromat	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Yodid kislota	HJ	Yod	J_2
Xrom (VI) oksid	CrO_3	Bromid kislota	HBr	Uglerod (II) oksid	CO
Uglerod (IV) oksid	CO_2	Xlorid kislota	HCl	Vodorod peroksid	H_2O_2
Kaliy permanganat	KMnO_4	Kalsiy gidrid	CaH_2	Marganes (IV) oksid	MnO_2

Ftor	F_2	Fosfin	PH_3	Vodorod	H_2
Natriy sulfat	Na_2SO_4	Metan	CH_4	Kaliy sulfit	K_2SO_3
Fosfat kislota	H_3PO_4	Kaliy sulfid	K_2S	Xlor	Cl_2
Oltингugurt (VI) oksid	SO_3	Kaliy yodid	KJ	Oltингugurt (IV) oksid	SO_2
Xlor (VII) oksid	Cl_2O_7	Xrom (III) sulfid	Cr_2S_3	Azot (IV) oksid	NO_2
Pirofosfat kislota	$H_4P_2O_7$	Alyuminiy sulfid	Al_2S_3	Natriy nitrit	$NaNO_2$
Fosfor (V) oksid	P_2O_5	Natriy xlorid	$NaCl$	Bertoliy tuzi	$KClO_3$

13.5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish

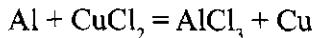
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida elektronlar qaytaruvchidan oksidlovchiga o'tadi. Bunda qaytaruvchi bergen elektronlarning umumiy soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlarning umumiy soniga hamma vaqt teng bo'лади.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini ikki usulda tuzish mumkin.

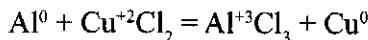
1. Elektron balans usuli.
2. Yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli.

Elektron balans usuli. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini tuzishning elektron balans usulini Al bilan $CuCl_2$ orasidagi reaksiyani tenglashtirish misolida ko'rib chiqamiz.

1. Reaksiya tenglamasini (koeffitsiyentlarsiz) tuzamiz.



2. Har qaysi modda formulasida elementlarning oksidlanish darajasini o'zgarganini aniqlaymiz, shu yo'l bilan qaysi modda oksidlovchi va qaysi modda qaytaruvchi ekanligini aniqlab olamiz.



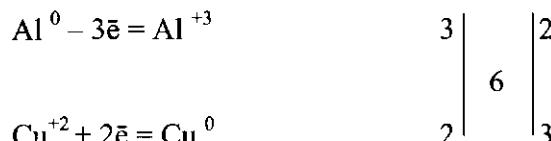
Reaksiya tenglamasidan ko'rinish turibdiki, Al ning oksidlanish darjasasi 0 dan +3 gacha ortdi. Cu ning oksidlanish darjasasi esa +2 dan 0 gacha kamaydi. Demak, Al qaytaruvchi, chunki Al atomni elektron

berdi. CuCl_2 esa oksidlovchidir, chunki Cu^{+2} ioni elektron biriktirib oldi.

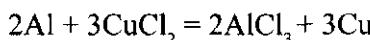
3. Oksidlanish va qaytarish jarayonlarini ifodalaydigan elektron tenglamalar tuzamiz.



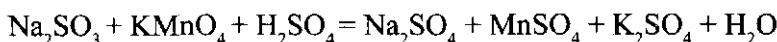
4. Eng kichik ko‘paytuvchi qoidasiga ko‘ra oksidlovchi hamda qaytaruvchi shu bilan birga reaksiya natijasida hosil bo‘lgan mahsulotlar uchun koeffitsiyent tanlaymiz, bunda qaytaruvchi yo‘qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo‘lishi lozimligini nazarda tutamiz. Masalan:



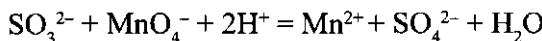
Topilgan koeffitsiyentlarini tegishli moddalar formulalari oldiga qo‘yib, sxemadan reaksiya tenglamasiga o‘tamiz:



Yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli. Bu usulni faqat elektrolytlar eritmalarida sodir bo‘ladigan reaksiyalariga tatbiq etish mumkin. Masalan Na_2SO_3 va KMnO_4 tuzlarining kislotali muhitda boradigan oksidlanish - qaytarilish reaksiyasining ionli tenglamasini tuzish uchun dastlab reaksiyaning molekulyar sxemasi tuziladi:

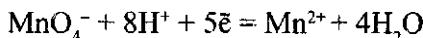


So‘ngra oksidlanish-qaytarilish jarayonida ishtiroy etmaydigan ionlarni kamaytirgan holda tenglamani qisqartirilgan ion shaklida yozildi:

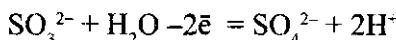


Qisqartirilgan ionli tenglamadan foydalanib, reaksiyadagi oksidlovchi va qaytaruvchni aniqlaymiz va shu asosida oksidlanish qaytarilish jarayonining yarim rektsiyasini tuzamiz.

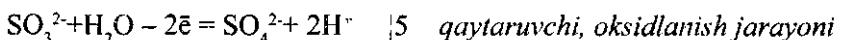
Reaksiyada *oksidlovchi* vazifasini MnO_4^- ioni bajarib, o‘ziga kislotali muhitda 5 ta elektron qabul qilib Mn^{2+} ioniga aylanadi. Uning tarkibidagi kislorod esa eritma tarkibidagi vodorod ioni bilan reaksiya-ga kirishib H_2O molekulasini hosil qiladi.



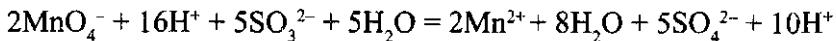
Reaksiyada *qaytaruvchi* vazifasini esa SO_3^{2-} ioni bajarib, 2 ta elektron bergen holda SO_4^{2-} ionigacha oksidlanadi. Ko‘rinib turibdiki SO_4^{2-} ionida SO_3^{2-} ioniga nisbatan kislorod soni ko‘p. Kislorod yetishmovchiligi eritmadi suv molekulalari hisobiga qoplanadi va natijada 2H^+ vodorod ioni hosil bo‘ladi:



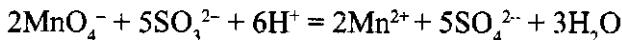
Shundan so‘ng oksidlovchi (MnO_4^-) va qaytaruvchi (SO_3^{2-}) mod-dalar uchun koeffitsient topiladi. So‘ngra oksidlanish qaytarilish jarayonida oksidlovchi nechta elektron olganligi va qaytaruvchi nechta elektron bergenligini hisoblaymiz. Oksidlovchi (MnO_4^-) 5 ta elektron olgani va qaytaruvchi (SO_3^{2-}) 2 ta elektron bergani uchun, oksidlovchingning oldiga 2 koeffitsienti, qaytaruvchining oldiga esa 5 koeffitsienti qo‘yiladi:



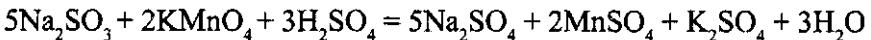
Keyin ionli tenglamalarni umumlashtirilgan holda yozamiz va te-gishli koeffitsientlarni qo‘yamiz:



Tenglamadagi bir xil ion va molekulalarni qisqartirgan holda tenglamani soddalashtirilgan holda yozamiz.

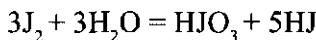


Topilgan ionli tenglama asosida to‘liq molekulyar tenglamani yozish mumkin.

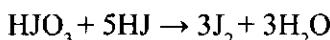


Ko'pchilik hollarda, oksidlovchi yoki qaytaruvchi modda faqat muayyan muhitda reaksiyaga kirishadi; agar zaruriy muhit yaratilmasa, reaksiya istalgan yo'nalishda bormasligi mumkin. Ba'zan muhitning pH qiymati o'zgarganda oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi o'z yo'nalishini o'zgartirib teskari yo'nalishda sodir bo'ladi.

Masalan:



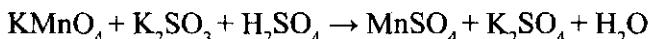
reaksiyasi ishqoriy muhitda tez boradi; agar bu reaksiya muhiti pH 1 ga tenglashtirilsa, reaksiya teskari yo'nalishda boradi:



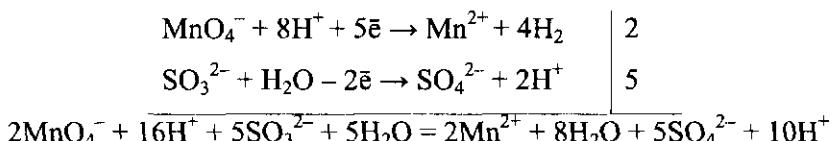
Laboratoriyyada ishlayotganda kislotali muhit hosil qilish uchun, asosan H_2SO_4 dan, ishqoriy muhit hosil qilishda NaOH yoki KOH dan foydalilaniladi.

Kaliy permanganatning K_2SO_3 bilan qaytarilishiga muhit tasirini ko'rib chiqamiz:

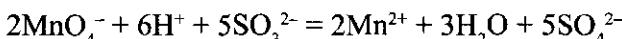
a) kislotali muhitda reaksiya quyidagi sxemaga muvofiq boradi;



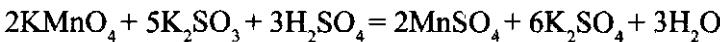
Ya'ni kislotali muhitda MnO_4^- ionni Mn^{2+} holigacha qaytariladi, SO_3^{2-} anioni esa SO_4^{2-} holigacha oksidlanadi:



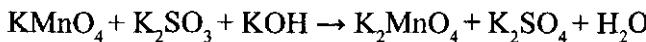
Tenglamaning ikki tomonidagi bir xil zarrachalarini qisqartirsak qisqa ionli tenglamaga ega bo'lamiz:



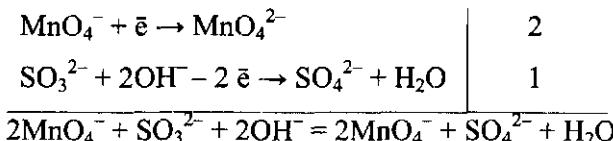
Ikki tomonidagi zarrachalar zaryadlarining yig'indisi o'zaro tengligi koeffitsientlar to'g'ri tanlanganligini bildiradi. Natijada molekulyar tenglamaga ega bo'lamiz:



b) ishqoriy muhitda MnO_4^- ioni MnO_4^{2-} holigacha qaytariladi:



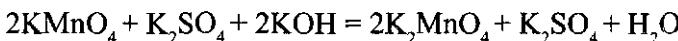
oksidlanish darajasi o'zgargan zarrachalarning elektron sxemalar asosida yarim reaksiyalarini tuzamiz:



bu tenglamadagi koeffitsientlar to'g'ri tanlanganligini ikkala tomonagi zaryadlarning qiymati -6 ga tengligidan ko'rish mumkin. Ishqoriy sharoitda SO_3^{2-} ning SO_4^{2-} ga o'tish uchun kerak bo'lgan bitta kislород atomini mazkur eritmada mo'l miqdorda bo'lgan OH^- ionidan quyidagi sxemada keltirilgan jarayon natijasida olinadi:

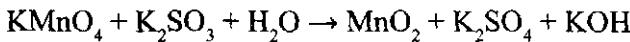


Shunday jarayonni yuqorida keltirilgan a) holatda O^{2-} zarracha erituvchi suv molekulasiдан olingan edi. Oxirgi molekulyar tenglama:

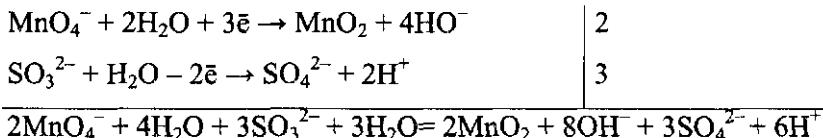


ko'rinishga ega bo'ladi.

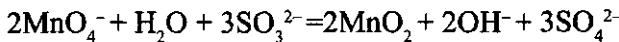
v) neytral muhitda MnO_4^- ioni MnO_2 gacha qaytariladi:



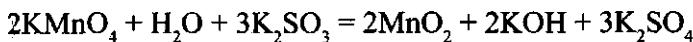
Bu jarayonning yarim reaksiya tenglamalari:



Tenglamaning chap tomonida 7 molekula H_2O bor, o'ng tomonida esa 8 ta OH^- ioni bilan 6 ta H_2O va 2 ta OH^- ioniga aylanishini hisobga olib, quyidagi qisqartirilgan ionli tenglamani olamiz:



To'la molekulyar tenglama:



13.6. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari potensiallari

Reaksiya uchun olingan oksidlovchi va qaytaruvchi orasida reaksiya ketishi yoki ketmasligini bilish uchun ularning normal oksidlanish-qaytarilish potensiallarini bilish kerak. Ularning qiymati quyidagi jadvalda keltirilgan.

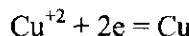
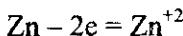
13.3-jadval

Ayrim molekula va ionlarning 298 K da standart oksidlanish-qaytarilish (elektrod) potensiallari

Elektroddagi yarim reaksiya	oks/red., V	Elektroddagi yarim reaksiya	oks/red., V
$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}^0$	-3,05	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}^0$	-2,92	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{Ba}^{+2} + 2\text{e} = \text{Ba}^0$	-2,90	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{Ca}^{+2} + 2\text{e} = \text{Ca}^0$	-2,86	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,71	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{La}^{+3} + 3\text{e} = \text{La}^0$	-2,37	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{Mg}^{+2} + 2\text{e} = \text{Mg}^0$	-2,37	$\text{Ge}^{+4} + \text{e} = \text{Ge}^{+3}$	+1,44
$\text{N}_2 + 2\text{e} = 2\text{N}^-$	-2,25	$\text{Cl}^{-2} + 2\text{e} = \text{Cl}^0$	+1,36
$\text{Al}^{+3} + 3\text{e} = \text{Al}^0$	-1,71	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Mn}^{+2} + 2\text{e} = \text{Mn}^0$	-1,18	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Zn}^{+2} + 2\text{e} = \text{Zn}^0$	-0,76	$\text{Br}_{2(s)} + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	+1,21
$\text{Fe}^{+2} + 2\text{e} = \text{Fe}^0$	-0,44	$[\text{AuCl}_4] + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,09
$\text{Cr}^{+3} + \text{ye} = \text{Cr}^{+2}$	-0,41	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,99
$\text{Co}^{+2} + 2\text{e} = \text{Co}^0$	-0,41	$\text{Hg}^{+2} + 2\text{e} = \text{Hg}^0$	+0,96
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,40	$\text{Ag}^- + \text{e} = \text{Ag}^0$	+0,91
$\text{Ni}^{+2} + 2\text{e} = \text{Ni}^0$	-0,25	$\text{Hg}_2^{+2} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	+0,80
$\text{Sn}^{+2} + 2\text{e} = \text{Sn}^0$	-0,14	$\text{Fe}^{+3} + \text{e} = \text{Fe}^{+2}$	+0,80

$Pb^{+2} + 2e = Pb^0$	-0,13	$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$	+0,77
$2H^+ + 2e = H_2$	0,00	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	+0,68
$SO_4^{+2} + 4H^+ + 2e = H_2SO_3 + H_2O$	+0,20	$MnO_4^- + e = MnO_4^{-2}$	+0,59
$Cu^{+2} + 2e = Cu^0$	+0,337	$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$	+0,40
$I_3^- + 2e = 2I^-$	+0,56		

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



$$E_{Zn/Zn^{+2}} = -0,76 \text{ v}$$

$$E_{Cu/Cu^{+2}} = +0,337 \text{ v}$$

Unda shu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi uchun:

$$E_{Cu/Cu^{+2}} - E_{Zn/Zn^{+2}} = +0,337 - (-0,76) = 1,1 \text{ v}$$

Agar $2FeCl_3 + SnCl_2 = 2FeCl_2 + SnCl_4$ reaksiyasi olinsa,

$$E_{Fe^{+2}/Fe^{+3}} = +0,77 \text{ v}$$

$$E_{Sn^{+4}/Sn^{+2}} = +0,15 \text{ v}$$

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

Agar $2NaCl + Fe_2(SO_4)_3 = 2FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$ reaksiyani ol-sak, Reaksiyaning ion tenglamasi: $2Cl^- + Fe^{+3} = Cl_2 + Fe^{+2}$

$2Cl^-/Cl_2$ jufti uchun $E=+1,36 \text{ v}$; Fe^{+3}/Fe^{+2} jufti uchun $E=+0,77 \text{ v}$ ga teng.

