

**O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA
O'RTA MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI**

FARG'ONA POLITEKNIKA INSTITUTI



KIMYO TEXNOLOGIYASI FAKULTETI

**“OZIQ OVQAT TEXNOLOGIYASI”
KAFEDRASI**

KIMYO

fanidan

MARUZALAR MATNI

Farg'ona – 2014

Ushbu maruzalar matnida kimyoning asosiy qonunlari, nazaryalari, tushunchalari atom va molekulalarning tuzilishlari, kimyoviy kinetika kimyoviy bog'lanish turlari, kimyoviy jarayonlar energetikasi, eritmalar, elektrolitlar, oksidlanish-qaytirilish reaksiyalari, elektrokimyo asoslari, moddalar, ularning olinish usullari, fizik-kimyoviy xossalari, ishlatilish soxalari, va boshqa mavzular yoritilgandir.

Maruzalar matni texnika yo'nalishida ta'lim olayotgan yo'nalishlar uchun kimyo fanidan namunaviy dastur va ishchi dasturlar talabiga mos ravishda tuzildi. Ma'ruza bayonlarida mamlakatda yechilishi zarur bo'lgan ijtimoiy-iqtisodiy muammolar bilan bog'landi, ilg'or fan-texnika va texnologiyalarning rivojlanishidagi ro'li ochib berildi.

“Oziq-ovqat texnologiyasi” kafedrasining ilmiy uslubiy kengashida ko'rib chiqildi. Majlis bayoni “___” _____. 2014 yil

Kimyo-texnologiya fakultetining uslubiy kengashida “___” _____ 2014 yil tasdiqlangan.

Tuzuvchilar: R. Mamajonova, N.Mamataliyev

Taqrizchilar:

Farg'ona Davlat universiteti kimyo fanlari nomzodi, dotsent S.O'rmonov.

Farg'ona politexnika instituti kimyo fanlari nomzodi, dotsent O'.Rahmatov

KIRISH. KIMYO FANINING VAZIFALARI VA AXAMIYATI.

Reja:

1. Kimyo fanining vazifalari.
2. Kimyoning paydo bo'lish va rivojlanish tarixi.
3. Kimyoning ahamiyati.
4. O'zbekistonning xom ashyo resurslari.

Tayanch iboralar va tushunchalar.

Kimyo, kimyoviy o'zgarishlar, fizikaviy kimyo, geokimyo, biokimyo, oddiy moddalar, murakkab moddalar, elementlar, atom, alkimyo, uyg'onish davri, tibbiyot kimyosi, pnevmatik kimyo, flogiston nazariyasi.

Kimyo tabiiy fanlar qatoriga kirishiga qaramay, xususan aniq fan hisoblanadi. U dunyoni tashkil etgan elementlarni hamda shu elementlardan hosil bo'lgan turli - tuman moddalarni, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va o'zgarishlarini, shuningdek, bu o'zgarishlarda sodir bo'ladigan xossalarni o'rganadi.

Kimyoviy o'zgarishlarda (reaktsiyalarda) dastlabki moddalarda, ya'ni xomashyodan boshqa tarkibga va boshqa xossalarga ega bo'lgan mahsulotlar olinadi.

Kimyoviy o'zgarishlarda, albatta, dastlabki moddalarning tarkibi o'zgaradi, fizik o'zgarishlarda esa bu hol kuzatilmaydi.

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

Odamlar bundan bir necha ming yil ilgari rudalardan metallar ajratib olishda, metall qotishmalar tayyorlashda, shisha pishirish va shunga o'xshash jarayonlarni amalga oshirishda kimyoviy hodisalardan keng foydalanib kelganlar. Bundan ming yil ilgari yashab o'tgan o'zimizning mashhur allomalarimizdan Abu Rayxon Beruniy va Abu Ali Ibn Sinolar o'z ishlarida fizikaviy xossalardan foydalanib minerallarni o'rganganlar va dori-darmonlar tayyorlaganlar. Bunda ular quritish, kukunlash, eritish, filtrlash, tindirish, qayta kristallash, bug'latish kabi jarayonlarni qo'llaganlar.

