

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 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'qituvchilari hamda soha tadqiqotchilari ham foydalanishlari 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'l va avtomobil yo'llarini barpo qilish, ularning infratuzilmasini yaratishda kimyo sanoatining o'ziga xos o'rni bor. Zero, u iqtisodiyotimizning muhim tarmoqlaridan hisoblanib, mazkur jahhada 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 xomashyolarning ko'pligi yetakchi kimyo sanoati korxonalarini Farg'onada sun'iy tola, Namanganda kimyo zavodi, Toshkentda lak-bo'yoq materiallari va plastmassalarni ishlab chiqaradigan korxonalarni 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 vaqtda 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.Mendeleyevning davriy sistemasidagi deyarli barcha elementlar uchraydi.

O'zbekiston Respublikasini yanada rivojlantirish 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‘rtinchi 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 taqazo etmoqda.

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 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‘qituvchilari hamda soha tadqiqotchilari ham foydalanishlari mumkin.

¹ O‘zbekiston Respublikasi Prezidentining 2017-yil 7-fevraldagi “O‘zbekiston Respublikasini yanada rivojlantirish bo‘yicha harakatlar strategiyasi to‘g‘risida”gi PF-4947-sonli farmoni.

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

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

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

1.1. Kimyo fanining paydo boʻlish tarixi

Kimyo fani tarixini davrlarga ajratish asosida uning bosqichlarini ifodalash mumkin va didaktik nuqtai nazardan uni oʻzlashtirishni osonlashtiradi. Shu nuqtai nazardan kimyo tarixini quyidagi davrlarga boʻlish mumkin:

I. Alkimyodan avvalgi davr – yaʼni alkimyogacha boʻlgan davr. Bu davr sivilizatsiya (madaniyat yangi hayot boshlanishi) boshlanganidan toki eramizning IV asrigacha davom etgan vaqtni oʻz ichiga oladi va *hunar kimyosi* davri deyilishi mumkin.

II. Alkimyo davri - eramizning IV-XVI asrlari davomida rivojlangan. Bu davr 1200 yilni oʻz ichiga oladi.

III. Kimyoning birlashish davri (XVI-XVIII asrlar). Bu davr oʻz 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 toʻla shakllanganligi va rivojlanganligi tufayli juda koʻp yoʻnalishlar, nazariyalar davri hisoblanadi.

Arab alkimyosi. Eramizning IV asridan boshlab alkimyo davri boshlandi. Eramizni VII-asrida arablar qaysi yurtda boʻlsalar fan yutuqlarini eʼzozlaganlar, 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 amaliyotida bo'lgan tarixiy o'tmishga bog'laydilar.

Eng buyuk, arab alkimyogarlardan 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 perfectionis") va "Metallarni musaffolash tadqiqotlari haqida kitob" ("Liber de investigatione perfectionis") hamda "Falsafa o'choqlari haqida kitob" ("Liber fornacum") va boshqalar shular jumlasidandir. U arab imperiyasi gullagan davrda xalifa Xorun ar-Rashid davrida yashagan va ijob etgan.

Yana bir ko'zga ko'ringan arab alkimyogarlardan 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'shgan.

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", "Donishnoma" (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 alkimiysi. Arab imperiyasi markaziy hokimiyati kuchsizlanib qolgan paytlarda yaqin Osiyoda ilmiy markazlar inqirozga uchragan. Ko'p arab olimlari g'arbga Ispaniya va Sitsiliya orollariga ketganlar. U yerlarda ilmiy-tadqiqot ishlari olib borish uchun qulay sharoitlar mavjud edi. Ular o'zlari bilan arab olimlari asarlarini, shu jumladan alkimyo asarlarini ham olib borganlar. Natijada, bu fan haqidagi ma'lumotlar Ispaniya va O'rta Yer dengizi sohillari mamlakatlariga tarqalgan.

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

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

1200-yildan boshlab Yevropa olimlari o'zidan oldin o'tgan kimyogar 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 alkimyogarlari paydo bo'lgan, asosan ular ruhoniylar va rohiblar edi. Biroq tez boyish ko'yida falsafa toshini qidiruvchi nopok kishilar qatori ko'plab ma'lumotli, ayniqsa, rohiblar, hakimlar va tabiatshunos olimlar diqqatini ham alkimyo o'ziga jalb qilgan.

G'arbiy Yevropa ilk yirik alkimyogari sifatida odatda graf Albrext 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 kimyoni yagona fanga itrokimyo (tabobat kimyosi)ga birlashtirish kerak degan fikrda bo‘lgan. U qadim grek to‘rt element-stixiya ta‘limoti va arablar-ning uch element-prinsiplari (simob, oltingurut va tuz) ta‘limotini qabul qilgan. Hayot eliksirini qidirgan. Hatto uni topgani haqida ma‘lumot bergan. Rux rudalar tarkibida va mis bilan qotishmalar (latun) qadimdan ma‘lum bo‘lsada, ruxni kashf etganligiga ishongan va gohida bu kashfiyot 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 bergan. 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 itrokimyogarlardan 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 tushuntirishning ratsional yo‘llarini qidirgan. Andjelo Sala kuporosdan va oltingurgutni kuydirish natijasida olingan “oltingugurt spirti” (spiritus vitrioli)ni bir xil modda deb hisoblagan. Selitradan azot kislotasi olish jarayonini tushuntirib, bu kislotasi sulfat kislotasi ta‘sirida siqib chiqarilishini bayon etgan. Nihoyat u mis kuporosidan mis ajralib chiqishi mohiyatini ilk bora to‘g‘ri tushuntirgan. U eritmada mis bo‘lganligini e‘tirof etgan.

Itrokimyogarlari kimyoning rivojlanishiga hissa qo‘shgan 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), alkimyogarlarning itrokimyogarlarning uch unsur nazariyalari va boshqa sxolastik va elektrik tasavvur hamda kimyoviy jarayonlar mohiyatini o‘z bo‘lsada ochib berolmasligi sanoat ishlab chiqarishini oqsatib, muammolarini ko‘paytirib yuborgan edi. Ustiga-ustak yonish jaryonlarining mohiyatini yechib bera olmaydigan flogiston nazariyasi 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 jinslarning tashkil etuvchisi unsurlar haqidagi g‘oyalari ifoda etilgan. I. Bexer yonish jarayonini tushuntirishda 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 oltingugurt u kislotaga va “ikkinchi tuproq” dan iborat murakkab jism deb hisoblagan.

I. Bexerning yanglish va chalkash tasavvurlari Georg Ernst 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 parchalanishida olinadigan oxirgi tarkibiy qism bo‘lib boshqa parchalanmaydi 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 nazariyasini yaratishdagi xizmatlariga yuqori baho bergan, biroq I. Bexerdan farqli ravishda G. Shtal “yonuvchi unsur” sifatida “moyli tuproq”ni nozik, vaznsiz va tutib bo‘lmaydigan modda-flogistonni qabul qilgan.

XVIII asrning birinchi yarmida ayrim olimlar bu nazariyaga qarshi chiqishgan. G. Shtal hamkasabasi (Galle universitetida) tibbiyot professori 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. Oltinurugtni murakkab jism 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'linaydi deb tavsiflaydi. Yonish va metallar kalsinatsiyasi uchun havoning kerakligini bilgan holda, metallar qizdirilganda og'irligining ortishi unga havodan tuzli va oltinugurtli zarrachalar birikishi natijasida deb tushuntiradi.

G.Bugavening tanqididan so'ng ham flogiston nazariyasi ommalashib bordi. Ammo bir savolga Shtal hani, uning izdoshlari ham javob topisha olmagan. Masala shundaki, ko'plab yonuvchi jismlar (moddalar) yog'och, qog'oz, moy yonganda ularning miqdorlari kamaygan, qolgan kul 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 kimyogarlari 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 tarafdorlari 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 fodalaniş kerak, degan ratsional va novatorlik 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 tomondangina 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 soddaroq moddalar deb qaradi. Ammo K.Sheelee va Pristli tomonidan kislородning 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 muam-moga qaratilgan bo‘lib, kislotalarni “yumshoq” ishqorlarga (karbonatlarga) ta’sir etganda ajralib chiqadigan gazlar hossalarni 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 olingan “yumshoq” 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‘nalishlarda 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‘nalishlaridan 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 xossalarni 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'limot 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 olingan ixtiyoriy gazlarning teng hajmlaridagi molekular soni teng bo'lishi haqidagi qonuni (gipotezasi) amaliyotga kiritildi.

1852-yilda ingliz kimyogari E. Franklend fanga valentlik tushunchasini kiritdi. A. M. Butlerov tomonidan 1861 yil e'lon qilingan tuzilish nazariyasi kimyoning rivojida muhim bosqich bo'ldi. Nazariya yangi moddalar sintez qilishni, ularning xossalarni 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 hamrohdur. 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'ygan asosiy maqsadlaridan biri tegishli ta'lim yo'nalishlari doirasida kimyo fanini talabalarga o'rgatish darajasini ko'tarish, sanoat sohasida ishlatiladigan materiallarni 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. Materiallarning 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 chuqur o'zlashtirishlarini, fanning maqsadi va vazifalarini chuqur anglashlarini taqozo etadi.

Shu nuqtai nazardan kimyo fanining maqsadi - talabalarning ijodiy tafakkurini rivojlantirish, ularning aqliy qobiliyatini o'stirish, bilish faolligini oshirish, o'quv predmetiga qiziqishini orttirish, talabalar tomonidan yangi bilimlarni o'zlashtirilishi, o'quv va ko'nikmalarni shakllanti-

rilishini ta'minlash, ta'lim va tarbiyaning noan'anaviy shakl va usullaridan keng miqyosda foydalanish, predmet va hodisalarni ularning o'zaro aloqadorligi, harakati va rivojlanib borishi asnosida o'rganish yo'llarini ochib berish hamda tabiatda sodir bo'ladigan kimyoviy o'zgarishlarning ma'lum qonuniyatlar asosida sodir bo'lishini, kimyoviy elementlar, moddalarning xossalari, tuzilishi, tarkibi, anorganik va organik moddalardan kundalik turmushda foydalana olish hamda ijtimoiy hayoti va ta'lim olishni davom ettirishlari uchun zarur bo'lgan bilimlarni egalashi, 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 umumiy 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 ekspluatatsiyasi, 5312400-Muqobil energiya manbalari (turlari bo'yicha), 5320200-Mashinasozlik texnologiyasi, mashinasozlik ishlab chiqarishini jihozlash va avtomatlashtirish, 5640200-Mehnat muhofazasi va texnika xavfsizligi kabi bakalavriat ta'lim yo'nalishlari rejasining "Gumanitar va ijtimoiy-iqtisodiy fanlar" blokini asosiy fanlaridan biri hisoblanib, 1 - va 2-semestrlarda o'qitiladi. Kimyo fani ta'lim yo'nalishidagi 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 umumiy mohiyatni qidirish falsafada materiya haqidagi tasavvurlarning maydonga kelishiga va rivojlanishiga olib keladi. Materiya tushunchasi moddiy unsurga nisbatan ham, atomga nisbatan ham umumiy tushunchadir. Materiya

olamdagi barcha moddiy obyektlarni butun obyektiv reallikni ifoda etuvchi eng umumiy tushunchadir. Faylasuflar barcha moddiy obyektlarga xos xususiyatlarni umumiy tarzda ifodalash uchun qoʻllaydigan tushuncha materiya deb ataladi. Demak, materiya moddiy obyektlarga mos boʻlgan eng umumiy tushunchadir. Bu taʼrif tushunchalarda koʻproq sezgi aʼzolarimizga bevosita taʼsir etishi mumkin boʻlgan reallik nazarda tutilgan.

XX asr oʻrtalariga kelib, Kvant mexanikasi, nisbiylik nazariyasi va hozirgi zamon kosmologiyasi sohalaridagi ilmiy yutuqlar kishilarning obyektiv olam haqidagi tasavvurlarini tubdan oʻzgartirib yubordi. Natijada, tabiatshunos olimlar sezgilarimizga bevosita taʼsir etishning imkoni boʻlmaydigan realliklar haqida ham tadqiqotlar olib borishmoqda. Materialistlar esa materiyani obyektiv reallik deb tariflashadi. Obyektiv reallik inson sezgilariga bogʻliq boʻlmagan holda, undan tashqarida mavjud boʻlgan voqelikdir. Obyektiv reallikning mavjudligini hamda namoyon boʻlishini, borliqning ajralmas xususiyatlarini oʻrganish orqali bilamiz.

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

Demak materiya obyektiv reallikni ifodalaydigan falsafiy kategoriyadir. Hozirgi zamon fani kashfiyotlari materiyaning bitmas-tuganmas xususiyatlarini ochishda katta ahamiyat kasb etayotganligini taʼkidlamogda.

Harakatni, fazo va vaqtni materiyadan ajratib boʻlmaydi. Fazo tushunchasi moddiy obyektlarning birgalikda mavjudligini va bir-biridan uzoqligini, ularning koʻlamini, bir-biriga nisbatan joylashishi tartibini ifodalaydi.

Vaqt ham materiyaning mavjudlik shakli boʻlib, moddiy jarayonlarni keng yoyilishi izchiligini, bu jarayonlarning turli bosqichlari,

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

Har bir moddiy obyekt vaqtda bo'lmastan turib faqat fazoda bo'lishi mumkin emas. Hamma vaqt va hamma joyda har qanday jism fazoda ham, vaqtda ham mavjuddir. 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'oyalarini birlashtirib, materiyaning ular ko'rsatib o'tgan uchta asosiy turiga tuproqni ham qo'shdi va to'rtta negiz bor deb, ularni elementlar deb atadi.

Xuddi shu asarda materiyaning tuzilishini izohlab berishga uringan tamomila boshqa falsafiy oqim ham paydo bo'ldi. Qadimgi dunyoning eng yirik materialistlari – Levkipp uning shogirdi Demokrit ana shu oqim namoyondalaridan edi. Demokrit ta'limotiga ko'ra tabiatdagi barcha jismlar ko'zga ko'rinmaydigan, juda mayda, qattiq, 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 nihoyatda xilma-xil bo'lishi mumkin, lekin ularning hammasi bir turdagi materiyaning o'zidan tuzilgan. Olamda atomlar va ular orasidagi 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 unurni 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'rt-ta unurning 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 jismlarning o'zaro tortishuvi, Quyosh va Oyning tutilishi, zarra, inertsiya va sun'iy tanlanish, rivojlanish anomaliyasi, yer qa'rida ro'y beradigan geotekonik siljishlar, yer qiyofasining tadrijiy tarzda o'zgarib turishi, xilma-xil odamlar to'g'risida ilmiy bashoratlarni ilgari surgan. Uning falsafiy qarashlari tabiiy-ilmiy qarashlari ta'sirida shakllanadi. U modda va zamon, qonuniyat, zarurati va tasodifiyat, harakat va rivojlanish, ziddiyat, sabab va oqibat kabi falsafiy muammolarga katta e'tibor bergan.

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

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

Molekula – bu berilgan moddaning kimyoviy xossalari 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'rifga aniqlik kiritish mumkin.

Atom – bu musbat zaryadlangan atom yadrosi bilan manfiy zaryadlangan elektronlardan tarkib topgan elektrneytral zarrachadir.

Atom to'g'risidagi ta'limotlarda unga qanchalik murakkab zarra sifatida 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 molekular nihoyatda mayda zarrachalardir. Atom va molekularlarni kichik doira shaklidagi zarrachalar deb hisoblasak, ularning radiusi santimetrning yuz milliondan bir ulushlari bilan, ya'ni Å (angstremlar) bilan ifodalanadi ($1\text{Å} = 10^{-8}\text{ sm} = 10^{-10}\text{ m}$). Hozirgi vaqtda elektron mikroskoplar yordami bilan ba'zi moddalar molekulasini ko'rish mumkin.

Kimyoviy element oddiy va murakkab moddalarning 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 tatbiq 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 moddalarning “korpuskula”lari bir xil atomlardan tuzilgan.

5. Atomlar bir-biridan muayyan massa va o‘lchami bilan farq qiladi.



*Mixail Vasilevich
Lomonosov
(1711-1765)*

Lomonosovdan 67 yil keyin kimyoga atomistik ta’limotni ingliz olimi Jon Dalton tatbiq etdi. U atomistikaning asosiy qoidalarini “Kimyoviy filosofiyaning yangi sistemasi” (1808 yil) kitobida 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 vaqtda ma’lum bo‘lgan elementlarning atom massalarini aniqlashga harakat qildi. Lekin Dalton oddiy moddalarning molekulari 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 – molekularlardan) 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 odatdagi 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 odatdagi sharoitda (simobdan tashqari) qattiq moddalardir. 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 xossalar atomlar to‘plamiga taalluqlidir va ular har xil oddiy moddalar uchun turlicha bo‘ladi. Kimyoviy element atom yadrosining 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 kisloroddan emas, balki vodorod bilan kislorod elementlaridan tarkib topgan. Ko‘pchilik kimyoviy elementlar tuzilishi va xossalari turlicha bo‘lgan bir necha oddiy moddalar hosil qiladi. Bu hodisa allotropiya,

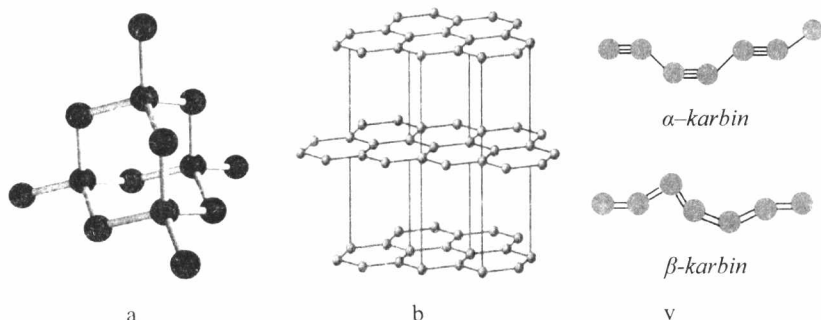
hosil bo'ladigan moddalar esa – *allotropik shakl o'zgarishlar yoki modifikatsiyalar* deyiladi.

Allotropiya hodisasining ikkita sababi bor - birinchidan molekuldagi atomlar sonining turlichaligi (masalan, kislorod O_2 va ozon O_3), 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'shbog'lar asosida birikkan bo'ladi (1.1v-rasm). Birinchi marta 1960-yilda olingan qora tusli kukun bo'lib, yarim o'tkazgich xossasiga ega, zichligi $1,9-2 \text{ g/sm}^3$ ga teng barqaror modda.



1.1-rasm. Uglerodning allotropik 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

modda oktaedrik kristallar hosil qiladi, elektr tokini o'tkazadi. Amorf kremniy qo'ng'ir kukun, kimyoviy jihatdan faolroq.

1.6. Fizikaviy va kimyoviy hodisalar

Tabiatda sodir bo'ladigan barcha o'zgarishlarni hodisa deb atash mumkin. Masalan muzning issiqlik ta'sirida erishi, suvning qaynashi va bug'lanishi, gugurtning yonishi, shakarning suvda erishi, metalning kislotada erishi, o'simliklarning havodagi karbonat angidridni yutib, kislorod chiqarishi – bular hodisalardir. Muz qizdirilsa, suvga aylanaadi. Suv qizdirilsa, bug'ga aylanadi. Bug' sovitilsa suvga, suv sovitilsa muzga aylanadi. Bular fizik hodisalardir. Muz, suv, bug' – bular har xil moddalar emas, balki bir modda – suvning turli agregat holatlaridir. Bu hodisalarda suvning agregat holati o'zgaradi, lekin suv modda sifatida o'zgarishga uchramaydi ya'ni suvning tarkibi barcha hollarda ikki atom vodorod va bir atom kisloroddan iboratligicha qoladi.

Agar qattiq jismni maydalab kukunga aylantirilsa, jism shakli o'zgaradi, lekin uning kimyoviy tarkibi o'zgarmaydi. Bu metallarga ishlov berib, ularni ma'lum bir shakllarga (cho'zish, bolg'alash, eritish va boshqalar) keltirish kabilar fizik hodisadir.

Modda yoki jismlarning alohida xossalari: agregat holati, shakli, hajmi, joylashish holati o'zgarishi bilan boradigan jarayonlarni **fizikaviy hodisalar** deb atash mumkin.

Fizikaviy hodisalarda modda bir turdan ikkinchi turga aylanmaydi, ya'ni yangi turdagi moddalar hosil bo'lmaydi.

Qoshiqchada quruq qandni qizdiramiz. Qand – oq rangli, qattiq, hidsiz, shirin ta'mli modda. Dastlab qand suyuqlanadi. Bu fizik hodisa. So'ngra rangi o'zgaradi. Yoqimsiz kuyindi hid paydo bo'ladi. Qanddan qora rangli qoldiq – yangi modda hosil bo'ladi. Bu modda hidsiz, ta'msiz, qizdirilganda qandga o'xshab suyuqlanmaydigan ko'mir dir. Bu hodisa natijasida qand bo'lagi o'rnida 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 jarayonlari, ko'mirning yonishi kabi hodisalar ham kimyoviy hodisalar jumlasidandir.

Bir moddaning boshqa modda yoki moddalarga aylanish hodisasini **kimyoviy hodisa** deb ataladi. Kimyoviy hodisalarni amalda kimyoviy reaksiyalar deb ataymiz. Magniy yonganda issiqlik, nur chiqadi va oq rangli qattiq kukun – yangi modda hosil bo‘ladi. Oltingugurt yonganda issiqlik, nur chiqadi va yoqimsiz hidli gaz – yangi modda hosil bo‘ladi. Bular kimyoviy hodisalarga misol bo‘ladi. Kimyoviy hodisalarni ko‘pincha quyidagi o‘zgarishlardan bilib olish mumkin: 1) moddaning rangi, hidi o‘zgarishi; 2) suvda erimaydigan cho‘kma hosil bo‘lishi; 3) gaz hosil bo‘lishi; 4) issiqlik chiqishi yoki yutilishi.

Moddaning boshqa modda bilan o‘zaro ta’sirlashuvi uning kimyoviy xossasi deb ataladi. Moddani tavsiflovchi kimyoviy va fizik xossalari birgalikda modda sifatini tashkil etadi. Kimyoviy o‘zgarishlarda modda sifati o‘zgaradi, yangi moddalar hosil bo‘ladi.

1.7. O‘zbekistonning kimyogar olimlari

Respublikamizda kimyo fanining rivojlanishida O‘zbekiston Fanlar Akademiyasi tarkibida hamda turli vazirliklar tarmoq institutlari sifatida faoliyat ko‘rsatib kelayotgan ilmiy-tekshirish va loyiha institutlari xizmati ham salmoqlidir. Kimyo instituti (hozirgi Umumiy va noorganik kimyo instituti), O‘simlik moddalari kimyosi instituti, Polimerlar kimyosi va fizikasi instituti, Kataliz instituti, O‘zbekiston milliy universiteti, Toshkent Davlat texnika universiteti, Toshkent kimyo-texnologiya instituti, Toshkent to‘qimachilik va yengil sanoat instituti va boshqa oliy o‘quv yurtlari kimyo laboratoriyalarida olib borilayotgan ilmiy-tekshirish ishlari mamlakatimizda kimyo fanini yuqori pog‘onalarga ko‘tarishda muhim omillardan bo‘ldi.

Dunyo kimyogar olimlari qatorida O‘zbekistonlik kimyogar olimlar ham kimyo fani va sanoatining rivojlanishiga o‘z hissalarini qo‘shib kelmoqdalar. O‘zbekistonda Fanlar Akademiyasining Umumiy va noorganik kimyo instituti, Polimerlar kimyosi va fizikasi instituti, Bioorganik kimyo instituti, O‘simlik moddalari kimyosi instituti hamda bir qator ilmiy-tadqiqot laboratoriyalarida, oliy o‘quv yurtlarining kimyo fakultetlari va kafedralarida kimyo sohasining turli yo‘nalishlari bo‘yicha ilmiy-tadqiqotlar olib borilmoqda. Ahmedov K.S, Parpiyev N.A, Sodiqov Sh.L, Yusupbekov N.R, Asqarov M.A, Nexmatov

S.N, Abduvahobov A.A, Salimov Z.S, Rashidova S.Sh., Obidova M.O, Mirkomilov T.M, Beglov B.M, Iskandarov S.I, Rustamov X.R, Toshpo'latov Y.T, Tolipov Sh.T, Aslanov Q.A, Abdurasulova R.A, Maxsumov A.G, Shohidoyatov X.M, Tillaryev K.S, Musayev U.N, Yusupov D.Y, Sirliboyev T.S, Yo'Ichiboyev A.A, Muftaxov A.G, Ahmerov 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'limotni tushuntiring.
6. Oddiy va murakkab moddalarning farqini izohlang.
7. Allotropiya nima?
8. Fizikaviy hodisalarga misollar keltiring.
9. O'zbekistonning kimyogar olimlari haqida nimalarni bilasiz?

2-MAVZU. KIMYO FANINING ASOSIY QONUNLARI

Tayanch soʻz va iboralar: Dalton atomistikasi, moddalar massasining saqlanish qonuni, tarkibning doimiylik qonuni, karrali nisbatlar qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni, Avogadro qonuni, Avogadro soni, ekvivalentlar qonuni, atom massa, molekulyar massa.

2.1. Dalton atomistikasi

Elementlarning birikish qonuniyatlarining kashf etilishi ingliz kimyogari Daltonga atomlar haqidagi taʼlimotni miqdoriy jihatdan ishlab chiqishga va M.V.Lomonosov zamonida maʼlum boʻlmagan bir qancha kimyoviy dalillarni izohlab berish uchun atomlar toʻgʻrisidagi tasavvurlardan foydalanishga imkon berdi.

Dalton fikrlarining mohiyati quyidagilardan iborat:

1. Barcha moddalar oʻzaro tortishuv kuchlari bilan bir-biriga bogʻlangan juda mayda zarrachalardan - atomlardan iborat.

2. Har bir modda oʻziga xos atomlardan tuzilgan. Oddiy moddalar oddiy, boʻlinmas atomlardan, murakkab moddalar esa kimyoviy reaksiyalar vaqtida oddiy moddalarning atomlariga ajrala oladigan “murakkab atomlar”dan iborat.

3. Bir moddaning hamma atomlari oʻz shakli va ogʻirligi jihatdan tamomila bir xil boʻladi. Lekin boshqa oddiy yoki murakkab modda atomlaridan farq qiladi. Murakkab atomlarning ogʻirligi shu atomni hosil qilgan oddiy atomlar ogʻirligining yigʻindisiga teng.

4. Murakkab moddalar hosil boʻlishida oz sondagi oddiy atomlardan “murakkab atomlar” vujudga keladi. Masalan; $A+B$ atomlaridan iborat ikkita oddiy modda, zarrachalarining tarkibi $A+B$ yoki $2A+B$ yoxud $A+2B$ va hokazo boʻlgan murakkab moddalarni hosil qilishi mumkin. Ikki elementning bir necha xil birikmalari boʻlishining sababi ham ana shu.

Lomonosov bilan Daltonning modda tuzilishi haqidagi fikrlarini bir biriga solishtirib ko'rib, Lomonosov chiqargan umumiy xulosalar kimyoning hozirgi zamon nazariy fikrlariga ko'p jihatdan yaqinroq edi deb aytish mumkin. Masalan, Dalton oddiy atomlar bilan murakkab atomlar orasida sifat jihatdan farq bo'lganligini bilmas edi. Uning fikriga ko'ra, murakkab atom Lomonosov aytganidek, sifat jihatidan yani bir hosila bo'lmay, balki bir-biri bilan mexanik ravishda qo'shilgan oddiy atomlar yig'indisidan iborat. Bundan tashqari, Dalton oddiy 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 kamchiliklar 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'irlik 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'lgan og'irlik nisbati 1:8 ga teng; degan suvning murakkab atomida vodorod va kislorod atomlari og'irliklarida ham xuddi ana shunday nisbatda bo'ladi. 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; basharti 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 vaqtda kislorodning atom

og'irligi 16 ga teng bo'ladi va hokazo. Bu masalani hal qilish uchun Daltonda hech qanday ma'lumot bo'lmaganday u suvning bir atomi bir atom vodorod va bir atom kisloroddan iborat deb soddagina bir fikrga keldi, bunday vodorodning atom og'irligi sakkizga teng bo'lib chiqdi. Shunday qilib elementning atom og'irligi uning ekvivalentiga teng deb aytili. Ammo bunday tenglashtirish asossiz bo'lgani ustiga ustak qiyinchiliklar ham tug'dirdi. Masalan, ammiakda bir og'irlik qism vodorodga $4\frac{2}{3}$ qism azot, azot II oksidida esa 8 og'irlik qism kislorodga 7 og'irlik qism azot to'g'ri kelishini tahlil yo'li bilan aniqlandi. Agar ammiak tarkidiga asoslanib, azotning atom og'irligi $4\frac{2}{3}$ deb qabul qilinsa, azot II oksidning murakkab atomida kislorod atomi (8 og'irlik qism) azotning $1\frac{1}{2}$ atomi bilan ($4\frac{2}{3} + 2\frac{1}{3} = 7$ og'irlik qism azot bilan) bog'langan, ya'ni azot atomi ikkiga bo'lingan deb faraz qilishga to'g'ri keladi.

Bir necha ekvivalenti bo'lgan elementlarning atom og'irliklarini aniqlashda ham qiyinchiliklar tug'ildi. Ekvivalentlarni qaysi birini atom og'irligi deb qabul qilish lozim degan masala ustida bosh qotirishga to'g'ri kelar edi. Ana shularning hammasi kimyoviy birikmalarning murakkab atomidagi atomlar sonini aniqlash masalasini hal qilish uchun va aniq atom og'irliklarni topish uchun birgina atom gipotezasining o'zi yetarli emasligini ko'rsatdi.

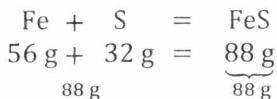
Atom gipotezasi moddaning mustaqil ravishda mavjud bo'la oladigan eng kichik zarrachalari - molekulalar haqidagi tushunchalar bilan to'ldirilgandan keyingina, kimyo fani yuqoridagi qiyinchiliklarni bartaraf etdi. Gazsimon moddalar orasida bo'ladigan reaksiyalarni o'rganish ana shu tushunchalarning rivojlanishiga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

2.2. Kimyo fanining asosiy qonunlari

Kimyoning asosiy qonunlari quyidagilar: moddalar massasining saqlanish qonuni, tarkibning doimiylik qonuni, karrali nisbatlar qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni, Avogadro qonuni va ekvivalentlar qonuni.

Moddalar massasining saqlanish qonuni. Moddalar massasining saqlanish qonunini dastlab, rus olimi M. V. Lomonosov kashf etdi va uni keyinchalik Lavuaze rivojlantirdi.

Bu qonun shunday ta'riflanadi: *kimyoviy reaksiyalarda qatnashuvchi dastlabki moddalar massalarining yig'indisi reaksiya mahsulotlari massalari yig'indisiga tengdir.*



Lavuaze, Antuan Loran
1743-1794

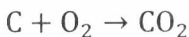
Katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlar moddalar massasining saqlanish qonuniga emas, balki materiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi. Masalan, radiaktiv moddalarning yemirilishi, atom hamda vodorod bombalarining portlashi ana shunday jarayonlardan hisoblanadi. Agar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

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

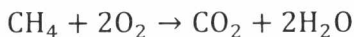
Bunda, C^2 —nihoyatda katta son ($9 \cdot 10^{16} \text{m}^2 \text{s}^{-2}$) bo'lganligidan odatdagi reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni tarozi yordamida ham aniqlash qiyin.

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:



3. Oxaktoshni ko'ydiring olinadi:



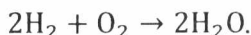
Jozef Lui Prust
(1754-1826)

Bunda har uch usul bilan olingan 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 tarkibilari esa *bertollidlar* deb ataladi. Daltonidlarning tarkibi butun sonli stexiometrik indeklari bor oddiy formulalar bilan ifodalanadi, masalan H_2O , H_2 , CCl_4 , SO_2 . Bertollidlarning tarkibi o'zgarib turadi va stexiometrik nisbatlariga 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 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.* Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori haroratda reaksiyaga 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

chiqdi: *bir xil sharoitda (bir xil harorat va bir xil bosimda) teng hajmda olingan gazlarning molekulari soni o'zaro teng bo'ladi*. Oddiy gazlarning molekulari bir necha atomdan iborat bo'lishi mumkin



*Amedeo Avogadro
(1776-1856)*

Avogadroning bu gipotezasi xilma xil dalillar bilan tasdiqlandi va 1860-yildan boshlab (kimyogarlarining xalqaro sezdidan keyin) bu gipoteza Avogadro qonuni deb tan olindi.