Oksidlovchining standart elektrod potensiali qaytaruvchinikidan kichik, shuning uchun bu reaksiya to'g'ri yo'nalish bo'yicha bormay-

di. $2\text{Cl}/\text{Cl}_2$ justi oksidlovchi, $\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}$ justi esa qaytaruvchi bo'la oladi. Demak, reaksiya bu yerda teskari tarafga boradi. Elektronlar elektrod potensiali kichik metalldan potensiali katta metalga o'tadi.

13.7. Tabiatda va texnikada oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining ahamiyati

Tabiatda va texnikada katta ahamiyatga ega bo'lgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar eng ko'p tarqalgan reaksiyalardan biridir. Chunki tirik organizmlardagi nafas olish va moddalar almashinuvi, chirish va bijg'ish, o'simliklardagi fotosintez jarayonlari ana shu reaksiyalar orqali boradi. Nafas olish va yonish jarayonida organik moddalar oksidlanadi, ya'ni kislorodni biriktirib karbonat angidrid va suv ajralib chiqadi. Tabiatda bundan tashqari ham ko'p oksidlanish jarayonlari bo'lib turadi. Shu jarayonlar uzlusiz davom etib turishi natijasida atmosferada kislorod miqdori kamayib tamom bo'lishi kerak edi. Vaholanki, bunday bo'lmaydi. Bunga sabab tabiatda kislorodning qayta hosil bo'lishi yashil o'simliklar tufayli uzlusiz davom etib turadi. Ana shu muhim jarayonning asosini suv va karbonat angidrid tashkil etadi. Karbonat angidrid o'simlik barglariga kirib, ularning to'qimalari tarkibida bo'lgan suvda eriydi va quyosh energiyasi hamda xlorofill ishtirokida tabiatda uchraydigan eng ajoyib hodisalardan biri *fotosintez* jarayoni sodir bo'ladi. Fotosintez natijasida suvdan kislorod ajralib chiqadi va havoni kislorodga boyitadi. Lekin kislorodning ajralishi bu fotosintez jarayonining bir tomoni xolos, ikkinchi tomoni, bu biologik jarayon natijasida qandlar, kraxmal, uglevodlar, nuklein kislotalari hosil bo'ladi. Nuklein kislotalar esa oqsillarni hosil qiladi. Nafas olishni quyidagi umumiy formula bilan belgilash mumkin.



Bu formuladan ko'riniib turibdiki, nafas olishda organik moddalar molekulalari anaerob sharoitda oksidlanib organik moddalarni hosil qiladi va energiya ajralib chiqadi. Bu jarayon *dissimilyatsiya* deb ham ataladi.

Bundan tashqari, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini kundalik turmushimizda, sanoat miqyosida doim uchratishimiz mumkin. Bun-

ga yoqilg'i yonganini, metallarning korroziyalanishini va elektroliz jarayonlarini misol qilib keltirishimiz mumkin. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar yordamida xalq xo'jaligidagi muhim ahamiyatga ega bo'lgan birikmalar ammiak, ishqorlar, nitrat, xlorid va sulfat kislotalar hamda boshqa ko'pgina qimmatli mahsulotlar olinadi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar tufayli galvanik elementlar va akkumulyatorlarda kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi.



Nazorat uchun sovollar

1. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar deb nimaga aytildi?
2. Oksidlanishi nimiz?
3. Qaytarilishi nimiz?
4. Tarkibini billochilarga misollar keltiring.
5. Fazlasiz qaytaruvchillarga misollar keltiring.
6. Ham oksidlovoni ham enyartuvchilarga misollar keltiring.
7. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining qanday turlari bor?
8. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini tushuntirin.
9. Molekulyararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini tushuntirin.
10. Disproporsiyalanish reaksiyalar deb qanday reaksiyalariga aytildi?
11. Quyidagi oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarini elektron balans usulida tenglang:



12. Quyidagi oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarini yarim reaksiyalar usulida tenglang:



6-MODUL. METALLAR, ULARNING TABIATDA UCHRASHI, OLINISHI, KIMYOVII XOSSALARI. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR NAZARIYASI. METALLAR KORROZIYASI

14-MAVZU. METALLARNING XOSSALARI

Tayanch so‘z va iboralar: metallar, metallarning tabiatda uchrashi, rudalar, pirometallurgiya, gidrometallergiya, elektrometallurgiya, qotishmalar, qora metallar, rangli metallar, toza metallar.

14.1. Metallarning davriy sistemada joylashgan o‘rini va tabiatda uchrashi

Bizga ma’lum bo‘lgan elementlarning asosiy qismini metallar tashkil etadi. D.I.Mendeleyev davriy sistemasida hozirgi vaqtda 118 ta element mavjud bo‘lib, ularning 96 tasi metallardir. Agar davriy sistemada berilliydan astatga tomon diagonal o‘tkazilsa, diagonalning o‘ng tomoni yuqorisida metalmas elementlar (yonaki guruhcha elementlari bundan mustasno), chap tomon pastida esa metall elementlar (yonaki guruhcha elementlari ham shularga taalluqli) joylashganligini ko‘rish mumkin.

Davriy sistemada elementlarning oilalarga bo‘linishi nuqtai nazariidan tahlil etilsa, metall elementlarga I va II guruhlarning s – elementlari (ishqoriy va ishqoriy - yer metallari), barcha d – va f-elementlar, shuningdek, p – elementlardan III guruhdagi Al, Ga, In, Tl, IV guruhdagi Ge, Sn, Pb, V guruhdagi Sb, Bi va VI guruhdagi Po metallar jumlasiga kiradi.

Metallar tabiatda erkin holda (yombi metallar) va asosan kimyoviy birikmalar holida uchraydi. Yombi holda uchraydigan

metallar kimyoviy jihatdan faolligi o'ta past bo'lgan metallardir. Ularning asosiy vakillari oltin bilan platinadir. Kumush, mis, simob, qalay tabiatda yombi holda ham, birikmalar holida ham, qolgan barcha metallar (standart elektrod potensiallar qatorida qalaygacha bo'lgan metallar) faqat boshqa elementlar bilan hosil qilgan birikmalar holida uchraydi.

Barcha metallar ikki guruhga bo'linadi: qora metallar va rangli metallar guruhiga bo'linadi. Qora metallar guruhiga asosan temir (temir qotishmalari - cho'yan va po'lat)lar kiradi. Qolganlari rangli metallar guruhiga kiradi. Rangli metallar o'z navbatida quyidagi guruhlarga bo'linadi:

a) og'ir metallar guruhi bu guruhga mis, nikel, qo'rg'oshin, qalay, kobolt, mishyak, surma, vismut, simob va boshqalar kiradi.

b) yengil metallar guruhi. Bu guruhga magniy, alyuminiy, titan, nitriy, berilliyl, bariy, kalsiy, kaliy kiradi.

v) asl qimmatbaho metallar guruhiga oltin, kumush, platina, osmiy, ruteniy, paladiy kiradi.

g) nodir metallar guruhi bu suyuqlanishi qiyin bo'lgan metallardan ya'ni volfram, tantal, niobiyl va tarqoq metallar (talliy, galliy, germaniy, indiy, reniy, rubidiy, sezey va boshqalar) siyrak yer metallar (lantan va lantanoidlar) radiaktiv metallar (poloniy, radiy, aktiniy, uran va boshqa transuran metallar) kiradi.

14.2. Metallarning fizik va kimyoviy xossalari

Fizikaviy xossalari. D.I.Mendeleyev davriy sistemasidagi simobdan tashqari barcha metallar normal sharoitda qattiq moddalardir. Metallarning o'ziga xos xossalari quyidagilardan iborat:

– har qanday metall o'ziga xos yaltiroqlikka ega, buning sababi shuki, ular yorug'lik nurini spektrning ko'zga ko'rinvchan sohasida qaytarish xususiyatiga ega;

– metallar issiqlik va elektr energiyasini yaxshi o'tkazadi. Metallarning elektr o'tkazuvchanligi harorat ortishi bilan pasayadi va aksincha, qarshiliqi harorat ortishi bilan ortadi;

– ko'pchilik metallar odatdagisi sharoitda kristall holatda bo'ladi;

– metallar cho'ziluvchan va bolg'alanuvchan bo'ladi;

— metallar elektr musbat elementlardir, ya’ni ularning oksidlari ko‘pincha suv bilan birikib asoslar hosil qiladi. Metallarda bu besh xususiyatning borligiga asoslanib, metallarning ichki tuzilishi haqida ma’lum tasavvur yaratish mumkin. Masalan, metall yorug‘likni qaytarish xususiyatiga ega bo‘lgani uchun juda yupqa metall plastinka ham shaffof (tiniq) bo‘lmaydi. Bunga asoslanib, metall juda zinch tuzilgan (ya’ni metallarning hajm birligida juda ko‘p atomlar bor) deyish mumkin.

Metallarning issiqlik va elektr tokini yaxshi o’tkazishi – zaryadlangan zarrachalar metalning kristallari orasida oson harakatlanishi haqidagi ma’lumot beradi. Nihoyat, metallarning elektromusbat elementlar jumlasiga kirishi – valent elektronlarning metall atomidan osongina chiqib keta olishini ko‘rsatadi.

Kimyoviy bog‘lanishlar turiga ko‘ra oddiy moddalarни metall va metalmaslarga ajratish yarim o’tkazgichlarning xossalarni to‘g‘ri izohlashga imkon beradi. Masalan, odatdagи sharoitda bor, kremniy, uglerod, selen, tellur kabi metalmaslarda atomlar bir-biri bilan kovalent bog‘langan, lekin bu moddalar qizdirilganda (yoki elektr toki ta’sirida) atomlararo kovalent bog‘lanishlar yemirilib, orada erkin elektronlar paydo bo‘la boshlaydi. Shuning uchun bu elementlar yarim o’tkazuvchilar jumlasiga kiradi.

1900 yilda Drude taklif etgan “elektron gaz” nazariyasiga muvofiq, metall musbat zaryadli ionlar va ular orasidagi tartibsiz harakat qiluvchi erkin elektronlardan iborat, bu elektronlar gaz molekulalari bo‘ysungan qonunlarga bo‘ysunadi. Odatdagи haroratda elektronlar metallar sirtidan chiqib keta olmaydi, chunki metallda erkin elektronlarni musbat zaryadli ionlar katta kuch bilan tortib turadi. Metalga tashqaridan elektr maydoni berilganda, elektronlar tartibsiz holatini yo‘qotib ma’lum yo‘nalishda harakatlana boshlaydi. Elektronlarning bu harakatiga musbat ionlar to‘sinqinlik qiladi. Harorat ko‘tarilishi bilan ionlarning tebranish harakati kuchayib tebranish amplitudalari kattalashadi. Shunda ionlarning elektronlar bilan to‘qnashish ehtimolligi ortadi. Binobarin, elektronlarning ma’lum yo‘nalish sari harakati qiyinlashadi. Boshqacha aytganda, metallning elektr o’tkazuvchanligi harorat ortganda kamayadi.

Metallarning tuzilishi haqida zonalar nazariyasi ham metallarda erkin elektronlar borligini etirof etadi. Bu nazariya asosida quyidagi mu-

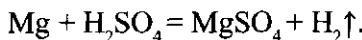
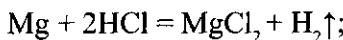
lohzalar bor: Metalning kristall panjaraсидаги мусбат ионлар бир-бира-дан бир xil узоқликда va ма'lum тартиб bilan joylashgани учун bu ionлар bir xil elektr maydon hosil qilади. Doimo harakatda bo'lgan erkin elektronlar мусбат zaryadli ionlarga yaqinlashganida elektronlarning potensial energiyasi minimal qiymatga ega bo'ladi.

Metallarning zichligi turlicha bo'ladi. Metall elementning atom massasi qancha kichik va atomining radiusi qancha katta bo'lsa, uning zichligi shuncha kam bo'ladi. Metallar orasida eng yengili – litiy (zichligi $0,53 \text{ g/sm}^3$) eng og'iri esa – osmiy (zichligi $22,6 \text{ g/sm}^3$) hisoblanadi. Zichligi 5 g/sm^3 dan kichik bo'lgan metallar yengil, qolganlari – og'ir metallar deyilali.

Metallarning suyuqlanish va qaynash temperaturasi turlicha bo'la-di. Eng oson suyuqlanadigan metall – simob, uning suyuqlanish temperaturasi $-38,9^\circ\text{C}$, seziy va galliy tegishlicha 29 va $29,8^\circ\text{C}$ da suyuqlanali. Volfram – eng qiyin suyuqlanadigan metall, uning suyuqlanish temperaturasi 3390°C . U elektr lampalarning tolalarini tayyorlash учун ishlatiladi. 1000°C dan yuqori temperaturalarda suyuqlanadigan metallar qiyin suyuqlanadigan, bundan past temperaturalarda suyuqlanadiganlari – oson suyuqlanadigan metallar deyiladi.

Metallar qattiqligi jihatdan bir-biridan farq qiladi. Eng qattiq metall – xrom (shishani qirqadi), eng yumshoqlari – kaliy, rubidiy va seziy. Ularni pichoq bilan oson kesish mumkin.

Kimyoviy xossalari. Metallarning atomlari elektronlarini osonlik bilan berib, мусбат zaryadlangan ionga aylanadi. Tipik metallar kimyoviy reaksiyalarda elektronlarni oson bergenligi учун 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:

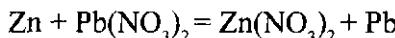


Bu reaksiyada Mg metali qaytaruvchi vazifasini bajaradi, o'zi oksidlanadi. Vodorod ioni H^+ esa oksidlovchi rolini bajaradi va qaytariladi. Shu sababli bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasidir.

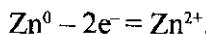
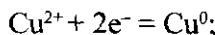
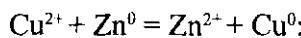
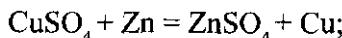
Metallar bilan konsentrangan kislotalar, masalan, nitrat va sulfat kislotalar reaksiyaga kirishganda, oksidlovchi rolini kislota qoldig'i bajaradi:



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



Ushbu reaksiyada rux o'zining valent elektronlarini qo'rg'oshin ioniga beradi. Bunda, rux oksidlanadi, qo'rg'oshin esa qaytariladi. Yuqoridaq reaksiyalarda ta'sirlashuv jarayoni metallarning sirtida sodir bo'ladi. Rux metali bilan mis (II) sulfat eritmasi orasida boradigan reaksiya natijasida ham rux eritmadan misni siqib chiqaradi.



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

14.3. Metallarning qattiq eritmalari va intermetall birikmaları

Metallarning qattiq eritmalari va intermetall birikmaları haqida to'xtalish uchun avvalo metallarning bu hossalari ko'proq qotishmarga tegishlilagini hisobga olgan holda ular haqida ma'lumot berishni lozim deb topdik.

Ikki va undan ortiq elementlarni birga suyuqlantirish yo'li bilan olingan murakkab jism **qotishma** deb ataladi.

Texnikada qotishmalar asosan bir necha metallarni suyuqlantirish yo'li bilan olinadi. Bu usul bilan olinadigan qotishmalarga cho'yan,

po'lat, bronza, latun misol bo'la oladi. Ba'zi xollarda qotishmalar shu qotishma tarkibiga kiruvchi elementlarning kukuni aralashmalarini maxsus qoliplarda presslab, so'ngra hosil qilingan buyumning tarkibiga qarab $1100\text{-}1400^{\circ}\text{C}$ temperatura oralig'ida qizdirish yo'li bilan olinadi.