Modda toza holda olingandagina uning xossalarini ancha aniq bilish mumkin, chunki tekshiriladigan moddaga juda oz miqdorda qo'shimchalar aralashgan bo'lsa ham modda konstantalarining son qiymatlari o'zgaradi. Ammo modda tabiatda toza holda kamdan-kam uchraydi. Ko'pincha, tabiiy moddalar turli moddalardan iborat aralashmalar holida bo'ladi. Masalan, tabiiy suvda ma'lum miqdorda mineral tuzlar bo'ladi. Tabiatdagi moddalarda xilma- xil o'zgarishlar sodir bo'lib turadi. Masalan, temir buyumlar havoda zanglaydi va hokazo.

Kimyo fizika bilan uzviy bog'langan. «Bu ikkala fan,- deb yozgan edi Lomonosov, - bir- biri bilan shunday bog'langanki, ular bir- birisiz mukammal

bo'la olmaydi». Kimyo boshqa tabiiy fanlar va, ayniqsa, geologiya hamda biologiya bilan ham tutashib ketadi. Kimyo bilan geologiya o'rtasida geokimyo fani vujudga keldi, u Yerning turli sistemalarida kimyoviy elementlarning tarqalishini va ko'chib yurishini o'rganadi. Kimyo bilan biologiya orasida tirik organizmlarda sodir bo'ladigan kimyoviy jarayonlarni o'rganadigan biokimyo, bioanorganik va bio'rganik kimyo fanlari tarkib topdi.

Moddalar juda ko'p: xozirgi vaqtda 4 mln.dan ortiq organik va 100 mingdan ortiq anorganik moddalar ma'lum. Ularni o'rganishni osonlashtirish uchun bu moddalar turli belgilariga ko'ra sinflarga bo'linadi. Masalan, ma'lumbo'lgan barcha moddalarni uchta guruxga ajratish mumkin: oddiy moddalar, murakkab moddalar va aralashmalar. Moddalarni sinflarga bo'lishning juda ko'p boshqa usullari ham bor.

Kimyoning eng muhim vazifasi- oldindan belgilangan xossalari moddalar olish va sanoat ishlab chiqarishini jadallashtirishdan, chiqindisiz texnologiya yaratishdan iborat. Yana bir muxim vazifasi- kimyoviy o'zgarishlar energiyasidan foydalanishdir.

Kimyoning paydo bo'lish va rivojlanish tarixi.

Kimyo fani ham boshqa fanlar kabi insoniyatning amaliy faoliyati natijasida paydo bo'lgan. Odam yashash vositalarini qidirib topar ekan, turli hodisalarning sabablarini asta- sekin o'rganib, moddalarda bo'ladigan bazio'zgarishlardan foydalanish yo'llarini izlab topdi; kishilar ko'p foydali materiallar hosil qilishni, rudalardan metall suyuqlantirib olish, har xil qotishmalar tayyorlash va ulardan foydalanish, shisha pishirish hamda undan turli buyumlar yasash va boshqalarni qadimdan bilar edilar. Qadimgi Misrda kimyoviy jarayonlardan foydalanishga asoslangan ko'pgina kasbkorliklar eramizdan ancha ilgariyoq taraqqiy etgan edi. Misrliklar temir rudasidan temir suyuqlantirib olish, rangli shisha hosil qilish, teri oshlash, o'simliklardan dorilar, bo'yoqlar hamda xushbo'y moddalar ajratib olish va boshqalarni bilar edilar. Madaniyati qadimdanok ravnaq topgan Xitoy, O'rta Osiyo va Xindistonda turli kimyo korxonalari bundan ham ilgariroq paydo bo'lgan.

Tabiatga birmuncha keng va tugal falsafiy qarash qadimgi Yunonistonda vujudga keldi. Yangi eradan avvalgi V asrda o'tgan yunon olimlari Fales, Anaksimen, Ksenafont, Geraklit butun borliqni suv, havo, tuproq va olovdan kelib chiqqan deb tasavvur qildilar. Empedokl o'zidan avval o'tgan olimlarning g'oyalarini umumlashtirib, to'rtta negiz bor dedi va ularni elementlar deb atadi.

Qadimgi dunyoning eng mashhur olimlari- Levkip va uning shogirdi Demokrit ta'limotiga ko'ra, tabiatda barcha jismlar ko'zga ko'rinmaydigan, juda mayda va bo'linmaydigan zarrachalardan iborat. Demokrit bu zarrachalarni atomlar deb atadi. Demokrit ta'biri bilan aytganda, atomlar shakli va o'lchami jihatidan 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, o'lchamiga va qay tariqa joylashganligiga bog'liq, xolos. Atomlar doimo harakatda bo'ladi. Jismlarning soviganda torayishi, qizdirilganda

kengayishi, va nihoyatda, suyuqlanishi, eritilganda suv bilan aralashishi va boshqa hodisalar atomlarning harakatidan kelib chiqadi. Sodir bo'ladigan har qanday o'zgarish atomlarning o'zaro birikishidan va ularning bir- biridan ajralishidan iborat.