Turli moddalarning bir gramm-molekulasidagi molekular soni, shuningdek, turli elementlarning bir gramm-atomlaridagi atomlar soni ham teng bo'ladi. Har qanday moddaning bir gramm-molekulasida $6,02 \cdot 10^{23}$ ga teng molekula bo'ladi. Bu *Avogadro soni*dir. 1 litr gazning normal sharoitdagi massasi aniq bo'lsa, ayni gazning bir mol miqdori xuddi shu sharoitda qancha hajmni egallashini aniqlash mumkin, masalan:

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

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

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

Avogadro qonunidan quyidagi xulosalar kelib chiqadi:

– oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor) molekulari ikki atomdan iborat;

– normal sharoitda bir gramm-molekula gaz 22,4 l hajmni egallaydi;

– bir xil sharoitda teng hajmda olingan ikki gaz og'irliklari orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar og'irliklari orasidagi nisbatga teng.

Qattiq va suyuq moddalarning molekulari bir-biriga juda yaqin joylashgan. Shu sababli suyuq va qattiq moddalarning hajmi, asosan, molekularining o'lchamlariga bog'liq bo'ladi. Gazlarda esa kichik bosimlarda molekulari orasidagi masofalar molekularining o'lchamlariga qaraganda g'oyat katta bo'ladi, molekularining o'zlari

egallagan hajm esa nisbatan kichik. Gazning umumiy hajmi, asosan, molekulalar orasidagi masofalarga bog'liq, bu masofalar 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 kuzatilsa,

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; bu 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.

Ekivalentlar qonuni. Moddalar o'zaro ma'lum massa miqdorida birikadi. Masalan, 49g sulfat kislota 32,5g rux bilan reaksiyaga kirishganda 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislotaning o'rniga 36,5 g xlorid kislota olinsa ham, o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Demak, kimyoviy jihatdan qaraganda 49 g sulfat kislotaning qiymati 36,5 g xlorid kislotaning qiymatiga tengdir. Vodorodning ekvivalenti 1 ga teng deb qabul qilindi.

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

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

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

Murakkab moddaning bir ekvivalent (1 og'irlik qism) vodorod yoki bir ekvivalent (8 og'irlik qism) kislorod bilan, yohud, umuman boshqa har qanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan og'irlik 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 kimyoviy 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.

$$A_r = E \cdot V$$

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

Murakkab moddalar ekvivalentlarini topishda quyidagi formulalardan foydalaniladi:

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

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

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

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

2.3. Elementlar atom massalari va ularni aniqlash

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

og'irligi amalda kislorodning atom og'irligiga nisbatan aniqlanib, kislorodning atom og'irligi 16 ga vodorodning atom og'irligiga nisbati esa 16:1 ga teng deb qabul qilingan. Shundan keyin o'tkazilgan 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, kislorodning atom og'irligi 15,88 ga teng bo'ladi. Amaliy mulohazalarga asoslanib, kislorodning 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 kislorod atomi og'irligining 1/16 qismiga tengdir" degan fikrga kelindi. Bu birlik *kislorod birligi* deb ataldi.

Kimyofanining yanada rivojlantirish tabiiy kislorodning izotoplar aralashmasidan iborat ekanligini va unda atom massasi o'n oltiga teng izotopga atom massasi o'n yetti va o'n sakkizga teng bo'lgan izotoplar aralash bo'lishini ko'rsatib berdi. Keyingi ikki izotopning miqdori tabiiy kislorod atom og'irligiga aytarli ta'sir qilmaydigan bo'lgani uchun kislorod birligi kimyoda asosiy atom og'irligi bo'lib qolaverdi.

Atom fizikasiga aloqador bo'lgan va juda katta aniqlikni talab qiladigan hisoblarda birlik qilib kislorod O^{16} 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 C^{12} 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, kislorod 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 aytiladi.*

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

lozim. Masalan, ikki atomdan iborat vodorod molekulasining massasi 2,01594 uglerod birligiga teng; shuningdek, ikki atomdan iborat kislorod molekulasining massasi 31,9988 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 olingan va hajmlari bir-biriga teng bo'lgan gazlardagi molekular soni baravar bo'ladi. Bundan teng hajmda olingan 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 ($273 = T_{\text{toC}}$);

R - universal gaz doimiysi = $8,314$ j / mol *K.



Nazorat uchun savollar

1. Dalton atomistikasini izohlab bering.
2. Uglerod va kislorod birliklarini tushuntirib bering
3. Moddalar massasini saqlanish qonuni qanday ta'riflanadi?
4. Tarkibning doimiylik qonuni qanday ta'riflanadi?
5. Karrali nisbatlar qonunini tushuntiring.
6. Avogadro qonuni qanday ta'riflanadi?
7. Molyar hajm nima?
8. Ekvivalentlar qonunini tushuntiring.

3-MAVZU. ANORGANIK BIRIKMALARNING SINFLARI

Tayanch soʻz va iboralar: oksidlar, asosli oksidlar, kislotali oksidlar, amfoter oksidlar, befarq oksidlar, peroksidlar, soʻndirilmagan ohak, asoslar, suvda eriydigan asoslar, ishqorlar, suvda erimaydigan asoslar, amfoter asoslar, kislotalar, kislordsiz va kislorodli kislotalar, neytrallanish reaksiyasi, tuzlar, oʻrta tuzlar, nordon tuzlar, asosli tuzlar, qoʻsh tuzlar, kompleks tuzlar.

3.1. Anorganik birikmalarning muhim sinflari

Kimyo keng qamrovli fan boʻlib, anorganik kimyo uning asosiy qismlaridan biridir. Fanning ushbu qismida anorganik birikmalarning muhim sinflari mukammal oʻrganiladi. Anorganik moddalar asosan ikkiga boʻlinadi: oddiy moddalar va murakkab moddalar.

Barcha murakkab moddalar asosan toʻrt sinfga boʻlinadi. Ular oksidlar, asoslar, kislotalar, va tuzlardir.

3.2. Oksidlar ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatilishi

Biri kislorod boʻlgan ikki elementdan tashkil topgan murakkab moddalar **oksidlar** deb ataladi. Ftor oksididan tashqari barcha elementlarning oksidlarida kislorodning oksidlanish darajasi -2 ga teng. Oksidlar binar birikmalardir. Ularning umumiy formulasi: E_2O_n tarzida ifodalanadi. Bu yerda n element valentligini ifodalaydi.

Nomlanishi. Oksidlarni nomlashda doimiy valentlikka ega element oksidining nomi “element nomi + oksid” shaklida yasaladi. Masalan: natriy oksid – Na_2O , kalsiy oksid – CaO , alyuminiy oksid – Al_2O_3 .

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

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

Shuningdek, oksidlarni nomlashda ularning tabiatda uchrashi yoki 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 jumlasidandir.

Oksidlarning toifalanishi. Oksidlar besh guruhga bo'lib o'rganiladi.

1. Asosli oksidlar – Na_2O , K_2O , CaO . Bu oksidlar kislotalar, kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib tuzlarni hosil qiladi.

2. Kislotali oksidlar – metalmaslarni kislorod bilan hosil qilgan birikmalari hisoblanadi. Masalan; SO_2 , SO_3 , P_2O_5 . Bu oksidlarni kislotali deyilishiga sabab, bu oksidlar suv bilan reaksiyaga kirishib, tegishli kislotalarni hosil qiladi. Shuningdek, asoslar va asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib tuzlarni hosil qiladi.

3. Amfoter oksidlar – kislotalar bilan ham asoslar bilan ham reaksiyaga kirishib tuz hosil qiluvchi oksidlardir. Masalan: Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 .

4. Befarq oksidlar – tuz hosil qilmaydigan oksidlarga aytiladi. Masalan: SiO , N_2O , NO .

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

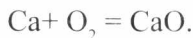
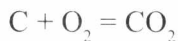
Quyida jadvalda (3.1-jadval) ayrim oksidlarning nomlanishi va formulalari qo'shimcha ma'lumot sifatida keltirilgan.

Ayrim asosli, kislotali va amfoter oksidlar haqida ma'lumot

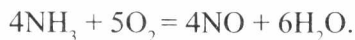
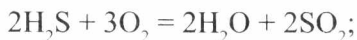
Asosli oksidlar		Kislotali oksidlar		Amfoter oksidlar	
Natriy oksid	Na ₂ O	Uglerod (IV) oksid	CO ₂	Berilliy oksid	BeO
Kaliy oksid	K ₂ O	Oltinugurt (IV) oksid	SO ₂	Rux oksid	ZnO
Magniy oksid	MgO	Azot (V) oksid	N ₂ O ₅	Qalay (II) oksid	SnO
Temir(II) oksid	FeO	Fosfor (V) oksid	P ₂ O ₅	Qo'rg' oshin (II) oksid	PbO
Bariy oksid	BaO	Oltinugurt (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:

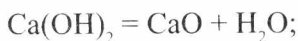
1. Oddiy moddalarning kislorod bilan o'zaro ta'sirlashishi (yonishi) natijasida:



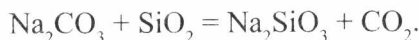
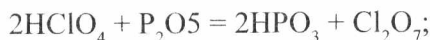
2. Murakkab moddalarning kislorod bilan o'zaro ta'sirlashishi (yonishi) natijasida:



3. Murakkab moddalarning (asoslar, kislotalar, tuzlar) parchalinishi natijasida:

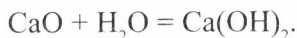


4. Ba'zi boshqa reaksiyalar natijasida:

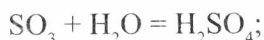


Kimyoviy xossalari. Oksidlar ham boshqa moddalar kabi o'ziga xos kimyoviy xossalarga ega:

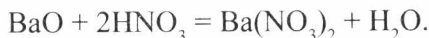
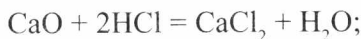
1. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining oksidlari suv bilan ta'sirlashib gidroksidlar – suvda eriydigan asoslarni (ishqorlarni) hosil qiladi:



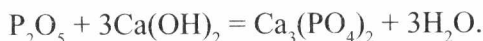
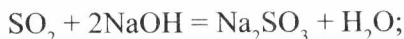
2. Ba'zi metalmaslarning oksidlari suv bilan ta'sirlashib kislotalarni hosil qiladi:



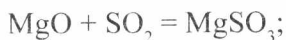
3. Metallarning oksidlari kislotalar bilan ta'sirlashib, tuz va suvni hosil qiladi:



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 mineralar kabi murakkab tarkibli bo'ladi. Deraza shishasi $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$ 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 notekis bo'ladi.

Sopol buyumlar olishda asosiy homashyo sifatida kaolin, gil-tuproqlarni o'zi va qo'shimchalar bilan ishlatiladi. Kaolinlar $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ tarkibli mineraldan iborat bo'lib, kreminiyli birikmalardir.

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

3.3. Asoslar, ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatilishi

*Metall atomi va bir yoki bir necha gidroksoguruh (OH) dan tashkil topgan murakkab moddalar **asoslar** deb ataladi. Asoslar 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 guruhiga 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 kimyoviy xossalari 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 – havorang 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‘shimcha ma’lumot sifatida keltirilgan.

3.2-jadval

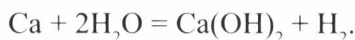
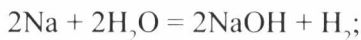
Ayrim suvda eriydigan, suvda erimaydigan va amfoter asoslar haqida ma’lumot

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	Berilliy gidroksid	Be(OH) ₂
Kaliy gidroksid	KOH	Marganes (II) gidroksid	Mn(OH) ₂	Qalay (II) gidroksid	Sn(OH) ₂

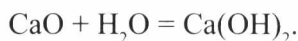
Rubidiy gidroksid	RbOH	Temir (II) gidroksid	Fe(OH) ₂	Qo'rg'oshin (II) gidroksid	Pb(OH) ₂
Seziy gidroksid	CsOH	Simob (II) gidroksid	Hg(OH) ₂	Alyuminiy gidroksid	Al(OH) ₃
Magniy gidroksid	Mg(OH) ₂	Kadmiy (II) gidroksid	Cd(OH) ₂	Temir (III) gidroksid	Fe(OH) ₃
Bariy gidroksid	Ba(OH) ₂	Xrom (III) gidroksid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

Olinishi. Asoslar quyidagi usullar asosida olish mumkin:

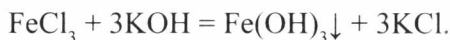
1. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining suv bilan ta'sirlashishi natijasida olinadi.



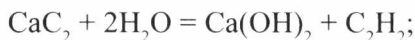
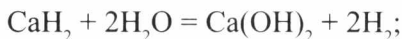
2. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallari oksidlarining suv bilan ta'sirlashishi natijasida ham olinadi:



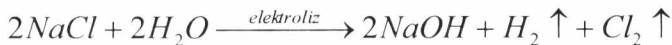
3. Suvda erimaydigan asoslar tuzlarning suvdagi eritmasini ishqorlar bilan ta'sirlashishi natijasida olinadi:



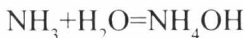
4. Gidridlar, nitridlar, karbidlar, fosfidlar va sulfidlarning suv bilan ta'sirlashganida ham asoslar hosil bo'ladi:



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



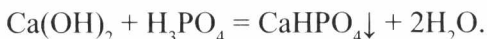
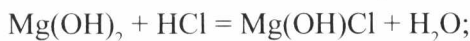
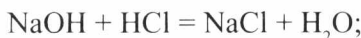
6. Ammoniy gidroksidi ammiak gazini suvda eritib olinadi:



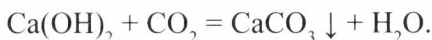
Kimyoviy xossalari. Asoslar ham boshqa moddalar kabi o'ziga xos kimyoviy xossalarga ega:

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

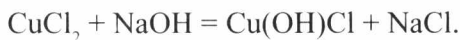
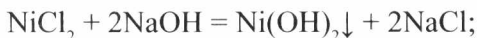
2. Asoslar kislotalar bilan ta'sirlashib, tuz va suv hosil qiladi (bu reaksiya neytrallanish reaksiyasi deb ataladi):



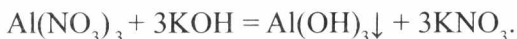
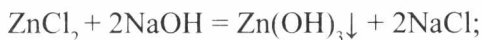
3. Asoslar kislotali oksidlar bilan ta'sirlashadi, natijada tuz va suv hosil qiladi (bu reaksiya ham neytrallanish reaksiyasiga misol bo'ladi):



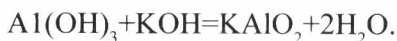
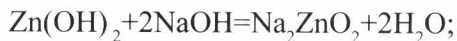
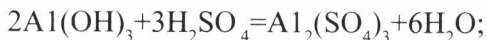
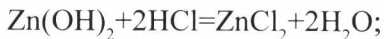
4. Ishqorlar tuzlar bilan ta'sirlashadi va yangi asos hamda tuz (sharoitga qarab o'rta yoki asosli) hosil qiladi:



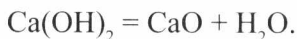
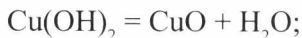
5. Ayrim asoslar borki, ular ham kislotalar bilan, ham ishqorlar bilan reaksiyaga kirishib tuz va suv hosil qiladi. Ular *amfoter gidroksidlar* deb ataladi. Masalan, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ va hokazo. Amfoter gidroksidlar ham metallarning suvda yaxshi eriydigan tuzlariga ishqorlar ta'sir ettirilib 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'rilganda sovundek 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 ishlatilishi

*Tarkibida metall atomlariga o'rnini bera oluvchi vodorod atomlari va kislota qoldig'idan iborat murakkab moddalar **kislotalar** deb ataladi.* Ularning umumiy formulasi: $H_n K$ 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):

№	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	$-\text{NO}_2$	Nitrit
10	Nitrat	HNO_3	$-\text{NO}_3$	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	$-\text{PO}_3$	Metafosfat
14	Pirofosfat	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\equiv\text{P}_2\text{O}_7$	Pirofosfat
15	Dixromat	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$=\text{Cr}_2\text{O}_7$	Dixromat
16	Xromat	H_2CrO_4	$=\text{CrO}_4$	Xromat
17	Silikat	H_2SiO_3	$=\text{SiO}_3$	Silikat
18	Borat	H_3BO_3	$\equiv\text{BO}_3$	Borat
19	Permanganat	HMnO_4	$-\text{MnO}_4$	Permanganat
20	Manganat	H_2MnO_4	$=\text{MnO}_4$	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	$-\text{ClO}_4$	Perxlorat
24	Xlorat	HClO_3	$-\text{ClO}_3$	Xlorat
25	Xlorit	HClO_2	$-\text{ClO}_2$	Xlorit
26	Gipoxlorit	HClO	$-\text{ClO}$	Gipoxlorit
27	Bromit	HBrO_2	$-\text{BrO}_2$	Bromit
28	Bromat	HBrO_4	$-\text{BrO}_4$	Bromat
29	Karbonat	H_2CO_3	$=\text{CO}_3$	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.

Kislorodsiz kislotalarning hammasiga **-id** qo'shimchasi qo'shib nomlanadi.

HCl - 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

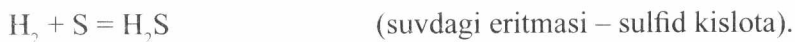
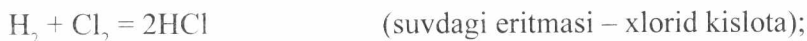
bo‘linadi. Bir negizli (HCl, HF, HJ, HClO, HNO₃) kislotalar, ikki negizli (H₂S, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂CrO₄) kislotalar, uch negizli (H₃BO₃, H₃PO₃, H₃PO₄) kislotalar. Shuningdek, kislotalar tarkibida kislorod bor yo‘qligiga qarab ikki turga: kislorodsiz (HCl, HF, HJ, H₂S) kislotalar hamda kislorodli (HClO, HNO₃, H₂SO₄, H₃BO₃, H₃PO₄) kislotalarga bo‘linadi.

Olinishi. Kislotalar quyidagi usullar yordamida olinadi:

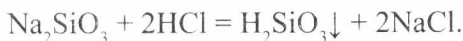
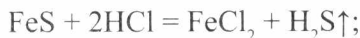
1. Kislorodli kislotalarni kislotali oksidlar bilan suvning o‘zaro ta‘siri natijasida olish mumkin:



2. Kislorodsiz kislotalarni metalmaslarning vodorod bilan ta‘sir-lashuvi mahsulotlarini suvda eritib olish mumkin:

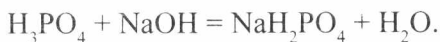
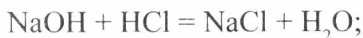


3. Kislotalarni ularning tuzlariga boshqa kislotalarni ta‘sir ettirib olish mumkin:

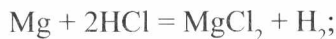


Kimyoviy xossalari. Kislotalar quyidagi kimyoviy xossalarga ega:

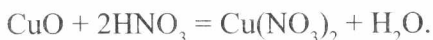
1. Kislotalar asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



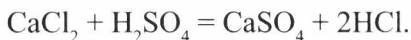
2. Kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



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 lakmusni qizartiradi, metiloranj sariq rangini qizartiradi; fenolftalein 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. Konsentrlangan 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 ishlashda 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 molekulari uchib chiqib turishi sababli shu o‘tkir hidga ega bo‘ladi. Konsentrlangan xlorid kislota eritmasi “tutovchi kislota” ham deyiladi. Buning sababi, uchib chiqayotgan vodorod xlorid molekulari havodagi suv bug‘larida 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. Konsentrlangan sovuq nitrat kislota temir, xrom va aluminiy yuzasini passivlashtirib qo'rganligi sababli bu metallardan tayyorlangan idishlarda saqlanishi mumkin. Bu kislota oltin, platina, tantal, rodiiy 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 portlovchi 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 umumiy formulasi $M_n K_m$ tarzida ifodalanadi. Formuladagi M –metall atomi, K –kislota qoldig'i, n – kislota qoldig'ining 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 birgalikda 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 molekullari tutgan kristalgidrat holdagi 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 oʻrta, nordon va asosli tuzlarning nomi va formulalari keltirilgan (3.4-jadval).

3.4-jadval

Ayrim oʻrta, nordon va asosli tuzlar

Oʻrta tuzlar		Nordon tuzlar		Asosli tuzlar	
Natriy xlorid	NaCl	Natriy gidrokarbanat	NaHCO_3	Magniy gidroksoxlorid	Mg(OH)Cl
Kaliy fluorid	KF	Magniy gidrokarbanat	$\text{Mg(HCO}_3)_2$	Temir (III) gidroksoatsetat	$\text{Fe(OH)(CH}_3\text{COO)}_2$
Litiy yodid	LiJ	Kalsiy gidrokarbanat	$\text{Ca(HCO}_3)_2$	Alyuminiy gidrokso sulfat	Al(OH)SO_4
Rubidiy sulfid	Rb_2S	Kaliy gidrofosfat	K_2HPO_4	Alyuminiy digidroksoxlorid	$\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$
Seziy nitrat	CsNO_3	Temir (II) digidrofosfat	$\text{Fe(H}_2\text{PO}_4)_2$	Temir (III) digidroksonitrat	$\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$
Magniy sulfat	MgSO_4	Litiy gidrosulfat	LiHSO_4	Xrom (III) digidrokso sulfat	$[\text{Cr(OH)}_2]_2\text{SO}_4$
Kalsiy karbonat	CaCO_3	Magniy gidrosulfid	Mg(HS)_2	Kalsiy gidroksonitrat	Ca(OH)NO_3
Kalsiy fosfat	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Kaliy gidrosulfit	KHSO_3	Temir (II) gidroksoxlorid	Fe(OH)Cl
Temir (II) sulfat	FeSO_4	Natriy digidrofosfat	NaH_2PO_4	Temir (III) gidroksoxlorid	Fe(OH)Cl_2
Ammoniy xlorid	NH_4Cl	Kaliy gidrokarbanat	KHCO_3	Temir (III) digidroksoxlorid	$\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$
Ammoniy nitrat	NH_4NO_3	Kalsiy digidrofosfat	$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$	Xrom (III) digidroksonitrat	$\text{Cr(OH)}_2\text{NO}_3$
Kaliy fosfat	K_3PO_4	Natriy gidrosulfat	NaHSO_4	Nikel (II) gidroksonitrat	Ni(OH)NO_3
Temir (II) korbanat	FeCO_3	Kalsiy gidrofosfit	CaHPO_3	Mis (II) digidrokso sulfat	$(\text{CuOH)}_2\text{SO}_4$

Natriy korbanat	Na_2CO_3	Natriy gidrosulfat	NaHSO_3	Mis (II) gidroksoxlorid	Cu(OH)Cl
Kaliy korbanat	K_2CO_3	Kalsiy gidrofosfat	CaHPO_4	Kalsiy gidroksoxlorit	Ca(OH)Cl
Kaliy xlorid	KCl	Temir (II) digidrofosfat	$\text{Fe(H}_2\text{PO}_4)_2$	Magniy gidroksonitrat	Mg(OH)NO_3
Natriy sulfat	Na_2SO_4	Xrom (III) gidrokarbanat	$\text{Cr(HCO}_3)_3$	Alyuminiy digidroksofsulfat	$[\text{Al(OH)}_2]_2\text{SO}_4$
Kalsiy xlorid	CaCl_2	Mis (II) gidrokarbanat	$\text{Cu(HCO}_3)_2$	Alyuminiy digidroksofosfat	$[\text{Al(OH)}_2]_3\text{PO}_4$

Nomlanishi. O‘rta 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 – $\text{Fe(NO}_3)_2$, temir (III) fosfat – FePO_4 va hokazo.

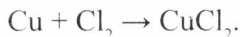
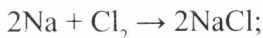
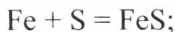
Nordon tuzlar nomi o‘zgarmas valentli metallar uchun o‘rta tuz nomi o‘rtasiga “gidro” so‘zi qo‘shilib, “metall atomi nomi + gidro + kislota qoldig‘i nomi” shaklida yasaladi. Masalan, natriy gidrokarbonat – NaHCO_3 , alyuminiy gidrosulfat – $\text{Al(HSO}_4)_3$. Agar metall atomi o‘zgaruvchan valentli 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 – $\text{Fe(HSO}_4)_2$, xrom (III) gidrokarbonat – $\text{Cr(HCO}_3)_3$ va hokazo.

Asosli tuzlar nomi o‘zgarmas valentli metallar uchun o‘rta tuz nomi o‘rtasiga “gidrokso” so‘zi qo‘shilib, “metall atomi nomi + gidrokso + kislota qoldig‘i nomi” shaklida yasaladi. Masalan, kalsiy gidroksoxlorid – Ca(OH)Cl , alyuminiy gidroksofsulfat – Al(OH)SO_4 , alyuminiy digidroksonitrat – $\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3$. 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)

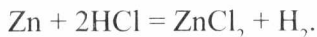
gidroksosulfat – $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$, mis (II) gidroksobromid – $\text{Cu}(\text{OH})\text{Br}$ va hokazo.

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

1. Metallarning metalmaslar bilan ta’sirlashuvidan:



2. Metallarning kislotalar bilan ta’sirlashuvidan:



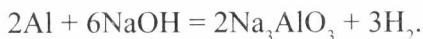
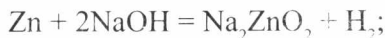
Metall bilan kislota orasidagi reaksiyadan hamma vaqt ham vodorod ajralib chiqavermaydi, chunki metallarga kislotalar ta’sir etirib tuz olish reaktivning kimyoviy xossalari, konsentratsiyasiga bog‘liq. Oksidlovchi xossasiga ega bo‘lgan kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib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



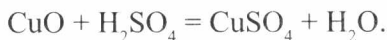
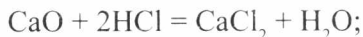
3. Metallarning tuzlar bilan ta’sirlashuvidan:



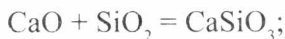
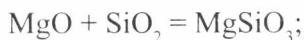
4. Amfoter oksid hosil qiluvchi metallarning ishqorlar bilan ta’sirlashuvidan:

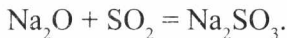


5. Asosli oksidlarning kislotalar bilan ta’sirlashuvidan:

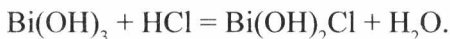
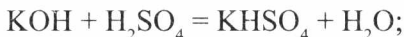


6. Asosli oksidlarning kislotali oksidlar bilan ta’sirlashuvidan:

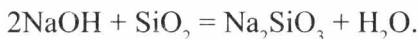
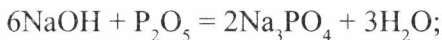
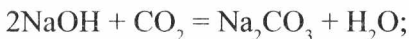
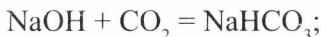




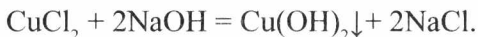
7. Asoslarning kislotalar bilan ta'sirlashuvidan:



8. Asoslarning kislotali oksidlar bilan ta'sirlashuvidan:



9. Ishqorlarning tuzlar bilan ta'sirlashuvidan:



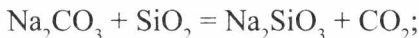
10. Ishqorlarning metalmaslar bilan ta'sirlashuvidan:



11. Tuzlarning kislotalar bilan ta'sirlashuvidan:

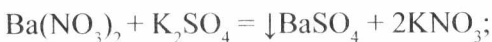


12. Tuzlarning kislotali oksidlar bilan ta'sirlashuvidan:

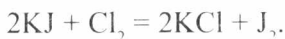


13. Tuzlarga tuzlarni ta'sir ettirib ham olish mumkin. Bu usul ancha keng qo'llaniladigan usullardan biridir. Bunda reaksiya oxiriga-

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

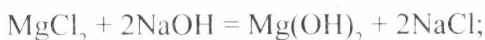


14. Tuzlarning metalmaslar bilan ta'sirlashuvidan:



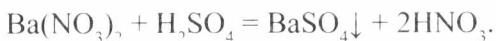
Kimyoviy xossalari. Tuzlar ham o'ziga hos kimyoviy xossalarga ega.

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

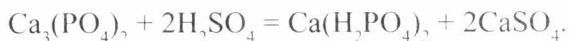


2. Tuzlar kislotalar bilan ta'sirlashadi. Bunda tuz va kislotalar miqdoriga qarab quyidagicha moddalar hosil bo'ladi:

a) Yangi kislotalar va o'rta tuzlar hosil bo'ladi.

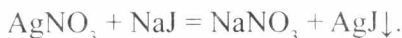


b) Nordon va o'rta tuzlar hosil bo'ladi.



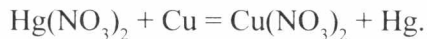
c) Faqat nordon tuzlar hosil bo'ladi: $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} = 2\text{NaHS}$.

3. Tuzlar o'zaro ta'sirlashib yangi tuzlar hosil qiladi. Agar eruvchanligi yomon tuzlar 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 metallni tuzidan siqib chiqaradi. Lekin o'zidan oldinda turgan metallarni tuzlaridan siqib chiqara olmaydi. Magniydan oldinda turgan metallar (Li, K, Ba, Ca, Na va b.) suv bilan reaksiyaga kirishib ketishi tufayli tuzlardan metallarni siqib chiqarish uchun qo'llanilmaydi.





5. Ba'zi tuzlar qizdirilganda parchalanadi:



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

Azot, fosfor, kaliy, oltinugurt, kalsiy, natriy va mikroelementlar deb nomlanuvchi metallar guruhini tutgan tuzlar qishloq xo'jaligida o'g'itlar, ba'zi zararkunandalarga qarshi kurash vositalari, unuvchanlikni va hosildorlikni 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, ishqor, natriy metali olishda, tibbiyotda fiziologik eritma tayyorlashda ishlatiladi.

Kalsiy karbonat CaCO₃. Marmar, ohaktosh sifatida qurilishda ishlatiladigan tuz. Qurilish binolarini bezash maqsadida marmardan eng ko'p foydalaniladi.

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

Sanoatda turli metallar va boshqa tuzlarni olishda ham tuzlardan keng foydalaniladi. Masalan, temirning sulfidli tuzlaridan cho'yan va po'lat olinadi.



1. Qanday moddalar oksidlar deb ataladi? Misollar keltiring.
2. Oksidlar qanday turlarga bo'linadi?
3. Oksidlar qanday nomlanadi?
4. Oksidlarni olinishi va kimyoviy xossalarini misollar asosida tushuntiring.
5. Oksidlarni ishlatilishi haqida ma'lumot bering.
6. Quyidagi oksidlarning qaysi biri suv bilan reaksiyaga kirishadi: Na_2O , CaO , CuO , Fe_2O_3 , SiO_2 , NO_2 ? Tegishli reaksiyalarni tenglamalarini yozing.
7. Quyidagi oksidlarning qaysi biri asoslar (ishqorlar) bilan reaksiyaga kirishadi:
8. CO_2 , SO_3 , Al_2O_3 , FeO , Cr_2O_3 Tegishli reaksiyalarning tenglamalarini yozing.
9. Qanday moddalar asoslar deb ataladi? Misollar keltiring.
10. Asoslar qanday turlarga bo'linadi?
11. Asoslar qanday nomlanadi?
12. Asoslarni olinishi va kimyoviy xossalarini misollar asosida tushuntiring.
13. Asoslarni ishlatilishi 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 xossalarini misollar asosida tushuntiring.
18. Kislotalarni ishlatilishi 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 xossalarini misollar asosida tushuntiring.
23. Tuzlarni ishlatilishi haqida ma'lumot bering.