Tekshirishlar shuni ko'rsatadiki, qotishma tarkibiga kiruvchi elementlarning atom diametrlari kristall panjara xiliga va ularning suyuqlanish temperaturasiga va umuman aytganda elementlar atomlarining o'zaro munosabatiga ko'ra qotishmalar: mexanik aralashmaga, kimyoviy birikmaga, qattiq eritmaga bo'linadi.

Mexanik aralashma. Agar qotishma tarkibiga kiruvchi elementlarning atomlari kristallanish jarayonida bir-biriga tortilmay balki, qochsa, bunday qotishma tarkibiga kiruvchi har bir element atomlari qattiq holda mustaqil kristallar hosil qiladi. har bir element donalari o'zaro faqat donalar chegarasi bilan bog'langan bo'ladi xolos.

Bunday qotishmalar tarkibiga kiruvchi elementlar ayrim donalarning mexanik aralashmasidan tuzilganligi uchun **mexanik aralashma** deb ataladi.

Kimyoviy birikma. Agar qotishma tarkibiga kiruvchi elementlar atomlari kristallanish jarayonida o'zaro kimyoviy ta'sir etsa, bunday elementlar qattiq holatda kimyoviy birikma hosil qiladi. Kimyoviy birikmalarning kristall panjarasi murakkab bo'lganligidan ularning qattiqligi va elektr qarshiligi yuqori va suyuqlanish temperaturasi aniq bo'ladi.

Qattiq eritma. Ko'pgina metall qotishmalari suyuq holatda bir jinsli, ya'ni, komponentlari bir-biriga erigan holatda bo'ladi va kristallanish jarayonida bir jinsliligi saqlanib qoladi qotishma komponentlarining tarkibiga kiradi, ya'ni, komponentlar bir-birida eriydi. Bunday qotishmaning kristallanish natijalarida hosil bo'lgan qattiq jism **qattiq eritma** deb ataladi. Binobarin, qattiq eritma bir fazali va bir turdag'i kristallardan iborat va bir kristall panjaraga ega bo'lgan qotishmadir.

Atomlarning diametrlari bir-biridan 15% dan kam farq qiladigan D.I.Mendeleyev elementlar davriy sistemasida bir-biriga yaqin turgan elementlar ko'pincha qattiq eritmalar hosil qiladi.

Metallar bir-biri bilan ham kimyoviy birikmalar hosil qilishi mum-

kin. Ularning umumiy nom bilan *intermetall birikmalar* deb ataladi. Bularga ba'zi metallarning surma bilan hosil qilgan birikmalari misol bo'la oladi: Na_2Sb , Ca_3Sb_2 , NiSb , Ni_4Sb , FeSb . Shuningdek, litiy ham metallar bilan intermetall birikmalar hosil qiladi. Masalan litiy simob bilan LiHg_2 , LiHg_3 , LiHg , Li_2Hg , Li_3Hg , magniy bilan LiMg_2 alyuminiy bilan LiAl , Li_3Al kabi intermetall birikmalar hosil qilgan. Ularda ko'pincha metalmaslar bilan hosil qilgan birikmalariga xos bo'lgan oksidlanish darajasiga rioya qilinmaydi. Odatda, bular bertol-lidlar bo'ladi.

Intermetal birikmalarda kimyoviy bog'lanish asosan, metall bog'lanishdan iborat bo'ladi. Ular tashqi ko'rinishidan metallarga o'xshaydi. Intermetal birikmalarning qattiqligi, odatda, ularni hosil qilgan metallarnikidan yuqori, plastikligi esa ancha kam bo'ladi. Ko'pchilik intermetal birikmalar sanoatning turli sohalarida ishlataladi. Masalan, surma-aluminiy AlSb , surma-indiy InSb va boshqalardan yarimo'tkaz-gichlar sifatida ko'p foydalaniladi.

14.4. Metallar olishning asosiy usullari. Toza metallar olish

Dunyo miqyosida ishlab chiqariladigan metallarning 90% ini temir va uning qotishmalari tashkil qiladi. Bu qora metallar muhim fizik va mexanik xossalarga ega bo'lganligi, shuningdek, temir rudalari tabiatga keng tarqalganligi, chuyan va po'lat ishlab chiqarish esa arzon va murakkab emasligi bilan tushuntiriladi.

Qora metallar bilan bir qatorda rangli metallar ham texnikada muhim ahamiyatga ega. Bu ularning qora metallarda uchramaydigan o'ziga xos muhim qator fizik-kimyoviy xossalari bilan tushuntiriladi. Samolyotsozlikda, radiotexnikada, elektronikada va sanoatning boshqa sohalarida mis, alyuminiy, magniy, nikel, titan, volfram, shuningdek, berilliyl, germaniy va boshqa rangli metallardan juda keng foydalilaniladi. Shu nuqtai nazardan metallarni ularning tabiatdagi birikma (ruda) laridan ajratib olish muhim hisoblanadi.

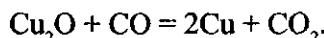
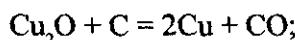
Rudalardan metallar ajratib olish – metallurgiyaning vazifasidir.

Metallurgiya – bu tabiiy homashyolardan sanoatda metallar olish usuli haqidagi fan.

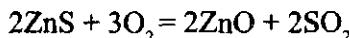
Metallar ajratib olishning pirometallurgiya, gidrometallurgiya va

elektrometallurgiya singari usullari mavjud.

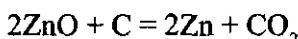
Pirometallurgiya – metallurgiyada yetakchi o'rinni egallaydi. Urudalardan metallarni yuqori temperaturalarda qaytarish reaksiyalari yordamida olish usullarini o'z ichiga oladi. Qaytaruvchilar sifatida ko'mir, aktiv metallar, uglerod (II) oksid, vodorod, metan kabi moddalaridan foydalaniladi. Masalan, ko'mir bilan uglerod (II) oksid qizil misrudasi Cu_2O dan misni qaytaradi:



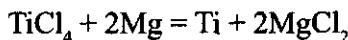
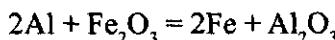
Agar ruda tarkibida metall sulfidi bo'lsa, u oldin kuydirib oksidlash yo'li bilan metall oksidiga aylantiriladi:



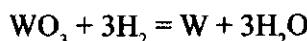
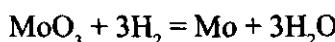
So'ngra metall oksidi ko'mir yordamida qaytariladi:



Metallarni ularning birikmalaridan kimyoviy jihatdan faolroq bo'lgan boshqa metallar bilan qaytarish usulida ham olinadi. Bu usul metallotermiya usuli deb ataladi. Bu jarayonlar ham yuqori haroratlarda sodir bo'ladi. Qaytaruvchilar sifatida alyuminiy, magniy, kalsiy, natriy shuningdek, kremliy ishlatiladi. Agar qaytaruvchi alyuminiy bo'lsa, u holda jarayon alyuminotermiya, agar magniy bo'lsa magniy-termiya deyiladi. Masalan:

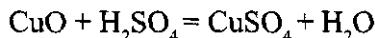


Ba'zan metallar ularning oksidlaridan vodorod bilan qaytariladi (vodorodotermiya). Bu usul juda toza metallar olishda qo'llaniladi. Masalan:

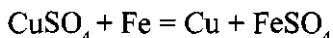


Gidrometallurgiya – metallarni ularning tuzlari eritmalaridan olish usullaridir. Bunda ruda tarkibiga kiradigan metall dastlab mos re-

agentlar yordamida eritmaga o'tkaziladi, so'ngra shu eritmadan ajratib olinali. Masalan, tarkibida mis (II) oksid CuO bor mis rudasiga su-yultirilgan sulfat kislota bilan ishlov berilganda mis sulfat tuzi holida eritmaga o'tadi.



So'ngra mis eritmadan elektroliz yo'li bilan yoki temir kukuni yordamida siqib chiqarish orqali ajratib olinadi.



Bu usul bilan oltin, kumush, rux, kadmiy, molibden, uran va boshqa metallar olinadi.

Elektrometallurgiya – metallarni elektr toki yordamida elektroliz qilib olish usuli. Bu usul bilan asosan yengil metallar alyuminiy, natriy, kaliy, kalsiy kabi metallar olinadi.

Elektrolizdan ba'zi metallarni tozalash uchun ham foydalaniladi. Tozalanadigan metalldan anod tayyorlanadi. Elektroliz vaqtida anod eriydi, metall ionlari eritmaga o'tadi, katodda esa ular cho'kadi. Elektrolitik toza metallar mis, kumush, temir, nikel qo'rg'oshin va boshqalar ana shunday olinadi.

Metallarni birikmalaridan ajratib olishning barcha usullari oksidlaniш-qaytarilish jarayonlariga asoslangan.

Sof metallarning sanoat miqyosida hosil qilish uchun yaroqli tabbiy homashyo metall rудаси nomi bilan yuritiladi. Rudalar ko'pincha toza bo'lmaydi, ularga bekorchi jinslar qum, loy, ohaktosh va boshqalar aralashgan bo'ladi. Har qanday ruda foydalanishdan avval bekorchi jinslardan tozalanishi, boshqacha aytganda "boyitilishi" lozim. Boyitish deb homashyo tarkibidagi foydali birikmalar konsentratsiyasini sun'iy ravishda oshirishga aytiladi. Ba'zan rudalarning boyitilgan shakli "kon-sentrat" deb ham ataladi. Rudalarni boyitishning mexanik, gravitatsion, elektromagnit, termik, kimyoviy, flotatsiyali ajratish kabi usullari mavjud bo'lib, sanoatda ko'p hollarda rudalar flotasion usulda boyitiladi.

Metallrudalarining birinchi turkumi oksidli rudalardir. Bunga temirrudalaridan – qizil temirtosh Fe_2O_3 , qo'ng'ir temirtosh $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ va mangneit Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), alyuminiy rудаси – boksit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, marganes rудаси – pirolyuzit MnO_2 , qalay rудаси SnO_2 , va boshqalar mi-

sol bo'la oladi.

Juda ko'p metallar tabiatda sulfidlar holida uchraydi. Bunday rudalar Yer po'stlog'ining chuqurroq qismiga joylashgan bo'lib, ularga suv, karbonat angidrid, havo kislorodi ta'sir etmagan (shuning uchun ular birlamchi tog' jinslari deb yuritiladi). Misol uchun mis kolchedani $\text{CuS} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$, mis yaltirog'i Cu_2S , kinovar HgS , qo'rgoshin yaltirog'i PbS , rux aldamasi ZnS va boshqalarni misol qilib ko'rsatish mumkin. Ba'zan bir necha metallarning sulfidlari aralash holda uchrab, polimetall rudani tashkil qiladi.

Metallar yer po'stlog'ida bir xilda tarqalmagan. Masalan alyuminiy 8,15%, temir 4,65%, kalsiy 2,96%, natriy 2,5%, kaliy 2,5%, magniy 1,85% bo'lsa, qolgan barcha metallar yer po'stlog'i massasining juda oz qismini (qariyb 0,2% ni) tashkil qiladi.

Rudalardan metallarni sof holda ajratib olish texnikada qaytarish, termik parchalash, almashinish jarayonlari natijasida metallurgiyaning turli tarmoqlari (pirometallurgiya, gidrometallurgiya va elektrometallurgiya)da amalga oshiriladi. O'ta sof metallar olish uchun moddalarni vakuumda haydash usulidan ham foydalaniadi. Keyingi yillarda zonalar bo'yab suyuqlantirish usuli ko'p qo'llanilmoqda. Bu usul asosida (elektron-nurli lampalar bilan qizdirib) niobiy, tantal, volfram va boshqa metallar yet moddalardan tozalanadi. metallar sof holda kamdan-kam ishlataladi. Ko'pincha, qotishma holida qo'llaniladi. Masalan, cho'yan, po'lat, jez, bronza, konstantan, melxior, nixrom va boshqalar bunga misol bo'la oladi.



Nazorat uchun sovollar

1. Metallarning davriy sistemadagi o'rni qanday?
2. Taboda qaydiy metallar sof holda uchraydi va nima uchun?
3. Metallarni qandey usullarda olish mu'minkin?
4. Metallarning fizik xossalarni izohlang.
5. Metallarning kimyoeriy xossalarni reaksiyalar asosida izohlang.
6. Metallar nima uchun elektronlarini berishga moyil?
7. Internetsiz turkumlar nima?
8. Qozonchilar dengiz mayox yutildi?

15-MAVZU. ELEKTROKIMYOVİY JARAYONLAR

Tayanch so‘z va iboralar: *elektrokimyoviy jarayonlar, galvanik elementlar, Daniel-Yakobi elementi, elektr yurituvchi kuchi (E.Yu.K.), Nernst tenglamasi.*

15.1. Elektrokimyoviy jarayonlar

Elektr toki ta’sirida yoki o‘zi elektr toki hosil qilib boradigan kimyoviy jarayonlar *elektrokimyoviy jarayonlar* deyiladi. Bunday jarayonlarni kimyoning elektrokimyo bo‘limida o‘rganiladi. Elektrokimyo kimyoviy va elektr energiyalarining bir biriga aylanish qonuniyatlarini o‘rganadi. Agar oddiy kimyoviy reaksiya paytida elektronlar bir zarrachadan ikkinchisiga ko‘chib o‘tishi ular to‘qnashganda sodir bo‘lsa, elektrokimyoviy jarayon vaqtida elektronlar ma’lum bir yo‘nalish orqali, ya’ni biror - bir elektr o‘tkazgich yordamida biridan ikkinchisiga o‘tadi. Bu xil reaksiyalar odatda o‘zidan tok o‘tkazadigan, biror-bir qattiq yuza (elektodda)da borib, ko‘pchilik holatlarda reaksiya tezligi va uning borish va bormasligi ana shu elektrod xossasiga ham bog‘liq bo‘ladi. Elektrokimyoning vujudga kelishi natijasida endilikda ko‘pgina kimyoviy jarayonlarni elektr energiyasi yordamida amalga oshirish imkoniyati paydo bo‘ldi. Dastlab bu xildagi jarayonlar galvanik elementlardan ish prinsipi asosida amalga oshirilgan bo‘lsa, 1870-yildan boshlab, dinamomashinaning paydo bo‘lishi elektrokimyoviy jarayonlarni sanoat miqyosida amalga oshirish imkoniyatini yaratdi.

Shu yo‘sinda XX asr boshlariga kelib, elektrokimyo sanoati vujudga keldi, u sanoat ishlab chiqarishning juda ko‘p tarmoqlarini o‘z ichiga oldi. Jumladan, elektrometallurgiyada elektr toki ishtirokida deyarli barcha rangli metallar elektroliz orqali ma’danlardan ajratib olina boshlandi. Mis, nikel, alyuminiy, kumush, oltin kabi ko‘pgina metallar elektrokimyoviy yo‘l bilan olinadi va tozalanadi. Galvanotexnika usuli

bilan ko'pgina metall buyumlarning yuzasi, xrom, mis, latun, nikel, kumush, oltin kabi metallar bilan qoplana boshlandi.

Elektrokimyo ishlab chiqarish texnologiyasining usullari bo'yicha ko'pgina organik va noorganik mahsulotlar ishlab chiqariladi. Endilikda xlor, natriy gidroksid, alyuminiy va ko'pgina oksidlovchilar (per-sulfat, perxlorat va boshqalar) faqat elektrokimyoviy yo'l bilan ishlab chiqariladi. Ayniqsa, elektrokimyoviy ishlab chiqarish texnologiyasi bo'yicha, xlor, alyuminiy ishlab chiqarish, galvonatexnika usullari alohida ahamiyatga ega.

15.2. Elektrod potensiali haqida tushuncha

Zaryadli zarrachalardan tashkil topgan geterogen sistemalarning fazalar bo'linish chegaralarida elektr potensiallar farqi hosil bo'ladi. Masalan, ikki xil metalning bir-biriga tegish chegaralarida kontakt potensiallar farqi yuzaga keladi. Bu hodisa 1800-yilda italiyalik olim A.Volta tomonidan aniqlangan. Potensiallar farqi bir metall dan ikkinchi metalga elektronlar oqib o'tishi tufayli hosil bo'ladi va natijada ikkala metall ham qarama-qarshi ishorali zaryadlanib qoladi. Metallar zaryadining ishorasi elektronlarning chiqish ishi bilan aniqlanadi, ya'ni metalldan elektronni ajratib chiqarish zarur bo'lgan zaryaddir.