Demokritning atomistik ta'limoti umum tomonidan e'otirof qilinmadi. Shundan keyin taraqqiy eta boshlagan falsafa barcha hodisalarni moddaning abstrakt sifatlariga asoslanib tushuntirishga urindi.

Keyingi asrlarda tabiiyot fanining rivojlanishiga ta'sir ko'rsatgan Arastu (Aristotel) ta'limoti bu falsafaga asos bo'ldi. U butun borliqning negizi ibtidoiy materiyadir deb hisobladi. Bu materiya abadiy bo'lib, yo'qdan bor bo'lmaydigan va bordan yo'qbo'lib ham ketmaydi, uning tabiatdagi miqdori o'zgarmaydi. Ibtidoiy materiyaga biz seza oladigan va juft- jufti o'zaro qarama- qarshi bo'lgan to'rtta asosiy sifat: issiqliq va sovuqliq, quruqlik va namlik xosdir. Moddalarning xilma- xil bo'lishiga sabab shuki, ularda ana shu sifatlardan turli miqdorda bo'ladi. Aristotel bu sifatlarni juft- jufti bilan ko'shib, Empedoklning to'rt elementini- tuproq, suv, olov va havoni keltirib chiqardi.

Yunon faylasuflari materiyaning ichki tuzilishini tushunish maqsadida asosiy e'otiborni abstrakt nazariyalarga qaratgan bo'lsa, boshqa mamlakatlarda kimyoviy o'zgarishlar qakidagi amaliy ma'lumotlar asta- sekin to'plana bordi.

Misrlilarning amaliy kimyosi va Yunon olimlarining falsafiy tasavvurlari asosida miloddan 300 yil avval qadimiy dunyoning madaniy markazi Aleksandriyada akademiya va kutubxonalar tashkil topdi. Misrni arablar zabt etganidan keyin, Aleksandriya akademiasining boyliklari VII asrda arablar qo'liga o'tadi. Arablar «kimyo» so'zi oldiga, arab tiliga xos «al» qo'shimchasini qo'shib kimyoni «alkimyo» deb ataganlar. Arablar faoliyati natijasida kimyoviy ma'lumotlar birmuncha rivojlandi; ular yangi- yangi moddalar kashf qildilar. VIII asrda kimyoviy bilimlar arablardan Ispaniyaga va undan Yevropaga o'ta boshlaydi. Qadimiy Markaziy Osiyo, jumladan o'zbek olimlari ham dunyo adabiyotida arab olimlari qatoriga kiritilganlar.

Hozirgi Markaziy Osiyo hududida ijod etgan tabiatshunoslar orasida dunyoga tanilgan olimlardan buxorolik Abu Ali ibn Sino (980-1037) tibbiyot sohasida ko'p ishlari bilan mashxurdir. Uning fikricha kimyoviy bilimlar oddiy moddalardan oltin olishga emas, balki dorivor moddalar yaratishga xizmat qilishi kerak.

Xorazmda yashab ijod etgan Abu Rayxon Beruniy (980-1048) ning «Qimmatbaho toshlarni bilib olish bo'yicha ma'lumotlar to'plami» degan risolasi o'sha zamondagi Markaziy Osiyo, Yaqin Sharq, hatto Yevropada ham ma'danshunoslik sohasidagi eng yirik asar hisoblangan.

Arablarining Janubiy Ispaniyani istelo etishi kimyoga doir amaliy bilimlarning Garbiy Yevropaga yoyilishiga yo'l ochdi, bu bilimlar bilan birga noas metallarni oltinga aylantirish mumkin degan g'oya ham yoyildi. Kimyo tarixida bu davr alkimyo davri deb ataldi. O'rta asrlarda Yevropada ilmiy fikr tamomila qatolik cherkovning ta'siri va nazorati ostida edi. Aristotelning ruxoniylar sohtalashtirib yuborgan ta'limoti hukmron edi. Bu ta'limotga shubha bilan qaragan har qanday kishi qattiq ta'qib qilinardi. O'rta asrlarda fan bir joyda