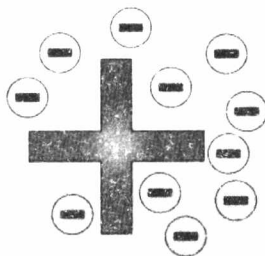
4-MAVZU. ATOM TUZILISHI

Tayanch soʻz va iboralar: *atom yadrosi, proton, elektron, neytron, Tomson modeli, Rezerford tajribasi, α 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 taʼkidlanganidek, atomlar va ularning tuzilishi haqida fikr yuritilganda, qadimgi yunon faylasufi Demokritning atom toʻgʻrisidagi fikrini aytib oʻtmasdan iloji yoʻq. Uning fikriga koʻra, atomlar materiyaning faqat shakli, kattaligi va holati bilan farqlanadigan boʻlinmas zarralari hisoblangan. U tabiatdagi barcha atomlarni 4 turga ajratgan. Bular yer, suv, havo va olov atomlaridir. XIX asr kimyo fani atomlarning bundan koʻp turlarining mavjudligini isbotlab berdi. Bu asr oxiridagi uchta buyuk kashfiyot atomning boʻlinmasligi haqidagi afsonaga chek qoʻydi. Shulardan biri 1890-yili ingliz olimi Stoni tomonidan birinchi elementar zarra boʻlgan elektron kashf etildi. 1895-yili esa Rentgen tomonidan X–nurlar, yaʼni rentgen nurlari kashf etildi. Bu esa ikkinchi buyuk kashfiyotdir. Buyuk kashfiyotlarning uchinchisi 1896-yilda sodir boʻldi. Bekkerel tomonidan radiaktivlik hodisasi kashf etildi. Ana shu uchchala hodisa atomning murakkab sistema ekanligini koʻrsatib berdi. Shundan kelib chiqqan holda XX asrning boshlariga kelganda ilm fanda atom tuzilishi haqida turli - tuman va fantastik tasavvurlar paydo boʻldi. 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

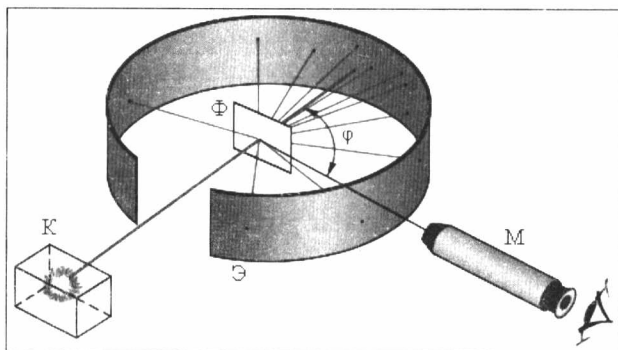
atom” nazariyasi ham davom etdi. Unga binoan, atom chekuvchining og‘zidan chiqayotgan tutun halqalariga o‘xshaydi. Ushbu nazariya haqida Kirxgof shunday degan edi: “Bu shunday go‘zal nazariyaki, u qolgan barcha nazariyalarni yo‘qotadi”. 1903-yilda Tomson atomning shunday bir modelini ishlab chiqdiki, 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

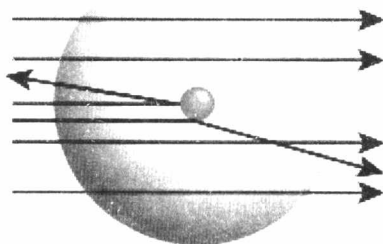
Sferaning yig‘indi musbat zaryadi elektron zaryadiga teng bo‘lganligi uchun atom bir butun holatda neytral sistema hisoblanadi. Bunday atomning massasi esa uning butun hajmi bo‘ylab bir tekis taqsimlangan. Atom, ya‘ni, sfera ichida kuchli elektr maydoni yuzaga kelmaydi. Tomson tomonidan taklif etilgan 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 hakoza) yasalgan yupqa folga F ga tushadi. Sochilgan α zarralar rux sulfid bilan qoplangan 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)



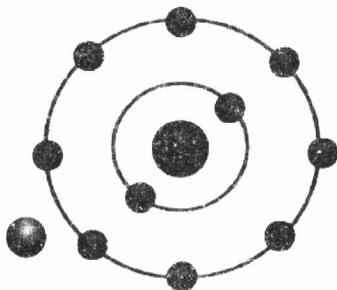
4.2-rasm. Rezerford tajribasi. *K*–Radiaktiv element (radiy) joylashtirilgan qo'rg'oshinli silindr, *F*–oltin folga, *E*–ZnS bilan qoplangan ekran, *M*–mikroskop.

Asbob ichida vakuum bo'lganida folga bo'lmasa, ekranda α zarralarning ingichka oqimi hosil qiladigan stsentillyatsiyalardan iborat yorug' yo'l hosil bo'ladi. Biroq, dasta yo'lga 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 reaksiyalaridir*.

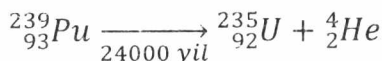
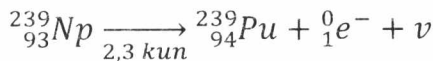
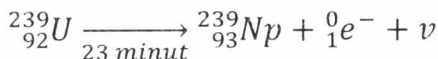
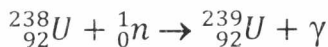
Hozirgi paytda yadro reaksiyalari yordamida davriy jadvaldagi deyarli har qanday elementning radiaktiv izotoplarini olish mumkin.

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. U $^{14}_7\text{N}$ elementini geliy bilan ta'sirlashtirib $^{17}_8\text{O}$ elementini sintez qilgan.

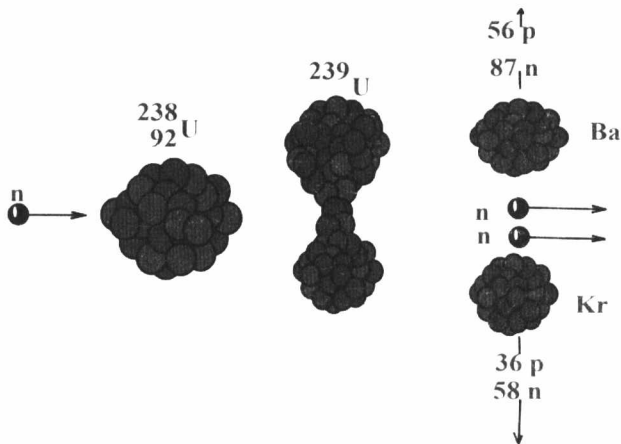


Og'ir metallarning atomlarini juda katta energiyali tez harakat qiluvchi zarrachalar oqimi bilan bombardimon qilish orqali qator yangi elementlar kashf etilgan. Agar uran neytronlar bilan bombardimon qilinganda 93 - element neptuniy hosil bo'ladi. Bu yerda ketme-ket bir necha yadro reaksiyasi sodir bo'ladi.



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





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

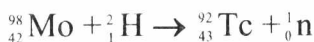
Og'ir yadrolarni o'z-o'zidan ikkiga bo'linishi (ba'zan uch yoki to'rtga) ikki xil yangi yadrolar paydo bo'lishiga olib keladi. Yadrolarning bo'linishi nihoyatda katta energiya chiqishi bilan amalga oshadi. Yuqoridagi reaksiyada $19,2 \cdot 10^9$ kJ/mol energiya ajraladi bu energiya qiymati 2 million 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 reaksiyalari ham juda katta amaliy ahamiyatga ega. Termoyadro reaksiyalari juda yuqori haroratda 10^7K da boradi. Bu reaksiyada vodorod yadrosidan geliy yadrosi 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 yonganda chiqadigan energiyadan 15 million marta ko'pdir.

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



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

Hozirda radiaktiv preparatlar ko'p kasalliklarni davolashda va kasallik sabablarini aniqlashda keng qo'llanilmoqda. Radiopreparatlar sifatida ${}^3_1\text{H}$, ${}^{11}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{15}_8\text{O}$, ${}^{30}_{15}\text{P}$, ${}^{32}_{15}\text{P}$, ${}^{43}_{19}\text{K}$, ${}^{52}_{26}\text{Fe}$, ${}^{55}_{26}\text{Fe}^{55}$, ${}^{57}_{27}\text{Co}$, ${}^{58}_{27}\text{Co}^{58}$, ${}^{126}_{54}\text{I}$, ${}^{203}_{80}\text{Hg}$ izotoplari keng ko'lamda ishlatiladi.

4.3. Bor postulatleri. Izotoplar

Atom tuzilishining ajoyib bosqichlaridan biri -- 1913-yilda Daniya olimi Nils Bor taklif qilgan *vodorod atomining tuzilishi* nazariyasi bo'ldi. N. Bor o'z nazariyasini yaratishda Rezerford fikriga va kvantlar nazariyasiga asoslandi. N.Bor nazariyasining birinchi postulatiga ko'ra, elektron yadro atrofida faqat kvantlangan, ya'ni ma'lum energiya darajasiga muvofiq keladigan orbitallar bo'ylab aylanadi.

Bu orbitallardan qaysi birining elektron bilan band etilishi atomning energiyasiga bog'liq. Agar atomning energiyasi minimal qiymatga ega bo'lsa elektron yadroga eng yaqin birinchi orbita bo'ylab harakat qiladi; atomning bu holatini qo'zg'almagan, *normal yoki asosiy holat* deyiladi. Bu holda elektron yadro bilan eng mustahkam bog'langan bo'ladi. Qo'shimcha energiya qabul qilgan atom qo'zg'algan holatga o'tadi. Lekin atomning qo'zg'algan holati nihoyatda qisqa muddatlidir (sekundning yuz milliarddan bir ulushi vaqtda).

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

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

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

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

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

$$\nu = s/\lambda$$

bu yerda: s – 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 **izotoplar** deyiladi (izo - bir, top - joy so'zlaridan kelib chiqqan, chunki ayni elementning barcha izotoplari davriy sistemada birgina katakni egallaydi). Izotoplar soni turli elementlarda turlicha bo'ladi. Masalan, qalay elementini 10 ta tabiiy izotopi ma'lum, ksenonnik 9 ta, simobnik 7 ta, kislorod, uglerod va vodorodda 3 tadan, fluor esa faqat 1 ta tabiiy izotopdan iborat. Masalan:

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

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

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.

Izotoplar kashf etilgandan keyin kimyoviy element tushunchasi-ga 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 izotoplar 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.

_52	_53	_54
<u>24</u> Cr	<u>25</u> Mn	<u>26</u> Fe .
28	28	28

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.

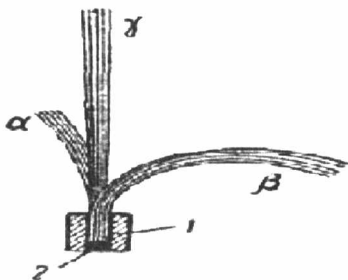
Birinchi marta 1896 yilda fransuz fizigi A. Bekkerel uran va uran birikmalarining ko'zga ko'rinmas nurlar chiqarishini va bu nurlar odatdagi nurlarni o'tkazmaydigan qora qog'ozlardan o'tib, fotoplastinkalarga ta'sir etishini topdi. Keyinchalik Mariya va Pier Kyurilar nafaqat uran, balki og'ir elementlar 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 poloniy $^{210}_{84}Po$ 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 elementar 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 moddalarda lyumenestsentsiya hosil qiladi, yuqori o'tuvchan biologik faol va ionlashtirish qobiliyatiga egadir. Radiaktiv nurlanishning yuqoridagi aytilgan hossalriga 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 tirqishdan 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 tomonga 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 mumkin.

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'rinib 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 tabiati 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 qaraganda qisqaroq bo'lishidir. Lekin yuqorida zikr etilgan nurlar o'rtasidagi asosiy farq ularni yuzaga keltiruvchi manbalarning turtiligidadir. 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.

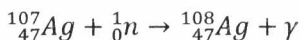
Elementlarning tabiiy izotoplarining radiaktivligi *tabiiy radiaktivlik* deyiladi. Radiaktiv yemirilish jarayoni turli izotoplarda xar xil tezlik bilan boradi. Radiaktiv element yemirilganda uning miqdori kamayib, u yangi elementga aylanadi. Vaqt birligida yemirilgan atomlar soni element miqdoriga proporsionaldir. 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'zilariniki sekundning kichik ulushlariga teng bo'lishi mumkin. Masalan, radonning yarim yemirilish davri 2,85 sutkaga, radiyniki 1620-yilga, uranniki esa 4,5 milliard yilga teng.

Atom yadrolarining katta tezlik bilan harakatlanayotgan elementar 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 reaksiyalarida hosil bo'lishi mumkin. Masalan, kumushning $^{107}_{47}\text{Ag}$ barqaror izotopini neytronlar bilan bombardimon qilinganda uning yarim yemirilish davri $T=2,3$ minut bo'lgan $^{108}_{47}\text{Ag}$ radiaktiv izotopi hosil bo'ladi va γ -nurlar ajralib chiqadi:



4.5. Kvant sonlari va ularning fizik ma'nosi, elektron bulutlar formasi

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

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

Bosh kvant son – n. Bosh kvant soni elektronning energiyasini belgilaydi, elektronning atom yadrosidan qanday uzoqlikda, ya'ni qanday orbitada joylashganini ko'rsatadi. $n=1,2,3...∞$ bo'lishi mumkin. Davriy sistemada n – element joylashgan davrning raqamiga mos keladi. Bosh kvant soni qiymati oshib borishi bilan elektronlarning energiyasi oshib boradi: $n=1$ da E_1 ; $n=2$ da E_2 , ... $n=∞$. Har bir elektron qavatidagi elektron soni bosh kvant soni qiymati bilan bog'liq. Bu bog'liqlik Pauli formulasi bilan ifodalanadi: $N(e)=2n^2$. Shunga ko'ra, 1 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 hokazo elektronlar joylashadi.

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

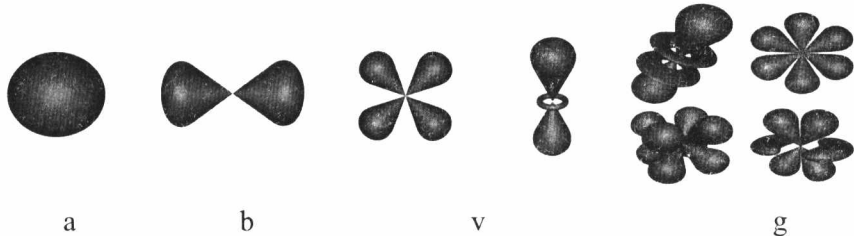
$$n = 1; 2; 3; 4; \dots$$

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

Orbital kvant soni elektron orbital harakati miqdorining momentini ifodalaydi:

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

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



4.7-rasm. Elektron orbitalari shakllari: a) s– orbital, b) p – orbital, v) d– orbital, g) 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 son – m_l . 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. Ikkinchi 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 son – m_s . Elektron yadro atrofida aylanib yuradi, shu bilan bir vaqtda elektron o‘z o‘qi atrofida ham aylanma harakatda bo‘ladi. Elektronning o‘z o‘qi atrofida qaysi tomonga (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 yacheykada joylashganda o'z spinlarini juftlashtirgan holda joylashadilar. Bunday elektronlar juftlashgan 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 Klechkovski 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 masshtabga ega bo'lgan qurilma – asboblar yordamidagina ko'ra olish, o'rgana olish imkoniyatiga ega bo'lgan va mikroduyo deb ataluvchi atomlar dunyosining ichki tuzilishi benihoya murakkab ekanligi bizga ayondir. Har holda mikroskopik asboblar yordamida mikroduyo 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 umumiy va empirik qonuniyatlarni aniqlash imkoniyatlarini bergan. 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 guruhlanishi 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, s holatida, 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'lganda 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:

$l=0$ bo'lganda	$m=0$
$l=1$	$m=-1, 0, +1$
$l=2$	$m=-2, -1, 0, +1, +2$

m ning har qaysi vaziyatida ikkitadan elektron bo'lganligi 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'onachalar 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:

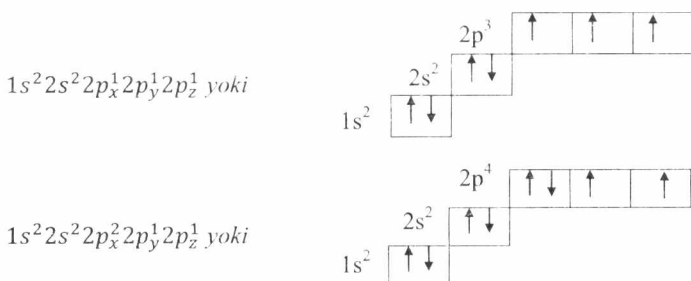
n	1	2	3	4
l	0	0, 1	0, 1, 2	0, 1, 2, 3
$n+l$	1	2, 3	3, 4, 5	4, 5, 6, 7
orbitallar	$1s$	$2s$ $2p$	$3s$ $3p$ $3d$	$4s$ $4p$ $4d$ $4f$

Jadvaldagi yig'indi qiymatlariga asoslanib atomda elektronlarni quyidagi tartibda taqsimlash mumkin:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p...$$

Demak, birinchi navbatda $1s$ orbital, keyin $2s$ orbital, keyin $2p$, $3s$ va hokazo orbitallar 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, imkoni bo'lsa, turli yacheykalarni band qilishga intiladi. Gund qoidasi nazarga olinganida uglerod (1), azot (2), kislorod (3) atomlarining elektron konfiguratsiyalari quyidagicha tavsiflanadi:



Yuqoridagi elektron konfiguratsiyalarda $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ simvollarini bilan $2p$ -orbitalning fazoda x, y, z o'qlaridagi yo'nalishi ko'rsatilgan. Elektronlarning Pauli prinsipi, Klechkovski 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 guruhlarining 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 tashqari barcha qo'shimcha guruh elementlari, ya'ni tashqi qavatdan bitta

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

f – o‘ilani lantanoidlar va aktinoidlar tashkil qiladi, ular atomlarining 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 postulatları 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 KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY QONUNI KIMYOVIY BOG‘LANISHLAR

5-MAVZU. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI 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 xossalarning 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 guruhlariga o‘xshash elementlar guruhlarini 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 olmadi. Jumladan, J. Nyulends 1863 yilda elementlarni atom og‘irliklari ortib borishi tartibida ketma-ket joylashtirib, har qanday elementdan

hisoblaganda sakkizinchi element birinchi elementning xossalari, musiqadagi sakkizinchi notaga o'xshash, 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'xshashliklari asosida guruhga bo'lishdan nariga o'tilmadi.

Kimyoviy elementlarni yagona sistemaga keltirish masalasi 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'liqdir.*



*Dmitriy 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 vaqtda 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'liqdir"*.

5.2. Davriy sistemaning tuzilishi

Elementlar davriy sistemasi davriy qonunning grafik ifodasidir. Bu sistema davr va guruhlarga bo'linadi.

Hozir davriy sistemada 118 ta element bo'lib, ular yettita 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 qatordan 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 asta-sekin o'zgarib boradi: metallik xususiyati susayib, metalmaslik xususiyati kuchayadi.

Kimyoviy elementlar davriy sistemasida sakkizta 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'shimcha (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'xshashlik uch yo'nalishda namoyon bo'ladi.

1. Gorizontaal yo'nalishda: bu o'xshashlik – katta davr elementlarida, 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 joylashgan ba'zi elementlar o'zaro o'xshashlik 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 neogacha 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 uzluksiz 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'lmagan 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'lmagan argon bilan tugaydi. Bunda ham atom massalari ortishi bilan elementlarning kislorodga nisbatan valentliklari oshib boradi. Xuddi shunday qolgan elementlarning xossalari ham uzluksiz 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 xossalarini 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 kalsiydan 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 xossalarini 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 guruhning asosiy guruhchasida ishqoriy metallar, II guruhning asosiy guruhchasida – ishqoriy-er metallar va VII guruhning asosiy guruhchasida – galogenlar va nolinch guruhchasida 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 gorizontalar *davrlar* deb ataladi. Birinchi (kichik) davrda 2 ta, ikkinchi va uchinchi (kichik) davrlarda 8 ta 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 qavatlarining 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 raqamdag 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 guruhchasida yuqoridan pastga, ya'ni litiydan seziyga tomon metallarning elektron berish qobiliyati ortib, shu bilan birga ularning kimyoviy faolligi ham kuchayib boradi. Galogenlar guruhchasida esa, aksincha, pastda joylashgan element yuqoridagi elementga qaraganda elektronni qiyinlik bilan biriktiradi. Demak, galogenlar guruhchasida 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 – galo-

genlarga) tomon oddiy moddalarning xossalari o'zgaradi, ayni vaqtda 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 xossalari oid ma'lumotlar keng qamrovliligini nazarda tutib, ularni ayrim guruhlar asosida tushuntirishni lozim deb topdik.

Davriy sistemaning I-A guruh ishqoriy metallar guruhiga litiy, natriy, kaliy, rubidiy, seziiy 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 elektromanfiylik qiymatlari esa kamayadi. Litiyning zichligi $0,53 \text{ g/sm}^3$ ga teng bo'lib, metallar ichida eng yengilidir. Bu guruh metallarining 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 guruhiga berilliy 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 xossasini namoyon qiladi. Gidroksidlarining asos xossalari guruh buyicha Be dan Ra ga tomon ortib boradi, chunki elementlarning ion radiuslari ortib boradi. $\text{Be}(\text{OH})_2$ amfoter, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ kuchsiz asos, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, 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 metallardir. Bular suyuqlanish temperaturasi va qattiqligining yuqoriligi bilan ishqoriy metallardan farqlanadi, ularning aktivligi kalsiydan bariyga tomon ortib boradi.

Davriy sistemaning III-A guruh elementlari guruhiga tipik elementlar (bor B, alyuminiy Al), galliy guruhchasi (galliy Ga, indiy In, talliy Tl) 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 gidroksidlariga qaraganda kuchsiz asoslar hisoblanadi. Al^{+3} dan Tl^{+3} ga o'tgan sari ion radiuslari kattalashadi, shu sababli $Al(OH)_3 \rightarrow Ga(OH)_3 \rightarrow In(OH)_3 \rightarrow Tl(OH)_3$ 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 $1s^2 2s^2 2p^2$, kremniyda $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, 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 elektromanfiylik qiymati o'zidan yuqori bo'lgan elementlar (kislrorod 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 darajasi 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 birikmalari 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 yuqoridan 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 birikmalarining fizik-kimyoviy xossalarini o'rganishda, bu xossalor 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 xossalarini izlash;
2. Davriy sistemaning yangidan - yangi nusxalarini yaratish. Bun-

da elementlarning atom radiuslarini, ionlanish potensiallarini, elektro-manfiyliklarini va yana bir qancha boshqa xossalari 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'zgarimasdan balki har qaysi guruhning ichida ham davriylik borligini aniqladi. Masalan, galo-genlarning kislorodli 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 mavjud bo'lgan bog'lanishni ochib beradi. Har qaysi elementning xossasi haqida boshqa elementlarning xossalriga, shuningdek, shu elementning davriy sistemadagi o'rniga qarabgina to'la xulosa chiqarish mumkin. Mendeleyev "elementlar bitta qonunga buysunadi, tabiati jihatidan bir xil va bir-birini to'ldiradi, ana shuning uchun ham ular davriy sistemada ma'lum tartibda joylashadi" degan edi.

Davriy sistema kimyoning va boshqa tabiiy fanlarning rivojlanishida 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 siljish uchun muhim turtki bo'ladi.

Nazorat uchun savollar



1. Davriy qonun yaratilguncha bo'lgan bu yo'nalishdagi urinishlarning kamchiligi nimada?
2. D.I.Mendeleyev davriy qonun yaratishda nimani asos qilib oldi?
3. Davriy sistemaning kimyo fanini rivojlanishidagi roli nimada?
4. D.I.Mendeleyev davriy sistemani yaratganida nima uchun ayrim kataklar bo'sh qoldi?
5. Davrlar deb nimaga aytiladi?
6. Guruhlar deb nimaga aytiladi?
7. Atom radiusi nima?
8. Ionlanish energiyasi izohlang.
9. Izotop, izobar va izotonlarga misollar keltiring.

6-MAVZU. KIMYOVIY BOG‘LANISHLAR

Tayanch so‘z va iboralar: *kimyoviy bog‘lanish, elektromanfiylik, kovalent bog‘lanish, qutbli 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, molekular va ionlardan tashkil topgan materiyadir. Bularda atomlar bir-biri bilan ma‘lum turdagi bog‘lanishlar (kuchlar) vositasida birikadi. Bu bog‘lanishlar yuzaga kelish mexanizmi, tabiati ularda ishtirok etuvchi zarrachalarning turlariga ko‘ra bir necha xil bo‘ladi.

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 qavatdagi bir yoki bir necha elektron bulutlarining yadrolar o‘rtasida qayta taqsimlanishi (bir-birini o‘zaro qoplanishi) natijasida hosil bo‘luvchi ko‘p yadroli va ko‘p elektronli sistemadir. Shu nuqtai nazardan kimyoviy bog‘lanish haqidagi ta‘limotlarni o‘rganish hozirgi zamon kimyosining asosiy masalalaridan biridir. Bu ta‘limotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning 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 vaqtda molekullarda 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‘rnidan, 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 elektromanfiyligiga bog‘liq.

Elektromanfiylik – molekuladagi atomlarning o‘ziga elektron tortib turish qobiliyatidir.

Ayni elementning taqribiy elektromanfiyligi (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 batamom 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

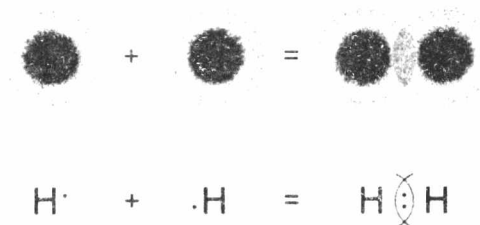
1916 yilda amerika olimi J. Lyuis kimyoviy bog‘lanish bir vaqtning o‘zida ikkala atomga tegishli bo‘ladigan elektron juftlarining hosil bo‘lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikrni bildirdi. Bu g‘oya ho-

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. Ikkinchi 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 qobiliyati, 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:




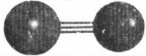

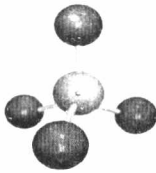



6.1-rasm. Vodorod molekulasining hosil bo‘lishi

Har qaysi atomning umumiy juft uchun beradigan elektroni sxemada nuqta bilan tasvirlangan. Vodород molekulasida bir juft elektron ikki yadro orasida joylashishi natijasida barqaror konfiguratsiya hosil bo'lishga olib keladi. Bunda atomlar o'rtasida hosil bo'lgan umumlashgan elektron juftlik har ikkala atom yadrolaridan bir xil uzoqlikda joylashadi. Shuningdek, qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalarga, vodorod bilan birga O_2 , Cl_2 , N_2 singari oddiy moddalarni hamda ayrim murakkab moddalarni CH_4 , CS_2 misol qilib keltirish mumkin (6.1-jadval).

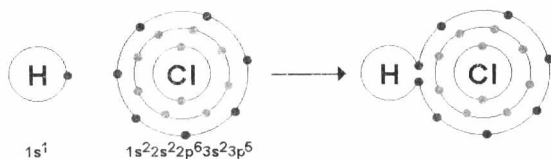
6.1-jadval

Qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalar

№	Modda nomi	Formulasi	Molekulaning tuzilish
1	Vodorod	H_2	
2	Kislorod	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. Vodород 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

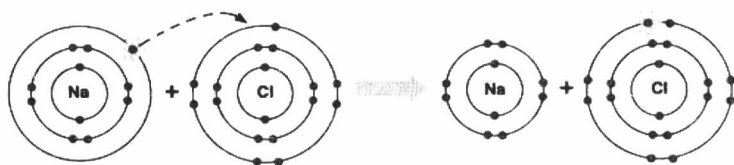
Bunda atomlar o'rtasida hosil bo'lgan umumlashgan elektron juftlik elektromanfiyligi kuchliroq element ya'ni xlor atomi tomon siljigan bo'ladi, natijada molekulani bir tomonida musbat qutb, ikkinchi tomonida manfiy qutb (dipol) vujudga keladi. Molekula qutbli bo'ladi. Qutbli kovalent bog'lanishli birikmalarga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

6.2-jadval

Qutbli kovalent bog'lanishli moddalar

№	Modda nomi	Formulasi	Molekulaning tuzilish
1	Suv	H_2O	
2	Ammiak	NH_3	
3	Vodorod fluorid	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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ elektron konfiguratsiyaga ega bo‘lib, reaksiyada faqat $3s^1$ elektronini xlor atomiga beradi va musbat zaryadlanadi. Xlor atomi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 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).

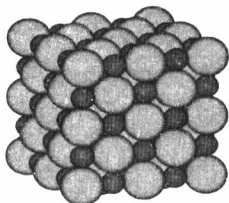


6.3-rasm. Natriy xlorid molekulasining hosil bo‘lishi

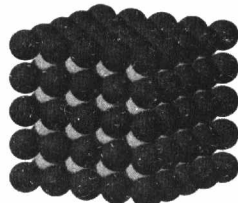
Ion bog‘lanishli moddalarga natriy xlorid bilan bir qatorda kalsiy xlorid– CaCl_2 , ammoniy xlorid– NH_4Cl , Seziy xlorid– CsCl tuzlarini misol qilib keltirish mumkin.

Ion bog‘lanish yo‘naluvchanlik va to‘yinuvchanlik xossalariga ega bo‘lmaganidan, 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 xossalarini namoyon qilmasligi tufayli, bitta musbat va bitta manfiy iondan iborat ion bog‘lanishli molekulalar odatdagi 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) seziiy xlorid

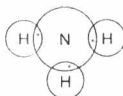
Metall bog‘lanish. Ko‘pchilik metallarning o‘zlariga xos bir necha xususiyatlari mavjud bo‘lib, bu bilan ular boshqa oddiy va murakkab moddalardan farq qiladi. Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratlarining yuqori bo‘lishi, metall sirtidan yorug‘lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektr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

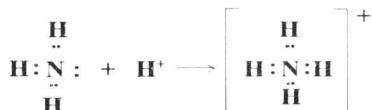
Donor - akseptor bog‘lanish. Kovalent bog‘lanishning boshqacha donor - akseptorli mexanizmlari ham bo‘lishi mumkin. Bunday kimyoviy bog‘lanish bitta atomning ikki elektroni bilan boshqa atomning erkin orbitali hisobiga vujudga keladi. Misol tariqasida ammoniy ioni NH^+ ning hosil bo‘lish mexanizmini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



yoki



Vodorod ionidagi to'lmagan bo'sh 1s orbitalini H^+ deb belgilaymiz. Ammoniy ioni hosil bo'lishida azotning ikki elektronli buluti 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

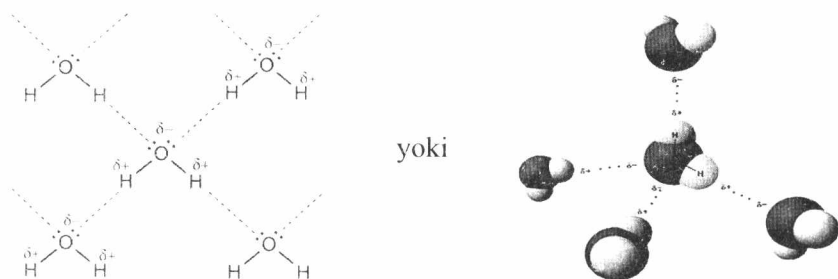
Donor-akseptor bog'lanishli birikmalar

№	Modda nomi	Formulasi
1.	Ammoniy xlorid	NH_4Cl
2.	Gidroksoniy ioni	H_3O^+
3.	Sariq qon tuzi	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
4.	Is gazi	CO
5.	Natriy kremniy fluorid	$\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$
6.	Mis kuporosi	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
7.	Kaliy nitrat	KNO_3
8.	Azot (V) oksid	N_2O_5
9.	Nitrat kislota	HNO_3
10.	Ammoniy nitrat	NH_4NO_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 molekular 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, H₂O, NH₃)lar tarkibiga kirgan elektromanfiy element atomi bilan o‘zaro ta’sirlashadi.

Vodorod bog‘lanishga misol sifatida suv molekulasini ko‘rib chiqaylik. Odatda suv tarkibini kimyoviy formula H₂O bilan tasvirlaymiz. Lekin bunday ifodalashimiz u qadar to‘liq emas. Suvning tarkibini (H₂O)_n formula bilan ifodalasak, to‘g‘ri bo‘lar edi (bu yerda n = 2,3,4 va hokazo). Buning sababi shundaki, suvda ayrim molekular bir-biri bilan vodorod bog‘lanishlar orqali birikkan bo‘ladi. Buni quyidagicha 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 anchagina kuchsizligi (taxminan 15-20 marta) ko‘rsatiladi.

Temperatura pasayganda suv hajmining kattalashishi vodorod bog‘lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi. Buning sababi shundaki, temperatura pasayganda suv molekulari 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 kPa yoki 760 mm simob ustuni balandligiga teng bosimda 100°C da qaynaydi va 100IC 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 bilish 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 uskunalari ham hosil qilinadi.

Moddalarning gaz holati. Gaz holatida moddaning zarrachalari (atomlar, molekular) 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 molekularining hajmi o'zgarmaydi. Balki ular orasidagi masofa qisqaradi xolos.

Gazlarda molekular orasidagi masofa katta va molekularning hajmi juda kichik bo'lganligi sababli gazlarga oid qonunlarni keltirib chiqarishda gaz molekulari orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari va molekularning hajmi hisobga olinmagan. Molekular orasidagi o'zaro ta'sir kuchini va molekulari 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 nafas oladi, havo esa gazlar aralashmasidir. Tuproqdagi havo ham azot, kislorod, argon, uglerod (VI-oksidi) kabi gazlar aralashmasidan iborat. Gazlar aralashmasida past va o'rtacha bosimlarda har qaysi gaz o'zining xossalari saqlab qoladi.

Moddaning qattiq holati. Moddaning qattiq holati agregat holatlarining biri bo'lib, u atomlarning (molekular, 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 yacheyka deyiladi.