Bir-biriga tegib turgan ikki metaldan elektroni chiqish ishi kichik bo'lgani musbat zaryadlanadi. Masalan, Cu va Fe da elektronning chiqish ishi mos ravishda $7,12 \cdot 10^{-19}$ va $7,90 \cdot 10^{-19}$ Joulga teng. Demak, elektronning misdag'i chiqish ishi temirdagidan kichik, ya'ni bu metallar bir-biriga tekkazilsa elektronlar misdan temirga o'tadi va natijada mis musbat temir esa manfiy zaryadlanadi.

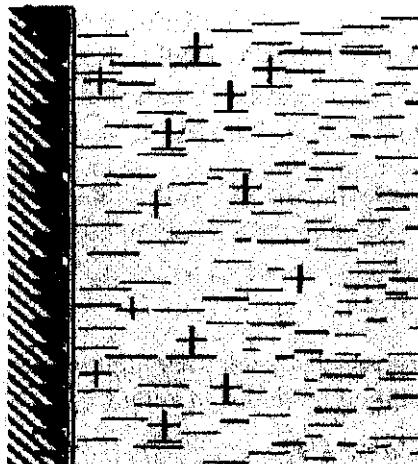
Ikki elektrolit eritmalar bir-biriga qo'shilganda, agar ular konsentratsiyalari va erigan moddalarining tabiatini bilan bir-biridan farq qilsa, u holda elektr potensiallar farqi yuzaga keladi.

Eritmadagi ionlar diffuziya tezligi va harakatchanliklari bilan farq qilganliklari tufayli diffuzion potensiallar farqi yoki *diffuzion potensial* hosil bo'ladi. Masalan, har xil konsentratsiyalari xlorid kislota eritmalar bir-biriga qo'shilganda H^+ ionlari Cl^- ionlariga nisbatan harakatchan bo'lganligi sababli o'ta suyultirgan eritma musbat zaryadlanadi va ular

kontsentrlangan eritmadan suyultirilgan eritmaga katta tezlikda o'ta boshlaydi.

Metall-eritma chegarasida ham potensiallar farqi paydo bo'ladi. Elektrolit eritmasiga tushirilgan metall, masalan, shu metall tuzining eritmasiga tushirilsa, elektrokimyoda *elektrod* deb ataluvchi tok o'tkazuvchi sistema vujudga keladi.

Metall-eritma chegarasida potensiallar farqining hosil bo'lishi sistemada elektrokimyoviy o'zgarishlar – elektrod jarayonlari boshi bilan bog'liq. Bu jarayonlarning mexanizmi quyidagicha tushuntiriladi. Kationlardan tashkil topgan metallarning kristall panjaralari orasida elektronlar harakat qiladi. Bu metall eritmalarining tuzida, ularning dissotsiyalanishi tufayli metall kationlari mavjud bo'ladi. Metall eritmaga tushirilganda kristall panjaradagi ionlar suvning qutbli molekulalariga tortiladi va eritmani musbat zaryadlab, unga o'tadi. Ortiqcha elektronlari mavjud bo'lgan metall esa manfiy zaryadlanadi. Metall bilan eritma orasida hosil bo'ladigan potensiallar farqi *elektrod potensiali* deb ataladi. Metalning manfiy zaryadi eritmadiagi metall ionlarning to'xtovsiz o'tishlariga to'sqinlik qiladi va teskari jarayon ionlarning eritmadan metalga o'tishini ta'minlaydi. Bu qarama-qarshi jarayonlarning tezliklari tenglashganda, sistemada dinamik muvozanat qaror topadi, ya'ni metalldan eritmaga o'tuvchi ionlar soni, eritmadan metalga o'tuvchi ionlar soniga teng bo'ladi.



15. 1-rasm. Qo'sh elektr qavatning tuzilish sxemasi

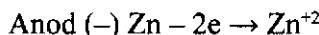
Eriunusagagi metall kationlari elektrostatik torusishni kuchni ta sirda metall sirti atrofida qo'sh elektr qavat hosil qilib yig'iladi. Elektrostatik tortishishga kation-larning o'zaro itarishish kuchlari va ularning issiqlik harakatlari teskari ta'sir ko'rsatadi. Shuning uchun qo'sh elektr qavat diffuzion tuzilishga ega va undagi kation-larning konsentratsiyasi metall sirtidan uzoqlashgan sari kamayib boradi (15.1-rasm).

Faqat kimyoviy faol metallargina o'z kationlarini eritmaga berish va manfiy zaryadlanish xususiyatiga ega xolos. Masalan, rux, alyuminiy, temir. Unchalik faol bo'limgan metallar (mis, simob, kumush) ionlari eritmaga juda kam miqdorda o'tadi. Natijada, metall musbat, tarkibida anionlar qolgan eritma esa manfiy zaryadlanadi.

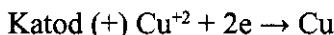
15.3. Galvanik elementlar va ularning elektr yurituvchi kuchini aniqlash

Galvanik elementlar deb – oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari natijasida kimyoviy energiyani elektr energiyasiga aylantirib beruvchi elektrokimyoviy sistemalarga aytildi. Galvanik elementlar bosh-qacha nom bilan kimyoviy tok manbalari ham deb aytildi. Birinchi yasalgan galvanik element Daniel-Yakobi elementi deyilib, u mis va rux elektrodlarining shu metallar tuzlari eritmalariga tushirilib yasalgan edi.

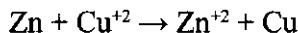
Mis va rux elektrodlar galvanometr orqali metall o'tkazgich bilan ulangan. Elementda faol metall rux o'zining ionlarini eritmaga yuborib, elektrodda elektronlar ortiqchaligi vujudga keladi va rux anod vazifasini o'taydi.



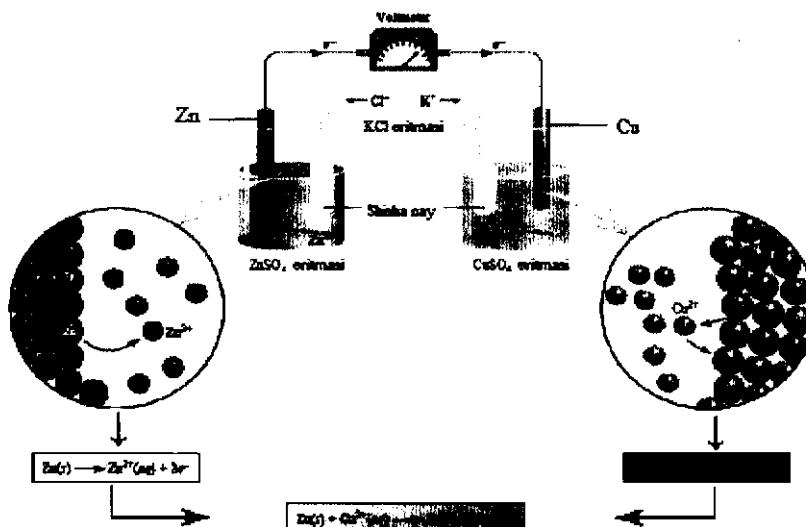
Mis nisbatan kam faol bo'liganligi tufayli ruxdagi elektronlar metall o'tkazgich orqali misga o'tib uning yuzasida eritmadagi mis ionlari qaytarilib, mis katod vazifasini bajaradi:



Shunday qilib, tashqi o'tkazgich orqali elektronlar harakati vujudga keladi, ya'ni tok o'ta boshlaydi va quyidagi reaksiya ketadi:



Rux oksidlanadi, mis ionlari qaytariladi. Shu bilan bir qatorda rux sulfat eritmasida rux ionlari miqdori ortib, mis sulfat eritmasida sulfat ionlari ortiqchaligi vujudga keladi. Ortiqcha sulfat ionlari elektrolit o'tkazgich (KCl solingan shisha nay) orqali rux sulfat eritmasiga o'tib, ortiqcha rux ionlarini elektroney trallaydi. Shunday qilib, galvanik element ishlay boshlaydi (15.2-rasm).



15.2-rasm. Galvanik element

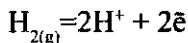
Yuqorida ta'kidlanganidek, galvanik elementda kimyoviy reaksiyani amalga oshirish jarayonida kimyoviy energiya elektr energiyasiiga aylanadi. Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi (E.Yu.K.) berilgan qaytaruvchi elektronlarining oksidlovchiga o'ta olish qobiliyatini xarakterlaydi. Elektr yurituvchi kuch ikkita elektrod potensiallari orasidagi farqni bildiradi va quyidagi tenglama asosida ifodalanadi:

$$E.\text{Yu.K.} = E_1 - E_2$$

E_1 – oksidlovchi elektrod potensiali, E_2 – qaytaruvchi elektrod potensiali

15.4. Standart vodorod va metallarni standart elektrod potensiali. Nernst tenglamasi

Har bir yarim element berilgan moddaning oksidlangan va qaytarilgan shakllari sistemasini ifoda etadi. Bu sistemani redoks-sistema yoki oksidlanish-qaytarilish jufti, redoks jufti ham deyiladi. Bunday juftlarga misol sifatida: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, $/\text{Mn}^{2+}$, $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ va hokazolarni keltirishimiz mumkin. Redoks so‘zi lotinchadan olingan bo‘lib, reductio (qaytarilish) va oxydatio (oksidlanish) ma’nolarini anglatadi. Har bir alohida olingan juftning potensialini o‘lchash mumkin emas. Ammo har bir yarim elementni shartli standart qilib qabul qilin-gan bitta elektrodga nisbatan potensialini o‘lchash mumkin. Bunday elektrod sifatida standart vodorod elektrodi qabul qilingan. Vodorod elektrodi g‘ovak Pt kukunidan yasalgan plastinka 1 atm. bosimda vodorod gazi atmosferasida H^+ ionlari aktivligi 1 ga teng bo‘lgan kislota eritmasiga botirilgan sistemadir. Bunda Pt elektrod gazsimon vodorodni yutadi va xuddi gazsimon vodorod kabi ta’sir ko’rsatadi va eritmada vodorod ionlari H^+ bilan gazsimon vodorod muvozanatda bo‘ladi.



Standart vodorod elektrodning potensiali hamma haroratlarda nolga teng deb olingan. U holda elektrod potensiallari orasidagi farqni ifodalovchi tenglamadagi $E_2=0$ bo‘lsa elektr yurituvchi kuch= E_1 bo‘ladi. Shunday qilib berilgan elektrod potensiali – shu berilgan elektrod va standart vodorod elektroddan tuzilgan elementning elektr yurituvchi kuchidir.

Oksidlanish-qaytarilish potensiali (E) ning konsentratsiya va haroratga bog‘liqligi Nernst tenglamasi orqali ifodalanadi ya’ni:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ok}}{a_{red}}$$

Bu yerda E^0 – standart oksidlanish-qaytarilish potensiali, R – universal gaz doimiysi (8,312 j/k-mol), T –absolyut harorat, F –Faradey soni (96500 KJ), n –elektrod jarayonida ishtirok etadigan elektronlar

soni, α_{ok} –moddaning oksidlangan shakli aktivligi, α_{red} – moddaning qaytarilgan shakli aktivligi:

Biror metalning kimyoviy faolligiga miqdoriy harakteristika berish uchun uni o‘z tuzi eritmasiga botirib, 1000 gr suvda metall ionlarining aktivligini 1 gr ion bo‘lishini ta’minlanadi. So‘ngra, standart vodorod elektrod bilan tutashtiriladi. Standart vodorod elektrod bilan o‘z tuzi eritmasiga botirilgan metall orasidagi potensiallar ayirmasi metalning standart elektrod potensiali deyiladi va E° bilan belgilanadi.

$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{+2}}^{\circ} = -0,76 \text{ V}$$

Metall standart vodorod elektrodi juftida metallda oksidlanish jarayoni borsa, standart elektrod potensiali manfiy, agar metallda qaytarilish jarayoni borayotgan bo‘lsa, musbat qiymatga ega bo‘ladi.

Metall standart elektrod potensialining algebraik qiymati qancha kichik bo‘lsa, uning kimyoviy aktivligi shuncha katta, qaytaruvchanlik xususiyati shuncha kuchli bo‘ladi. Metallarning kimyoviy faolligiga ko‘ra standart elektrod potensiallar qatori quyidagicha:

Bu qator standart (normal) elektrod potensialari qatori deb ham ataladi (15.1-jadval).

15.1-jadval

Metallarning standart elektrod potensiallari

Elektrod	Standartd elektrod potensiali, (25°C, V)	Elektrod	Standartd elektrod potensiali, (25°C, V)
Li ⁺ /Li	-3,045	Co ⁺² /Co	-0,277
Rb ⁺ /Rb	-2,925	Ni ⁺² /Ni	-0,250
K ⁺ /K	-2,925	Sn ⁺² /Sn	-0,136
Cs ⁺ /Cs	-2,923	Pb ⁺² /Pb	-0,126
Ba/Ba ⁺²	-2,906	Fe ⁺³ /Fe	-0,036
Ca ⁺² /Ca	-2,866	2H ⁺ /H ₂	0,00
Na ⁺ /Na	-2,714	Sb ⁺³ /Sb	+0,200
Mg ⁺² /Mg	-2,363	Bi ⁺³ /Bi	+0,215
Al ⁺³ /Al	-1,662	Cu ⁺² /Cu	+0,337
Ti ⁺² /Ti	-1,628	Cu ⁺ /Cu	+0,521

Mn^{+2}/Mn	-1,180	$Hg_2^{+2}/2Hg$	+0,788
Cr^{+2}/Cr	-0,913	Ag^+/Ag	+0,799
Zn^{+2}/Zn	-0,763	Hg^{+2}/Hg	+0,854
Cr^{+3}/Cr	-0,744	Pt^{+2}/Pt	+1,2
Fe^{+2}/Fe	-0,440	Au^{+3}/Au	+1,498
Cd^{+2}/Cd	-0,403	Au^+/Au	+1,691



Nazorat uchun savollar

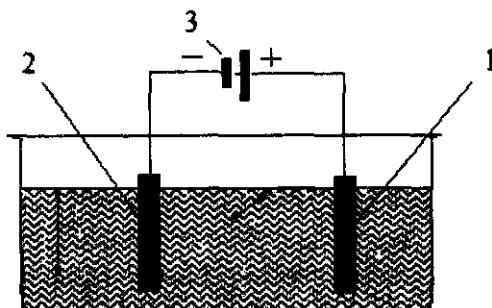
1. Elektrokimyoviy jarayonlar haçida qanday tushunchaga egasiz?
2. Elektrod nima?
3. Galvanik element nima?
4. Galvanik elementning elektr yurtuvchi kuchini tafsiflang.
5. Qo'sh elektr qavosi nima?
6. Elektrod potensiali nima va u qanday o'chanadi?
7. Standart vodorod potensiali qanday o'chanadi?
8. Metallarning standart elektrod potensiali deganda nimani tushunasisiz?

16-MAVZU. ELEKTROLIZ, TUZ ERITMALARI VA SUYUQLANMALARI ELEKTROLIZI

Tayanch so‘z va iboralar: *elektroliz, anod, katod, elektrod turlari, eriydigan anod, erimaydigan anod, suyuqlanma elektrolizi, eritma elektrolizi.*

16.1. Elektroliz, tuz eritmalari va suyuqlanmalari elektrolizi

Elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali o‘zgarmas elektr toki o‘tkazilganda elektrodlarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini elektroliz deb ataladi. Elektroliz jarayoni maxsus qurilmalar – elektrolizyorlar yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi (16.1-rasm).