qotib qoldi va bilimlar tushkunlikka uchradi. Alkimyogarlarning butun harakati sirli «falsafiy toshlar» ni axtarib topishga qaratilgan edi. Fanning rivojlanishida ijobiy rol uynagan arab alkimyosiga qarama-qarshi ularok, G'arbiy Yevropa alkimyosi reaksiyon, ilmga xilof oqim bo'lib, cherkov bilan feodallar manfaati uchungina xizmat qildi. Kimyoning rivojlanishida burilish yasagan davr o'yg'onish davri bo'ldi. Bu davrda hayot kimyo oldiga yangidan-yangi amaliy masalalarni quydi. Kasalliklarni davolashda kimyoviy preparatlardan foydalanish tajribalari kimyoda yangi bir oqim, ya'ni tabiyot kimyosi oqimini vujudga keltirdi. Bu oqim tarafdorlari (asoschisi Paratsels) kimyoning asosiy maqsadi dori moddalar tayyorlash deb hisoblar edilar.

Tabiatni hayotdan ajratilgan holda o'rganish XVII asrdagina yo'qola boshladi va kimyo fani aniq tajriba natijalariga asoslanib xulosalar chiqaradigan bo'ldi. Kimyoda bu yangi oqimga Robert Boyl asos soldi. Bu olim fikricha kimyoviy tajribalar o'tkazish, kuzatishlar olib borish natijasida ma'lumotlar to'plash lozim. Kimyoning maqsadi jismlarning tuzilishini o'rganishdir, jismlarning tuzilishini bilishning vositasi esa ularni elementlarga parchalashdan iborat kimyoviy analizdir. Boyl ta'limotiga ko'ra, element murakkab jismlar tarkibiga kiradigan va murakkab jismlar parchalanganda hosil bo'ladigan eng oddiy jismlardir. R.Boylning kimyo sohasida qilgan ishlari va uning tekshirish uslubi kimyoning rivojlanishiga katta yordam berdi. Bu davrdan boshlab pnevmatik kimyo (gazlar kimyosi) rivojlana bordi. XVII asrning oxirida nemis kimyogari Shtal yaratgan flogiston nazariyasi xukumron edi. Bu nazariyaga ko'ra, barcha yonuvchi moddalarda flogiston, ya'ni olov modda mavjud. Bunday modda metallarda ham bo'ladi, ayniqsa ko'mirda ko'p. Vaqt o'tishi bilan juda ko'p kuzatishlar o'tkazish natijasida flogiston nazariyasiga zid ma'lumotlar to'plandi va deyarli bir asr xukumronlik qilgan bu nazariya kimyoning rivojlanishiga to'siq bo'lib qoldi. XVIII asr boshlarida kimyogarlarning olovning tabiati va yonish jarayonining mohiyatiga katta e'tibor berdilar. Yonishning ilmiy nazariyasini yaratishda Rossiya olimi M. V. Lomonosovning xizmati katta bo'ldi. U og'zi kavsharlab berkitilgan retorta deb nomlanuvchi idishda metallarni qattiq qizdirib, kimyoning rivojlanishi uchun muhim yangiliklar kashf etdi. Shu tajribalarga asoslanib, Lomonosov metallar qizdirilganda ular havo bilan birikadi, degan xulosaga keldi.

Keyinchalik frantsuz olimi A.Lavuaze yonish, moddalarning havodagi kislorod bilan birikish reaksiyasi ekanligini isbotladi. Lavuaze flogiston nazariyasiga zarba berib, yonish va oksidlanish jarayonlarining mohiyati haqida to'g'ri va aniq ilmiy nazariya yaratdi. Kimyoning aniq fan sifatida rivojlanishida ingliz olimi J.Daltonning atomistik tasavvurlari hal qiluvchi rol o'ynadi. Binobarin, atomistik ta'limotni rivojlantirgan Rossiya olimi M.V.Lomonosov bilan ingliz olimi J.Daltonni hozirgi zamon kimyosining asoschilari deb atalsa xato bo'lmaydi.

Kimyo fanining rivojlanishida Rossiya olimlaridan D.I.Mendeleev bilan A.M.Butlerovning xizmati katta. Moddalarning tuzilishini tekshirishda, tekshirish natijalariga ko'ra kerakli xossaga ega bo'lgan moddalar hosil qilishda A.M.Butlerovning moddalar tuzilish nazariyasi katta rol o'ynadi.