Moddaning amorf holati shakli, optik, mexanik, elektr va boshqa fizikaviy xossalarning 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 qaraganda kamroq uchraydi. Tabiiy va sun'iy smolalar doimo amorf holatda bo'ladi. Amorf jismlarning eng tipik vakili odatdagi silikat shishadir, shu sababli amorf holat shishasimon holat ham deyiladi. Amorf moddalar tuzilishi jihatdan suyuqliklarga o'xshaydi va ulardan zarrachalarining harakatchanligi juda kamligi bilan farq qiladi. Shu sababli amorf moddalar o'ta sovitilgan suyuqliklarga o'xshatiladi.

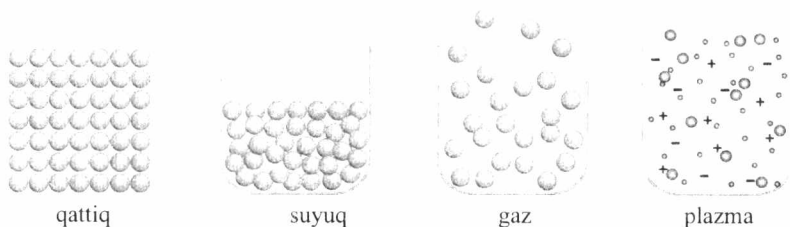
Moddaning suyuq holati. Moddaning suyuq holati istalgan bosim va temperaturada muayyan hajmi egallashi bilan gaz holatidan farq qiladi, ya'ni bosim va temperatura o'zgarganda suyuqlikning hajmi deyarli o'zgarmaydi. Moddalar suyuq holatda oquvchan bo'ladi va qanday idishga solinsa, shu idishning shaklini 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 tuzilishiga 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 aytilganlardan tashqari, turli molekullarning ayrim qismlari orasidagi o‘zaro ta’sirga ham bog‘liq. Qutblangan molekullar bir-biriga turli ishorali qutblari bilan yaqinlashganda, o‘zaro tortilib, ikki va undan ortiq molekullardan 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 assotsilanish darajasi kamayadi.

Suyuqlik molekullari orasida o‘zaro tortishuv kuchlari ta’sir etib turadi. Suyuqlik ichidagi molekula hamma tomondan boshqa molekullar bilan qurshab olganligi sababli unga ta’sir etadigan tortishuv kuchlari o‘zaro muvozanatlashgan bo‘ladi. Suyuqlik sirtidagi molekullarga esa faqat pastki va yon tomondan tortishuv kuchlari ta’sir qiladi. Suyuqlikka tashqaridan ta’sir etuvchi kuchlar esa, tortishuv kuchlariga nisbatan juda kichik bo‘lgandek bo‘ladi. Shu sababli 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 to‘g‘ridan-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.

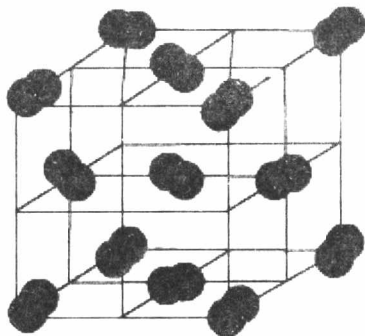


6.6-rasm. Moddalarning agregat holatlari

6.4. Kristall panjaralar haqida tushuncha

Kristall panjaralar zarrachalarning fazoda joylashish xarakteri va zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir turiga qarab molekulyar, atomli, ionli va metall kristall panjaralarga qattiq jismlarni ma'lum tipi muvofiq keladi. Bu panjaralarning har biriga kristallik qattiq jismlarning ma'lum tipi muvofiq keladi.

Molekulyar kristall panjarali moddalarda kristall panjara tugunlarida neytral molekular bo'ladi. Agar molekular qutblangan bo'lsa, ular bir-biriga qarama-qarshi zaryadlangan qutblar bilan yondoshib turadi. Molekular qutblanmagan bo'lganida ham ular muayyan tartibda joylashgan bo'ladi. Molekulalarning bunday joylashuvini qutichaga to'ldirib qo'yilgan stol tennisi sharchalarining joylashuviga o'xshatish mumkin. Bunday kristall panjarada molekular o'zaro Vander-Vaals kuchlari tufayligina tortishib turadi. Shu sababli molekulyar panjara ancha bo'sh va unda molekular o'z xossalari saqlab qolgan bo'ladi (6.7-rasm). Azot, vodorod, kislorod kabi gazlar past temperaturadan qattiq holatga o'tganida molekulyar kristall panjara hosil qiladi. Oson suyuqlanadigan ko'pchilik organik moddalar kristallari ham molekulyar panjarali bo'ladi.



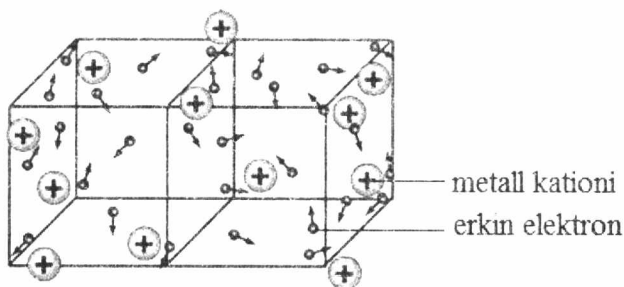
6.7-rasm. Molekulyar kristall panjara tuzilishi

Kristall panjaraning ikkinchi tipi ionli kristall panjaradir. Ionli kristall panjara ionlardan tarkib topgan bo'ladi. Masalan, natriy xlorid (osh tuzi) kristall panjarasini olib ko'raylik (6.4a-rasm). Unda har

qaysi natriy ionli oltita xlor ioni bilan, har bir ionni esa oltita natriy ioni bilan qurshab olingan. Natriy ionni musbat, xlor ionni esa manfiy zaryadli bo'lgani uchun bu zaryadlangan zarrachalar o'zaro elektrosatik kuchlari bilan tortishib turadi, demak, bunday moddalar molekullarida ionli bog'lanish mavjud bo'ladi. Ion panjarali moddalarning suyuqlanish temperaturasi yuqori bo'ladi. Deyarli barcha tuzlar ba'zi oksidlar va asoslarning kristall panjaralari ionli bo'ladi.

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

Metall kristall panjarada musbat ionlar tebranib turadi; musbat ionlar orasida erkin elektronlar barcha yo'nalishlarda harakatda bo'ladi. Bu elektronlar panjara ichida bir iondan ikkinchisiga bemalol o'tib yurganligi sababli erkin elektronlar deyiladi. Metallarning elektr, issiqlik o'tkazuvchanligi magnit xossalari, va metallar uchun xos bo'lgan boshqa xususiyatlar ana shu erkin elektronlar tufaylidir. Elektronlar bir atomdan ikkinchi atomga o'tib yurib, go'yo ularni o'zaro bog'laydi, bunday bog'lanish ham anchagina puxta bo'lganligi sababli har qanday deformatsiyaga bardosh beradi (6.8-rasm). Shuning uchun metallarni bolg'alash, yupqa list qilib yoyish, ingichka sim tarzida cho'zish mumkin, bunda uning ichki tuzilishi o'zgarmaydi.



6.8-rasm. Metall kristall panjara tuzilishi

Kristallning har bir zarrachasini (molekula, atom yoki ion) qurshab turadigan va u bilan o'zaro ta'sirlashadigan zarrachalar soni shu kristall panjaraning koordinatsion soni deyiladi. Koordinatsion son, odatda, 3,4,6 va 8 ga teng bo'ladi. Kristall panjarani hosil qiluvchi ionlarni o'Ichamlari bir-biridan qancha kam farq qilsa, panjaraning koordinatsion soni shuncha katta bo'ladi. Masalan, metallarda 12 gacha yetishi mumkin.

Kristall panjaraning puxtaligi va barqarorligi uni hosil qiluvchi ionlar, atomlar yoki molekularlar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlariga bog'liq bo'ladi. Zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari muayyan miqdor energiya bilan xarakterlanadi, bu energiya kristall panjaraning energiyasi deyiladi. Panjara energiyasi qancha katta bo'lsa, kristall panjara shuncha puxta bo'ladi.

Tuproq tarkibida qattiq kristall moddalar - gilsimon minerallar ko'p bo'ladi. Turli gilsimon minerallarning kristall panjarasi bir xil element sturktura birliklaridan tuzilgan. Bu birliklar kremniy va kislorod, shuningdek, alyuminiy, kislorod va vodorod atomlaridan tarkib topgan bo'ladi.

6.5. Qattiq moddalardagi bog'lanish turlari

Qattiq moddalardagi bog'lanishlar to'rtta asosiy turga bo'linadi. Bular ion (geteropolyar), atom (gomeopolyar yoki kovalent), molekulyar bog'lanishlar va metall bog'lanishlardir.

Ion (geteropolyar) bog'lanishlar. Bunday bog'lanishli qattiq moddalar kristall panjalarining tugunlarida ionlar turadi.

Ion bog'lanish elektromanfiylik jihatidan bir-biridan katta farq qilgan ikki element orasida vujudga keladi. Binobarin, ion bog'lanish birinchi guruh metallari, ya'ni ishqoriy metallar bilan yettinchi guruh elementlari (galogenlar) orasida vujudga keladi. Ion bog'lanish vujudga kelishini natriy xlorid (NaCl) misolida ko'rib chiqaylik. Xlor atomi natriy atomiga qaraganda anchagina elektromanfiy bo'lganligidan o'zining sirtqi qavatidagi bir elektronini xlor atomiga beradi, natijada natriy atomi musbat zaryadli natriy ionini Na^+ ga (kationga), xlor atomi esa bitta elektron biriktirib olib, manfiy zaryadli xlor ionini 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 puxtaroq 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. Elektromanfiyligi 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 xossalarini tushuntiring.
5. Donor-aktseptor 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. KIMYOVIY JARAYONLARDAGI ASOSIY QONUNIYATLAR. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

7-MAVZU. TERMOKIMYOVIY JARAYONLAR

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

7.1. Moddaning ichki energiyasi. Entalpiya va entropiya

Turli xil termodinamik jarayonlarda jism ichidagi energiya o‘zgarishlari uning ichki energiyasining o‘zgarishi bilan bog‘lab tushuntiriladi. Kimyoviy energiyaning boshqa xil energiyaga aylangan miqdori 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 bo‘laklarning bir-birlariga ta’sir potensial energiyasi bilan ularning harakat kinetik energiyalari yig‘indisiga teng. Demak, sistemaning ichki energiyasi molekullarning ilgarilanma va aylanma harakat energiyalaridan, molekullardagi atom va atom guruhlarining tebranma harakat energiyasidan, atomlardagi elektronlarning aylanma harakat energiyasidan, molekullararo ta’sir energiyasidan, yadrodagi mavjud energiyadan va shu xildagi boshqa energiyalardan tashkil topgan bo‘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 zaxirasining 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'tganligidan 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 xossalariidir. 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

sarf 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.

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

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 betartibliigi katta bo'ladi, ajralgan holat esa tartibli holatdir.

Entropiya. Har qanday sistema o'zining betartibliгинi oshirishga intiladi. Tartibsizlikning miqdoriy o'lchovini 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 qaytmas 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 orishi 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'lchash 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 "dynamis" ya'ni "issiqlik" va "ish" so'zlaridan olingan bo'lib, temperatura, issiqlik hamda issiqlik va ishning bir-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'rtasida 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'lgan sistema tushuniladi.

Sistemaning holati ma'lum sistemani xarakterlaydigan fizik va kimyoviy xossalarga to'plamidir. Xossalarga ikki xil - ekstensiv va intensiv bo'lishi mumkin. Ekstensiv xossalarga sistemaning massasiga bog'liq bo'lgan xossalarga - og'irlik, massa, sistemaning hajmi va boshqalar kiradi. Intensiv xossalarga esa qiymati sistemaning massasiga bog'liq bo'lmagan xossalarga - 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'rganishdagi asosiy usullardan biri bo'lganligi uchun, umumiy termodinamikaning qonunlarini, unda qabul qilingan ba'zi bir tushuncha va atamalarni qisqacha eslatib o'tamiz. Umumiy termodinamika uch bo'limdan iborat bo'lib, bu bo'limlar turlicha 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 koeffitsiyentlarning 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 doimiylilik 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 dvigatelni* 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.Lyuis tomonidan quyidagicha ta'riflanadi: *o'z holatiga tashlab qo'yilgan 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 potentsiallar* deyiladi. Termodinamik potentsiallarga izotermik-izohorik potentsial, izobarik-izotermik potentsial G , entalpiya N va ichki energiya U lar kiradi. Bu potentsiallar holat funksiyalaridir. Termodinamikaning birinchi va ikkinchi qonunlarini birlashtirgan 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 potentsial 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'zgarimas bosimdagi sistemalar uchun izobarik-izotermik potentsial G harfi bilan belgilanib, quyidagicha ifodalanadi:

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

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 ifodalaydi.

Gelmgolts funksiyasi o'zgarimas temperatura va o'zgarimas 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.

Termodinamik muvozanatning sharti quyidagicha:

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

Entropiya va boshqa termodinamik funksiyalarning absolyut qiymatini aniqlashda termodinamikaning uchinchi qonunidan foydalaniladi.

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

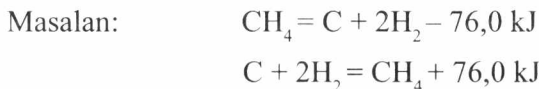
$$\left. \begin{array}{l} \lim S \rightarrow 0 \\ T \rightarrow 0 \end{array} \right\}$$

7.4. Lavuaze-Laplas va Gess qonunlari

Barcha termodinamik hisoblar termokimy 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’riflanadi.

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



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 borilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning boshlang'ich va oxirgi holatiga bog'liq

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



jami: 393,5 kJ

Reaksiyadan ko'rinadiki, 1 mol karbonat angidrid gazini hosil qilish uchun jami (110,5kJ+283kJ) 393,5 kJ energiya ajralib chiqadi.

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



Demak, har ikki usulda CO_2 ning hosil bo'lishi issiqlik effekti +393,5 kJ ga teng ekan.

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

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

Yuqoridagi kimyoviy reaksiyalarda ayrim bosqichlarning entalpiyalari yig'indisi umumiy jarayonning entalpiyasiga teng. Kimyoviy reaksiyaning entalpiyasini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari 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 mahsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi $\sum \Delta H_{\text{dast.mod.}}$ — dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi.



1. Termodinamika qanday tushunchalarni o'z ichiga oladi?
2. Termodinamika qonunlarini ta'riflang.
3. Termokimyoviy tenglama reaksiyaning odatdagi tenglamasidan qanday farq qiladi?
4. Reaksiyaning issiqlik effekti bilan uning entalpiyasi orasida qanday bog'lanish bor?
5. Gess qonunini ta'riflang.
6. Lavuaze-Laplas qonunini ta'riflang va uni izohlab bering.
7. Moddalarning hosil bo'lishi issiqlik effektini tushuntiring.
8. Gess qonunining qo'llanilishiga misollar keltiring.
9. Entalpiya nima?
10. Entropiya nima?

8-MAVZU. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

Tayanch soʻz va iboralar: *kimyoviy kinetika, kimyoviy reaksiya tezligi, reaksiya tezligiga taʼsir etuvchi omillar, moddalar massasi taʼsiri 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 taʼlimot boʻlib, u kimyoviy reaksiyalar tezligining vaqt boʻyicha oʻzgarishi qonuniyatlarini oʻrganadi. Turli kimyoviy reaksiyalar har xil tezlikda boradi. Baʼzi reaksiyalar juda tez boradi, boshqalari shu darajada sekin boradiki, yuzaki qaraganda hatto reaksiya bormayotganga oʻxshaydi. Portlash bir onda sodir boʻladigan reaksiyaga misoldir. Bunda sekundning ulushlarida portlovchi qattiq modda gazsimon mahsulotlarga aylanadi. Temirning zanglashi, yaʼni korroziyalanish jarayoni yillar davomida boradigan reaksiyadir. Korroziyalanish tufayli yiliga ishlab chiqariladigan metalning taxminan 12% i befoyda yoʻqoladi. Korroziyalanish jarayoni atrof-muhitga bogʻliq. Masalan, namlik yuqori va havosi oʻrtacha issiq mamlakatlarda poʻlat va temir buyumlar oʻrtacha mintaqalardagiga qaraganda tezroq zanglaydi.

Bir idishga xona haroratida vodorod bilan kislorodni aralashtirib solinsa, har qancha uzoq vaqt qoʻyib qoʻyilganda ham idishda suv tomchisi paydo boʻlmaydi. Bunda vodorod kislorod bilan umuman birikmaydiganga oʻxshaydi. Aslida esa reaksiya juda sekin boradi, idishda suv tomchisi hosil boʻlishi uchun bir necha yil oʻtishi kerak. Lekin, shu idish qizdirilganda tez orada “terlaydi” suv hosil boʻladi. 500°C

da esa bu gazlar bir onda portlash bilan birikib suv hosil qiladi. Biror reaksiyadan amalda foydalanishda uning qanday tezlik bilan borishini 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 foydalana 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 reaksiyalarning 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 aytiladi.

Agar reaksiya uchun sarflangan vaqtni – 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 molekulari moddalar reaksiyaga sekin kirishadi, oson qutblanuvchi va qutbli molekulari 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 tez-tez 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 ifodasini 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

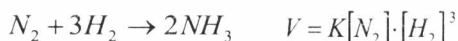
$$V = K[A] \cdot [B]$$

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 – reaksiyaga kirishuvchi har qaysi moddaning konsentratsiyasi 1 mol/l bo‘lgan holdagi reaksiya tezligiga son jihatdan tengdir.

Agar reagentlarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan boshqa songa teng bo‘lsa, masalan: $aA + bB \rightarrow cC$ umumiy reaksiya uchun massalar ta’siri qonunining 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:

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

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 koeffitsiyenti, ya’ni harorat 10°C ko‘tarilganda reaksiya tezligining necha marta ortishini ko‘rsatuvchi son.

Misol: Agar reaksiyaning harorat koeffitsiyenti 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'qnashuvlarga kimyoviy reaksiyani vujudga keltiradi.

Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun zarur bo'lgan qo'shimcha 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 moddaning sirt yuzasi qanchalik katta yoki maydalanish darajasi 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 qonuniga 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. Yuqoridagi reaksiyada bosim 3 marta oshirilishi natijasida reaksiya tezligi 27 marta ortadi va quyidagicha ifodalanadi:

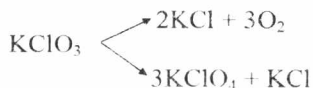
$$\frac{V_{ox}}{V_{bosh}} = \frac{k \cdot 27[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 27$$

8.3. Oddiy va murakkab reaksiyalar. Zanjir reaksiyalar

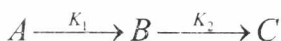
Oddiy va murakkab reaksiyalar. Agar reaksiya o'zining stexiometrik tenglamasiga muvofiq ravishda bir bosqichda borsa, bunday reaksiya **oddiy reaksiya** deb ataladi. Oddiy reaksiyaning kinetik tenglamasi faqat bitta tezlik konstantasi bilan tavsiflanadi. Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalar ancha murakkab tarzda borib, turli elementar bosqichlarni o'z ichiga oladi. Har bir elementar bosqich o'ziga xos zarrachalarning o'zaro ta'sirlanishiga bog'liqdir. 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 vaqtda to'qnashib kimyoviy reaksiyaga kirishgan molekular turining soni bilan belgilanadi va mono-, bi- va uch molekulyar reaksiyalarga bo'linadi. Mono-molekulyar reaksiyalarga ba'zi ajralish reaksiyalar, molekular ichida atomlarning qayta guruhlanishi, izomerlanish 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 vaqtda A  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 umumiy jarayonning tezligi eng sekin boruvchi bosqich tezligi bilan o'lanadi. 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. Konsentratsiyalarining umumiy 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, umumiy 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 konsentratsiyaga bog'liqligini ko'rsatadi. Reaksiya tartibi jarayonda qatnashayotgan bir modda uchun alohida topilsa xususiy tartib deyiladi. Barcha moddalar xususiy tartiblarining yig'indisi reaksiyaning umumiy tartibini 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 radikallar-ni 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 molekularlar, keyinroq 1918-yilda esa V.Nernst vodorod xloridni vodorod va xlordan hosil bo'lish reaksiyasi misolida atom va erkin radikallar ishtirok etish sxemasini ko'rsatib bergan.

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 reaksiyalari, shu kabi reaksiyalar qatoriga kiradi.

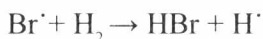
Zanjir reaksiyalar va ularga tegishli ta'limotni boyitishda akademik N.N.Semyonov va uning shogirdlarini xizmati kattadir. N.N.Sem-

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

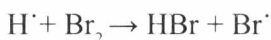
Zanjirning hosil bo'lish bosqichi eng ko'p energiya talab etiladigan jarayondir. Bunda neytral atom yoki molekulalardan faol markazlar hosil bo'ladi. Masalan, vodorod va bromdan HBr ni hosil bo'lishida vodorod va brom aralashmasiga nur ta'sir ettirilganda, vodorodga qaraganda, brom osonroq dissotsiyalanishi 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 reaksiyalari 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 adsorbilanishi (urilishi) va natijada, neytral molekulalarning hosil bo'lishiga bog'liq bo'ladi:



bunda M – idish devori yuzasi.

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

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

molekulalarining kislorod molekullari 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, linoleumniki 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 holdagi yonuvchi moddalarda, ma'lum sharoit taqozosi bilan, harorat o'zgarmagan holda, bir necha markazda moddaning faol atomlari hosil bo'ladi hamda ular modda tarkibidagi molekullar bilan faol reaksiyaga kirishishi natijasida yonuvchi modda molekullari 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 Jolli-Kyurilar tomonidan radiaktivlikni chuqur o'rganilishi, sun'iy radiaktivlik hodisasini tadqiq qilinishi, yadro reaksiyalari yordamida davriy sistemadagi barcha kimyoviy elementlarning sun'iy radiaktiv izotoplarini olish mumkinligiga doir ishlar 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 ishtrokida o'zgarishiga *kataliz* deyiladi. Kataliz kimyoviy reaksiyalarni tezlash-tirishning eng samarali va ratsional vositaslaridan biridir. Kataliz hodisasini birinchi bo'lib, arab alkimyogari Abu Musa Jarib 702-yilda sulfat kislotada ishtirokida spirtidan efir olish misolida kuzatgan. XVIII asr oxirlari va XIX asr boshlarida kimyo fanida kataliz hodisasini tizimli o'rganila boshlandi. Kataliz so'zi grekcha "katalysis" so'zidan olingan bo'lib, "buzish" ma'nosini anglatadi. Katalizator so'zini 1835-yilda Berselius fanga kiritdi.

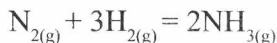
Katalizatorlar kimyoviy reaksiyaga kirishayotgan moddalar bilan o'zaro ta'sirlashib oraliq mahsulot hosil qiladigan, lekin reaksiya oxirida kimyoviy jihatdan o'zgarmay qoladigan moddalardir.

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 siljitmaydi. 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 reaksiyasi-ning 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 kislotasi ishlab chiqarishda ammiakni oksidlash jarayonini misol qilib keltirish 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 moddanigina 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 $A + B = AB$ 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 katalitik zaharlar, hodisani o'zi esa katalizatorning zaharlanishi deyiladi. Zaharlanish qaytar va qaytmay 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 CO_2 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 NO_2 qaytarilib, NO ga aylanadi. So'ngra bu oksid havo kislorodi ta'sirida oksidlanib, yana NO_2 ga aylanadi. Bu jarayonda katalizator oraliq birikma hosil qilib, so'ngra undan to'liq qaytariladi, natijada uning miqdori va tarkibi o'zgarimasdan qoladi. Eritmalarda boradigan gomogen katalizga ko'pincha vodorod va gidroksil ionlari sababchi bo'ladi. 1811-yilda kislotalarning katalitik ta'sirini Rossiya yada birinchi bo'lib, K. Kirxgoff kashf etgan. Shakarning inversiyasi murakkab efilarning 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 molekullarning 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'qnashdagi 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.

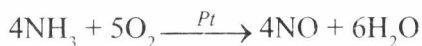
Geterogen kataliz. Reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizator turli agregat hollarda bo‘ladigan reaksiyalar geterogen kataliz deyiladi. Amalda uchraydigan geterogen katalizning ko‘pida katalizatorlar qattiq modda reaksiyaga kirishuvchilar esa suyuqlik yoki gazlar bo‘ladi. Shuning uchun geterogen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

Geterogen kataliz, asosan, moddaning katalizator sirtiga adsorblanishi bilan bog‘liq. 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 ishtirok etadi. Reaksiyaga kirishuvchi molekular katalizator sirtiga adsorbsiyalanganda bu moddalarning struktur-energetik holatida o‘zgarish yuz beradi, ularning reaksiyaga kirish xususiyati ortadi, molekullardagi kimyoviy bog‘lanishlar susayadi. Boshqacha aytganda, bu molekular katalizator sirtiga adsorbsiyalanmay, xemosorbsiya sodir bo‘ladi. Katalizator sirtiga xemosorblangan reaksiyaga kirishuvchi molekular qatlamini katalizator sirtidagi molekular 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 molekularidagi atomlarning joylashuviga geometrik jihatdan mos kelgandagina katalitik faollik namoyon bo'ladi.

Geterogen katalizning faol ansambllar nazariyasi ham bor. Bu nazariyaga ko'ra katalitik xossasi bo'lmagan modda (yoyuvchi) sirtiga yuqtirilgan modda atomlar katalitik faollik ko'rsatadi. Bu atomlarning kichikroq to'plamlari ansambllari (2-3 atomdan tarkib topgan) faol markazlar hosil qiladi. Bunday katalizatorning ansambllar soniga va ularning o'zaro joylashtiruv tartibiga bog'liq. Katalizning eng yangi nazariyasi elektron-kimyoviy nazariyasidir. 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 tipdagi reaksiyalarda elektronlar katalizatorlarga yoki katalizatoridan 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 boradi. Bunda katalizatorlar sifatida turli (TiO_2 , Al_2O_3 va boshqalar) kuchli kislota yoki asoslar ishlatiladi.

8.5. Katalizatorlarning sanoatdagi 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. Katalitik reaksiyalar kimyo va termodinami-kaning umumiy qonuniyatlariga bo'ysunadi, ammo katalizatorlarning ta'siri kimyoviy jarayonlarni amalga oshirishni 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.

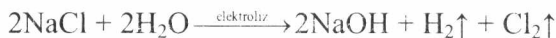
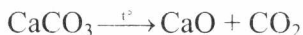
Kataliz muhim anorganik mahsulotlar: vodorod, ammiak, sulfat va nitrat kislotalarini ishlab chiqarishda qo'llaniladi. Kataliz ayniqsa, organik moddalar ishlab chiqarish texnologiyasida keng qo'llaniladi.

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

8.6. Qaytar va qaytmas reaksiyalar

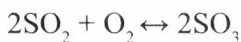
Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikki turga ya’ni qaytar va qaytmas reaksiyalarga ajratish mumkin.

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 qiymati reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiati va haroratiga bog‘liq, lekin aralashmaydigan moddalarning konsentratsiyasi, bosim va katalizatorga bog‘liq emas. Moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentratsiyasi *muvozanat konsentratsiyasi* deyiladi.

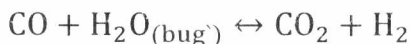
Kimyoviy muvozanat qaror topganda reaksiya to‘xtamaydi, o‘zaro qarama-qarshi ikki jarayon orasida harakatchan (siljishi mumkin bo‘lgan) kimyoviy muvozanat qaror topadi.

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

ro'itda saqlanib turadi. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning 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 prinsipiga 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 H₂O ning konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat o'ngga siljiydi. CO₂ yoki H₂ konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat chapga siljiydi. CO yoki H₂O ning konsentratsiyasi kamaytirilganda ham muvozanat chapga siljiydi.

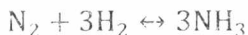
Le-Shatele prinsipiga muvofiq, harorat ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya (ya'ni issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiya) tomonga siljiydi. Harorat pasaytirilsa, muvozanat ekzotermik reaksiya (ya'ni issiqlik chiqarishi bilan boradigan reaksiya) tomonga siljiydi. Masalan:



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.

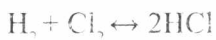
Sistemada gaz moddalari ishtirok etsa, bosim ahamiyatga ega bo'ladi, chunki bosimning o'zgarishi konsentratsiyaning o'zgarishi de-

makdir. Le-Shatele prinsipiga muvofiq bosimning ortishi, muvozanatni gaz aralashmasidagi molekular umumiy sonining kamayishiga va demak, sistemada bosimning kamayishiga olib keladigan reaksiya tomonga siljyadi. Aksincha, bosim kamaytirilsa, muvozanat gaz molekularining umumiy sonining ortishiga va natijada sistemada bosimning ortishiga sabab bo'ladigan reaksiya tomonga siljyadi. Masalan:



Bu reaksiyada bir molekula azot bilan uch molekula vodoroddan faqat ikki molekula ammiak hosil bo'ladi. Bunda molekular soni kamaygani uchun bosimning ko'tarilishi reaksiya muvozanatini o'ngga ammiak hosil bo'lishi tomoniga siljyadi. Aksincha, bosim kamayganda, muvozanat chapga ammiak parchalanadigan tomonga siljyadi.

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



Bu reaksiyada bir molekula vodorod bilan bir molekula xloridan ikki molekula vodorod xlorid hosil bo'ladi. Ushbu reaksiya natijasida 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 qonunining 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 aytiladi.
9. Kimyoviy muvozanat nima?
10. Le-Shatele prinsipining 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 soʻz va iboralar: *suv, gidrosfera, biosfera, suv manbalari, suvning aylanma harakati, suv molekulasi, vodorod atomi, kislorod atomi, suvning issiqlik sigʻimi, suvning sirt tarangligi, suvning yorugʻlik nurini sindirish darajasi, suvning elektr oʻtkazuvchanligi, eritma, erituvchi, foiz konsentratsiya, molyar konsentratsiya, normal konsentratsiya, titr.*

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

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

Tirik organizmlar uchun bebaho hayotiy neʼmat hisoblanadigan suv uch xil koʻrinish (suyuq, bugʻ va qattiq-qor, muz holatlar) da tabiatda mavjud boʻladi. Yerda dastlab hosil boʻlgan suv moddasi bugʻ (gaz) holida boʻlgan. Yer sayyorasining uzoq geologik shakllanish davrlari mobaynida boshqa barcha tabiiy unsurlar va omillar bilan bevosita uzviy bogʻliqlikda suvning sifat-miqdor koʻrsatkichlari oʻzgargan va asta-sekinlik bilan hozirgi koʻrinishlarga kelgan.

Suvning 3 xil holatda boʻla 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‘lmagan 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 suvlaridan 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. Quruqlikni barcha ichki suv havzalarining yig‘indi maydoni uning umumiy maydonining 3% idan kamrog‘ini, muzliklar esa taxminan 10% ini tashkil etadi. Yer gidrosferasining turli qismlaridagi suv hajmi turlicha bo‘lib, ular haqidagi ma‘lumotlar quyidagi jadvalda keltirilgan (9.1-jadval).

Yer gidrosferasining turli qismlaridagi suv hajmi

Gidrosfera qismlari	Suv hajmi 10^3 km ³	Umumiy hajmga nisbatan % hisobida	Chuchuk suvlar hajmiga nisbatan % hisobida
Dunyo okeani	1370323	93,93	
Yer osti suvlari (chuqur qatlamlarni sho'r suvlari)	60000	4,12	
Chuchuk yer osti suvlari (faol yangilanuvchi zona)	4000	0,27	14,1
Muzliklar	24000	1,65	84,6
Ko'llar	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 tabiati, 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 umumiy 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 suvlar tarkibi va sifati nihoyatda xilma-xil. Barcha suv manbalarini 2 guruhga ajratish mumkin: oqar

suvlar va nisbatan turg'un holatdagi suv manbalari. Birinchisiga soy va daryolar, ikkinchisiga esa ko'llar, suv omborlari, dengizlar, tog' cho'qqilari 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'qqilari va boshqa joylarda) va yer osti qatlamlarida joylashgan. O'z o'rnida ta'kidlab o'tish joizki, "suv muhiti" (gidrosfera)dagi jami suvning 4% ga yaqini yer osti suvlari 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

Jadvaldagi ma'lumotlardan ko'rinib 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 suvlari 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 manbalardagi suvlarning ham kimyoviy

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

No	Daryolar	Uzunligi, km	Havzasining maydoni, 1000 km ²	Suv sarfi, m ³ /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'rin tutadi. Ulardagi suvning sho'rlik darajasi, o'rtacha 3,5% ni tashkil etadi. Lekin ushbu suv havzalari ko'plab turdagi 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 foydalaniladi. Ular 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 qoplamalaridan 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 qoplamalari

Qor-muz qoplamasining ko'rinish shakli	Massasi		Maydoni	
	gr	foiz	km ²	foiz
Muzliklar	2,389.10 ²²	98,95	1,621.10 ⁷	10,9 (quruqlik maydonining)
Antarktida muz qoplamasi	2,14.10 ²²	89,66	1,389.10 ⁷	85,72
Grenlandiya muz qoplamasi	2,34.10 ²¹	9,80	1,726.10 ⁶	10,65
boshqa muzliklar	1,29.10 ²⁰	0,54	5,88.10 ⁵	3,63
Abadiy muzliklar	(2-5).10 ²⁰	100	2,10.10 ⁷	14,1(quruqlik maydonining)
Dengizlar muzligi	3,483.10 ¹⁹	0,83	2,60.10 ⁷	7,2 (dunyo okeani maydonining)
Qor qoplamasi	1,05.10 ¹⁹	0,14	7,24.10 ⁷	14,2 (yer umumiy maydonining)
Aysberg (muz ko'chma)lar	7,65.10 ¹⁸	0,04	6,35.10 ⁶	1,87 (dunyo okeani maydonining)
Havo (atmosfera) dagi qor-muz zarralari	1,68.10 ¹⁸	0,03-0,01	5,10.10 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, sayyoramizdagi chuchuk (ichimlik) suvlarning asosiy zaxirasi abadiy muzlik va yer osti manbalarida jamlangan. Keltirilgan ma'lumotlar yerda chuchuk suv tanqis 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'lgan 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 ulardagi suv miqdoriari 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 narsa 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).