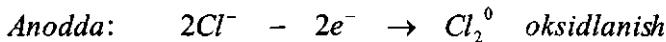
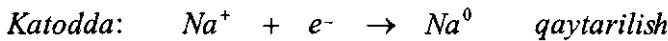
16.1-rasm. Elektrolizyor tuzilishi
1—anod, 2–katod, 3–o‘zgarmas tok manbai

Agar elektrolitning suvdagi eritmasiga o‘zgarmas tok manbaiga ulangan elektrod tushirilsa, eritmada tartibsiz harakatda bo‘lgan ionlar bir tomonqa yo‘naladi: kationlar katodga, anionlar esa anodga tomon yo‘naladi. Elektr toki manbaining ishlashi natijasida elektronlar anod-

dan katodga uzatiladi, shu sababli anodda elektronlar yetishmay qoladi, katodda esa ko'payib ketadi. Elektronlar katoddan musbat zaryadlangan ionlarga o'tadi va ularni neytral atomlarga aylantiriladi. Manfiy zaryadlangan ionlar anodga kelib unga o'z elektronlarini beradi va o'zi zaryadsizlanadi. Shunday qilib, elektrolizning mohiyati shundaki, katodda qaytarilish anodda esa oksidlanish jarayoni boradi.

Suyuqlantirilgan elektrolitlarning elektrolizi bilan elektrolit eritmalarining elektrolizi bir-biridan farq qiladi. Bunga misol tariqasida suyuqlantirilgan NaCl ning elektrolizi jarayonini ko'rib chiqamiz.

Agar NaCl suyuqlanmasi orqali elektr toki o'tkazilsa, suyuqlanmadagi Na^+ va Cl^- ionlari tegishli elektrodlar tomon harakatlanadi va ularda quyidagi jarayonlar sodir bo'ladi:



Suyuqlantirilgan NaCl ning elektrolizi umumiy tarzda quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Tuzlarning suvdagi eritmalarining elektrolizida eritmada tuz ionlaridan tashqari suvning dissotsiyalanishidan hosil bo'lган H^+ va OH^- ionlarining hosil bo'lishi ham hisobga olinadi. Katod atrofida elektrolit va vodorod kationlari hamda anod atrofiga elektrolit va gidroksid ionlari to'planadi. Katod va anodda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni ionlarning oksidlanish-qaytarilish potensiallari qiymatiga bog'liq.

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

Vodorod elektrodning potensiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[\text{H}^+] = -pH$ ekanligini hisobga olsak, $E_0 = -0,059 \cdot pH$ bo'ladi.

Tuzlarning neytral eritmalarini uchun $pH = 7$ ga tengligi uchun, bo'ladi.

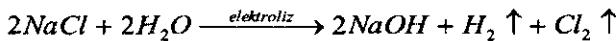
Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potensiali – 0,41V dan katta bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod

ajraladi. Agar metalning elektrod potensiali – 0,41V ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham birgalikda qaytariladi.

Kislotali eritmalardan vodorodni ajralib chiqishi vodorod ionlarning zaryadsizlanishi hisobiga boradi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv molekulalari qaytariladi:

$$E_0 = -0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ V}$$

Masalan: NaCl suvdagi eritmasini elektroliz qilinganda, suv molekulalari elektrolizga uchrashi hisobiga katodda Na o'mniga H₂ qaytariladi. Umumiy tarzda quyidagicha:



16.2. Eriydigan va erimaydigan anod elektrod yordamidagi elektroliz jarayoni

Elektrolizda katod sifatida ishlataladigan elektrodlar elektrokimyoiy korroziyaga uchramaydi. Shuning uchun ular elektrolitda barqaror bo'lib, ularning soni ko'pdir. Lekin katodlar uchun ular yuzasidan vodorod qaysi bir potensial qiymatida ajralishi muhim amaliy ahamiyata ega.

Pt, Pb, Au kabi metallarda vodorod oson, kichik elektrod potensiallarda ajraladi. Agar elektroliz natijasida vodorod olish lozim bo'lsa (masalan suvning elektrolizi) kam vodorod o'ta kuchlanishli, vodorod hosil bo'lishi kerak bo'lмаган hollarda (masalan metall olish) yuqori vodorod o'ta kuchlanishli elektrodlar ishlataladi. Ko'pchilik hollarda katod yuzasida elektrosintez jarayoni borib, katod shu reaksiya uchun katalizator vazifasini o'tashi ham mumkin.

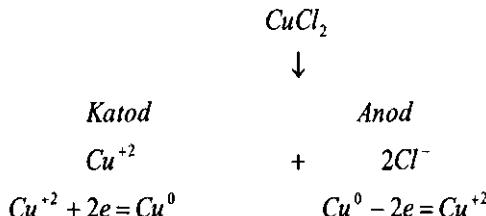
Katod elektrodda elektrolitning musbat zaryadlangan ionlari elektronlarini qabul qilib zaryadsizlanadi. Jarayonda qaysi ion oldin zaryadsizlanishi metalning kuchlanishlar katorida vodorodga nisbatan joylanishiga, uning konsentratsiyasiga va ayrim hollarda elektrod potensialiga bog'liq bo'ladi. Bir xil sharoitda faol bo'lмаган metallar (Si, Al, Nd va boshqalar) ionlari, ya'ni kuchlanishlar qatorida vodorod dan keyin joylashgan metall oson zaryadsizlanadi. Suvdagi eritmalarda

kuchlanishlar qatoridagi alyuminiygacha bo‘lgan faol metallar ionlari qaytarilmaydi.

Anodda sodir bo‘ladigan jarayonlar elektrolitga ham, anod yasalgan moddaga ham bog‘liq bo‘ladi. Anodlar ikki xil bo‘ladi: *eruvchan anod* va *erimaydigan anod*.

Eruvchan anod elektrodidan foydalanib toza metallar olinadi. Bunday elektroliz jarayoni tozalanayotgan metall tuzining eritmasisida olib borilishi lozim bo‘ladi. Sanoatda tuzlarning eritmalarini elektroliz qilib mis, rux, kadmiy, nikel, kobalt, marganets va boshqa metallar olinadi.

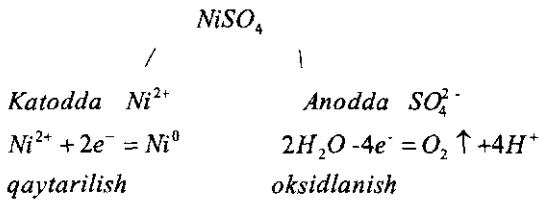
Eruvchan anodlar elektroliz jarayonida eritmaga ionlar holida o‘tdigan elektrodlardir. Masalan: $CuCl_2$ eritmasi orqali o‘zgarmas tok o‘tkazilib, anod sifatida mis plastinkasi olinsa, katodda mis ionlari qaytariladi, anodda esa mis oksidlanadi. Chunki, mis ionlariga nisbatan mis atomlari elektronni osonroq beradi. Shuning uchun eritmada mis ionlari konsentratsiyasi o‘zgarmaydi.



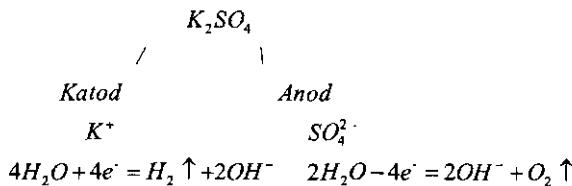
Erimaydigan anodlar sifatida inert ko‘mir (C) va passiv metallar (Au, Pt)ni olish mumkin. Bunday elektrodlar bilan elektroliz amalga oshirilganda anodda oksidlanish jarayoni elektrod hisobiga emas, balki, anionlar yoki suv molekulalari hisobiga sodir bo‘ladi.

Anodda elektrolit anionlaridan faqat kislrotsiz kislota qoldiqlari: xlor, brom, yod, ftor, oltingugurt va boshqalar zaryadsizlanadi.

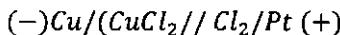
Elektroliz jarayonida anodda oksidlanishi mumkin bo‘lgan ionlar kislrotli kislota qoldiqlari (NO_3^- , NO_2^- , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-}) va H_2O molekulalaridir. Bu ionlardan kislrotli kislota qoldiqlari anodda zaryadsizlanmaydi, balki, ularning o‘rniga suv molekulalari oksidlanaadi. Masalan:



Kaliy sulfat tuzi eritmasi elektrolizi esa quyidaqicha sodir bo‘ladi.



Elektroliz vaqtida katod atrofida KOH va anod atrofida H_2SO_4 to‘planadi. Elektroliz jarayoni elektrodlardan o‘tayotgan elektr miqdori ma’lum darajaga yetgandagina sodir bo‘ladi. Masalan: $CuCl_2$ elektrolizi uchun 1,2 Volt dan yuqori kuchlanish kerak. Bundan past kuchlanishda (0,8 V) galvanik juft hisobiga elektroliz sodir bo‘lmaydi.

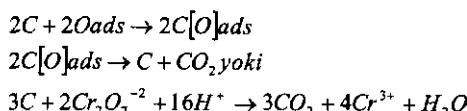


bu sistemaning EYuK = 1,023 v ga teng, ya’ni:

$$EYuK = E^0_{Cl_2} - E^0_{Cu} = 1,36 - 0,337 = 1,023V$$

Erimaydigan elektrod shu elektrolitda kimyoviy jihatdan barqaror korroziyaga chidamlik, yuzada borayotgan reaksiya uchun katalizator, mexanik jihatdan mustahkam bo‘lishi, uni tashkil etgan modda arzon bo‘lishi, noyob bo‘lmasligi zarur. Bu jihatdan ayniqsa, erimaydigan anodlarni tanlash muhim muammodir.

Eng ko‘p ishlatalidigan erimaydigan anodlar grafidan yasaladi. Ularga turli xil ko‘rinish berish, mexanik ishslash oson, lekin ish jarayonida ular kimyoviy jihatdan yemirilishi, mahsulot bilan reaksiyaga kirishishi mumkin.



Ayniqsa, bu reaksiyalar grafit elektrod g'ovaklari (poralari) da borsa jarayon tezlashib, elektrodnning mexanik yemirilishi ham sodir bo'ladi. Bu hodisaning oldini olish uchun grafit elektrodlarga turli xil o'simlik moylari shimdirliladi. Lozim bo'lgan paytlarda erimaydigan anodlar ugleroddan, nikel va uning oksidlaridan ham yasaladi. Bu maqsad uchun yuzasiga PbO₂, qoplagan titan elektrodlari, temir oksidlaridan tashkil topgan magnetit elektrodlari, platina va uning qotishmalari keng qo'llaniladi.

Oxirgi paytlarda osh tuzining eritmasini elektroliz qilib xlor olishda grafit anodlar o'rniga titan va ruteniy oksidlari titan ustiga qoplangan elektrodlar - ruteniy-titan oksidli anodlardan keng foydalanilmoqda.

Galvanotexnika va elektrometallurgiyada eriydigan anodlar ishlatalib, ular ba'zan erib mahsulot tarkibiga ham kiradiilar (masalan metalorganik birikmalar olish jarayonida).

Eriydigan anodlar erimaydigan anodlarning aksicha hamisha faol holatda bo'lishlari, oson erishlari (oksidlanishlari) lozim. Masalan, marganets va xrom birikmalarini elektrosintez qilishda eriydigan anodlar sifatida temir marganets qotishmalari (ferromarganets), temir-xrom qotishmalari (ferroxrom)lardan foydalaniladi.

Elektroliz paytida anod va katodlarda har xil mahsulotlar hosil bo'lsa, ularni aralashtirmaslik uchun (aks holda ular reaksiyaga kiri-shishi mumkin) ajratkich (diagfragmalar) ishlatalidi. Diafragma so'zi grekcha diaphragma – to'siq so'zidan olingan. Diafragma elektronli va ionli optikada eritmadiagi zaryadli zarrachalar kundalang kesimini chegaralash va burchagini o'zgartirish uchun qo'llaniladi.

Elektrolizning narsalari

! ?

1. Elektroliz deb nimaiga xylladi?
2. Elektrova suvholismini qanday formlanadi?
3. Katta va shoxchasi vizifikasi nimasini leborat?
4. Elektrova anodini qanday?
5. Eriydigan anod degangi nimanin fushunasi?
6. Elektrolyz vaqtida elektrodiarda qanday periyodlar sodir bo'ladi?
7. Diafragma nima?
8. Elektrolyzning nima?

17-MAVZU. FARADEY QONUNLARI. AKKUMULYATORLAR

Tayanch so‘z va iboralar: *elektroliz, anod, katod, elektrod turlari, suyuqlanma elektrolizi, eritma elektrolizi, Faradey qonuni, akkumulyator, batereyalar.*

17.1. Faradey qonunlari

Yuqoridagi bobda ta’kidlanganidek, elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali o‘zgarmas elektr toki o‘tkazilganda elektrodlarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari *elektroliz* deb ataladi. Elektroliz elektr toki ta’sirida parchalanish demakdir.

Elektroliz jarayonida elektrod - elektrolit chegarasida elektrokimyoiy reaksiyalar sodir bo‘lib, bunda elektrod bilan eritmadiagi ionlar (molekulalar) o‘zaro elektron almashadi. Katodda elektronlar elektroddan ionga (yoki molekulaga), anodda esa iordan (molekuladan) elektrodga o‘tadi, bunda ionlar yoki molekulalar o‘zining elektr zaryadini yoo‘qotadi yoki o‘zgartiradi.

Elektr energiyasining ta’sirida vujudga keladigan kimyoiy jarayonlar unumi bilan elektr toki o‘rtasida miqdoriy bog‘lanish borligini dastlab 1836-yilda ingliz olimi M.Faradey aniqladi. Faradey fanga elektrod, anod, katod, anion, kation, elektrolit, elektroliz tushunchalarini kiritdi. Faradey o‘z tajribalarini bajarishda bir necha galvanik elementni ketma-ket ulab, batareya hosil qildi, elektroliz qilishda ana shu batareyadan elektr manbai sifatida foydalandi. U o‘zining ilmiy kuzatishlari asosida quyidagi elektroliz qonunlarini kashf etdi:

Faradeyning I qonuni. Elektroliz vaqtida elektrodda ajralib chiqadigan muddaning miqdori eritmadan o‘tgan elektr toki miqdoriga to‘g‘ri proporsional bo‘ladi.

Faradeyning II qonuni. Agar bir necha elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda ketma-ket ulangan holda, elektr toki o'tkazilsa elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional bo'ladi.

Elektroliz vaqtida elektrodlarda 1 g – ekvivalent modda ajralib chiqishi uchun elektrolit eritmasidan 96500 kulon elektr toki o'tishi kerak. Bu son Faradey soni F deyiladi.

Faradey qonunlaridan quyidagi matematik ifoda kelib chiqadi:

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{yoki} \quad m = \frac{E \cdot Q}{F}$$

Bunda, m —moddaning massasi, E —moddaning gramm ekvivalenti (g–ekv); I —tok kuchi; t —vaqt; Q —elektr miqdori; F —Faradey soni; $F=96500$.

17.2. Elektrolizning amalda qo'llanilishi

Elektroliz metallurgiya, kimyo sanoati va boshqa sohalarda keng qo'llaniladi. Metallarni ularning birikmalaridan ajratib olish, metall buyumlarni korroziyadan saqlashda, metall sirtiga korroziyabardosh metall qoplash kabi ishlarda elektrolizdan foydalaniladi.

Elektroliz jarayoni sanoatda katta ahamityaga ega. Masalan, xlor va o'yuvchi ishqorlar osh tuzi eritmasini elektroliz qilib olinadi. Ammiak sintezi uchun zarur bo'lgan toza vodorod suvni elektroliz qilish yo'li bilan olinadi. Suyuqlantirilgan kriolit Na_3AlF_6 dan alyuminiy olish, suyuqlantirilgan MgCl_2 ni elektroliz qilib magniy olish, misni qo'shimchalardan tozalash va boshqa turli moddalar ishlab chiqarishda ham elektrolizdan foydalaniladi.

Masalan, natriy, litiy va kaliy asosan elektroliz usuli yordamida olinadi. Elektroliz uchun asosan ularning tuzlari yoki gidroksidlaridan foydalaniladi.