Kimyoning ahamiyati.

Hozirgi vaqtda kimyo va kimyoviy ishlab chiqarish xalq xo'jaligida g'oyat muhim ahamiyat kasb etmoqda. U tabiatda bo'lmaydigan mahsulotlarni sintez qilishga, ulardan turli-tuman mashina va asboblarni yaratish uchun, turar joy binolari ko'rish va xalq iste'mol mollari ishlab chiqarish uchun foydalanishga imkon berdi. Tabiatdan faqat xomashyo, ruda, toshko'mir, neft va boshqalargina olinmoqda. Tabiiy xomashyoni kimyoviy yo'l bilan qayta ishlab xalq xo'jaligi uchun zarur mineral o'g'itlar, pestitsidlar, metallar, plastmassalar, bo'yoqlar, dorivor moddalar va boshqalar tayyorlanadi. Kimyo sanoati sintetik kauchuk, sintetik tola, sun'iy yoqilg'i, dori-darmonlar va boshqa juda ko'p moddalar ishlab chiqaradi.

Ko'plab miqdorlarda asosiy kimyo sanoatining mahsulotlari-kislotalar, ishqorlar, tuzlar ishlab chiqariladi.

Kimyoning imkoniyatlari bitmas - tuganmasdir. Faqat neftning o'zidan 20 mingdan ortiq, toshko'mirdan esa bundan ham ortiq organikaviy moddalar olish mumkin. Masalan, yaqinda ishga tushgan o'lgan «Sho'rtan gaz kimyo majmuasi» nomli kimyo zavodi tabiiy gaz asosida o'nlab qimmatbaho mahsulotlar ishlab chiqarish ishiga kirishdi.

Kimyo fani tabiiy mahsulotlarni tejab ishlatish, ishlab chiqarishning qo'shimcha mahsulotlari va chiqindilaridan foydalanish masalalari bilan ham shug'ullanishi lozim. Ammo sobiq Shuro xukumati davrida mamlakatimizning ko'pgina tabiiy boyliklari hisobsiz ishlatilgan va tashib ketilgan. Atrof muhit esa sanoat chiqindilari bilan ifloslantirilib ekologik holatga ancha ziyon yetkazilgan edi. Mamlakatimiz mustakillikka erishgandan keyin tabiiy boyliklarga munosabat ham o'zgardi, ularni avaylab ishlatish yo'lga qo'yildi.

O'zbekistonning xom ashyo resurslari.

O'zbekiston o'z yer osti boyliklari bilan mashxur bo'lib, uning bag'rida Mendeleev davriy sistemasining deyarli barcha elementlari topilgan.

Xozirga qadar 2,7 mingdan ziyod turli foydali qazilma konlari va boyliklaridan namoyon bo'lgan istiqbolli joylar aniqlangan. Bu konlarda 100 ga yaqin mineral xom-ashyo turlari mavjud, shundan 60 dan ortig'i ishlab chiqarishga jalb etilgan, 900 dan ortiq kon qidirib topilgan.

O'zbekistondagi umumiy mineral xom-ashyo potentsiali 3,3 trillion AQSH dollari bilan baxolanmokda. Neft va gaz kondensati, tabiiy gaz bo'yicha 155 ta istiqbolli kon, qimmatbaxo metallar bo'yicha 40 dan ortiq, rangli, nodir va radioaktiv metallar bo'yicha 40, konchilik kimyo xom-ashyosi bo'yicha 15 ta kon qidirib topilgan.

Xar yili respublika konlaridan taxminan 5,5 milliard dollarlik miqdorda foydali qazilmalar olinmokda va ular yoniga 6,0-7,0 milliard dollarlik yangi zahiralar qo'shilmokda. Bir kator foydali qazilmalar, chunonchi kumush, uran, mis tabiiy gaz, W, kaliy tuzlari, fosforitlar, kaolinlar bo'yicha O'zbekiston tasdiqlagan zahiralar jihatidan butun dunyoda etakchi o'rinni egalaydi.

Kumush zahiralari bo'yicha respublika dunyoda 4-o'rinda, qazib olish bo'yicha 7-o'rinda, mis zahiralari bo'yicha 10-11 o'rinda, uran zahirasi bo'yicha 7-8 o'rinda turadi.