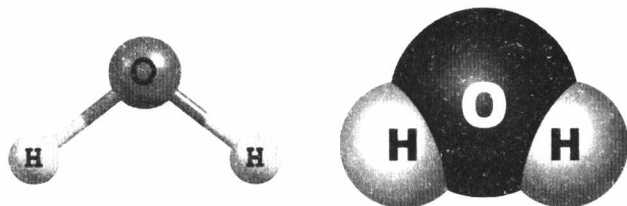


9.1-rasm. Suvning tabiatda aylanma harakati

9.4. Suv molekulasining tuzilishi

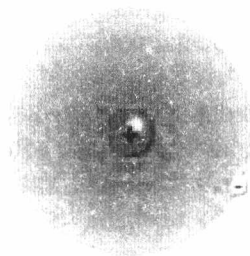
Har qanday moddaning xususiyatini bilish, u haqida fikr yuritish uchun avvalo, moddaning molekulyar darajadagi tuzilishi haqida tushunchaga ega bo‘lish kerak. Molekula lotincha “moles” so‘zidan olingan bo‘lib, muayyan moddaning eng kichik zarrasi hisoblanadi. U tegishli modda xususiyatlarini o‘zida to‘la nomoyon qiladi. Suv molekulu-

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 "Hydrogenium" so'zidan olingan bo'lib, "hydro" - suv va "genno" - hosil qilish ma'nolarini anglatadi. Ushbu elementning kimyoviy ifodasi esa, yuqoridagi so'zning 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 $1.0797 \pm 0,0007$ ga teng. Tabiatda vodorodning uch xil ^1H (protiy), ^2H (deyteriy) va ^3H (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 molekulasini (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 odatdagi 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 turdagi 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 uzluksiz turli jarayonlar amalga oshib turadi.

Boshqa kimyoviy elementlar qatorida, vodorod ham doim aylanma harakatda bo‘lishi muhim ahamiyat kasb etadi. Tabiatdagi 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’minlanadi. 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 umumiy 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 tasidan 17 tasi vodorodga to‘g‘ri keladi.

Vodorod atomiga oid ba’zi fizik-kimyoviy ko‘rsatkichlar quyidagicha: 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. Vodород 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 qiymatiga ega.

Vodородning protiy (H), deyeriy (D) va tritiy (T) izotplarining atomlari o'zaro birlashib, 2 atomli molekullarni hosil qiladi: H₂, HD, D₂, DT, HT va T₂. Ular tabiiyki, o'zlariga xos dissotsiyalanish doimiylik konstantanalariga ega. Misol uchun, H₂ 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 H₂ molekulasidagi atomlar yadrolari orasidagi masofa esa 0,07414 nm tashkil etadi.

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

Vodород rangsiz, hidsiz va ta'amsiz gaz bo'lib, 273,15 K harorat va 1 atm (760 mm sim. ustuni) bosimda 0,0899 Kg/m³ zichlikda ega. Bitta molekulasini 22,43 litr hajmni egallaydi. Vodород gazi sanoat miqyosida turli xil usullar bilan suv va boshqa vodород tutuvchi moddalar (masalan, tabiiy uglevodородlar)dan olinadi.

Suvning tarkibiga kiruvchi ikkinchi element kisloroddur. Kislorod 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 kislorod va uning birikmalari tufayli o'zlarini namoyon etadi. Tabiiy kimyoviy va fizik-kimyoviy jarayonlar: modda va energiya almashinish, chirish, yonish, fotosintez va hokazolar kislorod elementi ishtirokidagina amalga oshadi. Ushbu elementni 1774-yili, bir-biridan xabarsiz holda, shvetsiyalik kimyo-

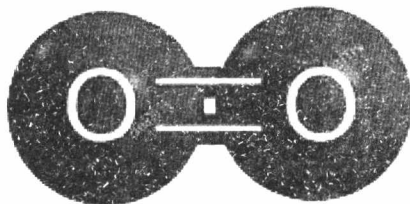
gar Sheele va ingliz olimi Pristlilar tomonidan kashf etilgan. Kislorod yer po'stlog'i massasining 47,2% ini va atmosfera (havo muhiti)ning 20-21% ini tashkil etadi. Dunyo okeanidagi barcha biounsurlar massasining 85,2% ini va yer yuzasidagi hamma turdagi tirik organizmlar biomassasining 65% i kislorodga 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 izotoplari 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)

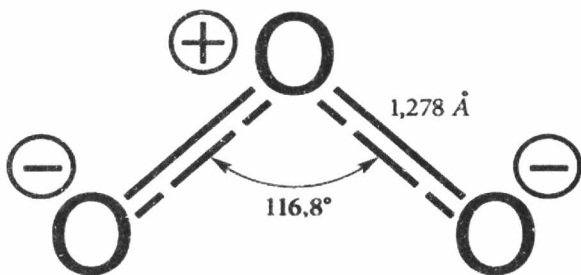


9.4-rasm. Kislorod molekulasining tuzilishi

O‘zaro simmetrik birikkan kislorod atomlari oralig‘ida, Van-der-Vaals 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 temperaturallari 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, suvni elektroliz 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 kurrasi atrofida, alohida qobiq bunyod 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 (momoqaldiroq) paytida kislorod gazining kimyoviy o‘zgarishi natijasida hosil bo‘ladi. Iflos suvlarni tozalash, xususan, zararsizlash uchun undan samarali foydalanish mumkin.

9.5. Suv hosil bo'lishining kimyoviy asoslari

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

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

Kimyoviy jarayonlar birikish, parchalanish, o'rin olish, almashtirish, 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 molekularining hosil bo'lish reaksiyasi tenglamasini quyidagi ko'rinishda yozish mumkin: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.

Hozirgi zamon 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 H_2 va O_2 gazlar o'zaro reaksiyaga kirishmaydi.

Yuqorida keltirilgan suv hosil bo'lish reaksiyasi tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 2 ta vodorod va 1 ta kislorod molekulasidan 1 ta suv molekulasini hosil bo'ladi. Aslida suv molekularini hosil bo'lishi ancha murakkab jarayon hisoblanadi.

1780-yilda ingliz olimi 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 ingliz olimi Genri Kavendish (1731-1810) suv molekulasini haqiqatan ham vodorod va kisloroddan tashkil topganligini ilmiy asoslagan. Olim toza holda vodorod va kis-

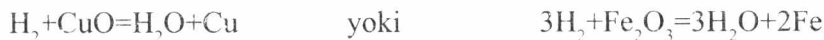
lorod gazlarini olib, turli nisbatda gaz aralashmasini tayyorlagan. So'ngra aralashmaga elektr uchqunida portlash sodir etib, suv hosil qilgan.

XVIII-asrning 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 molekulari 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'limot asoschilaridan yana biri mashhur fransuz kimyogari Antuan Lavuaze (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 Lavuaze 1785-yilda o'tkazgan tajribalari bilan ilmiy asoslab bergan. 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 bergan.

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



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

Suv molekularining tabiatda hosil bo'ladigan yo'llari ham mavjud. Qanday yo'l bilan suv molekulari 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 foydalalanish 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 xossalarini 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 $+4^{\circ}\text{C}$ dagi zichligi 1 g/sm^3 ga teng, $+4^{\circ}\text{C}$ dan yuqorida va undan pastda suvning zichligi 1 g/sm^3 dan kichik bo'ladi. Bu hodisa suvning zichlik anomaliyasi deb ataladi. Suv $+4^{\circ}\text{C}$ da yuqori zichlikka ega bo'lib, undan past haroratda qisman kam zichlikka ega. Shuning uchun ham muz yuzada qoladi va o'zidan pastdagi 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, $4,18\text{ j/(g}\cdot\text{K)}$ 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

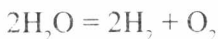
nisbatan 10 baravar, havonikiga nisbatan 3000 baravar katta. Demak, 1 m^3 suv 1°C sovuganda 3000 m^3 havoni 1°C ga isitadi. Shu sababdan, suv havzalari yozda to'plagan quyosh issiqligini qishda nam va iliq havo oqimi sifatida atrofni ilitib turadi va shu joy iqlimini yumshatadi.

Suv bug'langanda hajmi 700 marta ortadi. Ana shu xossasi tufayli bug' qozonlarida undan harakatlantiruvchi kuch sifatida foydalaniladi. 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, $101,325 \text{ kPa}$ 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 molekulari ancha faollashib, 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 molekulari erkin harakatlanishi kuchayishi bilan, suvning elektr o'tkazuvchanligi oshadi.

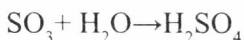
Suvning kimyoviy xossalari. Suv molekulari nihoyatda ko'p issiqlik chiqishi bilan hosil bo'lganligi sababli, suv qizdirishga juda chidamlidir. Lekin 1000°C dan yuqorida suv bug'i vodorod bilan kislorodga parchalana boshlaydi:



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,

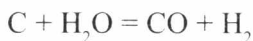
vodorod ajralib chiqadi. Suv atomar kislorod bilan birikib, vodorod peroksidni hosil qiladi:



Suv fluor bilan reaksiyaga kirishganda atomlar holdagi kislorod ajralib chiqadi:



Cho‘g‘ holdagi ko‘mir orqali suv bug‘i o‘tkazilganda CO va N₂ aralashmasi hosil bo‘ladi:



Asl metallar (oltin, platina, kumush) va simob suv bilan reaksiyaga kirishmaydi. O‘z-o‘zicha boradigan juda ko‘p reaksiyalarda suv bug‘i katalizator vazifasini o‘taydi. Suv qutbli modda bo‘lgani uchun juda yaxshi erituvchi hisoblanadi.

9.7. Suvli eritmalar haqida tushunchalar

Suvli eritmalarining asosiy tabiiy manbalariga o‘ta suyuq ichimlik (juda ham kam moddalar erigan, bevosita iste‘mol qilishga yaroqli) suvlar, o‘rtacha konsentratsiyali eritma (bir qator minerallangan shifobaxsh davolovchi) suvlar va yuqori konsentratsiyali (iste‘molga yaroqsiz) dengiz-okeanlar sho‘r suvlarini ko‘rsatib o‘tish mumkin. Aytish mumkinki, jami yer usti suvining 97% dan ortiq qismi o‘ta konsentratsiyali eritmalar hisoblanadi.

Ma‘lumotlarga ko‘ra, yer usti suvlari tarkibida ko‘proq xlor-natriyli birikmalar tashkil qiladi. Bunga asosiy sabab, boshqa mineral tuzlar (masalan, sulfat, fosfat, karbonatli va boshqalar) ga qaraganda, suvda haqiqatdan ham NaCl (natriy xlorid – osh tuzi), KCl (kaliy xlorid), MgCl₂ (magniy xlorid) va CaCl₂ (kalsiy xlorid) kabilar nisbatan yaxshi eriydi.

“Yumshoq” yomg‘ir suvi tarkibida mineral tuzlar deyarli bo‘lma-

sa-da, gaz moddalar – O_2 (kislorod) va havo muhitiga chiqib qolgan N_xO_y (azot oksidlari), SO_2 (oltingugurt oksidi), CH_4 (metan), NH_3 (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 kuzatilmoqda. 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 kislorod 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 kislorodni biokimyoviy o‘zlashtirish darajasi” deb ataladi. Boshqacha ifodalansa, ushbu ko‘rsatkich organik modda yoki muayyan turdagi biomassaning biokimyoviy o‘zgarishi (oksidlanib parchalanishi)da sarf bo‘ladigan kislorod miqdoridir.

Demak, har qanday suvda ma’lum darajada O_2 (kislorod) gazi boshqa ko‘plab moddalar bilan birgalikda eriganligi sabab, ko‘plab turdagi 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 ishlatilsa, 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 moddalarni erita olishidir.

Kimyoda, ayniqsa, sintez ishlarini bajarish uchun tayyorlanadigan

eritmalarida erigan modda miqdori, ya'ni eritma konsentratsiyasi qiymati aniq bo'lishi shart. Konsentratsiya erigan modda tabiati va qanday maqsadlar uchun eritma tayyorlanishiga qarab foiz, molyar, normal, molyal va titr kabi konsentratsiyalarda ifodalanadi.

Tuz, ishqor (asos), kislota va boshqa kimyoviy brikmalarning muayyan konsentratsiyali suvli eritmaları kimyo amaliyotida nisbatan ko'proq ishlatiladi. Yuqorida ko'rsatilgan moddalarni suvda eritganda, odatda, ularning molekulari musbat (+) va manfiy (-) zaryadli kichik zarracha-ionlarga bo'linib ketadi. Ushbu jarayon ionlanish yoki dis-sotsiyalanish (assotsiyalanishning aksi) deb yuritiladi.

Eritma jarayoni va har xil moddalardan eritmalar tayyorlash masalasi bilan bog'liq bo'lgan ikkita muhim nazariya mavjud. Birinchisini shvetsiyalik fizik-kimyogar S. Arreniusning (1859-1927) elektrolitik dis-sotsiyalanish nazariyasi, ikkinchisini esa, buyuk rus olimi D.I. Mendeleevning (1834-1907) gidratlanish nazariyasidir. Ikkala g'oya ham o'z mavqeiga ega bo'lganligi uchun ularning tub mazmun-mohiyatini chuqur anglab olish maqsadga muvofiq.

9.8. Eritmalar va dispers sistemalar, ularning turlari

Ikki yoki undan ortiq tarkibiy qismdan iborat bo'lgan gomogen sistema *eritma* deyiladi. Odatda, eng ko'p tarqalgan suyuq eritmalar haqida so'z yuritiladi.

Eritmalarning tabiatdagi ahamiyati juda katta. Odam va hayvonlar 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 ishqorlarning olinishi) asosan eritmalarida sodir bo'ladi.

Bir modda ichida boshqa bir moddaning ma'lum darajada maydalangan zarralari tarqalishi natijasida hosil bo'lgan sistemalar *dispers sistemalar* deyiladi.

Dispers faza zarrachalarning o'lchamiga qarab, dispers sistemalar bir necha guruhga bo'linadi:

1. Dag'al dispers sistemalar.
2. Kolloid eritmalar.
3. Chin (haqiqiy) eritmalar.

Dag'al dispers sistemalarda dispers faza 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 faza zarrachalari tezda idish tubiga cho'kadi yoki qavat holida ajraladi. Dag'al dispers sistemalar geterogen sistemalaridir.

Dag'al dispers sistemalar tarkibiga ko'ra, suspenziya va emulsiyalarga bo'linadi. Dispers faza qattiq moddadan, dispersion muhit suyuq moddadan iborat dag'al dispers sistemaga *suspenziya* deyiladi. Suspenziyaga, bo'ring mayin kukuni va suv aralashmasi misol bo'ladi. Dispers faza 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 faza zarrachalari o'lchami 1 nm dan 100 nm oralig'ida bo'lgan dispers sistemalar kolloid eritmalar, boshqacha aytganda, *zollar* deyiladi. Dispers muhiti gazsimon bo'lgan moddalar sistemasi aerezollar, dispers faza qattiq bo'lganda *tutunlar* deyiladi. Agar dispers faza gaz dispers muhit suyuqlik bo'lsa, bunday sistema *ko'pik* deyiladi. Kolloid eritmalariga qon plazmasi, tuxum oqsilining suvdagi eritmasi misol bo'ladi.

Kolloid eritmalar mikroheterogen sistemalaridir. Kolloid eritmalar zarrachalarini faqat ultramikroskopda payqash mumkin. Ular oddiy filtr qog'ozidan o'tib ketadi, kichik teshikli ultrafiltrdan o'tmaydi. Kolloid eritmalarda 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 eritmadan farq qilib, kolloid eritmalar qaytgan nurda, odatda, loyqaga o'xshab ko'rinadi, bu yorug'likning tarqalishidir. Agar kolloid eritmalaridan 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 ishlatiladi.

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 shakarining 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. Ergan moddaning massa ulushi yoki foiz konsentratsiyasi

Ergan 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 eritmadagi massa ulushi;

m_1 – erigan modda massasi;

m_2 – erituvchi massasi.

Bu qiymatni 100 ga ko'paytirilsa, massa ulushini foizlar ifodalangan 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 ifodalanadigan 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 ifodalanadigan 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 molekularlar 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 eritmada 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.



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 aytib bering.
7. Suvning kimyoviy xossalarini reaksiyalar asosida ifodalab bering.
8. Dispers sistemalar va ularning turlari izohlang.
9. Eritma deb nimaga aytiladi?
10. Eritmalar konsentratsiyasi qanday usullarda ifodalanadi?

10-MAVZU. SUYULTIRILGAN ERITMALAR VA ULARNING XOSSALARI

Tayanch soʻz va iboralar: *suyultirilgan eritmalar, diffuziya, osmos, hodisasi, Osmotik bosim, eruvchanlik, eruvchanlik koeffitsiyenti, erish issiqligi, Genri qonuni, suyuqlikning bugʻ bosimi*

10.1. Suyultirilgan eritmalarning xossalari, osmotik bosim

Eritmada erigan modda molekulari bilan erituvchi molekulari orasida fizik va kimyoviy oʻzaro taʼsirlar boʻlgani uchun eritmaning xossalari erigan moddaning va toza erituvchining xossalaridan farq qiladi. Buning konsentratsiyasi yuqori boʻlsa, erigan modda molekularining bir-biri bilan oʻzaro taʼsiri ham kuchli boʻlib, bu ham eritmaning xoslarini anchagina oʻzgartirib yuboradi va ularni oʻrganishni qiyinlashtiradi. SHu nuqtai nazardan eritmalarning koʻp xossalari suyultirilgan eritmalar uchun keltirib chiqarilgan.

Suyultirilgan eritmalarda erigan modda zarrachalari orasida erituvchining juda koʻp molekulari boʻlganligidan bu zarrachalar orasida oʻzaro taʼsir shu qadar kuchsizki, u eritmaning xossalariga deyarli taʼsir etmaydigan holatda boʻladi.

Suyultirilgan eritmalarning xossalari erigan moddalarning zarrachalari tarkibiga va ularning oʻlchamiga bogʻliq boʻlmaydi, shu jihatda suyultirilgan eritmalar gazlarga oʻxshaydi. Bunday eritmalarning hossalari xajm birligidagi zarrachalar soniga, yaʼni konsentratsiyasiga bogʻliq boʻladi, xolos.

Eritmadagi diffuziya, osmos hodisasi, eritmalarning bugʻ bosimi, muzlash va qaynash haroratlari eritmalarning xossalari hisoblanadi.

Eritmalardagi diffuziya, osmos hodisalari, eritma ustidagi bug‘ bosimining toza erituvchikiga qaraganda pastligi, eritmaning qaynash, muzlash temperaturallari 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 molekullari garchi suv molekullariga 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.

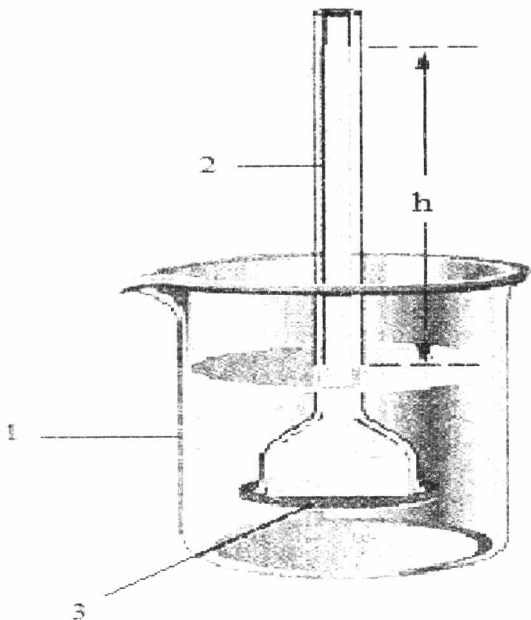
Agar erituvchi bilan eritma o‘rtasiga yarim parda qo‘ysak, bu parda orqali erituvchi eritmaga o‘tib, uni suyultira boshlaydi. Erituvchining yarim parda orqali o‘tish jarayoni *osmos* hodisasidir.

Osmos ikki xil sababga ko‘ra kuzatiladi. Birinchidan, toza suvda suv molekullarining konsentratsiyasi eritmadagiga qaraganda yuqori bo‘ladi. Ikkinchidan, eritmada suv molekullari eruvchi modda molekullari 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-rasmda 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 molekullarining 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.



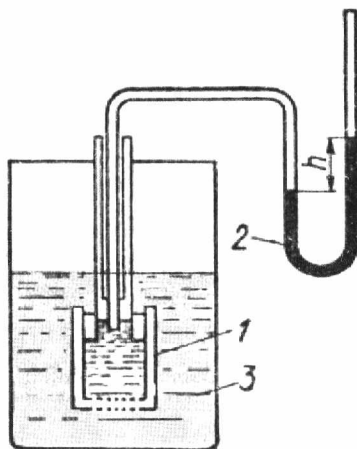
10.1-rasm. Osmotik bosimning kattaligini aniqlash. 1– stakan,

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, selofan kabilardan ham tayyorlash mumkin. Sun‘iy yarimo‘tkazgich pardani dastlab, 1867-yilda fiziolog Traube tayyorlagan.

1877-yilda Pfeffer osmotik bosimni o‘lchashga imkon beradigan yarim o‘tkazgich pardalar tayyorladi. Buning uchun sirlanmagan chinini (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 silindrga qandning quyuq eritmasi, stakanga toza suv solinsa, tubandagi hodisani kuzatish mumkin.

Qand zarrachalari yarim o'tkazgich pardadan o'ta olmaydi, ammo suv zarrachalari silindrga 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 silindrga suv kirgan 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 tatbiq etilishi mumkinligini isbotladi. Masalan, bir litr eritmada bir mol eruvchi modda bo'lsa, bunday eritmaning osmotik bosimi 22,4 atm.ga teng bo'lishi kerak, chunki $P = \frac{n}{V} RT = 0,082 \cdot 273 = 22,4 \text{ atm.}$, bu

tenglamada $\frac{m}{V} = C$ molyar konsentratsiya ekanligini e'tiborga olsak:

$$P = CRT$$

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 o'ynaydi. Osmotik bosim tufayli suv o'simliklarning hujayralariga kiradi va daraxt uchlaridagi barglarga borib yetguncha o'nlab metr yuqoriga ko'tariladi. Har qanday tirik hujayraning yarim o'tkazgich xususiyatlari qobig'i ki sirtqi protoplazma qatlami bo'ladi. Hujayra eritmaga botirilganda eritmaning konsentratsiyasi hujayra shirasining konsentratsiyasidan past bo'lsa, hujayraga suv shimiladi. Agar bu farq juda 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 ahamiyatga 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 deyiladi.

Ayni moddaning ma‘lum haroratda 100 g erituvchida erib, to‘yingan 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($-26,5$ kJ)ga, KOH ning erish issiqligi $+13,3$ kkal ($+55,7$ kJ)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 hakoza. 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:

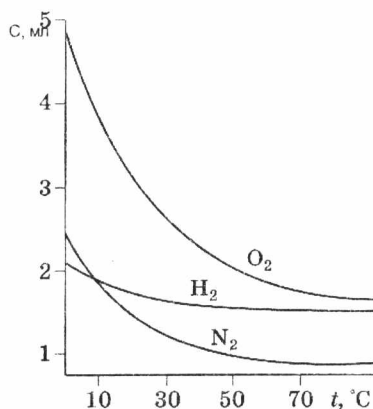
$$C=k \cdot P$$

yuqoridagi formulada, C - to'yingan eritmadagi gaz konsentratsiyasi;

P - partial bosim;

k - proporsionallik koeffitsiyenti, uni Genri konstantasi (yoki Genri koeffitsiyenti) deb ataladi.

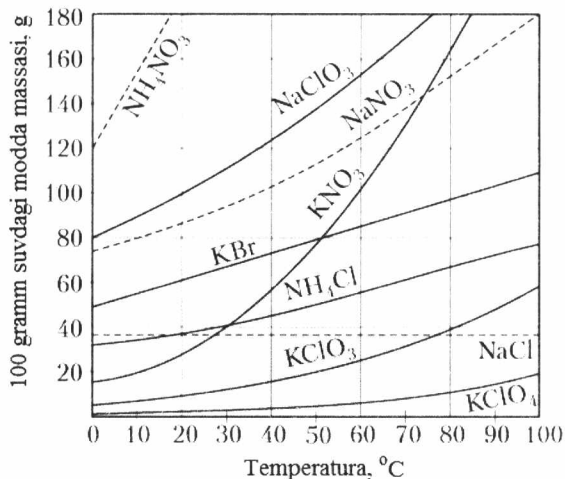
Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bu gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar hech qachon halal bermaydi. Erish gazning partial bosimigagina bog'liq bo'ladi. Gazlarning suyuqliklarda erishi temperatura ortishi bilan kamayadi, chunki gazlarni suyuqliklarda erishi ko'pincha issiqlik chiqishi bilan boradi. Masalan: kislorod, 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 jarayonida haroratning ortishi bilan ularning eruvchanligi ortadi (10.4-rasm)



10.4-rasm. Tuzlarning suvda 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 eritmada erigan moddaning molyar qismiga teng.

Tajribalar shuni ko'rsatadiki, eritmalarning qaynash temperaturasi va muzlash temperaturasi toza erituvchilikiga qarganda farq qiladi. Eritmaning qaynash temperaturasi bilan toza erituvchining qaynash temperaturasi orasidagi farq eritma qaynash temperaturasining 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 temperaturasining ko'tarilishi va muzlash temperaturasining 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 bogʻliq boʻlib, erigan moddaning tabiatiga bogʻliq emas. Masalan, suv uchun $K=1,86$; $E=0,5$, benzol uchun $K=5,07$; $E=2,6$ ga teng. Raulning ikkinchi qonunidan foydalanib, moddalarni molekulyar massalari topiladi. Buning uchun eritmaning muzlash temperaturasi pasayishi va qaynash temperaturasi 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. Eruvchanlik nima?
6. Eruvchanlik koeffitsiyenti nima?
7. Genri qonuni ifodalab bering.
8. Raul qonunlarini tushuntirib bering.
9. Eritma bugʻ bosimi deganda nimani tushunasiz?

11-MAVZU. ELEKTROLIT VA NOELEKTROLIT ERITMALAR

Tayanch soʻz va iboralar: *elektrolitlar, noelektrolitlar, elektrolitik 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 oʻtkazilganda zarralari harakatlanuvchi (ion oʻtkazuvchanlik) va kimyoviy oʻzgarish (elektrokimyoviy reaksiya) sodir boʻladigan, elektr tokini oʻtkazuvchi moddalar *elektrolitlar* deb ataladi. Ular individual modda yoki eritma boʻlishi mumkin. Sodda taʼrifga koʻra – eritilganda ionlarga ajraluvchi moddalar *elektrolit* deyiladi. Ammo bu joʻn taʼrif qattiq elektrolitlar va elektrolit suyuqlanmalarini qamray olmaydi. Elektrolitlarga yana quyidagicha taʼrif berish mumkin: suvdagi eritmalar yoki suyuqlanmalarini elektr tokini oʻtkazuvchi moddalar *elektrolitlar* deyiladi.

Suvdagi eritmalarini elektr tokini oʻtkazmaydigan moddalar *noelektrolitlar* deyiladi. Vant-Goff va Raul qonunlariga noelektrolit moddalarning suvdagi suyuq eritmalarini boʻysunadi. Tuz, kislotalar va asoslarning eritmalarini bu qonunlardan chetga chiqadi. Chunonchi, elektrolit eritmalarida muzlash temperaturasi pasayishi Raul qonuni boʻyicha hisoblangan pasayishga qaraganda ortiqroq boʻladi. Bunday eritmalar bugʻi bosimining pasayishi, osmotik bosimi va qaynash temperaturasi koʻtarilishi ham nazariy kutilgandan ortiq boʻladi.

Noelektrolit moddalarning eritmalari uchun Vant-Goff tenglamasi $P=CRT$ shaklida yozladi. Bu tenglamani elektrolit eritmalariga tatbiq etish uchun tenglamaga izotonik koeffitsiyent (i) kiritish kerak. Natijada yuqoridagi formula quyidagi ko‘rinishga ega bo‘ladi: $P=iCRT$

Formuladagi i – Vant-Goff kiritgan izotonik koeffitsiyent 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 molekullardagi ionlar soniga) yaqinlashadi. Bu ma’lumotlarni tushuntirish uchun 1887 yilda shved olimi Svante Arrenius eritmalarning elektr o‘tkazuvchanligini o‘lchash asosida elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga muvofiq kislota, asos va tuzlar suvda eriganda qarama-qarshi ionlarga ajraladi. Arreniusdan ilgari, Klauzius, Grotgus, Faradey va boshqa olimlarning fikricha, faqat eritmadan elaktr 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 Arrenius (1859–1927-yil) ishlab chiqqan va ilmiy xizmatlari uchun 1902-yilda xalqaro Nobel mukofotiga sazovor bo‘lgan.

Arrenius nazariyasi elektrolitlarning suvdagi eritmalari 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 anodga borishini ham to‘la izohlab berdi.

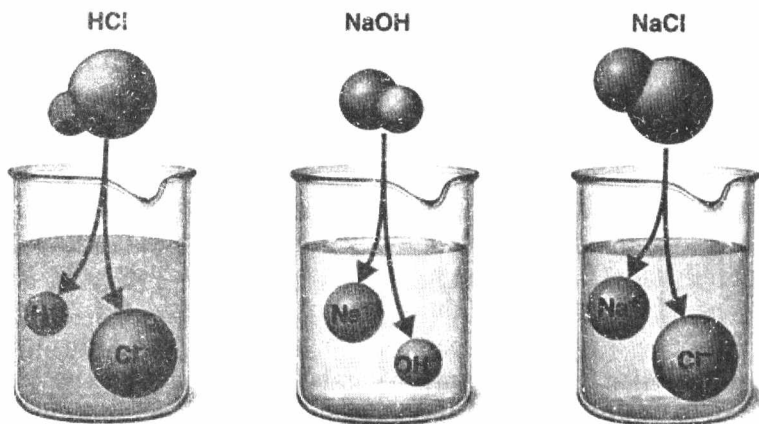
Arrenius nazaryasi elektrolitlarning eritmalari, noelektrolitlarning xuddi shunday konsentratsiyadagi eritmalariga qaraganda pastroq temperaturada muzlashi va yuqoriroq temperaturada qaynashi sababini ham qoniqarli ravishda tushuntirib berdi. Masalan, osh tuzi eritmasini olsak, bu eritmada NaCl kristallidagi 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 marta 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 nazariyasiga muvofiq suvda eriganda vodorod ionlarini ajratadigan elektrolitlar kislotalar deb ataladi. Eritmada vodorod ionlarning 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^- ionlariga, $NaOH$ eritmasida Na^+ va OH^- ionlariga, $NaCl$ esa Na^+ va Cl^- ionlariga dissotsiyalangan holda bo'ladi (11.1-rasm).



11.1-rasm. Elektrolit eritmalarining dissotsiyasi

Ionlarning uzluksiz harakati elektr tokini o'tkazishga sabab bo'ladi. Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadagi zarrachalarning umumiy soni ortadi.

11.2. D. I. Mendeleevning "gidratlanish" nazariyasi.

Kristallgidratlar

Suvda turli kimyoviy moddalarning erishi bilan bog'liq yana bir muhim ilmiy g'oya, ya'ni D. I. Mendeleevning "gidratlanish nazariyasi" deb ataladi. Uni tavsiflashdan oldin, erituvchi suv xususida qo'shimcha ma'lumotlarni bayon qilamiz.