Litiy olish uchun $\text{LiCl} - \text{KCl}$ tarkibli evtetik aralashmani elektroliz qilinadi. Natijada katodda Li metali qaytariladi: $\text{Li}^+ + \bar{e} \longrightarrow \text{Li}^0$. Anodda esa xlor ioni oksidlanadi:



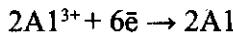
Nartiyl asosan NaCl tuzini suyuqlantirib, elektroliz qilish asosida olinadi. $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

Sanoatda alyuminiy, ishlab chiqarishda, Al_2O_3 ning suyuqlantirilgan eritmalarini elektroliz qilish orqali olinadi. Buning uchun giltuproq kriolit ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$)da eritilib, elektroliz qilinadi. Suyuq aralashmada 6-8 % Al_2O_3 , 92-94% $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ bo‘ladi. Suyuqlangan kriolitdan foydalanishning sababi shundaki, Al_2O_3 bilan $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ 962°C da suyuqlanadigan evteklik qotishma hosil qiladi. Bu evtetik qotishma tarkibida 10% Al_2O_3 bo‘ladi. Shu sababli elektrolizni nisbatan past temperaturada olib borish mumkin. Elektrolitning suyuqlanish temperaturasini yanada pasaytirish maqsadida unga turli ftoridlar (CaF_2 , MgF_2 va AlF_3) qo‘shiladi. Elektroliz jarayoni 900°C atrofida olib boriladi.

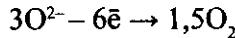
Anod sifatida grafit tayoqchalar va katod sifatida presslangan ko‘mir yoki grafit ishlatiladi. Suyuq aralashmadagi alyuminiy oksid Al^{3+} va O^{2-} ionlariga parchalanadi:



Eritma orqali elektr toki o‘tkazilganda Al^{3+} ionlari katodda qaytariladi va metall holdagi alyuminiy hosil bo‘ladi:



Kislород ionlari esa anodda oksidlanadi:



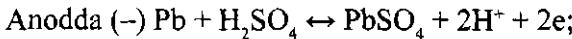
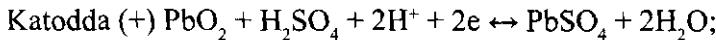
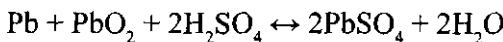
Anodda ajralgan kislород ko‘mir bilan reaksiyaga kirishib CO va CO_2 hosil qiladi. Elektrolizyor tubiga suyuq xomaki alyuminiy yig‘iladi. So‘ngra u elektrolitik usulda tozalanadi. Xomaki alyuminiyidan anod o‘rnida, toza alyuminiyidan esa katod sifatida foydalanib, tarkibida 99,99% Al bo‘lgan toza mahsulot olinadi.

17.3. Akkumulyatorlar, ularning turlari va ishlatalishi

Elektr tokining kimyoviy manba'lari 3 xil birlamchi, ikkilamchi va yonilg'i elementlarga bo'linadi.

Birlamchi elektr manbalarida reaksiya faol modda (reaksiyada ishtirok etadigan modda) tugaganidan so'ng element o'z faoliyatini to'xtatadi. Ikkilamchi elementlarda reaksiyaga kirishib tugagan faol modda tashqi elektr manba ta'sirida yana o'z holiga, faol holatiga qaytarilishi mumkin. Bu hol bir necha marta qaytarilishi va element uzoq vaqt ishlashi mumkin. Ularni *akkumulyatorlar* deb ham yuritiladi.

Ikkilamchi element-akkumulyatorlarga qo'rg'oshinli (kislotali) akkumulyator misol bo'lishi mumkin. Birinchi qo'rg'oshinli akkumulyator o'tgan asrning saksoninchi yillarda yaratilgan. Qo'rg'oshinli akkumulyatorda quyidagi umumiy reaksiya boradi:



Elektrolit sifatida sulfat kislotaning 28-41% eritmasi (zichligi 1,20-1,31 g/sm³) ishlataladi. Razryad natijasida kislota konsentratsiyasi 12-24% gacha (zichligi 1,08-1,17 g/sm³) pasayadi. Akkumulyatorlarning elektr yurituvchi kuchi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

$$E = 2,046 + \frac{2,3RT}{F} \ln \frac{a_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Qo'rg'oshinli akkumulyatorlar -30°C dan +50°C gacha bo'lgan haroratda ishlatalishi mumkin. Ularning razryad paytida elektr kuchlanishi 2V ga teng. Transport vositalari uchun qo'llaniladigan akkumulyatorlar sig'imi 45 dan 215 A/soatgacha yetadi. Masalan, 6 ST-90 akkumulyator batareyasi 6 ta elementdan tashkil topib, kuchlanishi 6·2V=12 V, sig'imi 90 A/soat.

1900 yilda Shved olimi Yunger tomonidan nikel-kadmiyli, 1901 yilda Edison tomonidan nikel-temirli ishqoriy akkumulyator ishlab chiqildi. Agar kislotali akkumulyatorlar uchun faol modda solishtirma sarfi 12g/(A·soat) bo'lsa, ishqoriy akkumulyatorlarda bu kattalik

18-MAVZU. METALLAR KORROZIYASI

Tayanch so‘z va iboralar: *Korroziya, metall, metallar korroziyasi, korroziya tezligi, korroziya turlari, korroziyadan saqlanish usullari, korroziyaning topokimyoviy turlari, galvonokorroziya, elektrokorroziya, qoplash, kimiyoiy qoplash, elektrokimyoviy qoplash, elektrokimyoviy usulda ruxlash, ruxlash jarayoni.*

18.1. Metallar korroziyasi va uning turlari

Metallar va ularning birikmalari xalq xo‘jaligi va sanoatning deyarli hamma sohalarida qo‘llaniladi. Ular xizmat qiladigan atrof-muhitda shunday moddalar borki, ular metallarni yemira boshlaydi. Yemirilish nafaqat metallarda, balki barcha materiallarda sodir bo‘ladi. Misol uchun polimer moddalar, beton, yog‘och, rezina, hattoki kog‘ozlar ham muhit ta’sirida yemiriladi. Bu hodisa *korroziya* deyiladi. Korroziya suzi lotincha “corrodore” - yemirilish degan ma’noni anglatadi.

Korroziya o‘zining fizik-kimyoviy tavsifi jihatdan 2 xil bo‘ladi: *kimyoviy* va *elektrokimyoviy* korroziya. Metallda korroziyaning qanday turi sodir bo‘lishi metalni kurshab turgan muhitga boglik bo‘ladi. Korroziya tabiatini jio‘atidan oksidlanish jarayoni hamdir.

Kimyoviy korroziya. Korroziyaning ushbu turi elektr toki o‘tkazmaydigan muhit (gazlar, noelektrolit suyuqliklar, neft, kerosin, benzin va boshqalar) larda uchraydi. Kimyoviy korroziya o‘z navbatida *gazdag* va *suyuqlikdag*i korroziyalarga bo‘linadi.

Metalga quruj gazlar (kislород, sulfid angidrid, vodorod sulfid, galogenlar, karbonat angidrid va hokazo), elektrolit bo‘lmagan suyuqliklar ta’sir etganda kimyoviy korroziya sodir bo‘ladi. Bu ayniqsa yuqori haroratli sharoitda ko‘p uchraydi, shuning uchun bunday yemirilish metalning *gaz korroziyasi* deb ham ataladi.

Past haroratda gazlar sirtiga yutilishi - xemosorbsiya deyildi. Bunda ko'pgina metallarda (Ni, Cr, Cu, Al) yupqa oksid parda hosil bo'ladi. Bu parda metalni davomli oksidlanishdan saqlaydi. Oksid pardalarning qalinligi $10\text{-}15 \text{ \AA}$ atrofida bo'lganda metalning tashqi ko'rinishi o'zgarmaydi. Oksid pardalarning qalinligi $50\text{-}100 \text{ \AA}$ dan ortiq bo'lsa, metalning tashqi ko'rinishi o'zgaradi va metall o'ziga xos yaltiroqlikni yo'qotadi. Magniy, alyuminiy, qo'rg'oshin kabi metallar-da hosil bo'lgan oksid pardaning qalinligi $200\text{-}400 \text{ \AA}$ ga boradi, shuning uchun bu metallar o'z oksidlarining rangiga ega. Oksid pardaning qalinligi harorat ko'tarilishi bilan ortadi.

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'inining yonishidan hosil bo'lgan CO_2 , SO_2 , H_2S , NO_2 , NO kabilar quruq sharoitda metallarni korroziyalantiradi.

Metalning suyuqlik ishtirokidagi korroziyasi elektr toki o'tkazmaydigan suyuq muhitda sodir bo'ladi. Neft, benzin, kerosin, moylovchi yog'lar ishtirokida kimyoviy korroziya kuchayadi.

Elektrokimyoviy korroziya. Elektrolitlar ta'sirida bo'ladigan korroziya elektrokimyoviy korroziya deyiladi. Ko'pgina metallar asosan elektrokimyoviy korroziya tufayli yemiriladi.

Elektrokimyoviy korroziya o'zining xususiyatlariga ko'ra ikki turga bo'linadi: galvanokorroziya va elektrokorroziya.

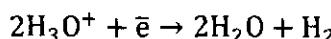
Galvanokorroziya o'z-o'zidan mikrogalvanik zanjir hosil qilib boradi. Elektrokorroziya esa tashqi elektr manbai ta'sirida boradi. Tabiiy sharoitida va texnikada metallar asosan galvanokorroziyaga uchraydi.

Elektrokimyoviy korroziya nazariyasi rus olimlarining bir qancha ishlari asosida rivojlandi. XX asr boshlarida akademik V.A.Kistyakovskiy metallarning passivligini ifodalovchi parda nazariyasini, 1913-yilda Ya.V.Pisarjevskiy elektrod potensialining gidrat nazariyasini

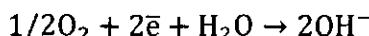
ini va shu yili N.A.Izgarishev elektrolit eritmalaridan metallar sirtida elektrokimyoviy jarayonlar borishi haqida nazariyalar yaratadi. Hozirgi zamон korroziya nazariyasi R.V.Akimov tomonidan yaratilgan.

Elektrokimyoviy korroziya metalda kichik galvanik elementlar hosil bo'lishi natijasida sodir bo'ladi. ko'п metallar tarkibida qo'shimcha sifatida boshqa metallarning bo'lishi hamda metall hamma vaqt suv, havo namligi va elektrolitlar qurshovida turishi sababli galvanik elementlar hosil bo'lishiga sabab bo'ladi.

Shunday qilib, metallarning elektrokimyoviy korroziyaga uchrashi ularda elektr galvanik elementlar hosil bo'lishi bilan bog'liq. Metall buyumlar esa ko'pincha, metallarning qotishmalaridan tayyorlanadi. Shuning uchun metall yoki metall buyum elektrolit eritmasiga tushirilsa, yoki nam havoda qoldirilsa, galvanik elementlar hosil bo'ladi. Metalning o'zi bir qutb bo'lsa, undagi aralashma ikkinchi qutb bo'ladi va shu metalning o'zi qutblarni tutashtiruvchi o'tkazgich vazifasini bajaradi. Natijada galvanik elementlar ishlay boshlaydi. Bu vaqtda, yuqorida ko'rib o'tilganidek, elektrmanfiyoq metall manfiy qutb bo'lib, gidratlangan ion ($M + nH_2O$) holida eritmaga o'tadi. Katodda esa eritmadagi H_2O^+ ioni metalldan elektronini olib zaryadsizlanadi (qaytariladi)



Natijada katodda vodorod ajralib chiqadi. Shunday qilib, korroziya metall yuzasidan elektron ajralishi bilan sodir bo'ladi. Elektron metallidan faqat H_3O^+ ta'siridagina emas, oksidlovchilar, masalan, kislород ta'sirida ham chiqishi mumkin:



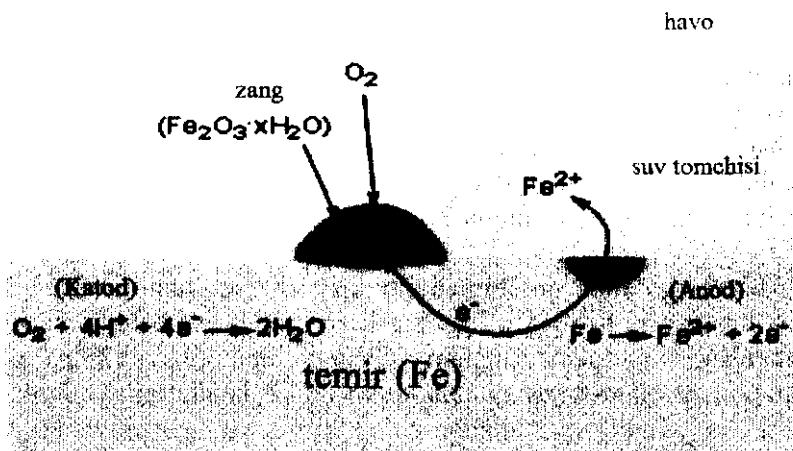
Metall toza bo'lganda ham, uning turli joylari turli fizik -kimyoviy xossaga egaligi natijasida galvanik element hosil bo'lishi mumkin. Masalan, toza alyuminiy yoki temir tayoqchasi bukilsa, bukilgan joyi anod, bukilmagan joyi katod bo'ladi. Temir tayoqchalarining bukilgan joyi ko'proq korroziyalanganligini ko'rgan bo'lsangiz kerak. Kristallarning yuzasi anod ichi esa katod bo'ladi.

Katod jarayonini ionlashtiruvchi moddalarning mavjudligi korroziyani tezlatadi. Masalan, katod qismida vodorod ioni qaytarilayotgan

bo'lsa, eritmada mavjud bo'lgan oksidlovchilar (masalan, suvda erigan kislorod) ajralib chiqayotgan vodorod atomi bilan birikib H^+ ionining qaytarilishini osonlashtiradi (kislorod qutbsizlanishi).

Elektrokimyoviy korroziyaning elektr toki vujudga kelishi bilan bog'liqligini ko'rib chiqdik. Shunday ekan, korroziya tezligi elektr tokining miqdoriga, bu esa element qutblaridagi potensiallar ayirmasiga mutanosib bo'ladi. Shuning uchun qutblanish (qutblovchi moddalar) elektrokimyoviy korroziyani susaytiradi, aksincha yuqorida kislorod misolida ko'rib o'tilganidek, qutbsizlantiruvchi moddalar korroziyani tezlashtiradi.

Elektrokimyoviy korroziya mehanizmini temirni nam havo muhitida korroziyaga uchrashi misolida ham kuzatishimiz mumkin (18.1-rasm)



18.1-rasm. Elektrokimyoviy korroziya mexanizmi

Shuningdek, korroziyani borishiga pH qiymati katta ta'sir ko'rsatadi. H^+ ionlar konsentratsiyasining ko'payishi ularning katodda zaryadsizlanishini osonlashtiradi, va demak, korroziyani kuchaytiradi.

18.2. Metallarni korroziyadan saqlash

Metallarni korroziyadan saqlashning quyidagi usullardan foydalaniladi:

- metall sirtini boshqa metallar bilan qoplash;
- metall sirtini metall bo‘limgan moddalar bilan qoplash;
- metallarga turli qo‘sishimchalar kiritish;
- metall sirtini kimyoviy birikmalar bilan qoplash.

Metall sirtini boshqa metallar bilan qoplash. Metall sirtini boshqa metallar bilan qoplash usullaridan biri anod qoplash hisoblanadi. Bu maqsadda ishlatalidigan metalning standart elektrod potensiali metallarning aktivlik qatorida korroziyadan saqlanishi kerak bo‘lgan metalnikiga qaraganda manfiy qiymatga ega bo‘lishi lozim. Masalan, temirni rux bilan qoplash (anod qoplash) nihoyatda katta foyda keltiradi, chunki temir buyum uning sirtini qoplagan ruxning hammasi tuga-maguncha yemirilmaydi.

Temirni qalay bilan qoplanganda katod qoplama olinadi, chunki qoplovchi metall qoplanuvchi metalga nisbatan aslroq. Katod qoplamining biror joyi ko‘chsa, himoya qilinuvchi metall, ya’ni temir juda tez yemiriladi.

Metall sirtini metall bo‘limgan moddalar bilan qoplash. Metallarning sirtini lakk, bo‘yoq, rezina, surkov moylari (solidol, texnik vazelin) bilan qoplash, emallash va hokazolar metallarni korroziyadan saqlaydi.