Suv moddasining "elektrolit" yoki "elektrolitmas" moddami? degan 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 miqdorlarda 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 molekulari (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 turdagi elektrolit moddalarning suvli eritmalarida 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 parchalanadi. Hosil bo'lgan eritma, xullas, ionlar majmui va erkin holdagi molekular bilan bir tekis gomogen aralashgan ko'rinishda bo'ladi.

Eritmalar to'g'risidagi D.I.Mendeleev g'oyasining mazmun-mohiyatini bayoniga o'tamiz. Ushbu g'oya negizida, oddiygina ifodalansa, dissotsiyalanmagan suv molekulari (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 atalishiga 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 kuporosi), $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ (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 molekulasini 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 ishlatiladi. Kristallgidratlar-

ning tabiatda uchraydigan turlari xilma-xil. Jumladan, tabiiy mineral modda $Mg_2(OH)_2(H_2O)_3CO_3$ (kristallogidrat) tuzilmasi tarkibida suv molekulari 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'xshash boshqa kristallogidrat, 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 molekularining ichki kinetik energiyasi va unuman 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 suvlarning partial bug' bosimlari ma'lum darajada o'zgarishi ham muqarrar.

Kristallogidratlar tabiatda keng tarqalgan bo'lib, ularga doir ilmiy tushuncha, ta'limot va fizik-kimyoviy qonuniyatlar ham ishlab chiqilgan. Turli ilmiy manbalardan bu haqda kerakli ma'lumotlarni bilib olish mumkin.

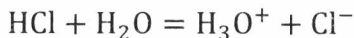
Quyida bir qator tabiiy mineral jinslar tarkibida uchraydigan kristallogidratlarni ko'rsatib o'tish mumkin. Yerda otqindi va cho'kindi minerallar bo'lishligi yaxshi ma'lum. Masalan, karnalit minerali – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, tabiiy gips – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ va Si– kremniyni tutuvchi natralit – $Na_2[Al_2Si_3O_6] \cdot 2H_2O$, desmin (Na, Ca) $[Al_2Si_6O_{16}] \cdot 6H_2O$ 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 maqsadida H_3O^+ o'rniga 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:



Suvdagi 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.

Suvdagi 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 negzli (HCl , HF , HNO_3) kislotalar, ikki negizli (H_2SO_3 , H_2CO_3) kislotalar, uch negzli (H_3PO_4 , H_3AsO_4) bo'linadi. Ko'p negizli kislotalar bir negizli kislotalardan farqli ravishda bosqichli dissotsiyalanadi. Masalan sulfid kislota ikki negizli kislota bo'lganligi uchun ikki bosqichda dissotsiyalanadi:

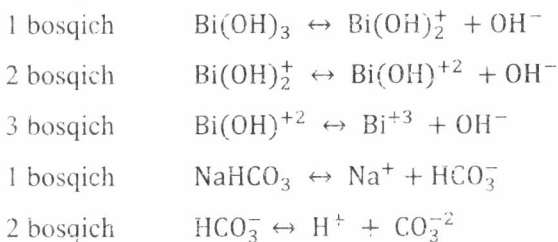


Dissotsiyalanishning har bir bosqichini o'ziga xos muvozanat (dissotsiyalanish) konstantasi mavjud.

$$k_1 = \frac{[H^+] \cdot [HSO_3^-]}{H_2SO_3} = 1,7 \cdot 10^{-2}$$

$$k_2 = \frac{[H^+] \cdot [SO_3^{2-}]}{H_2SO_3} = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

Ko'p negizli asoslar hamda nordon tuzlarning ham bosqichli dissotsiyalanishini vismut (III) gidroksidi – $Bi(OH)_3$ va natriy gidrokarbonat tuzi – $NaHCO_3$ misolida ko'rishimiz mumkin:



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'rniga 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 molekular soni; N – erigan moddaning umumiy molekular soni.

Elektrolitning dissotsiyalanish darajasini foizda ifodalash uchun α ni 100% ko'paytiriladi.

Agar elektrolitning dissotsiyalanish darajasi $\alpha < 3\%$ bo'lsa kuchsiz elektrolit, $\alpha = 3-30\%$ bo'lsa o'rta 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	HI	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.

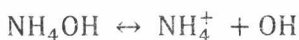
Dissotsiyalanish konstantasi. Suyultirish qonuni. Elektrolitning dissotsiyalanish jarayoni qaytar jarayon bo'lgani uchun, bu jarayon, albatta, muvozanatga keladi. Agar AB elektrolit A^+ va ionlarga dissotsiyalansa $AB = A^+ + B^-$ bo'ladi.

Massalar ta'siri qonuniga muvofiq muvozanat konstantasi quyidagicha hisoblanadi.

$$k = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Demak, muvozanat yuz berganda ionlar konsentratsiyasi ko'paytmasining dissotsiyalanmagan molekular 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.



$$k = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$$

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 molekular konsentratsiyasi $C\alpha$ bilan, dissotsiyalanmagan molekular 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 $k = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$ tenglamasiga qo'yilsa: $\frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = k$ yoki

$$\frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = k \text{ kelib chiqadi.}$$

Bu qonunni Ostvald topgan bo‘lib, u *suyultirish qonuni* deyiladi. U dissotsiyalanish darajasi bilan konsentratsiya orasidagi bog‘lanishni ifodalagani uchun, shu kattaliklarni ifodalashda ishlatiladi. Bu qonunni faqat ikki ionga dissotsiyalanuvchi kuchsiz elektrolitlargagina 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 molekulari bilan kimyoviy birikib, ionlarning gidratlarini hosil qiladigan xulosaga keldi. Shu bilan birga I.A.Kablukov Arrenius 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 molekulari bilan kimyoviy qo‘shilishi ya‘ni gidratlanishi sababli ko‘pchilik elektrolitlar suvdagi eritmalaridan kristallgidratlar holida ajralib chiqadi. Gidratlanish tufayli ionlar o‘zaro birikib, molekular hosil qilishi qiyinlashadi, ionni qurshab olgan suv molekulari 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 molekularlarga taalluqli. 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‘ladi. Gidratlanish hodisasi eitmalarning elektr o‘tkazuvchanligiga ham ta’sir atadi. Masalan, litiy ioni (Li^+) kichik radiusli bo‘lgani uchun u ko‘proq suv molekulari bilan gidratlanadi: gidratlangan ionning eritmadagi harakat tezligi susayib (massasi kattalashgani tufayli) ketadi. Shu sababli LiCl eritmasining elektr o‘tkazuvchanligi boshqa xlorid-

larining (masalan, SeCl 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 ionlarning gidratlanish issiqliklari

Ion	Gidratlanish issiqligi (kJ*mol ⁻¹)	Ion	Gidratlanish issiqligi (kJ*mol ⁻¹)
H ⁻	1108.7	OH ⁻	510.4
Li ⁺	531.4	F ⁻	485.3
H ₃ O ⁺	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

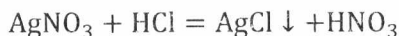
1. Qanday moddalar elektrolitlar deb ataladi ?
2. Elektrolitik dissotsiyalanish nazariyasining mohiyatini tushuntiring.
3. Dissotsiyalanish tenglamalariga misollar keltiring.
4. Dissotsiyalanish darajasi deb nimaga aytiladi?
5. Dissotsiyalanish konstantasi nima?
6. Kuchli elektrolitlarga misollar keltiring.
7. Kuchsiz elektrolitlarga misollar keltiring.
8. Gidratlanish nazariyasini tushuntirib bering.
9. Gidratlanish energiyasi nima?

12-BOB. ELEKTROLIT ERITMALARNING XOSSALARI. TUZLAR GIDROLIZI

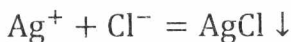
Tayanch soʻz va iboralar: *ionli reaksiyalar, neytral muhit, ishqoriy muhit, kislotali muhit, vodorod koʻrsatkich (pH), tuzlar gidrolizi, gidroliz, gidroliz konstantasi, gidroliz darajasi.*

12.1. Elektrolit eritmalarning xossalari. Ionli reaksiyalar

Elektrolit eritmalarida boradigan jarayonlarda erigan modda ionlari orasida turli reaksiyalar boradi. Bunda koʻp hollarda reaksiya natijasida choʻkmalar, gazlar va oʻta kam dissotsiyanuvchi moddalar hosil boʻladi. Bu kabi reaksiyalarni *ionli reaksiyalar* deb ataladi. Masalan:



Bu reaksiyalarning mohiyati shundaki, eritmadagi, Ag^+ va Cl^- ionlari oʻzaro taʼsirlashib AgCl choʻkmasini hosil qiladi. H^+ va Na^+ va NO_3^- ionlari ushbu almashinish reaksiyalarida oʻzgarmaydi, shuning uchun bu ionlarni reaksiya tenglamasini tuzishda yozish shart emas. Yuqoridagi jarayon bitta umumiy formula bilan ifodalanadi:



Elektrolit eritmalarida sodir boʻladigan reaksiyalarning mohiyatini koʻrsatib beruvchi bunday qisqartirilgan tenglamalar ionli tenglamalar deyiladi.

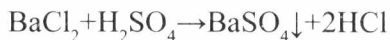
Qiyin eruvchan moddalar, kam dissotsiyanuvchi elektrolitlar, oson uchuvchan moddalar ionli tenglamada hamma vaqt molekula holda yoziladi. Kimyoviy reaksiyalar elektrolitlar eritmalarida erkin ionlarning bogʻlanishi tomonga yoʻnaladi.

Ionli tenglamani yozishda kuchli elektrolitlar ion koʻrinishida; kam dissotsiyanuvchi, qiyin eriydigan va gazsimon moddalar esa molekul-

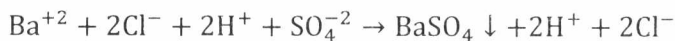
yar ko‘rinishda yoziladi. Elektrolit eritmalarda reaksiya borishi uchun qiyin eriydigan moddalar, gazsimon moddalar va kam dissotsiyalanuvchi moddalar hosil bo‘lishi kerak. Agar shu moddalar hosil bo‘lmasa reaksiya sodir bo‘lmaydi.

1. Qiyin eriydigan modda hosil bo‘lishi bilan boradigan jarayonlarni quyidagi reaksiya misolida ko‘rishimiz mumkin:

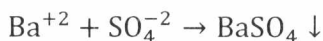
Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



Reaksiyaning to‘liq ionli tenglamasi:



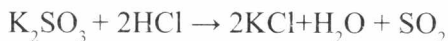
Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasi:



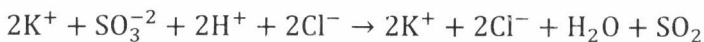
Keltirilgan reaksiyalardagi Ba^{+2} va ionlari o‘zaro birikib $\text{BaSO}_4 \downarrow$ tuzi cho‘kmasini hosil bo‘lishga olib keladi. Agar reaksiyada bir necha qiyin eriydigan moddalar hosil bo‘lsa, u holda oldin juda kam eriydigan modda cho‘kmaga tushadi.

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:

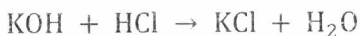


Yuqorida ko‘rsatilganidek, beqaror, engil parchalanuvchi, uchuvchan modda hosil bo‘lsa, ularda ham ion reaksiyalar oxirigacha boradi.

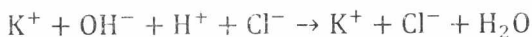
3. Kam dissotsiyalanuvchi birikmalarni hosil bo‘lishi. Bunga reaksiya natijasida kam dissotsiyalanuvchi suv va kuchsiz elektrolitlarning

hosil bo'lishi misol bo'la oladi, masalan:

Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



Reaksiyaning to'liq ionli tenglamasi:



Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasi:



Eritmadagi cho'kma 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 dissotsiyanalanuvchi suv hosil bo'ladi, natijada $\text{Pb}(\text{OH})_2$ eriydi.

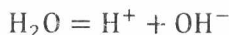
Agar kuchli elektrolitlar eritmalarini aralashtirsak ularning ionlari orasida qaytar reaksiyalar boradi, ya'ni eritmada molekula hosil bo'lmay, bu elektrolitlarning ionlari o'zgarmay qoladi. Masalan:



Eritmalar aralashtirmasdan oldin va aralashtirilgandan so'ng eritmada faqat Na^+ , K^+ , NO_3^- ionlari erkin holda bo'ladi, lekin eritma sovutilib, kristallarga aylanganida to'rtta tuzning aralashmasi (NaCl , KCl , NaNO_3 , va KNO_3) hosil bo'ladi.

12.2. Suvning elektrolitik dissotsiyanishi. Vodorod ko'rsatkich

Toza suv kuchsiz elektrolit sifatida oz bo'lsada ionlarga dissotsiyanlanadi:



Bir molekula suvdan bitta H^+ va bitta OH^- ionlari hosil bo'lsa, 1 litr suvda 10^{-7} mol H_2O dissotsiyanlanganda 10^{-7} g-ion va 10^{-7} g-ion OH^- hosil bo'ladi.

Massalar ta'siri qonuniga muvofiq suvning dissotsiyanlanish konstantasi:

$$k = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Suvda dissotsiyanlanmagan molekular 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.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = k \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56$$

Shuning uchun bu konstanta suvning ion ko'paytmasi deyiladi va k_{H_2O} holida yoziladi.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = k_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 10^{-7}$$

Shunday qilib, 1 litr suvda ham ham 10^{-7} ga teng bo'ladi. Demak $22^\circ C$ da suvning ion ko'paytmasi 10^{-14} ga teng bo'lib, shu haroratda o'zgarmas miqdordir.

Toza suvda $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ H^+ va OH^- ionlarning konsentratsiyalari teng shuning uchun suv neytral moddadir. Suvdagi har qanday eritmalarda va konsentratsiyasi o'zgarishi mumkin, lekin ularning ko'paytmasi o'zgarmaydi.

Agar suvda biror modda eritilganda H^+ va OH^- ionlarning konsentratsiyasi teng bo'lsa eritma neytral bo'ladi. Suvga kislotaga qo'yilsa, H^+

unda konsentratsiyasi oshib ketadi. Lekin H^+ va OH^- konsentratsiyalarining ko'paytmasi o'zgaras bo'lgani uchun H^+ konsentratsiyasi ko'payganda OH^- konsentratsiyasi kamayadi. Bunda H^+ ning konsentratsiyasi 10^{-7} dan katta bo'ladi. Bunday eritmaning muhiti 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 ishlatish noqulay bo'lganligi uchun, H^+ ionlari konsentratsiyalari o'nlik logarifmining teskari manfiy qiymati ishlatiladi va pH bilan belgilanadi, pH ko'pincha vodorod ko'rsatkich 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 muhiti 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.

Eritmalarni, umuman kimyoviy reaksiyalarni o'rganishda reaksiya muhiti, ya'ni pH katta ahamiyatga ega.

Eritmalarning vodorod ko'rsatkichi pH odatda indikator yordami bilan aniqlanadi.

12.3. Tuzlar gidrolizi

Agar erituvchi suv bo'lsa, erigan moddalar bilan suv orasida almashinuv 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 molekular 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, aksincha 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:

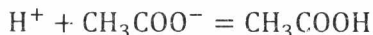


Tuzlarning qanday tipda gidrolizlanishi ularni hosil qilgan kislota bilan asosning kuchiga bog'liq bo'ladi.

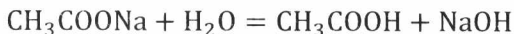
1. Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz suvda gidrolizlanadi, eritma ishqoriy xossaga ega bo'ladi.



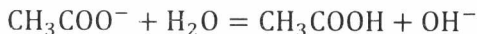
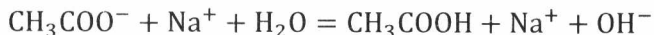
$H_2O = H^+ + OH^-$ bu yerda Na^+ suvning OH^- ionlari bilan birikmaydi. $NaOH$ kuchli elektrolit hosil bo'lishi kerak edi, lekin u eritmada hamisha ionlar holida bo'ladi. Ammo tuzning atsetat CH_3COO^- ioni suvning ionlari H^+ bilan birikad.



bu kuchsiz kislodadir u oz dissotsiyalanadi. Natijada eritmadagi OH^- ionlari H^+ ionlaridan ortiq bo'lgani uchun eritma muhiti ishqoriy bo'ladi. CH_3COONa gidrolizining molekulyar tenglamasi quyidagicha ifodalanadi:

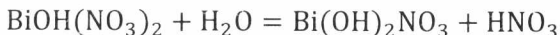


ionli tenglamasi

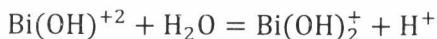


bu tenglamalardan ortiqcha borligi, muhitning esa ishqoriy bo'lishi ko'rinib turibdi.

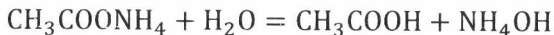
2. Kuchli kislota va kuchsiz asos dan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanadi, eritma muhiti kislotali bo'ladi.



ionli tenglamasi



3. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanadi. Bunda eritma muhiti kislotaning 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. Hidroliz konstantasi va hidroliz 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 konsentratsiyasida), shunchalik gidroliz darajasi ham yuqori bo'ladi.

Gidroliz konstantasi suvning qanchalik ionlanishiga va qiyin dissotsiyalanuvchi birikmalarni dissotsiatsiya 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:

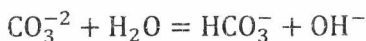
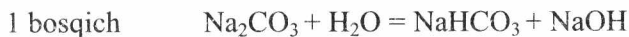
Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarda esa gidroliz konstantasi kislota ning dissotsiyalanish konstantasi (K_{kis}) bilan quyidagicha bog'langan:

$$K_g = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis}}$$

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:



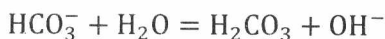
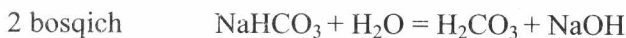
Yuqoridagi tenglamadan ko‘rinadiki reaksiya natijasida gidrokarbonat ioni hosil bo‘ladi va uni dissotsiyasi karbonat kislotaning ikkinchi bosqichdagi dissotsiya konstantasi qiymati - $4,8 \cdot 10^{-11}$ bilan tavsiflanadi (12.1-jadval).

12.1-jadval

Ayrim kuchsiz elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantalari

№	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 kislota 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 dis-sotsiya konstantasi bilan bog'liqligini quyidagi tenglama bilan ifodalaniadi:

$$K_{g,1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis2}} \cdot K_{g,2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{kis1}}$$

Kislotaning birinchi dis-sotsiya konstantasi ikkinchi dis-sotsiya 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 molekullari sonining eritilgan tuz molekullar soniga bo'lgan nisbati, tuzning **gidroliz darajasi** deb ataladi va h bilan belgilanadi.

$$h = \frac{\text{gidrolizlangan tuz molekullari soni}}{\text{umumiy tuz molekullari soni}}$$

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 darajasi tuzning tabiatiga, eritma konsentratsiyasiga va haroratga bog‘liq. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotaldan hosil bo‘lgan tuzlarning gidrolizlanish darajasi ayniqsa, katta bo‘ladi. Harorat ko‘tarilganda gidroliz darajasi 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. Masalan 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 aytiladi?
3. Vodorod ko‘rsatkich pH nimani anglatadi?
4. Tuzlar gidrolizi deb nimaga aytiladi?
5. Qanday tuzlar gidrolizga uchraydi?
6. Qangay tuzlar eritmaları kislotali mihit hosil qiladi?
7. Ishqoriy muhit hosil qiladigan tuzlarga misollar keltiring.
8. Gidroliz darajasi va konstantasi nima?
9. Qanday omillar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi?

5-MODUL. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI

13-MAVZU. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI

Tayanch soʻz 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 bogʻlanishlar hosil qilish xususiyatini koʻrsatadi.

Atom massa ekvivalentga teng boʻladi yoki ekvivalentdan bir necha marta ortiq boʻladi. Atom massaning ekvivalentdan necha marta ortiq ekanligini koʻrsatuvchi son valentlikdir, valentlik V harfi bilan belgilanadi. $\nu = \frac{A}{E}$ bu yerda: V – element valentligi, A – elementning atom massasi, E – elementning ekvivalent massasi.

Valentlik quyidagicha taʼriflanadi: *elementning bir atomiga necha atom vodorod birikishi yoki almashinishini koʻrsatadigan 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‘zgar-
mas valentli elementlar deyiladi.

Ammo ba’zi elementlar borki, ularning valentliklari birikuvchi ele-
mentlarning tabiatiga va reaksiya sharoitiga qarab o‘zgaradi.

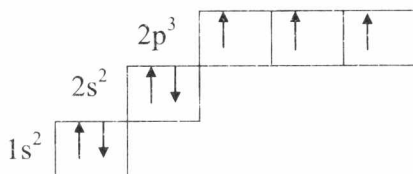
Masalan, mis qizdirilganda, sharoitga qarab ba’zan bir valent-
li bo‘lib, Cu_2O hosil qiladi, ba’zan esa ikki valentli bo‘lib CuO hosil
qiladi. Demak, mis bir valentli ham, ikki valentli ham bo‘lishi mum-
kin, shuningdek, N, P, As va galogenlar va boshqa ko‘pgina metallar
o‘zgaruvchan valentli elementlardir.

Xlor o‘z birikmalarida 1, 3, 5, 7 valentli bo‘la oladi. Davriy siste-
maning 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 juftlashma-
gan 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.

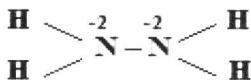
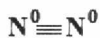
Bog‘lanishlar soni sifatida aniqlanadigan valentlik manfiy bo‘lishi
ham, nolga teng bo‘lishi ham mumkin emas.

Buni azot – N_2 , gidrazin – N_2H_2 , nitrat kislotasi – HNO_3 , ammiak
– NH_3 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. Vodород 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 nomolekulyar tuzilgan, organik birikmalarning ko'pchiligi esa molekulyar tuzilgan.

Quyidagi keltirilgan jadvalda ayrim elementlarning birikmalaridagi valentliklari va oksidlanish darajalari haqida ma'lumotlar keltirilgan (13.1-jadval).

13.1-jadval

Elementlarning valentligi va oksidlanish darajalari

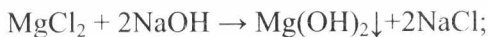
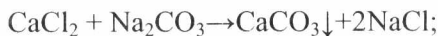
T/r.	Element nomi va formulasi		Valentligi	Oksidlanish darajasi	Valent elektronlari
1	Vodorod	H	1	+1,-1	1s ¹
2	Litiy	Li	1	+1	2s ¹
3	Berilliy	Be	2	+2	2s ²
4	Bor	B	3	-3,+3	2s ² 2p ¹
5	Uglerod	C	2,4	+4,+3,+2,+1,0,-1,-2,-3,-4	2s ² 2p ²
6	Azot	N	1,2,3,4	-3,-2,0,+1,+2,+3,+4,+5	2s ² 2p ³
7	Kislorod	O	2,3	-1,-2,+2	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	Oltinugurt	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

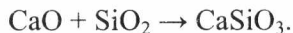
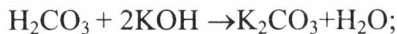
25	Rux	Zn	2,	+2	$3d^{10}4s^2$
26	Galliy	Ga	3	+3,	$4s^24p^1$
27	Germaniy	Ge	2,4	+4, -4	$4s^24p^2$
28	Mishyak	As	3,5	-3,+3,+5	$4s^24p^3$
29	Selen	Se	4,6	-2,+2,+4,+6	$4s^24p^4$
30	Brom	Br	1,3,5,7	-1,+1,+3,+5,+7	$4s^24p^5$
31	Rubidiy	Rb	1	+1	$5s^1$
32	Stronsiy	Sr	2	+2	$5s^2$
33	Sirkoniy	Zr	4	+4	$4d^25s^2$
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 kislotasi $HCOOH$ da $+2$, karbonat anhidrid CO_2 da $+4$ ga teng bo'ladi.

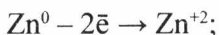
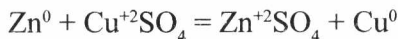
13.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) reaksiya natijasida o'zgar olmaydi.



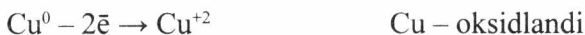


Boshqa turdagi reaksiyalarda elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.



Elektronlarning bir atomdan ikkinchi atomga o'tishi natijasida elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) o'zgaradigan reaksiyalar *oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari* deyiladi. Oddiy moddalarda 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.



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.

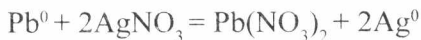


O'zidan elektron bergan atom *qaytaruvchi*, o'ziga elektron biriktirib olgan atom esa *oksidlovchi* hisoblanadi.

Faqat neytral atomlar emas, balki ionlar ham elektron biriktishi yoki berishi mumkin.



Qaytaruvchi elektron berganligi sababli, uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati ortadi. Oksidlovchi elektron biriktirib olish tufayli uning oksidlanish darajasi algebraik qiymati kamayadi. Masalan:



$\text{Pb}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{+2}$ qaytaruvchi, o'zi oksidlandi

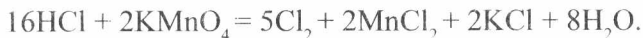
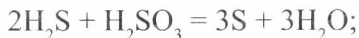
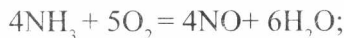
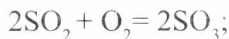
$2\text{Ag}^- + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Ag}^0$ oksidlovchi, o'zi qaytarildi

Demak, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi yagona jarayondir. Oksidlanish vaqtida qaytarilish sodir bo'ladi, aksincha qaytarilish vaqtida oksidlanish jarayoni ham boradi.

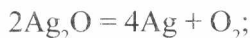
13.3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining quyidagi turlari ma'lum: molekullararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, disproporsiyalanish reaksiyalari, sinproporsiyalanish reaksiyalari.

Molekullararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Molekullararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlanish darajasi o'zgaradigan element atomlari turli moddalar molekullari tarkibiga kiradi, ya'ni bunda oksidlovchi va qaytaruvchi turli moddalar tarkibida bo'ladi.



Ichki molekulyar oksidlanish - qaytarilish reaksiyalari jumlasiga bitta molekuldagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarish bilan boradigan reaksiyalar kiradi.

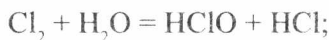




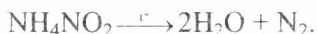
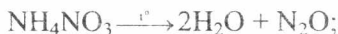
Ichki molekulyar oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida bitta molekula tarkibida ham oksidlovchi ham qaytaruvchi bo'лади.

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 reaksiyalari jarayonida molekula tarkibidagi har xil oksidlanish darajasiga ega bo'lgan elementlar reaksiya natijasida bir xil oksidlanish darajasiga ega bo'lgan birikmaga aylanadi.

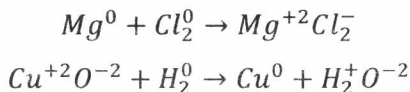


Bunday turdagi reaksiyalarda oksidlovchi va qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan atomlar turli moddalar tarkibida ham bo'lishi mumkin.



13.4. Oksidlovchi va qaytaruvchilar

Yuqorida ta'kidlanganidek, o'ziga elektron biriktirib olgan atom, ion, molekular *oksidlovchi* deb, elektron yo'qotadigan atom, ion, molekular *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 xossalarini 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 molekulari (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) oksidlovchi funksiyasini bajarib manfiy zaryadlangan (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) ionlarga aylanadi.

Galogenlardan fluor 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, kislorodsiz kislota qoldiqlarining ionlari (Br, I, S²⁻) hamda gidridlar (KH, CaH₂) qaytaruvchi bo'ladi.

Shuni nazarda tutish kerakki, oksidlovchi bilan qaytaruvchi o'rtasida 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 ₂ CrO ₇	Vodorod sulfid	H ₂ S	Xrom (II) oksid	CrO
Perxlorat kislota	HClO ₄	Ammiak	NH ₃	Nitrat kislota	HNO ₂
Sulfat kislota	H ₂ SO ₄	Natriy sulfid	Na ₂ S	Fosfit kislota	H ₃ PO ₃
Natriy nitrat	NaNO ₃	Vodorod selenid	H ₂ Se	Kaliy manganat	K ₂ MnO ₄
Nitrat kislota	HNO ₃	Vodorod tellurid	H ₂ Te	Sulfit kislota	H ₂ SO ₃
Natriy bixromat	Na ₂ Cr ₂ 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 ₂ O 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 ₂ SO ₄	Metan	CH ₄	Kaliy sulfit	K ₂ SO ₃
Fosfat kislotasi	H ₃ PO ₄	Kaliy sulfid	K ₂ S	Xlor	Cl ₂
Oltinugurt (VI) oksid	SO ₃	Kaliy yodid	KJ	Oltinugurt (IV) oksid	SO ₂
Xlor (VII) oksid	Cl ₂ O ₇	Xrom (III) sulfid	Cr ₂ S ₃	Azot (IV) oksid	NO ₂
Pirofosfat kislotasi	H ₄ P ₂ O ₇	Alyuminiy sulfid	Al ₂ S ₃	Natriy nitrit	NaNO ₂
Fosfor (V) oksid	P ₂ O ₅	Natriy xlorid	NaCl	Bertoliy tuzi	KClO ₃

13.5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish

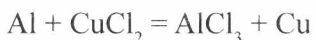
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida elektronlar qaytaruvchidan oksidlovchiga o'tadi. Bunda qaytaruvchi bergan elektronlarning umumiy soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlarning umumiy soniga hamma vaqt teng bo'ladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini ikki usulda tuzish mumkin.

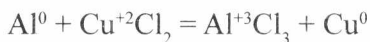
1. Elektron balans usuli.
2. Yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli.

Elektron balans usuli. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning elektron balans usulini Al bilan CuCl₂ orasidagi reaksiyani tenglashtirish misolida ko'rib chiqamiz.

1. Reaksiya tenglamasini (koeffitsiyentlarsiz) tuzamiz.



2. Har qaysi modda formulasida elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishini aniqlaymiz, shu yo'l bilan qaysi modda oksidlovchi va qaysi modda qaytaruvchi ekanligini aniqlab olamiz.



Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, Al ning oksidlanish darajasi 0 dan +3 gacha ortdi. Cu ning oksidlanish darajasi 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.

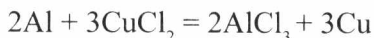
3. Oksidlanish va qaytarish jarayonlarini ifodalaydigan elektron tenglamalar tuzamiz.



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:



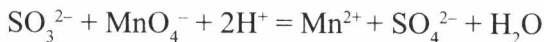
Topilgan koeffitsiyentlarini tegishli moddalar formulalari oldiga qo'yib, sxemadan reaksiya tenglamasiga o'tamiz:



Yarim reaksiyalar (ion elektron) usuli. Bu usulni faqat elektrolitlar 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:

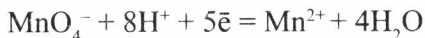


So'ngra oksidlanish-qaytarilish jarayonida ishtirok etmaydigan ionlarni kamaytirgan holda tenglamani qisqartirilgan ion shaklida yoziladi:

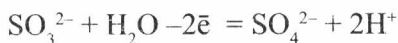


Qisqartirilgan ionli tenglamadan foydalanib, reaksiyadagi oksidlovchi va qaytaruvchini aniqlaymiz va shu asosida oksidlanish qaytarilish jarayonining yarim reaksiyasini tuzamiz.

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 reaksiyaga kirishib H_2O molekulasini hosil qiladi.



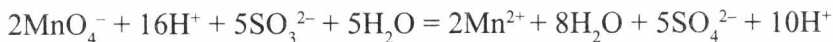
Reaksiyada *qaytaruvchi* vazifasini esa SO_3^{2-} ioni bajarib, 2 ta elektron bergan holda SO_4^{2-} ionigacha oksidlanadi. Ko‘rinib turibdiki SO_4^{2-} ionida SO_3^{2-} ioniga nisbatan kislorod soni ko‘p. Kislorod yetishmovchiligi eritmadagi suv molekulari hisobiga qoplanadi va natijada 2H^+ vodorod ioni hosil bo‘ladi:



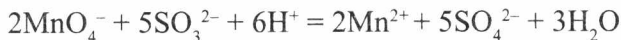
Shundan so‘ng oksidlovchi (MnO_4^-) va qaytaruvchi (SO_3^{2-}) moddalar uchun koeffitsient topiladi. So‘ngra oksidlanish qaytarilish jarayonida oksidlovchi nechta elektron olganligi va qaytaruvchi nechta elektron berganligini hisoblaymiz. Oksidlovchi (MnO_4^-) 5 ta elektron olgani va qaytaruvchi (SO_3^{2-}) 2 ta elektron bergani uchun, oksidlovchining oldiga 2 koeffitsienti, qaytaruvchining oldiga esa 5 koeffitsienti qo‘yiladi:



Keyin ionli tenglamalarni umumlashtirilgan holda yozamiz va tegishli koeffitsientlarni qo‘yamiz:



Tenglamadagi bir xil ion va molekularlarni qisqartirgan holda tenglamani soddalashtirilgan holda yozamiz.