Metallarga turli qo‘sishimchalar kiritish. Odatdagi po‘latga 0,2-0,5% mis qo‘sish bilan po‘latning korroziyaga bardoshliligini 1,5-2 marta oshirish mumkin. Zanglamaydigan po‘lat tarkibida 12%ga qadar xrom bo‘ladi, bu xrom passiv holatda bo‘lib, po‘latga mustahkamlik beradi. Po‘latga nikel va molibden qo‘shilganida uning korroziyaga chidamliliği yanada ortadi. Bunday po‘latlar legirlangan po‘latlar deyiladi.

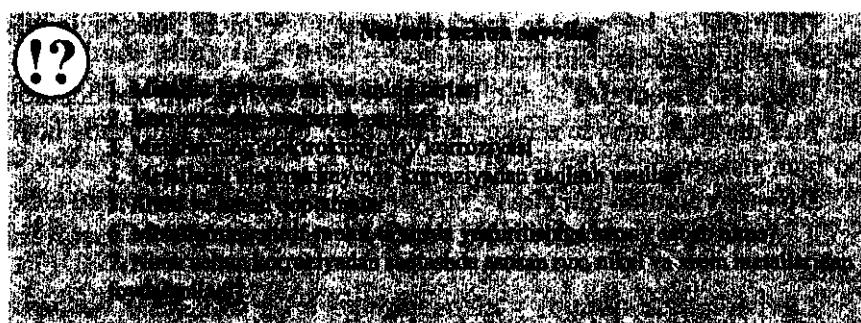
Metall sirtini kimyoviy birikmalar bilan qoplash. Maxsus kimyoviy operatsiyalar o‘tkazib, metall sirtini korroziyaga chidamlı birikmalar pardasi bilan qoplash mumkin. Bunday pardalar – oksidli, fosfatli, xromatli va hokazo pardalar nomi bilan yuritiladi. Metall sirtida korroziyaga chidamlı oksid parda hosil qilish jarayoni oksidirlash deyiladi. Metall buyumni oksidirlashning uch usuli mavjud:

- 1) metall buyum sirti yuqori haroratda organik moddalar bilan oksidlantiriladi (qoraytiriladi, ko'kartiriladi va hokazo);
- 2) metall buyum (MnO_2 ; NaNO_3 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, kabi) oksidlovchi moddalar ishtirokida konsentrangan ishqor eritmasi suyuqlikning qaynash haroratigacha qizdiriladi;
- 3) metall buyumni biror elektrolit eritmasi ichida anod qutbga joylab elektroliz o'tkaziladi, bu jarayon anodirlash deyiladi.

18.3. Korrozion aktivator va ingibitorlar

Korroziya jarayonining tezligiga eritmalarda bo'lgan ionlar, ya'ni H^+ va OH^- ionlari konsentratsiyasi, eritmaning – pH i katta ta'sir ko'rsatadi. H^+ ionlari konsentratsiyasi ortsas, korroziya kuchayadi, OH^- ionlari konsentratsiyasining ortishi temirning korroziyalanishini susaytiradi. Lekin gidroksidlari amfoter xossaga ega bo'lgan metallar (Zn, Al, Pb)ning korroziyasini OH^- ionlari konsentratsiyasi ortganda tezlashadi.

Korroziyanı tezlatuvchi moddalar korrozion aktivatorlar deyiladi. Bularga ftoridlar, xloridlar, sulfatlar, nitratlar va hokazolar kiradi. Korrozion muhitga qo'shilganida metallar korroziyasini susaytiradigan moddalar korrozion ingibitorlar deb ataladi. Masalan, aminlar, machevina, aldegidlar, sulfidlar, xromatlar, fosfatlar, nitritlar, silikatlar va hokazolar korrozion ingibitorlardir.



GLOSSARIY

Aktivlanish energiyasi – passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tka-zish uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya.

Amfoter oksidlar – kislotalar bilan ham asoslar bilan ham tuz hosil qiluvchi oksidlar (Al_2O_3 , ZnO va boshqalar).

Asosli oksidlar – kislotalar va kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib tuz hosil qiladigan oksidlar (Na_2O , K_2O , CaO va boshqalar).

Asosli tuzlar – tarkibida metall atomi, kislota qoldig'i bilan birgalikda gidroksid guruhi bo'lgan tuzlar (($\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$) va boshqalar).

Atom – kimyoiy elementning oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan eng kichik zarrachasi.

Avogadro qonuni - bir xil sharoitda (bir xil harorat va bir xil bosimda) teng hajmda olingan gazlarning molekulalari soni o'zaro teng bo'ladi.

Befarq oksidlar – tuz hosil qilmaydigan oksidlar (SiO , N_2O , NO va boshqalar).

Diffuziya – bir modda zarrachalarining ikkinchi modda ichida o'z-o'zicha taqsimlanishi hodisasi.

Dispers sistemalar – bir modda ichida boshqa bir moddaning ma'lum darajada maydalangan zarralarining tarqalishi natijasida hosil bo'lgan sistema.

Dissotsiyalanish darajasi – erigan moddalar yoki eritmadiagi elektrolit miqdorining qancha qismi ionlarga ajralganligini ko'rsatuvchi kattalik.

Ekvivalentlar qonuni – elementning bir og'irlilik qism vodorod, sakkiz og'irlilik qism kislород bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori.

Ekzotermik reaksiyalar – reaksiya vaqtida energiya ajralib chiqishi bilan boradigan reaksiyalar.

6,2-5,1g/(A·soat) ga teng. Bu xil akkumulyatorlarda lamel plastinkalar ishlatalib, ular bir qancha yassi teshiklari bo'lib, plastinkalar yig'inidisni holida bo'lib, unga faol modda zichlangan bo'ladi. Ishqoriy akkumulyatorlar 8-10 yil muddatida xizmat qilib, 1500 marotabagacha zaryad-razryad qilinishi mumkin.

Elektrokimyo sanoatida elektr tokining kimyoviy manbalarini (akkumulyator va batereyalar) ishlab chiqarish alohida o'rinn egallaydi. Hozirgi kunda akkumulyator va batareyalarning og'irligi bir necha mg dan bir necha kg gacha bo'lgan turlari ishlab chiqariladiki, ular juda aniq o'lchov asboblaridan boshlab, samolyot, kosmik va suv kemalari, transport vositalari kabi zamonaviy mashinalarda ularning ajralmas qismi sifatida ishlatilmoqda.



Nazorat uchun savollar

1. Elektroliz jarayonini tushuntiring.
2. Elektrokimoyiv jarayonlar haqida qanday tushunchaga egsiz?
3. Faradeyning birinchi qonunini tushuntiring.
4. Faradeyning ikkinchi qonunini izohlang.
5. Elektrolyzning sanoatdag'i ushamiyati qanday?
6. Elektrolyz usulida qanday metallar olimadi?
7. Akkumulyatorlarning qanday turlari bor?
8. Akkumulyatorlarning ishlash mexanizmini tushuntiring!

Elektrokimyoviy jarayonlar – elektr toki ta'sirida yoki o'zi elektr toki hosil qilib boradigan kimyoviy jarayonlar.

Elektrolit – suvdagi eritmalari yoki suyuqlanmalarini elektr tokini o'tkazuvchi modda.

Elektroliz – elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali o'zgarmas elektr toki o'tkazilganda elektrodlarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini.

Elektrometallurgiya – metallarni elektr toki yordamida elektroliz qilib olish usuli.

Endotermik reaksiyalar – reaksiya vaqtida energiya yutilishi bilan boradigan reaksiyalar.

Eriish issiqligi – bir mol modda eriganda yutiladigan yoki ajraladigan issiqlik miqdori.

Eritma – ikki yoki undan ortiq tarkibiy qismdan iborat bo'lgan gomogen sistema.

Eritma konsentratsiyasi – eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori.

Eruvchanlik – moddaning biror erituvchining 100 grammida eriy olish xususiyati.

Eruvchanlik koefitsiyenti – ayni moddaning ma'lum haroratda 100 gramm erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan massasi.

Faradeyning I qonuni – elektroliz vaqtida elektrodda ajralib chiqadigan moddaning miqdori eritmadan o'tgan elektr toki miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi.

Faradeyning II qonuni – agar bir necha elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda ketma-ket ulangan holda, elektr toki o'tkazilsa elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional bo'ladi.

Galvanik elementlar – oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini natijasida kimyoviy energiyani elektr energiyasiga aylantirib beruvchi elektrokimyoviy sistemalar

Gidrolizlanish darajasi – hidrolizlangan tuz molekulalari sonining eritilgan tuz molekulalar soniga nisbati

Gidrometallurgiya – metallarni ularning tuzlari eritmalaridan ajratib olish usullari/

Gess qonuni – reaksiyaning issiqlik effekti jarayoning qanday

usulda olib borilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning boshlang'ich va oxirgi holatiga bog'liq.

Hajmiy nisbatlar qonuni - o'zgarmas sharoitda (bir xil bosim va bir xil haroratda) kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gaz moddalarning hajmlari o'zaro bir-biri bilan va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gaz moddalarning hajmlari bilan o'zaro oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.

Hosil bo'lish issiqligi – oddiy moddalardan 1 mol birikma hosil bo'lganda ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori.

Inhibitorlar – reaksiya tezligini sekinlashtiradigan katalizatorlar.

Ionli bog'lanish – elektromanfiylik qiymatlari bir-biridan keskin farq qiladigan element atomlari (odatda, metall va metalmas atomlari) o'rtaida vujudga keladigan bog'lanish.

Issiqlik effekti – reaksiya jarayonida yutiladigan yoki ajralib chiqadigan energiya miqdori.

Izobarlar – atom massalari bir-biriga teng, lekin yadro zaryadlari turlicha bo'lgan atomlar.

Izotonlar – tarkibida neytronlar soni teng bo'lgan atomlar.

Izotoplар – yadro zaryadlari bir xil bo'lib, atom massalari bilan bir-biridan farq qiladigan atomlar turi.

Izomeriya – moddalarning tarkibi va molekulyar massasi bir xil bo'lib, tuzilishi va fizik-kimyoviy xossalari jihatidan farq qilish hodisasi.

Izomerlar – tarkibi va molekulyar massasi bir xil bo'lgan, lekin tuzilishi va fizik-kimyoviy xossalari jihatidan farq qiluvchi moddalar.

Karrali nisbatlar qonuni – agar ikki element o'zaro birikib bir necha kimyoviy birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro butun kichik sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi.

Katalizator – kimyoviy reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan o'zaro ta'sirlashib oraliq mahsulot hosil qiladigan, lekin reaksiya oxirida kimyoviy jihatdan o'zgarmay qoladigan moddalar.

Kimyoviy bog'lanish – molekulada atomni tutib turadigan kuchlarning yig'indisi.

Kimyoviy element – oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kir-

adigan va ma'lum atom massasiga ega bo'lgan atomlar turi.

Kimyoviy kinetika – kimyoviy reaksiyalarning tezligi haqidagi ta'lilot bo'lib, u kimyoviy reaksiyalar tezligining vaqt bo'yicha o'zgarishi qonuniyatlarini o'rganadi.

Kislotalar – tarkibida metall atomlariga o'rmini bera oluvchi vodorod atomlari va kislota qoldig'idan iborat murakkab moddalar.

Kislotali oksidlar – suv bilan reaksiyaga kirishib, tegishli kislotalarni hosil qiladigan oksidlar, (SO_2 , SO_3 , P_2O_5 va boshqalar).

Korroziya – metallarning havo, suv, kislota, ishqor va tuzlarning eritmalari ta'sirida yemirilishi.

Koagulyatsiya – kolloid zarrachalarning molekulyar tortishish kuchi ta'sirida bir-biriga yopishib, ancha yirik agregatlar holida cho'kishi.

Kompleks tuzlar – tarkibida kompleks kation yoki kompleks anion tutgan tuzlar ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ va boshqalar).

Kovalent bog'lanish – atomlarning o'zaro bir yoki bir necha elektron juftlik hosil qilishi natijasida vujudga keladigan bog'lanish.

Lavuaze-Laplas qonuni – har qaysi kimyoviy birikma uchun parchalanish issiqligi uning hosil bo'lish issiqligiga teng, lekin ishorasi qarama - qarshi bo'ladi.

Le-Shatele prinsipi – kimyoviy muvozanat holatida turgan sistemada tashqi sharoitlardan biri (masalan: harorat, bosim yoki konsentratsiya) o'zgartirilsa, muvozanat tashqi ta'sirni kamaytiradigan reaksiya tomoniga siljiydi.

Materiya – olamdagi barcha moddiy obyektlarni butun obyektiv reallikni ifoda etuvchi eng umumiyl tushuncha.

Moddalar massasining saqlanish qonuni – kimyoviy reaksiyalarda qatnashuvchi dastlabki moddalar massalarining yig'indisi reaksiya mahsulotlari massalari yig'indisiga tengdir.

Molyal konsentratsiya – 1000 gramm erituvchida erigan moddaning gramm molekulalar soni.

Molyar konsentratsiya – 1 litr (1000 ml) eritmada erigan moddaning mollar soni bilan ifodalanadigan konsentratsiya.

Molekula – moddaning kimyoviy xossalariiga ega bo'lgan eng kichik zarrachasi.

Murakkab moddalar – molekulasining tarkibi har xil element atomlaridan tashkil topgan moddalar.

Muvozanat konsentratsiyasi – moddalarning muvozanat vaqtida-gi konsentratsiyasi.

Metallurgiya – bu tabiiy homashyolardan sanoatda metallar olish usuli haqidagi fan.

Nordon tuzlar – metall atomi kislotadagi vodorod atomini to‘liq olmagan holda hosil bo‘lgan tuzlar (NaHCO_3 , KHS , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ va boshqalar).

Normal konsentratsiya – 1 litr (1000 ml) eritmada erigan mod-daning gramm ekvivalentlar bilan ifodalananadigan miqdori.

O‘rta tuzlar – metall atomi va kislota qoldig‘i tarkibidagi vodorod atomi o‘rnini to‘liq olishidan hosil bo‘lgan tuzlar (NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ va boshqalar).

Oddiy moddalar – molekulasingin tarkibi bir xil element atomlari-dan tashkil topgan moddalar (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , O_3 va boshqalar).

Oksidlanish darajasi – ayni birikma batamom ionli tuzilishga ega deb faraz qilinganda uning tarkibidagi biror elementning shartli zaryadi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari – elektronlarning bir atom-dan ikkinchi atomga o‘tishi natijasida elementlarning oksidlanish da-rajasi (valentligi) o‘zgaradigan reaksiyalar.

Oksidlar – biri kislород bo‘lgan ikki elementdan tashkil topgan murakkab moddalar (CaO , SiO_2 , CO_2 va boshqalar).

Oksidlovchi – o‘ziga elektron biriktirib olgan atom.

Ohak – havoda qotadigan bog‘lovchi material.

Organik kimyo – organik moddalarni tashkil qiluvchi uglerod birikmalarini o‘rganuvchi fan.

Pirometallurgiya – metallurgiyada yetakchi o‘rinni egallaydi. U rudalardan metallarni yuqori temperaturalarda qaytarish reaksiyalari yordamida olish usullari.

Polikondensatsiya reaksiyasi – ko‘p sonli monomerlarni biriki-shi natijasida yuqori molekulyar sintetik birikma hosil bo‘lishi va past molekulali birikma (suv, sprit, ammiak, HCl va boshqalar) ajralib chi-qishi bilan boradigan jarayon.

Polimerlanish reaksiyasi – ko‘p sonli monomerlar molekulasini o‘zaro birikish jarayoni.

Peroksidlar – kislород atomlari bir-biri bilan o‘zaro kimyoviy bog‘ orqali bog‘langan oksidlar. (BaO_2 , Na_2O_2 , H_2O_2 va boshqalar).

Qattiq suv – tarkibida ko‘p miqdorda kalsiy va magniy (qisman temir) tuzlari erigan tabiiy suv.

Qaytar reaksiyalar – reaksiyaga kirishuvchi moddalarning bir qismi reaksiya mahsulotlariga aylanib, ayni vaqtida reaksiya mahsulotlari qaytadan dastlabki moddalarga aylanib turadigan kimyoviy jarayonlar.

Qaytaruvchi – o‘zidan elektron bergen atom yoki ion.