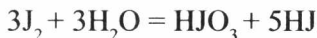


Topilgan ionli tenglama asosida to‘liq molekulyar tenglamani yozish mumkin.

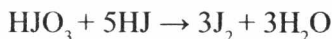


Ko'pchilik hollarda, oksidlovchi yoki qaytaruvchi modda faqat muayyan muhitda reaksiyaga kirishadi; agar zaruriy muhit yaratilmasa, reaksiya istalgan yo'nalishda bormasligi mumkin. Ba'zan muhitning pH qiymati o'zgartirib oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi o'z yo'nalishini o'zgartirib teskari yo'nalishda sodir bo'ladi.

Masalan:



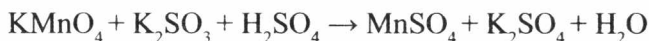
reaksiyasi ishqoriy muhitda tez boradi; agar bu reaksiya muhiti pH 1 ga tenglashtirilsa, reaksiya teskari yo'nalishda boradi:



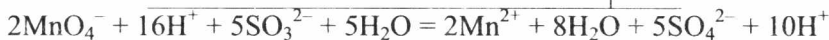
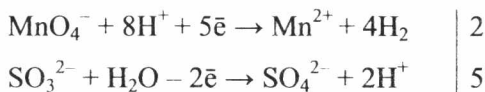
Laboratoriyada ishlayotganda kislotali muhit hosil qilish uchun, asosan H_2SO_4 dan, ishqoriy muhit hosil qilishda NaOH yoki KOH dan foydalaniladi.

Kaliy permanganatning K_2SO_3 bilan qaytarilishiga muhit tasirini ko'rib chiqamiz:

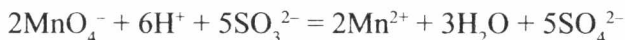
a) kislotali muhitda reaksiya quyidagi sxemaga muvofiq boradi;



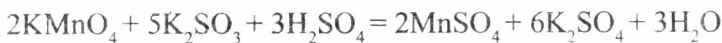
Ya'ni kislotali muhitda MnO_4^- ioni Mn^{2+} holigacha qaytariladi, SO_3^{2-} anioni esa SO_4^{2-} holigacha oksidlanadi:



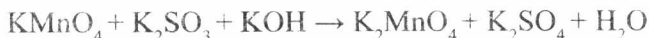
Tenglamaning ikki tomonidagi bir xil zarrachalarni qisqartirsak qisqa ionli tenglamaga ega bo'lamiz:



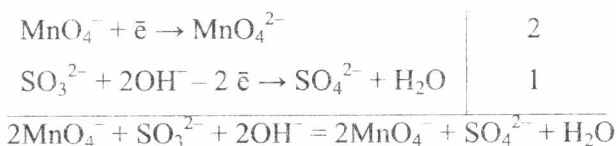
Ikki tomondagi zarrachalar zaryadlarining yig'indisi o'zaro tengligi koeffitsientlar to'g'ri tanlanganligini bildiradi. Natijada molekulyar tenglamaga ega bo'lamiz:



b) ishqoriy muhitda MnO_4^- ioni MnO_4^{2-} holigacha qaytariladi:



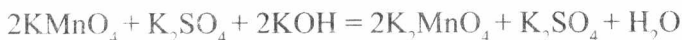
oksidlanish darajasi o'zgargan zarrachalarning elektron sxemalar asosida yarim reaksiyalarini tuzamiz:



bu tenglamadagi koeffitsientlar to'g'ri tanlanganligini ikkala tomondagi 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 kislorod atomini mazkur eritmada mo'l miqdorda bo'lgan OH^- ionidan quyidagi sxemada keltirilgan jarayon natijasida olinadi:

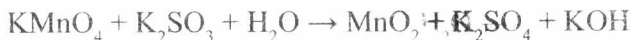


Shunday jarayonni yuqorida keltirilgan a) holatda O^{2-} zarracha erituvchi suv molekulasidan olingan edi. Oxirgi molekulyar tenglama:

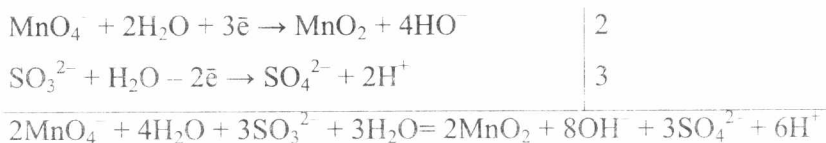


ko'rinishga ega bo'ladi.

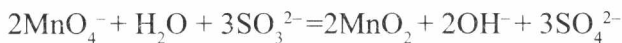
v) neytral muhitda MnO_4^- ioni MnO_2 gacha qaytariladi:



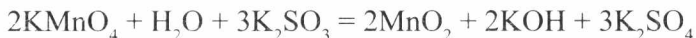
Bu jarayonning yarim reaksiya tenglamalari:



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 potentsiallari

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

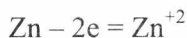
13.3-jadval

Ayrim molekula va ionlarning 298 K da standart oksidlanish-qaytarilish (elektrod) potentsiallari

Elektroddagi yarim reaksiya	oks/red., V	Elektroddagi yarim reaksiya	oks/red., V
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}^0$	-3,05	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{K}^+ + e = \text{K}^0$	-2,92	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{Ba}^{+2} + 2e = \text{Ba}^0$	-2,90	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{Ca}^{+2} + 2e = \text{Ca}^0$	-2,86	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,71	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{La}^{+3} + 3e = \text{La}^0$	-2,37	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{Mg}^{+2} + 2e = \text{Mg}^0$	-2,37	$\text{Ge}^{+4} + e = \text{Ge}^{+3}$	+1,44
$\text{N}_2 + 2e = 2\text{N}^-$	-2,25	$\text{Cl}^{+2} + 2e = \text{Cl}^0$	+1,36
$\text{Al}^{+3} + 3e = \text{Al}^0$	-1,71	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Mn}^{+2} + 2e = \text{Mn}^0$	-1,18	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Zn}^{+2} + 2e = \text{Zn}^0$	-0,76	$\text{Br}_{2(\text{st})} + 2e = 2\text{Br}$	+1,21
$\text{Fe}^{+2} + 2e = \text{Fe}^0$	-0,44	$[\text{AuCl}_4]^- + 3e = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,09
$\text{Cr}^{+3} + ye = \text{Cr}^{+2}$	-0,41	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,99
$\text{Co}^{+2} + 2e = \text{Co}^0$	-0,41	$\text{Hg}^{+2} + 2e = \text{Hg}^0$	+0,96
$\text{PbSO}_4 + 2e = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,40	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}^0$	+0,91
$\text{Ni}^{+2} + 2e = \text{Ni}^0$	-0,25	$\text{Hg}_2^{+2} + 2e = 2\text{Hg}$	+0,80
$\text{Sn}^{+2} + 2e = \text{Sn}^0$	-0,14	$\text{Fe}^{+3} + e = \text{Fe}^{+2}$	+0,80

$\text{Pb}^{+2} + 2\text{e} = \text{Pb}^0$	-0,13	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,77
$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0,00	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,68
$\text{SO}_4^{-2} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,20	$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{-2}$	+0,59
$\text{Cu}^{+2} + 2\text{e} = \text{Cu}^0$	+0,337	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	+0,56		

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



$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{+2}} = -0,76 \text{ v}$$

$$E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}} = +0,337 \text{ v}$$

Unda shu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi uchun:

$$E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}} - E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{+2}} = +0,337 - (-0,76) = 1,1 \text{ v}$$

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

$$E_{\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}} = +0,77 \text{ v}$$

$$E_{\text{Sn}^{+4}/\text{Sn}^{+2}} = +0,15 \text{ v}$$

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

Agar $2\text{NaCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{FeSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ reaksiyani olsak, Reaksiyaning ion tenglamasi: $2\text{Cl}^- + \text{Fe}^{+3} = \text{Cl}_2 + \text{Fe}^{+2}$

$2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ jufti uchun $E = +1,36 \text{ v}$; $\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}$ jufti uchun $E = +0,77 \text{ v}$ ga teng.

Oksidlovchining standart elektrod potentsiali qaytaruvchinikidan kichik, shuning uchun bu reaksiya to'g'ri yo'nalish bo'yicha bormay-

di. $2Cl^-/Cl_2$ jufti oksidlovchi, Fe^{+3}/Fe^{+2} jufti esa qaytaruvchi bo'la oladi. Demak, reaksiya bu yerda teskari tarafga boradi. Elektronlar elektrod potentsiali kichik metallardan potentsiali katta metalga o'tadi.

13.7. Tabiatda va texnikada oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining ahamiyati

Tabiatda va texnikada katta ahamiyatga ega bo'lgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari 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 anhidrid va suv ajralib chiqadi. Tabiatda bundan tashqari ham ko'p oksidlanish jarayonlari bo'lib turadi. Shu jarayonlar uzluksiz 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 uzluksiz davom etib turadi. Ana shu muhim jarayonning asosini suv va karbonat anhidrid tashkil etadi. Karbonat anhidrid 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'rinib turibdiki, nafas olishda organik moddalar molekullari anaerob sharoitda oksidlanib organik moddalarni hosil qiladi va energiya ajralib chiqadi. Bu jarayon *dissimilyatsiya* deb ham ataladi.

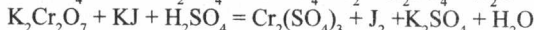
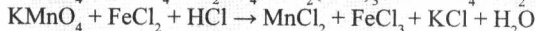
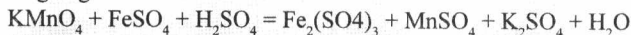
Bundan tashqari, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini kundalik turmushimizda, sanoat miqyosida doim uchratishimiz mumkin. Bun-

ga yoqilg'i yonganini, metallarning korroziyalanishini va elektroliz jarayonlarini misol qilib keltirishimiz mumkin. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari yordamida xalq xo'jaligida muhim ahamiyatga ega bo'lgan birikmalar ammiak, ishqorlar, nitrat, xlorid va sulfat kislotalar hamda boshqa ko'pgina qimmatli mahsulotlar olinadi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tufayli galvanik elementlar va akkumulyatorlarda kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi.

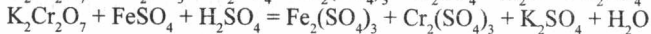
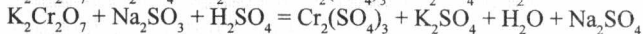
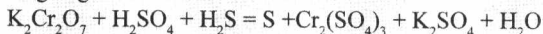


Nazorat uchun savollar

1. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deb nimaga aytiladi?
2. Oksidlovchi nima?
3. Qaytaruvchi nima?
4. Faqat oksidlovchilarga misollar keltiring.
5. Faqat qaytaruvchilarga misollar keltiring.
6. Ham oksidlovchi ham qaytaruvchilarga misollar keltiring.
7. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasilarining qanday turlari bor?
8. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini tushuntiring.
9. Molekulararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyasini tushuntiring.
10. Disproporsiyalanish reaksiyalari deb qanday reaksiyalarga aytiladi.
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, KIMYOVIY XOSSALARI. ELEKTROKIMYO. GALVANIK ELEMENTLAR NAZARIYASI. METALLAR KORROZIYASI

14-MAVZU. METALLARNING XOSSALARI

Tayanch soʻz va iboralar: *metallar, metallarning tabiatda uchrashi, rudalar, pirometallurgiya, gidrometallergiya, elektrometallurgiya, qotishmalar, qora metallar, rangli metallar, toza metallar.*

14.1. Metallarning davriy sistemada joylashgan oʻrini va tabiatda uchrashi

Bizga maʼlum boʻlgan elementlarning asosiy qismini metallar tashkil etadi. D.I.Mendeleyev davriy sistemasida hozirgi vaqtda 118 ta element mavjud boʻlib, ularning 96 tasi metallardir. Agar davriy sistemada berilliydan astatga tomon diagonal oʻtkazilsa, diagonalning oʻng tomoni yuqorisida metalmas elementlar (yonaki guruhcha elementlari bundan mustasno), chap tomon pastida esa metall elementlar (yonaki guruhcha elementlari ham shularga taalluqli) joylashganligini koʻrish mumkin.

Davriy sistemada elementlarning oilalarga boʻlinishi nuqtai nazardan tahlil etilsa, metall elementlarga I va II guruhlarining 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 holda ham, qolgan barcha metallar (standart elektrod potentsiallar qatorida qalaygacha bo‘lgan metallar) faqat boshqa elementlar bilan hosil qilgan birikmalari holda 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, berilliy, 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, niobiy va tarqoq metallar (taliy, 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‘rinuvchan sohasida qaytarish xususiyatiga ega;

– metallar issiqlik va elektr energiyasini yaxshi o‘tkazadi. Metallarning elektr o‘tkazuvchanligi harorat ortishi bilan pasayadi va aksincha, qarshiligi harorat ortishi bilan ortadi;

– ko‘pchilik metallar odatdagi 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 zich 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 haqida 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 moddalarni metall va metalmaslarga ajratish yarim o‘tkazgichlarning xossalarini to‘g‘ri izohlashga imkon beradi. Masalan, odatdagi 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 molekullari bo‘ysungan qonunlarga bo‘ysunadi. Odatdagi 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‘sqinlik 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, metalning elektr o‘tkazuvchanligi harorat ortganda kamayadi.

Metallarning tuzilishi haqida zonalar nazariyasi ham metallarda erkin elektronlar borligini etirof etadi. Bu nazariya asosida quyidagi mu-

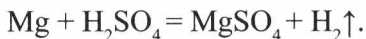
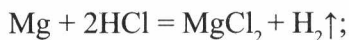
lohzalar bor: Metalning kristall panjarasidagi musbat ionlar bir-biridan bir xil uzoqlikda va ma'lum tartib bilan joylashgani uchun bu ionlar bir xil elektr maydon hosil qiladi. Doimo harakatda bo'lgan erkin elektronlar musbat zaryadli ionlarga yaqinlashganida elektronlarning potensial energiyasi minimal 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 deyiladi.

Metallarning suyuqlanish va qaynash temperaturasi turlicha bo'ladi. Eng oson suyuqlanadigan metall – simob, uning suqlanish temperaturasi $-38,9^\circ\text{C}$, seziiy va galliiy tegishlicha 29 va $29,8^\circ\text{C}$ da suyuqlanadi. Volfram – eng qiyin suyuqlanadigan metall, uning suyuqlanish temperaturasi 3390°C . U elektr lampalarning tolalarini tayyorlash uchun 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 seziiy. Ularni pichoq bilan oson kesish mumkin.

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

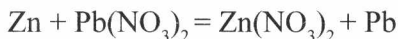


Bu reaksiyada Mg metali qaytaruvchi vazifasini bajaradi, o'zi oksidlanadi. Vodorod ioni H^+ esa oksidlovchi rolini bajaradi va qaytariladi. Shu sababli bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasidir.

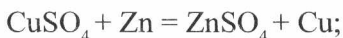
Metallar bilan konsentrlangan kislotalar, masalan, nitrat va sulfat kislotalar reaksiyaga kirishganda, oksidlovchi rolini kislota qoldig'i bajaradi:



Metallarning tuzlaridan shu metallarni boshqa metallar siqib chiqarishi mumkin. Bu metallarning aktivligiga bog'liq, masalan, qo'rg'oshinning 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. Yuqoridagi 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 birikmalari

Metallarning qattiq eritmalari va intermetall birikmalari haqida to'xtalish uchun avvalo metallarning bu hossalari ko'proq qotishmalarga tegishligini 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 1100-1400⁰ 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 kotishmalari suyuq holatda bir jinsli, ya'ni, komponentlari bir-biriga erigan holatda bo'ladi va kristallanish jarayonida bir jinslilik 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 turdagi kristallardan iborat va bir kristall panjaraga ega bo'lgan kotishmadir.

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 ishlatiladi. 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 tabiat-ga 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, berilliy, germaniy va boshqa rangli metallardan juda keng foydalaniladi. Shu nuqtai nazardan metallarni ularning tabiatdagi birikma (ruda) laridan ajratib olish muhim hisoblanadi.

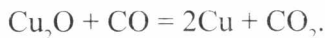
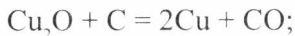
Rudalardan metallar ajratib olish – metallurgianing vazifasidir.

Metallurgiya – bu tabiiy homashyolardan sanoatda metallar olish usuli haqidagi fan.

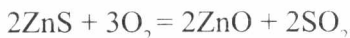
Metallar ajratib olishning pirometallurgiya, gidrometallurgiya va

elektrometallurgiya singari usullari mavjud.

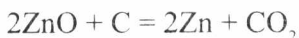
Pirometallurgiya – metallurgiyada yetakchi o‘rinni egallaydi. U rudalardan metallarni yuqori temperaturalarda qaytarish reaksiyalari yordamida olish usullarini o‘z ichiga oladi. Qaytaruvchilar sifatida ko‘mir, aktiv metallar, uglerod (II) oksid, vodorod, metan kabi moddalardan foydalaniladi. Masalan, ko‘mir bilan uglerod (II) oksid qizil mis rudasi Cu_2O dan misni qaytaradi:



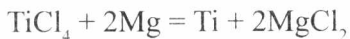
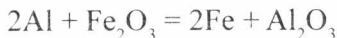
Agar ruda tarkibida metall sulfidi bo‘lsa, u oldin kuydirib oksidlash yo‘li bilan metall oksidiga aylantiriladi:



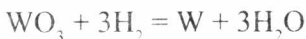
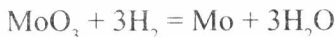
So‘ngra metall oksidi ko‘mir yordamida qaytariladi:



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, kremniy ishlatiladi. Agar qaytaruvchi alyuminiy bo‘lsa, u holda jarayon alyuminotermiya, agar magniy bo‘lsa magniytermiya deyiladi. Masalan:

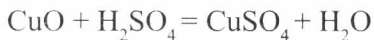


Ba‘zan metallar ularning oksidlaridan vodorod bilan qaytariladi (vodorodotermiya). Bu usul juda toza metallar olishda qo‘llaniladi. Masalan:

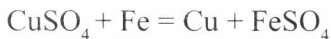


Gidrometallurgiya – metallarni ularning tuzlari eritmalaridan olish usullaridir. Bunda ruda tarkibiga kiradigan metall dastlab mos re-

agentlar yordamida eritmaga o'tkaziladi, so'ngra shu eritmada ajratib olinadi. Masalan, tarkibida mis (II) oksid CuO bor mis rudasiga suvultirilgan sulfat kislota bilan ishlov berilganda mis sulfat tuzi holda eritmaga o'tadi.



So'ngra mis eritmada 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 metallardan 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 oksidlanish-qaytarilish jarayonlariga asoslangan.

Sof metallarning sanoat miqyosida hosil qilish uchun yaroqli tabiiy homashyo metall rudasi 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 "konsentrat" 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.

Metall rudalarining birinchi turkumi oksidli rudalardir. Bunga temir rudalaridan – 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 rudasi – boksit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, manganes rudasi–pirolyuzit MnO_2 , qalay rudasi SnO_2 , va boshqalar mi-

sol bo'la oladi.

Juda ko'p metallar tabiatda sulfidlar holda uchraydi. Bunday rudalar Yer po'stlog'ining chuqurroq qismiga joylashgan bo'lib, ularga suv, karbonat anhidrid, 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'rg'oshin yaltirog'i PbS , rux aldamsi ZnS va boshqalarni misol qilib ko'rsatish mumkin. Ba'zan bir necha metallarning sulfidlari aralash holda uchrab, poli-metall 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 metallurgianing turli tarmoqlari (pirometallurgiya, gidrometallurgiya va elektrometallurgiya)da amalga oshiriladi. O'ta sof metallar olish uchun moddalarni vakuumda haydash usulidan ham foydalaniladi. Keyingi yillarda zonalar bo'ylab suyuqlantirish usuli ko'p qo'llanilmoqda. Bu usul asosida (elektron-nurli lampalar bilan qizdirib) niobiy, tantal, volfram va boshqa metallar yot moddalardan tozalanadi. metallar sof holda kamdan-kam ishlatiladi. Ko'pincha, qotishma holda qo'llaniladi. Masalan, cho'yan, po'lat, jez, bronza, konstantan, melxior, nixrom va boshqalar bunga misol bo'la oladi.

Nazorat uchun savollar



1. Metallarning davriy sistemadagi o'rni qanday?
2. Tabiatda qaysi metallar sof holda uchraydi va nima uchun?
3. Metallarni qanday usullarda olish mumkin?
4. Metallarning fizik xossalarini izohlang.
5. Metallarning kimyoviy xossalarini reaksiyalar asosida izohlang.
6. Metallar nima uchun elektronlarini berishga moyil?
7. Intermetal birikmalar nima?
8. Qotishmalar deb nimaga aytiladi?

15-MAVZU. ELEKTROKIMYOVIY JARAYONLAR

Tayanch soʻz va iboralar: *elektrokimyoviy jarayonlar, galvanik elementlar, Daniel-Yakobi elementi, elektr yurituvchi kuchi (E. Yu. K.), Nernst tenglamasi.*

15.1. Elektrokimyoviy jarayonlar

Elektr toki taʼsirida yoki oʻzi elektr toki hosil qilib boradigan kimyoviy jarayonlar *elektrokimyoviy jarayonlar* deyiladi. Bunday jarayonlarni kimyoning elektrokimy boʻlimida oʻrganiladi. Elektrokimy kimyoviy va elektr energiyalarining bir biriga aylanish qonuniyatlarini oʻrganadi. Agar oddiy kimyoviy reaksiya paytida elektronlar bir zarrachadan ikkinchisiga koʻchib oʻtishi ular toʻqnashganda sodir boʻlsa, elektrokimyoviy jarayon vaqtida elektronlar maʼlum bir yoʻnalish orqali, yaʼni biror - bir elektr oʻtkazgich yordamida biridan ikkinchisiga oʻtadi. Bu xil reaksiyalar odatda oʻzidan tok oʻtkazadigan, biror-bir qattiq yuza (elektodda)da borib, koʻpchilik holatlarda reaksiya tezligi va uning borish va bormasligi ana shu elektrod xossasiga ham bogʻliq boʻladi. Elektrokimyoning vujudga kelishi natijasida endilikda koʻpgina kimyoviy jarayonlarni elektr energiyasi yordamida amalga oshirish imkoniyati paydo boʻldi. Dastlab bu xildagi jarayonlar galvanik elementlardan ish prinsipi asosida amalga oshirilgan boʻlsa, 1870-yildan boshlab, dinamomashinaning paydo boʻlishi elektrokimyoviy jarayonlarni sanoat miqyosida amalga oshirish imkoniyatini yaratdi.

Shu yoʻsinda XX asr boshlariga kelib, elektrokimy sanoati vujudga keldi, u sanoat ishlab chiqarishning juda koʻp tarmoqlarini oʻz ichiga oldi. Jumladan, elektrometallurgiyada elektr toki ishtirokida deyarli barcha rangli metallar elektroliz orqali maʼdanlardan ajratib olina boshlandi. Mis, nikel, alyuminiy, kumush, oltin kabi koʻpgina metallar elektrokimyoviy yoʻl bilan olinadi va tozalanadi. Galvanotexnika usuli

bilan ko'pgina metall buyumlarning yuzasi, xrom, mis, latun, nikel, kumush, oltin kabi metallar bilan qoplangan boshlandi.

Elektrokimyxo ishlab chiqarish texnologiyasining usullari bo'yicha ko'pgina organik va noorganik mahsulotlar ishlab chiqariladi. Endilikda xlor, natriy gidroksid, alyuminiy va ko'pgina oksidlovchilar (persulfat, 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 potentsiali haqida tushuncha

Zaryadli zarrachalardan tashkil topgan geterogen sistemalarning fazalar bo'linish chegaralarida elektr potentsiallar farqi hosil bo'ladi. Masalan, ikki xil metalning bir-biriga tegish chegaralarida kontakt potentsiallar farqi yuzaga keladi. Bu hodisa 1800-yilda italiyalik olim A.Volta tomonidan aniqlangan. Potentsiallar 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 metall-dan elektronni ajratib chiqarish zarur bo'lgan zaryaddir.

Bir-biriga tegib turgan ikki metal-dan elektroni chiqish ishi kichik bo'lgani musbat zaryadlanadi. Masalan, Cu va Fe da elektroning chiqish ishi mos ravishda $7,12 \cdot 10^{-19}$ va $7,90 \cdot 10^{-19}$ Joulga teng. Demak, elektroning misdagi chiqish ishi temirdagidan kichik, ya'ni bu metallar bir-biriga tekkazilsa elektronlar mis-dan temirga o'tadi va natijada mis musbat temir esa manfiy zaryadlanadi.

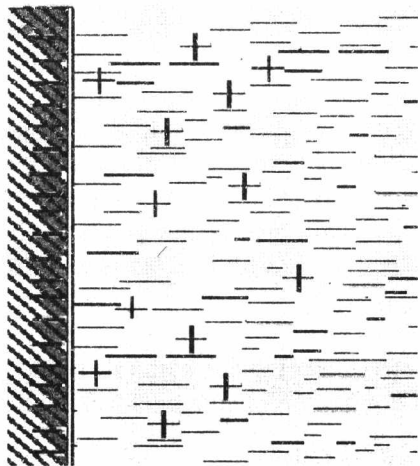
Ikki elektrolit eritmalar bir-biriga qo'shilganda, agar ular konsentratsiyalari va erigan moddalarining tabiati bilan bir-biridan farq qilsa, u holda elektr potentsiallar farqi yuzaga keladi.

Eritmadagi ionlar diffuziya tezligi va harakatchanliklari bilan farq qilganliklari tufayli diffuzion potentsiallar farqi yoki *diffuzion potentsial* hosil bo'ladi. Masalan, har xil konsentratsiyali xlorid kislotada eritmalar bir-biriga qo'shilganda H^+ ionlari Cl^- ionlariga nisbatan harakatchan bo'lganligi sababli o'ta suyultirgan eritma musbat zaryadlanadi va ular

konsentrlangan eritmadan suyultirilgan eritmaga katta tezlikda o'ta boshlaydi.

Metall-eritma chegarasida ham potentsiallar 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 potentsiallar farqining hosil bo'lishi sistemada elektrokimyoviy o'zgarishlar – elektrod jarayonlari bori-shi 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 molekulariga tortiladi va eritmani musbat zaryadlab, unga o'tadi. Ortiqcha elektronlari mavjud bo'lgan metall esa manfiy zaryadlanadi. Metall bilan eritma orasida hosil bo'ladigan potentsiallar farqi *elektrod potentsiali* deb ataladi. Metallning manfiy zaryadi eritmadagi metall ionlarining 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 metall dan eritmaga o'tuvchi ionlar soni, eritmadan metalga o'tuvchi ionlar soniga teng bo'ladi.



15. 1-rasm. Qo'sh elektr qavatning tuzilish sxemasi

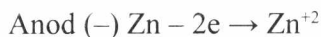
Eritmadagi metall kationlari elektrostatik tortishish kuchi ta'sirida metall sirti atrofida qo'sh elektr qavat hosil qilib yig'iladi. Elektrostatik tortishishga kation-larning o'zaro itarishish kuchlari va ularning issiqlik harakatlari teskari ta'sir ko'rsatadi. Shuning uchun qo'sh elektr qavat diffuzion 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'lmagan metallar (mis, simob, kumush) ionlari eritmaga juda kam miqdorda o'tadi. Natijada, metall musbat, tarkibida anionlar qolgan eritma esa manfiy zaryadlanadi.

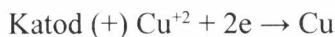
15.3. Galvanik elementlar va ularning elektr yurituvchi kuchini aniqlash

Galvanik elementlar deb – oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari natijasida kimyoviy energiyani elektr energiyasiga aylantirib beruvchi elektrokimyoviy sistemalarga aytiladi. Galvanik elementlar boshqacha nom bilan kimyoviy tok manbalari ham deb aytiladi. 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.



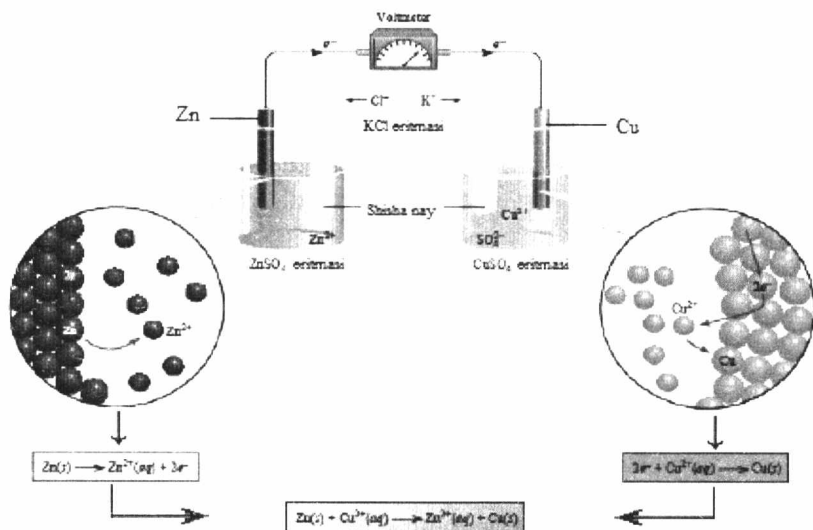
Mis nisbatan kam faol bo'lganligi tufayli ruxdagi elektronlar metall o'tkazgich orqali misga o'tib uning yuzasida eritmadagi mis ionlari qaytarilib, mis katod vazifasini bajaradi:



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 elektroneytrallaydi. Shunday qilib, galvanik element ishlay boshlaydi (15.2-rasm).



15.2-rasm. Galvanik element

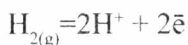
Yuqorida ta'kidlanganidek, galvanik elementda kimyoviy reaksiyani amalga oshirish jarayonida kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi. Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi (E.Yu.K.) berilgan qaytaruvchi elektronlarining oksidlovchiga o'ta olish qobiliyatini xarakterlaydi. Elektr yurituvchi kuch ikkita elektrod potentsiallari orasidagi farqni bildiradi va quyidagi tenglama asosida ifodalanadi:

$$E_{\text{Yu.K.}} = E_1 - E_2$$

E_1 – oksidlovchi elektrod potentsiali, E_2 – qaytaruvchi elektrod potentsiali

15.4. Standart vodorod va metallarni standart elektrod potentsiali. 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: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, Mn^{2+} , $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ va hokazolarni keltirishimiz mumkin. Redoks soʻzi lotinchadan olingan boʻlib, reductio (qaytarilish) va oxydatio (oksidlanish) maʼnolarini anglatadi. Har bir alohida olingan juftning potensialini oʻlchash mumkin emas. Ammo har bir yarim elementni shartli standart qilib qabul qilingan bitta elektrodga nisbatan potensialini oʻlchash mumkin. Bunday elektrod sifatida standart vodorod elektrodu qabul qilingan. Vodorod elektrodu gʻovak Pt kukunidan yasalgan plastinka 1 atm. bosimda vodorod gazni atmosferasida H^+ ionlari aktivligi 1 ga teng boʻlgan kislota eritmasiga botirilgan sistemadir. Bunda Pt elektrod gazsimon vodorodni yutadi va xuddi gazsimon vodorod kabi taʼsir koʻrsatadi va eritmada vodorod ionlari H^+ bilan gazsimon vodorod muvozanatda boʻladi.



Standart vodorod elektrodning potentsiali hamma haroratlarda nola ga teng deb olingan. U holda elektrod potentsiallari orasidagi farqni ifodalovchi tenglamadagi $E_2=0$ boʻlsa elektr yurituvchi kuch= E_1 boʻladi. Shunday qilib berilgan elektrod potentsiali – shu berilgan elektrod va standart vodorod elektroddan tuzilgan elementning elektr yurituvchi kuchidir.

Oksidlanish-qaytarilish potentsiali (E) ning konsentratsiya va haroratga bogʻliqligi Nernst tenglamasi orqali ifodalanadi yaʼni:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ok}}{a_{red}}$$

Bu yerda E^0 – standart oksidlanish-qaytarilish potentsiali, R – universal gaz doimiysi (8,312 j/k-mol), T –absolyut harorat, F –Faradey soni (96500 Kl), n –elektrod jarayonida ishtirok etadigan elektronlar

soni, a_{ok} – moddaning oksidlangan shakli aktivligi, a_{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 potentsiallar ayirmasi metalning standart elektrod potentsiali deyiladi va E^0 bilan belgilanadi.

$$E_{Zn/Zn^{+2}}^0 = -0,76 \text{ V}$$

Metall standart vodorod elektrodi juftida metallda oksidlanish jarayoni borsa, standart elektrod potentsiali manfiy, agar metallda qaytarilish jarayoni borayotgan bo‘lsa, musbat qiymatga ega bo‘ladi.

Metall standart elektrod potentsialining algebraik qiymati qancha kichik bo‘lsa, uning kimyoviy aktivligi shuncha katta, qaytaruvchanlik xususiyati shuncha kuchli bo‘ladi. Metallarning kimyoviy faolligiga ko‘ra standart elektrod potentsiallar qatori quyidagicha:

Bu qator standart (normal) elektrod potentsiallari qatori deb ham ataladi (15.1-jadval).

15.1-jadval

Metallarning standart elektrod potentsiallari

Elektrod	Standartd elektrod potentsiali, (25°C, V)	Elektrod	Standartd elektrod potentsiali, (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⁺/H₂	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



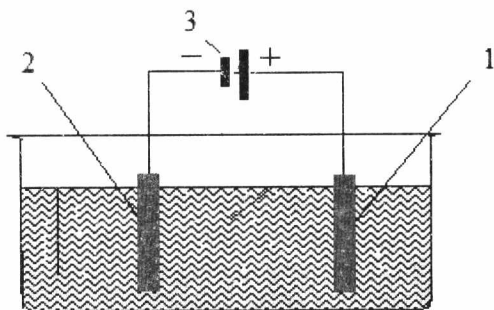
1. Elektrokimyoviy jarayonlar haqida qanday tushunchaga egasiz?
2. Elektrod nima?
3. Galvanik element nima?
4. Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchini tavsiflang.
5. Qo'sh elektr qavat nima?
6. Elektrod potensial nima va u qanday o'lchanadi?
7. Standart vodorod potentsiali qanday o'lchanadi?
8. Metallarning standart elektrod potentsiali deganda nimani tushunasiz?

16-MAVZU. ELEKTROLIZ, TUZ ERITMALARI VA SUYUQLANMALARI ELEKTROLIZI

Tayanch soʻz 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 oʻzgarmas elektr toki oʻtkazilganda elektrodalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari *elektroliz* deb ataladi. Elektroliz jarayoni maxsus qurilmalar – elektrolizyorlar yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi (16.1-rasm).



16.1-rasm. Elektrolizyor tuzilishi

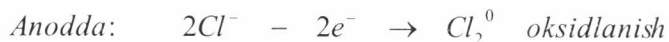
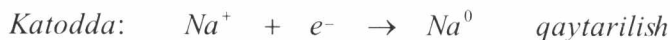
1–anod, 2–katod, 3–oʻzgarmas tok manbai

Agar elektrolitning suvdagi eritmasiga oʻzgarmas tok manbaiga ulangan elektrod tushirilsa, eritmada tartibsiz harakatda boʻlgan ionlar bir tomonga yoʻnaladi: kationlar katodga, anionlar esa anodga tomon yoʻnaladi. 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'lgan H⁺ va OH⁻ ionlarining hosil bo'lishi ham hisobga olinadi. Katod atrofida elektrolit va vodorod kationlari hamda anod atrofida elektrolit va gidroksid ionlari to'planadi. Katod va anodda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni ionlarning oksidlanish-qaytarilish potentsiallari qiymatiga bog'liq.

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

Vodorod elektrodning potentsiali $E_0 = 0$ ga tengligini va $\lg[H^+] = -pH$ ekanligini hisobga olsak, $E_0 = -0,059 \cdot pH$ bo'ladi.

Tuzlarning neytral eritmaları uchun $pH = 7$ ga tengligi uchun, bo'ladi.

Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potentsiali $-0,41V$ dan katta bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod

ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41\text{V}$ ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham birgalikda qaytariladi.

Kislotali eritmalardan vodorodni ajralib chiqishi vodorod ionlarining zaryadsizlanishi hisobiga boradi. Neytral va ishqoriy eritmalarda suv molekullari qaytariladi:

$$E_0 = -0,059 \cdot 7 = -0,41 \text{ V}$$

Masalan: NaCl suvdagi eritmasini elektroliz qilinganda, suv molekullari elektrolizga uchrashi hisobiga katodda Na o'rniga H_2 qaytariladi. Umumiy tarzda quyidagicha:



16.2. Eriydigan va erimaydigan anod elektrod yordamidagi elektroliz jarayoni

Elektrolizda katod sifatida ishlatiladigan elektrodlar elektrokimyoviy korroziyaga uchramaydi. Shuning uchun ular elektrolitda barqaror bo'lib, ularning soni ko'pdir. Lekin katodlar uchun ular yuzasidan vodorod qaysi bir potentsial qiymatida ajralishi muhim amaliy ahamiyata ega.

Pt, Pb, Au kabi metallarda vodorod oson, kichik elektrod potentsiallarida ajraladi. Agar elektroliz natijasida vodorod olish lozim bo'lsa (masalan suvning elektrolizi) kam vodorod o'ta kuchlanishli, vodorod hosil bo'lishi kerak bo'lmagan hollarda (masalan metall olish) yuqori vodorod o'ta kuchlanishli elektrodlar ishlatiladi. Ko'pchilik hollarda katod yuzasida elektrosintez jarayoni borib, katod shu reaksiya uchun katalizator vazifasini o'tashi ham mumkin.

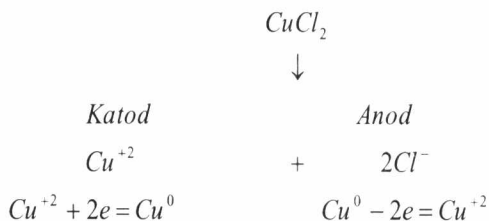
Katod elektrodda elektrolitning musbat zaryadlangan ionlari elektronlarini qabul qilib zaryadsizlanadi. Jarayonda qaysi ion oldin zaryadsizlanishi metallning kuchlanishlar katorida vodorodga nisbatan joylanishiga, uning konsentratsiyasiga va ayrim hollarda elektrod potentsialiga bog'liq bo'ladi. Bir xil sharoitda faol bo'lmagan metallar (Si, Al, Nd va boshqalar) ionlari, ya'ni kuchlanishlar qatorida vodoroddan 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 eritmasida olib borilishi lozim bo'ladi. Sanoatda tuzlarning eritmalarini elektroliz qilib mis, rux, kadmiy, nikel, kobalt, marganets va boshqa metallar olinadi.

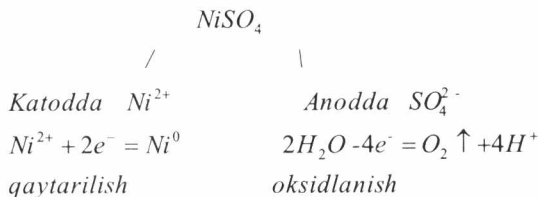
Eruvchan anodlar elektroliz jarayonida eritmaga ionlar holda o'tadigan elektrodlardir. Masalan: CuCl_2 eritmasi orqali o'zgarimas tok o'tkazilib, anod sifatida mis plastinkasi olinsa, katodda mis ionlari qaytariladi, anodda esa mis oksidlanadi. Chunki, mis ionlariga nisbatan mis atomlari elektronni osonroq beradi. Shuning uchun eritmada mis ionlari konsentratsiyasi o'zgarmaydi.



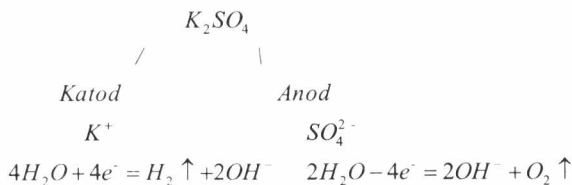
Erimaydigan anodlar sifatida inert ko'mir (C) va passiv metallar (Au, Pt)ni olish mumkin. Bunday elektrodlar bilan elektroliz amalga oshirilganda anodda oksidlanish jarayoni elektrod hisobiga emas, balki, anionlar yoki suv molekullari hisobiga sodir bo'ladi.

Anodda elektrolit anionlaridan faqat kislorodsiz kislota qoldiqlari: xlor, brom, yod, fluor, oltingugurt va boshqalar zaryadsizlanadi.

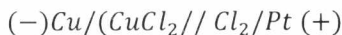
Elektroliz jarayonida anodda oksidlanishi mumkin bo'lgan ionlar kislorodli kislota qoldiqlari (NO_3^- , NO_2^- , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-}) va H_2O molekularidir. Bu ionlardan kislorodli kislota qoldiqlari anodda zaryadsizlanmaydi, balki, ularning o'rniga suv molekullari oksidlanadi. 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.

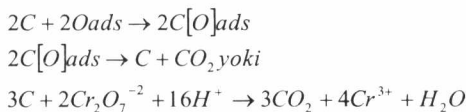


bu sistemaning EYuK = 1,023 v ga teng, ya'ni:

$$E_{\text{YuK}} = E^0_{\text{Cl}_2} - E^0_{\text{Cu}} = 1,36 - 0,337 = 1,023\text{V}$$

Erimaydigan elektrod shu elektrolitda kimyoviy jihatdan barqaror korroziyaga chidamlilik, 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 ishlatiladigan erimaydigan anodlar grafitdan yasaladi. Ularga turli xil ko'rinish berish, mexanik ishlash 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, elektrodning mexanik yemirilishi ham sodir bo'ladi. Bu hodisaning oldini olish uchun grafit elektrod(larga turli xil o'simlik moylari shimdiriladi. Lozim bo'lgan paytlarda erimaydigan anodlar ugleroddan, nikel va uning oksidlaridan ham yasaladi. Bu maqsad uchun yuzasiga PbO_2 qoplagan titan elektrod(lari, temir oksidlaridan tashkil topgan magnetit elektrod(lari, 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 elektrod(lar - ruteniy-titan oksidli anodlardan keng foydalaniimoqda.

Galvanotexnika va elektrometallurgiyada eriydigan anodlar ishlatilib, ular ba'zan erib mahsulot tarkibiga ham kiradilar (masalan metal-organik 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 kirishishi mumkin) ajratkich (diagfragma) ishlatiladi. Diafragma so'zi grekcha diaphragma – to'siq so'zidan olingan. Diafragma elektronli va ionli optikada eritmadagi zaryadli zarrachalar kundalang kesimini chegaralash va burchagini o'zgartirish uchun qo'llaniladi.

Nazorat uchun savollar



1. Elektroliz deb nimaga aytiladi?
2. Eritma va suyuqlanma qanday farqlanadi?
3. Katod va anodning vazifasi nimadan iborat?
4. Eruvchan anod nima?
5. Erimaydigan anod deganda nimani tushunasiz?
6. Elektroliz vaqtida elektrod(lar)da qanday jarayonlar sodir bo'ladi?
7. Diafragma nima?
8. Elektrolizyor nima?

17-MAVZU. FARADEY QONUNLARI. AKKUMULYATORLAR

Tayanch soʻz va iboralar: *elektroliz, anod, katod, elektrod turlari, suyuqlanma elektrolizi, eritma elektrolizi, Faradey qonuni, akkumulyator, batareyalar.*

17.1. Faradey qonunlari

Yuqoridagi bobda taʼkidlanganidek, elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali oʻzgarmas elektr toki oʻtkazilganda elektrodlarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari *elektroliz* deb ataladi. Elektroliz elektr toki taʼsirida parchalanish demakdir.

Elektroliz jarayonida elektrod - elektrolit chegarasida elektrokimyoviy reaksiyalar sodir boʻlib, bunda elektrod bilan eritmadagi ionlar (molekulalar) oʻzaro elektron almashadi. Katodda elektronlar elektrodan ionga (yoki molekulaga), anodda esa iondan (molekuladan) elektrodga oʻtadi, bunda ionlar yoki molekulalar oʻzining elektr zaryadini yooʻqotadi yoki oʻzgartiradi.

Elektr energiyasining taʼsirida vujudga keladigan kimyoviy jarayonlar unumi bilan elektr toki oʻrtasida miqdoriy bogʻlanish borligini dastlab 1836-yilda ingliz olimi M.Faradey aniqladi. Faradey fanga elektrod, anod, katod, anion, kation, elektrolit, elektroliz tushunchalarini kiritdi. Faradey oʻz tajribalarini bajarishda bir necha galvanik elementni ketma-ket ulab, batareya hosil qildi, elektroliz qilishda ana shu batareyadan elektr manbai sifatida foydalandi. U oʻzining ilmiy kuzatishlari asosida quyidagi elektroliz qonunlarini kashf etdi:

Faradeyning I qonuni. Elektroliz vaqtida elektrodda ajralib chiqadigan moddaning miqdori eritmadan oʻtgan elektr toki miqdoriga toʻgʻri proporsional boʻladi.

Faradeyning II qonuni. Agar bir necha elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda ketma-ket ulangan holda, elektr toki o'tkazilsa elektrolarlarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional bo'ladi.

Elektroliz vaqtida elektrolarlarda 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; $F=96500$.

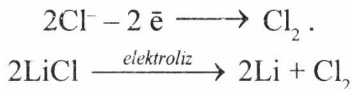
17.2. Elektrolizning amalda qo'llanilishi

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 ahamiyatga 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:



Nartiy 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 evtetik 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 fluoridlar (CaF_2 , MgF_2 va AlF_3) qo'shiladi. Elektroliz jarayoni 900°C atrofida olib boriladi.

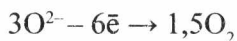
Anod sifatida grafit tayoqchalar va katod sifatida presslangan ko'mir yoki grafit ishlatiladi. Suyuq aralashmadagi alyuminiy oksid Al^{3+} va O^{2-} ionlariga parchalanadi:



Eritma orqali elektr toki o'tkazilganda Al^{3+} ionlari katodda qaytariladi va metall holdagi alyuminiy hosil bo'ladi:



Kislorod ionlari esa anodda oksidlanadi:



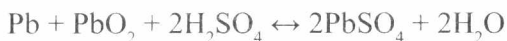
Anodda ajralgan kislorod ko'mir bilan reaksiyaga kirishib CO va CO_2 hosil qiladi. Elektrolizyor tubiga suyuq xomaki alyuminiy yig'ildi. So'ngra u elektrolitik usulda tozalanadi. Xomaki alyuminiydan anod o'rniida, toza alyuminiydan esa katod sifatida foydalanib, tarkibida 99,99% Al bo'lgan toza mahsulot olinadi.

17.3. Akkumulyatorlar, ularning turlari va ishlatilishi

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 yillarida yaratilgan. Qo'rg'oshinli akkumulyatorlarda quyidagi umumiy reaksiya boradi:



Elektrolit sifatida sulfat kislotaning 28-41% eritmasi (zichligi 1,20-1,31 g/sm³) ishlatiladi. 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 ishlatilishi 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

6,2-5,1g/(A·soat) ga teng. Bu xil akkumulyatorlarda lamel plastinkalar ishlatilib, ular bir qancha yassi teshiklari bo‘lib, plastinkalar yig‘indisi holida bo‘lib, unga faol modda zichlangan bo‘ladi. Ishqoriy akkumulyatorlar 8-10 yil muddatida xizmat qilib, 1500 marotabagacha zaryad-razryad qilinishi mumkin.

Elektrokimyxo sanoatida elektr tokining kimyoviy manbalarini (akkumulyator va batareyalar) ishlab chiqarish alohida o‘rin 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 asboblari dan boshlab, samolyot, kosmik va suv kemalari, transport vositalari kabi zamonaviy mashinalarda ularning ajralmas qismi sifatida ishlatilmoqda.



Nazorat uchun savollar

1. Elektroliz jarayonini tushuntiring.
2. Elektrokimyoviy jarayonlar haqida qanday tushunchaga egasiz?
3. Faradeyning birinchi qonunini tushuntiring.
4. Faradeyning ikkinchi qonunini izohlang.
5. Elektrolizning sanoatdagi ahamiyati qanday?
6. Elektroliz usulida qanday metallar olinadi ?
7. Akkumulyatorlarning qanday turlari bor?
8. Akkumulyatorlarning ishlash mexanizimini tushuntiring?

18-MAVZU. METALLAR KORROZIYASI

Tayanch soʻz va iboralar: *Korroziya, metall, metallar korroziyasi, korroziya tezligi, korroziya turlari, korroziyadan saqlanish usullari, korroziyaning topokimyoviy turlari, galvonokorroziya, elektrokorroziya, qoplash, kimyoviy qoplash, elektrokimyoviy qoplash, elektrokimyoviy usulda ruxlash, ruxlash jarayoni.*

18.1. Metallar korroziyasi va uning turlari

Metallar va ularning birikmalari xalq xoʻjaligi va sanoatning deyarli hamma sohalarida qoʻllaniladi. Ular xizmat qiladigan atrof-muhitda shunday moddalar borki, ular metallarni yemira boshlaydi. Yemirilish nafaqat metallarda, balki barcha materiallarda sodir boʻladi. Misol uchun polimer moddalar, beton, yogʻoch, rezina, hattoki kogʻozlar ham muhit taʼsirida yemiriladi. Bu hodisa *korroziya* deyiladi. Korroziya suzi lotincha “corrodore” - yemirilish degan maʼnoni anglatadi.

Korroziya oʻzining fizik-kimyoviy tavsifi jihatdan 2 xil boʻladi: *kimyoviy* va *elektrokimyoviy* korroziya. Metallda korroziyaning qanday turi sodir boʻlishi metalni kurshab turgan muhitga bogʻliq boʻladi. Korroziya tabiati jioʻatidan oksidlanish jarayoni hamdir.

Kimyoviy korroziya. Korroziyaning ushbu turi elektr toki oʻtkazmaydigan muhit (gazlar, noelektrolit suyuqliklar, neft, kerosin, benzin va boshqalar) larda uchraydi. Kimyoviy korroziya oʻz navbatida *gazdagi* va *suyuqlikdagi* korroziyalarga boʻlinadi.

Metalg quruq gazlar (kislorod, sulfid anhidrid, vodorod sulfid, galogenlar, karbonat anhidrid va hokazo), elektrolit boʻlmagan suyuqliklar taʼsir etganda kimyoviy korroziya sodir boʻladi. Bu ayniqsa yuqori haroratli sharoitda koʻp uchraydi, shuning uchun bunday yemirilish metalning *gaz korroziyasi* deb ham ataladi.

Past haroratda gazlar metall sirtiga yutilishi - xemosorbsiya deyiladi. Bunda ko'pgina metallarda (Ni, Cr, Cu, Al) yupqa oksid parda hosil bo'ladi. Bu parda metalni davomli oksidlanishdan saqlaydi. Oksid pardalarning qalinligi $10-15 \overset{0}{A}$ atrofida bo'lganda metalning tashqi

ko'rinishi o'zgarmaydi. Oksid pardalarning qalinligi $50-100 \overset{0}{A}$ dan ortiq bo'lsa, metalning tashqi ko'rinishi o'zgaradi va metall o'ziga xos yaltiroqlikni yo'qotadi. Magniy, alyuminiy, qo'rg'oshin kabi metallarda hosil bo'lgan oksid pardaning qalinligi $200-400 \overset{0}{A}$ 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'ining yonishidan hosil bo'lgan CO_2 , SO_2 , H_2S , NO_2 , NO kabilar quruq sharoitda metallarni korroziyalantiradi.

Metallning *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 qilish 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.Kistiyakovskiy metallarning passivligini ifodalovchi parda nazariyasini, 1913-yilda Ya.V.Pisarjevskiy elektrod potensialining gidrat nazariyasini

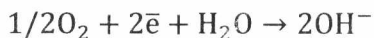
ini va shu yili N.A.Izgarishev elektrolit eritmalardan metallar sirtida elektrokimyoviy jarayonlar borishi haqida nazariyalar yaratadi. Hozirgi zamon korroziya nazariyasi R.V.Akimov tomonidan yaratilgan.

Elektrokimyoviy korroziya metalda kichik galvanik elementlar hosil bo'lishi natijasida sodir bo'ladi. ko'p 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, elektrmanfiyroq metall manfiy qutb bo'lib, gidratlangan ion ($M + nH_2O$) holida eritmaga o'tadi. Katodda esa eritmadagi H_3O^+ ioni metalldan elektronini olib zaryadsizlanadi (qaytariladi)



Natijada katodda vodorod ajralib chiqadi. Shunday qilib, korroziya metall yuzasidan elektron ajralishi bilan sodir bo'ladi. Elektron metall-dan faqat H_3O^+ ta'siridagina emas, oksidlovchilar, masalan, kislorod ta'sirida ham chiqishi mumkin:



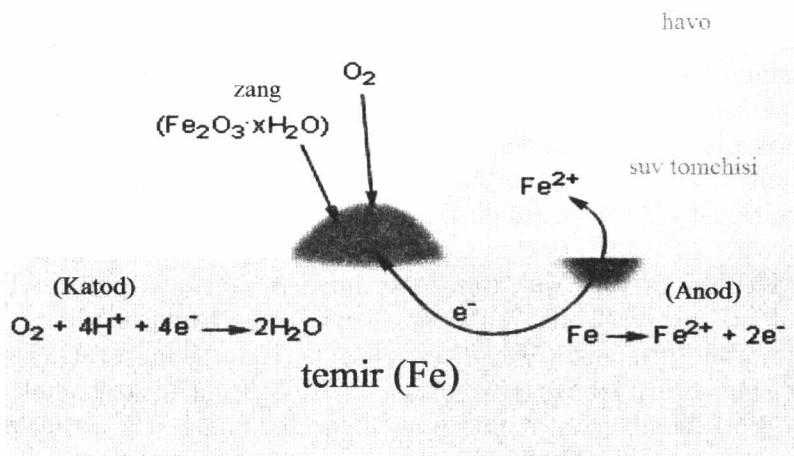
Metall toza bo'lganda ham, uning turli joylari turli fizik - kimyoviy xossaga egaligi natijasida galvanik element hosil bo'lishi mumkin. Masalan, toza alyuminiy yoki temir tayoqchasi bukilsa, bukilgan joyi anod, bukilmagan joyi katod bo'ladi. Temir tayoqchalarning bukilgan joyi ko'proq korroziyalanganligini 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 potentsiallar 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 mexanizmini 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‘lmagan moddalar bilan qoplash;
- metallarga turli qo‘shimchalar 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 ishlatiladigan metalning standart elektrod potentsiali 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 tugamaguncha yemirilmaydi.

Temirni qalay bilan qoplanganda katod qoplama olinadi, chunki qoplovchi metall qoplanuvchi metalga nisbatan aslroq. Katod qoplaning biror joyi ko‘chsa, himoya qilinuvchi metall, ya’ni temir juda tez yemiriladi.

Metall sirtini metall bo‘lmagan moddalar bilan qoplash. Metallarning sirtini lak, bo‘yoq, rezina, surkov moylari (solidol, texnik vazelin) bilan qoplash, emallash va hokazolar metallarni korroziyadan saqlaydi.

Metallarga turli qo‘shimchalar kiritish. Odatdagi po‘latga 0,2-0,5% mis qo‘shish bilan po‘latning korroziyaga bardoshlilikini 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 chidamliligi yanada ortadi. Bunday po‘latlar legirlangan po‘latlar deyiladi.

Metall sirtini kimyoviy birikmalar bilan qoplash. Maxsus kimyoviy operatsiyalar o‘tkazib, metall sirtini korroziyaga chidamli birikmalar pardasi bilan qoplash mumkin. Bunday pardalar – oksidli, fosfatli, xromatli va hokazo pardalar nomi bilan yuritiladi. Metall sirtida korroziyaga chidamli 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 ; $NaNO_3$; $K_2Cr_2O_7$ kabi) oksidlovchi moddalar ishtirokida konsentrlangan 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. Korroziyon 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 ortsa, korroziya kuchayadi, OH^- ionlari konsentratsiyasining ortishi temirning korroziyalanishini susaytiradi. Lekin gidroksidlari amfoter xossaga ega bo'lgan metallar (Zn , Al , Pb)ning korroziyasi OH^- ionlari konsentratsiyasi ortganda tezlashadi.

Korroziyani tezlatuvchi moddalar korroziyon aktivatorlar deyiladi. Bularga ftoridlar, xloridlar, sulfatlar, nitratlar va hokazolar kiradi. Korroziyon muhitga qo'shilganida metallar korroziyasini susaytiradigan moddalar korroziyon ingibitorlar deb ataladi. Masalan, aminlar, mochevina, aldegidlar, sulfidlar, xromatlar, fosfatlar, nitritlar, silikatlar va hokazolar korroziyon ingibitorlardir.



Nazorat uchun savollar

1. Metallar korroziyasi va uning turlari
2. Korroziyadan saqlanish usullari
3. Metallarning elektrokimyoviy korroziyasi
4. Metallarni elektrokimyoviy korroziyadan saqlash usullari
5. Anod va katod qoplamalar
6. Metallarning atrof-muhit ta'sirida yemirilishiga asosiy sabab nima?
7. Nima uchun korroziyadan saqlashda asosan rux, nikel va xrom metallaridan foydalaniladi?

GLOSSARIY

Aktivlanish energiyasi – passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish 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 ($(Ca(OH)Cl$, $Mg(OH)Br$, $Al(OH)SO_4$) va boshqalar).

Atom – kimyoviy 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 molekulari 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 eritmadagi elektrolit miqdorining qancha qismi ionlarga ajralganligini ko'rsatuvchi kattalik.

Ekvivalentlar qonuni – elementning bir og'irlik qism vodorod, sakkiz og'irlik qism kislород bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori.

Ekzotermik reaksiyalar – reaksiya vaqtida energiya ajralib chiqishi bilan boradigan reaksiyalar.

Elektrokimyoviy jarayonlar – elektr toki taʼsirida yoki oʻzi elektr toki hosil qilib boradigan kimyoviy jarayonlar.

Elektrolit – suvdagi eritmaları yoki suyuqlanmalari elektr tokini oʻtkazuvchi modda.

Elektroliz – elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi orqali oʻzgarmas elektr toki oʻtkazilganda elektrolarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.

Elektrometallurgiya – metallarni elektr toki yordamida elektroliz qilib olish usuli.

Endotermik reaksiyalar – reaksiya vaqtida energiya yutilishi bilan boradigan reaksiyalar.

Erish issiqligi – bir mol modda eriganda yutiladigan yoki ajraladigan issiqlik miqdori.

Eritma – ikki yoki undan ortiq tarkibiy qismdan iborat boʻlgan gomogen sistema.

Eritma konsentratsiyasi – eritmaning yoki erituvchining maʼlum massa miqdorida yoki maʼlum hajmida erigan modda miqdori.

Eruvchanlik – moddaning biror erituvchining 100 grammida eriy olish xususiyati.

Eruvchanlik koeffitsiyenti – ayni moddaning maʼlum haroratda 100 gramm erituvchida erib, toʻyingan eritma hosil qiladigan massasi.

Faradeyning I qonuni – elektroliz vaqtida elektrodga ajralib chiqadigan moddaning miqdori eritmada oʻtgan elektr toki miqdoriga toʻgʻri proporsional boʻladi.

Faradeyning II qonuni – agar bir necha elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda ketma-ket ulangan holda, elektr toki oʻtkazilsa elektrolarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari oʻsha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsional boʻladi.

Galvanik elementlar – oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari natijasida kimyoviy energiyani elektr energiyasiga aylantirib beruvchi elektrokimyoviy sistemalar

Gidrolizlanish darajasi – gidrolizlangan tuz molekullari sonining eritilgan tuz molekullar 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.

Ingibitorlar – reaksiya tezligini sekinlashtiradigan katalizatorlar.

Ionli bog'lanish – elektromanfiylik qiymatlari bir-biridan keskin farq qiladigan element atomlari (odatda, metall va metalmas atomlari) o'rtasida 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.

Izotoplar – 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'limot bo'lib, u kimyoviy reaksiyalar tezligining vaqt bo'yicha o'zgarishi qonuniyatlarini o'rganadi.

Kislotalar – tarkibida metall atomlariga o'rni 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 umumiy 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 xossalariga 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 kislotaldagi 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 ifodalanadigan 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 – molekulasining 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 kislorod 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 molekularli 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 –kislorod 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 vaqtda reaksiya mahsulotlari qaytadan dastlabki moddalarga aylanib turadigan kimyoviy jarayonlar.

Qaytaruvchi – o‘zidan elektron bergan 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 olingan murakkab jism.

Qo‘sh tuzlar – tarkibida bir paytning o‘zida ikkita har xil metall atomlarini ushlab turadigan 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.

Titir – 1 ml eritmadagi erigan moddaning masa miqdori *titir* 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 molekullari 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 effektlar-

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-fevraldagi 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-dekabrda-gi Oliy Majlisga Murojaatnomasi.

3. O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi tomonidan 2013-yil 2-avgustdagi 278-sonli "Oliy ta'lim muassasalarini zamonaviy o'quv adabiyotlari 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.Turobonov "Umumiy va anorganik kimyo" T.: O'zbekiston, 2017 yil.

12. X.R.To'xtayev, R.Aristanbekov, 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 va 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 - MOLEKULAR TA'LIMOT. ATOM TUZILISHI	5
1-MAVZU. KIMYO FANIGA KIRISH. ATOM - MOLEKULAR 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-molekular ta'limot	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 molekular 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 ishlatilishi ...	45
3.5. Tuzlar ularning nomlanishi, olinishi, xossalari va ishlatilishi.....	49

4-MAVZU. ATOM TUZILISHI	57
4.1. Atom tuzilishi	57
4.2. Yadro reaksiyalari	60
4.3. Bor postulatları. Izotoplar	63
4.4. Radiaktivlik. Tabiiy va sun'iy radiaktivlik	65
4.5. Kvant sonları va ularning fizik ma'nosi, elektron bulutlar formasi	68
4.6. Pauli prinsipi. Gund va Klechkovskiy qoidalari	71

2-MODUL. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY QONUNI. KIMYOVIY BOG'LANISHLAR.....

5-MAVZU. D.I.MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI VA DAVRIY QONUNI	76
5.1. Kimyoviy elementlar davriy sistemasi	76
5.2. Davriy sistemaning tuzilishi	78
5.3. Kimyoviy elementlar va ularning birikmalarining xossalarini o'zgarishi.....	80
5.4. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyati	83

6-MAVZU. KIMYOVIY BOG'LANISHLAR	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. KIMYOVIY JARAYONLARDAGI ASOSIY QONUNIYATLAR. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY MUVOZANAT

7-MAVZU. TERMOKIMYOVIY 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. KIMYOVIY KINETIKA VA KIMYOVIY

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 FIZIK-

KIMYOVIY XOSSALARI	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

XOSSALARI	155
------------------------	-----

10.1. Suyultirilgan eritmalarining xossalari, osmotik bosim	155
10.2. Eruvchanlik.....	160
10.3. Eritmaning bug' bosimi. Raul qonunlari	162

11-MAVZU. ELEKTROLIT VA NOELEKTROLIT

ERITMALAR	165
------------------------	-----

11.1. Elektrolit va noelektrolit 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. ELEKTROLIT ERITMALARNING XOSSALARI.

TUZLAR GIDROLIZI	177
12.1. Elektrolit eritmalarning 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 reaksiyalari	192
13.3. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari	194
13.4. Oksidlovchi va qaytaruvchilar	196
13.5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish.....	198
13.6. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari potentsiallari.....	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 **207** |

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 **217** |

15.1. Elektrokimyoviy jarayonlar	217
--	-----

15.2. Elektrod potentsiali haqida tushuncha	218
15.3. Galvanik elementlar va ularning elektr yurituvchi kuchini aniqlash	220
15.4. Standart vodorod va metallarni standart elektrod potentsiali. Nernst tenglamasi	222

**16-MAVZU. ELEKTROLIZ, TUZ ERITMALARI VA
SUYUQLANMALARI ELEKTROLIZI**

16.1. Elektroliz, tuz eritmalari 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 ishlatilishi	234

18-MAVZU. METALLAR KORROZIYASI

18.1. Metallar korroziyasi va uning turlari	236
18.2. Metallarni korroziyadan saqlash	240
18.3. Korrozion aktivator va ingibitorlar	240

GLOSSARIY

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*
Musahhah *Nigora G'aniyeva*

Nashriyot litsenziyasi AI № 315. 24.11.2017.
2020-yil 8-oktabrda bosishga ruxsat etildi.
Bichimi 60x84 $\frac{1}{16}$, Times New Roman garniturası.
Ofset bosma. 16 shartli bosma taboq. 14,85 nashr tabog'i.
Adadi 500 nusxa. 139 raqamli buyurtma.
Bahosi shartnoma asosida

YOSHLAR NASHRIYOT UYI.
Shayxontohur tumani, Navoiy ko'chasi, 11-uy.

«Yoshlar matbuoti» MCHJda chop etildi.
100113. Toshkent, Chilonzor-8, Qatortol ko'chasi, 60.