Qaytmas reaksiyalar – reaksiyaga kirishuvchi moddalar to‘liq reaksiya mahsulotlariga aylanadigan jarayonlar.

Qora metallar – po‘lat va cho‘yan temir va uglerodning qotishmasidir.

Qotishma – ikki va undan ortiq elementlarni suyuqlantirish (yoki suyuqlantirmay qizdirib qovushtirish) yo‘li olingen murakkab jism.

Qo‘sish tuzlar – tarkibida bir paytning o‘zida ikkita har xil metall atomlarini ushlab turadidigan tuzlar (NaKSO_4 , $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ va boshqalar).

Qutbli kovalent bog‘lanish – elektromanfiylik qiymatlari jihatidan bir–biridan oz farq qiladigan element atomlari orasida vujudga kelgan bog‘lanish.

Qutbsiz kovalent bog‘lanish – elektromanfiylik qiymati jihatidan o‘zaro teng bo‘lgan element atomlari o‘rtasida vujudga kelgan bog‘lanish.

Reaksiya tezligi – vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishuvchi (yoki hosil bo‘luvchi) moddalar konsentratsiyasining o‘zgarishi.

Tarkibning doimiylik qonuni – har qanday toza modda qayerda va qanday usulda olinishidan qat’iy nazar, uning tarkibi hamma vaqt bir xil bo‘ladi. Karbonat angidridni quyidagi usullar yordamida olish mumkin.

Titr – 1 ml eritmadi erigan moddaning masa miqdori *titr* deb ataladi va T harfi bilan belgilanadi.

Tuzlar – metall atomlari (shuningdek, ammoniy ioni NH_4^+ ham) va kislota qoldig‘idan tashkil topgan murakkab moddalar (NaCl , CaCO_3 , CuSO_4 va boshqalar).

Tuzlar gidrolizi – tuz ionlari bilan suv molekulalari orasida bo‘ladigan, odatda kuchsiz elektrolit (kuchsiz kislota, kuchsiz asos va asosli yoki kislotali tuz) hosil bo‘lishiga olib keladigan reaksiya.

Termokimyo – kimyoning kimyoviy reaksiyalar issiqlik effektlari.

ini o'rganadigan bo'limi.

Termokimyoviy reaksiyalar – issiqlik yutilishi yoki issiqlik chiqishi bilan boradigan reaksiyalar.

Valentlik – elementning bir atomiga necha atom vodorod birikishi yoki almashinishini ko'rsatadigan son.

Vant-Goff qoidasi – harorat har 10°C ga ko'tarilganda reaksiya tezligi 2-4 marta ortishini ifodalovchi qoida.

Vodorod bog'lanish – molekula tarkibidagi vodorod atomining bo'sh orbitali va ikkinchi molekula tarkibidagi boshqa atomining elektron jufti hisobiga yuzaga keladigan bog'lanish.

Po'lat – tarkibida 2,14% gacha uglerod bo'lgan temir qotishmasi

Cho'yan – tarkibida 2,14% dan ko'p uglerod bo'lgan temir qotishmasi.

FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR RO'YXATI

1. O'zbekiston Respublikasi Prezidentining 2017-yil 7-fevralda-gi PF-4947-sonli "O'zbekiston Respublikasini yanada rivojlantirish bo'yicha harakatlar strategiyasi to'g'risi" dagi farmoni.
2. O'zbekiston Respublikasi Prezidentining 2017-yil 22-dekabrdagi Oliy Majlisga Murojaatnomasi.
3. O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lif vazirligi tomonidan 2013-yil 2-avgustdagи 278-sonli "Oliy ta'lif muassasalarini zamonaliviy o'quv adabiylari bilan ta'minlashni takomillashtirish to'g'risida"gi buyrug'iga 1 - ilova.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaxov, X.R.Raximov. Anorganik kimyo. –T.: O'zbekiston, 2003-yil.
5. N.A.Parpiyev, X.R.Raximov, A.G.Muftaxov Anorganik kimyo nazariy asoslari –T.: O'zbekiston, 2002-yil.
6. Glinka N.L. Umumiy kimyo. Darslik. -T.: O'qituvchi, 2007.
7. Q. Rasulov, O. Yo'ldoshev, B. Qorabolayev. Umumiy va anorganik kimyo, –T.: O'qituvchi, 1996 y.
8. Yu.T.Toshpo'latov, SH.S.Ishoqov. Anorganik kimyo.-T.: O'qituvchi, 1992 y.
9. N.Kattayev. Kimyoviy texnologiya. – T.: "Yangiyul poligraf servis" MCHJ, 2008 y.
10. Q.M.Axmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov "Umumiy va anorganik kimyo" T.: O'zbekiston, 2003, 2006 yil.
11. Q.M.Axmerov, A.Jalilov, R.Sayfutdinov, A.Akbarov, S.Turobjonov "Umumiy va anorganik kimyo" T.: O'zbekiston, 2017 yil.
12. X.R.To'xtayev, R.Arstanbekov, K.A.Cho'lponov, S.N.Aminov. "Anorganik kimyo". T.: 2008 yil.
13. A.E.Ergashev, A.SH.Sheraliyev, X.A.Suvanov, T.A.Ergashev. "Ekologiya ba tabiatni muhofaza qilish" T.: "Fan", 2009 y.
14. Elzbieta Horszczaruk. Influence of addition of fluidal fly

ashes on the mechanical properties of underwater concretes. Journal of Building Chemistry. 1(2016), 26–30

15. Фримантл М. Химия в действии: Учеб. пособие по общей химии – для преподавателей химии в средней школе и общей химии в нехимических вузах. - В 2-хч. Ч.2.: Пер. с англ. - М.:Мир, 1991.-622 С.

16. Ainstworth, R.A. Water quality changes in piped distribution systems. World Health Organization, Geneva, Switzerland, 2002,R.214

17. Niyozxo'jaev P.O., Talipova N.P., Parnitskaya I.A. "Suv hayot manbai" T., 2008.

18. Julia Burdge. Chemistry. Americas, New York, NY 10020.
Copyright © 2011 by The McGraw-Hill Companies

19. Andreas Jess, Peter Wasserscheid.Chemical Technology 2013
Wiley-VCH Verlag & Co. KGaA, Boschstr. 12,69469 Weinheim, Germany.

Internet resurslari

<http://www.ziyonet.uz/>

<http://www.istedod.uz/>

<http://www.pedagog.uz/>

<http://www.lex.uz/>

MUNDARIJA

KIRISH	3
1-MODUL. ATOM - MOLEKULYAR TA'LIMOT. ATOM TUZILISHI.....	5
1-MAVZU. KIMYO FANIGA KIRISH. ATOM - MOLEKULYAR TA'LIMOT.....	5
1.1. Kimyo fanining paydo bo'lish tarixi.....	5
1.2. Kimyo fanining maqsadi va vazifalari.....	13
1.3. Materiya, modda, atom, molekula va kimyoviy element to'g'risidagi tushunchalar.....	14
1.4. Atom-molekulyar ta'lomit	18
1.5. Oddiy va murakkab moddalar. Allotropiya.....	20
1.6. Fizikaviy va kimyoviy hodisalar.....	22
1.7. O'zbekistonning kimyogar olimlari.....	23
2-MAVZU. KIMYO FANINING ASOSIY QONUNLARI.....	25
2.1. Dalton atomistikasi	25
2.2. Kimyo fanining asosiy qonunlari.....	27
2.3. Elementlar atom massalari va ularni aniqlash	32
2.4. Gazsimon moddalarning molekulyar massasini aniqlash	34
3-MAVZU. ANORGANIK BIRIKMALARNING SINFLARI	36
3.1. Anorganik birikmalarning muhim sinflari.....	36
3.2. Oksidlar, ularning nomlanishi, olinishi va xossalari.....	36
3.3. Asoslar, ularning nomlanishi, olinishi, xossalari	40
3.4. Kislotalar, ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatalishi ...	45
3.5. Tuzlar ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatalishi.....	49

4-MAVZU. ATOM TUZILISHI.....	57
4.1. Atom tuzilishi	57
4.2. Yadro reaksiyalari	60
4.3. Bor postulatlari. Izotoplар	63
4.4. Radiaktivlik. Tabiiy va sun'iy radiaktivlik	65
4.5. Kvant sonlari va ularning fizik ma'nosi, elektron bulutlar formasi	68
4.6. Pauli prinsipi. Gund va Klechkovskiy qoidalari	71
2-MODUL. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVİY ELEMENTLAR DAVRIY SİSTEMASI VA DAVRIY QONUNI. KIMYOVİY BOG'LANİSHLAR.....	76
5-MAVZU. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVİY ELEMENTLAR DAVRIY SİSTEMASI VA DAVRIY QONUNI.....	76
5.1. Kimyoviy elementlar davriy sistemasi	76
5.2. Davriy sistemaning tuzilishi	78
5.3. Kimyoviy elementlar va ularning birikmalarining xossalariini o'zgarishi.....	80
5.4. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati	83
6-MAVZU. KIMYOVİY BOG'LANİSHLAR	85
6.1. Kimyoviy bog'lanishning vujudga kelishi.....	85
6.2. Kimyoviy bog'lanish va uning turlari.....	86
6.3. Moddalarning agregat holatlari. Kristall va amorf moddalar.....	94
6.4. Kristall panjaralar haqida tushuncha	98
6.5. Qattiq moddalardagi bog'lanish turlari	100
3-MODUL. KIMYOVİY JARAYONLARDAGI ASOSIY QONUNIYATLAR. KIMYOVİY KINETİKA VA KIMYOVİY MUVOZANAT	103
7-MAVZU. TERMOKIMYOVİY JARAYONLAR	103
7.1. Moddaning ichki energiyasi. Entalpiya va entropiya	103
7.2. Termokimyoviy jarayonlar haqida tushuncha	106
7.3. Termodinamika qonunlari. Gelmgolts va Gibbs funksiyalari.....	107
7.4. Lavuaze-Laplas va Gess qonunlari.....	110

8-MAVZU. KIMYOVİY KINETİKA VA KIMYOVİY MUVOZANAT	113
8.1. Kimyoviy kinetikaning asosiy tushunchalari	113
8.2. Kimyoviy reaksiya tezligi va unga ta'sir etuvchi omillar	114
8.3. Oddiy va murakkab reaksiyalar. Zanjir reaksiyalar	118
8.4. Katalitik reaksiyalar. Gamogen va getrogen kataliz	122
8.5. Katalizatorlarning sanoatdagi ahamiyati	126
8.6. Qaytar va qaytmas reaksiyalar	127
8.7. Kimyoviy muvozanat. Le-Shatele prinsipi	128
4-MODUL. SUV. ERITMALAR. ELEKTROLIT ERITMALAR	131
9-MAVZU. SUV. TABIATDA SUV VA UNING FİZİK-KIMYOVİY XOS SALARI	131
9.1. Sayyoramiz suv muhiti (gidrosfera)ning tarkib-tuzilmasi	131
9.2. Yer ustidagi ochiq suv manbalari	133
9.3. Tabiatda suvning aylanma harakati	137
9.4. Suv molekulasining tuzilishi	138
9.5. Suv hosil bo'lishining kimyoviy asoslari	144
9.6. Suvning fizik-kimyoviy xossalari	146
9.7. Suvli eritmalar haqida tushunchalar	148
9.8. Eritmalar va dispers sistemalar, ularning turlari.....	150
9.9. Eritmalar konsentratsiyasini ifodalash usullari	152
10-MAVZU. SUYULTIRILGAN ERITMALAR VA ULARNING XOS SALARI	155
10.1. Suyultirilgan eritmalarning xossalari, osmotik bosim	155
10.2. Eravchanlik	160
10.3. Eritmaning bug' bosimi. Raul qonunlari	162
11-MAVZU. ELEKTROLIT VA NOELEKTROLIT ERITMALAR	165
11.1. Elektrolit va noeletrolit eritmalar. Elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasi	165
11.2. D.I.Mendeleyevning "gidratlanish" nazariyasi. Kristallgidratlar	168
11.3. Kislota, asos va tuzlarning dissotsiyalanishi. Bosqichli	

dissotsiyalanish	170
11.4. Dissotsiyalanish darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar	172
12-BOB. ELEKRTOLIT ERITMALARNING XOSSALARI.	
TUZLAR GIDROLIZI	177
12.1. Elektrolit eritmalarining xossalari. Ionli reaksiyalar	177
12.2. Suvning elektrolitik dissotsiyalanishi. Vodorod ko'rsatkich.....	180
12.3. Tuzlar gidrolizi	182
12.4. Gidroliz konstantasi va gidroliz darajasi	184
5-MODUL. OKSIDLANISH-QAYTARILISH	
REAKSIYALARI.....	188
13-MAVZU. OKSIDLANISH-QAYTARILISH	
REAKSIYALARI.....	188
13.1. Kimyoviy elementlar valentligi va oksidlanish darajasi	188
13.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyaları	192
13.3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari	194
13.4. Oksidlovchi va qaytaruvchilar	196
13.5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyaları tenglamalarini tuzish.....	198
13.6. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyaları potensiallari.....	203
13.7. Tabiatda va texnikada oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining ahamiyati.....	205
6-MODUL. METALLAR, ULARNING TABIATDA UCHRASHI, OLINISHI, KIMYOVIY XOSSALARI. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR NAZARIYASI. METALLAR KORROZIYASI	
	207
14-MAVZU. METALLARNING XOSSALARI	
14.1. Metallarning davriy sistemadagi o'rni va tabiatda uchrashi	207
14.2. Metallarning fizik va kimyoviy xossalari	208
14.3. Metallarning qattiq eritmaları va intermetall birikmalari	211
14.4. Metallar olishning asosiy usullari. Toza metallar olish.....	213
15-MAVZU. ELEKTROKIMYOVIY JARAYONLAR	
15.1. Elektrokimyoviy jarayonlar	217

15.2. Elektrod potensiali haqida tushuncha	218
15.3. Galvanik elementlar va ularning elektr yurituvchi kuchini aniqlash	220
15.4. Standart vodorod va metallarni standart elektrod potensiali. Nernst tenglamasi	222
16-MAVZU. ELEKTROLIZ, TUZ ERITMALARI VA SUYUQLANMALARI ELEKTROLIZI	225
16.1. Elektroliz, tuz eritmalarini va suyuqlanmalari elektrolizi	225
16.2. Eriydigan va erimaydigan anod elektrod yordamidagi elektroliz jarayoni	227
17-MAVZU. FARADEY QONUNLARI.	
AKKUMULYATORLAR	231
17.1. Faradey qonunlari	231
17.2. Elektrolizning amalda qo'llanilishi	232
17.3. Akkumulyatorlar, ularning turlari va ishlatalishi	234
18-MAVZU. METALLAR KORROZIYASI	236
18.1. Metallar korroziyasi va uning turlari	236
18.2. Metallarni korroziyadan saqlash	240
18.3. Korrozion aktivator va ingibitorlar	240
GLOSSARIY	242
FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR RO'YXATI	249

M.T.Abdullayev, O.K.Ergashev, B.A.Hayitov

KIMYO

O‘quv qo‘llanma

Muharrir *Axtam Ro‘zimurotov*
Badiiy muharrir va texnik muharrir *Dilmurod Jalilov*
Sahifalovchi *Madina Abdullayeva*
Musahhih *Nigora G‘aniyeva*

Nashriyot litsenziyası AI № 315. 24.11.2017.
2020-yil 8-oktabrda bosishga ruxsat etildi.
Bichimi 60x84 ¼₁₆. Times New Roman garniturasi.
Offset bosma. 16 shartli bosma taboq. 14,85 nashr tabog‘i.
Adadi 500 nusxa. 139 raqamli buyurtma.
Bahosi shartnomaga asosida

YOSHLAR NASHRIYOT UYI.
Shayxontohur tumani, Navoiy ko‘chasi, 11-uy.

«Yoshlar matbuoti» MCHJda chop etildi.
100113. Toshkent, Chilonzor-8, Qatortol ko‘chasi, 60.

ISBN 978-9943-6680-1-0

A standard linear barcode representing the ISBN number 978-9943-6680-1-0.

9 789943 668010