Qidirib topilgan zahiralar asosida 400 yaqin kon, shaxta, kar'er, neft'-gaz konlari ishlab turibdi.

O'zbekiston noyob yoqilg'i-energetika resurslariga ega. Gaz zahiralari 2 trillion m³ ga, ko'mir 2 milliard tonna, 160 ta neft' koni mavjud. Neft' va gaz mavjud bo'lgan beshta asosiy mintaqani ajratib ko'rsatish mumkin: Ustyurt, Buxoro-Xiva, Janubiy-G'arbiy Xisor, Surxandaryo, Farg'ona. Neft' va gaz zahiralari 1 trillion AQSH dollaridan ortiqrokdir.

Qidirib topilgan zahiralar respublika ehtiyojini tabiiy gaz bo'yicha-35 yildan ko'proq, neft' bo'yicha 30 yildan ko'proq koplaydi. Eng yirik gaz konlari Janubiy-G'arbiy Xisor va Buxoro-Xiva neft' va gazli mintaqalarida joylashgan bo'lib, bular SHO'rtan va Muborak guruxlariga kiruvchi konlardir.

Ko'mir Angren va Boysun konlaridan qazib olinmokda. Dunyoda eng yirik oltin rudali viloyat bo'lgan Qizilqumda Muruntovdan tashkari Ajibugut va boshqa yangi konlar aniqlanmokda.

Respublikadagi kumush konlari Navoiy viloyatidagi Vysokovol'tnoe va Namangan viloyatidagi Oqtepa konidir.

Aniqlangan uran zahiralari 50-60 yil mobaynida qazib olishga etadi. Uran bilan yo'l-yo'lakay reniy, skandiy, lantanoidlar va boshqalar xam qazib olinmokda. O'zbekiston rangli metallar mis, qo'rg'oshin, rux, volfram va shu guruxga kiruvchi boshqa metallarning zahiralarga ega. Mis rudalari bilan birga rangli metallarning 15 dan ortiq turi: oltin, kumush, margens, skandiy, indiy, tellur, selen, reniy, kobalt, nikel, osmiy va boshqa metallar xam qazib olinmoqda.

Ishlab turgan konlar mis va unga yo'ldosh metallarni 40-50 yil, rux va qo'rg'oshinni 100 yildan ko'proq vaqt qazib olishni taminlaydi. Rangli metallar rudalarining zahiralari asosan Olmaliq ruda maydonida jamlangan. Qalmoqqir koni noyob konlardan bo'lib, u erda mis-molibden qazib chiqariladi. Qo'rg'oshin-rux asosan Jizzax viloyatining Uchquloq va Surxondaryo viloyatining Xondiza konlarida jamlangan. Xondizadagi konda Pb va Zn bilan birga Cu, Ag, Cd, Se va Au bor.

Selen va tellurdan asosan yarim o'tkazgichlar, quyosh batareyalari, termogeneratorlar, po'lat, shishaning maxsus navlarini ishlab chiqarishda foydalaniladi. O'zbekiston reniyning noyob zahiralarga ega. U Olmaliq konlaridagi mis rudalari bilan bog'liq. Sanoatda reniydan aviasiya va kosmik texnika uchun o'tga chidamli qotishmalar, elektron uskunalar, neftni parchalash uchun katalizatorlar ishlab chiqarishda foydalaniladi.

Jaxonda Os izotoplari oilasida osmiy-187 bor yo'g'i 1,6% ni tashkil etadigan tabiiy manbalar (Afrika, SHveysariya, Rossiyada) mavjud. Osmiy maxsulotini sanoat usulida olishning maqsadga muvofiqligi shu bilan asoslanadiki, birlamchi xom ashyoninng katta zahiralari mavjud bo'lib, ular Noril'sk konidagidan 3 barobar ortiqdir. Respublikada 20 ta marmar, 15 ta granit va gabbro koni borligi aniqlangan.

Qoplama toshlarning umumiy zahiralari 85 million m³ dan ortib ketadi. Ular toshni qayta ishlaydigan korxonalarni 100 yillar davomida xom ashyo bilan ta'minlaydi.

G'azg'on, Nurota va Zarband konlarida marmar mavjud. Respublika fosforitlarga boy. Jeroy-Sardara fosforitlar konidagi Manokash turiga mansub zarra-donador fosforitlarning aniqlangan zahirasi 100 mln tonnagacha etadi. Xozirgi vaqtda Qizilqum fosforit kombinati qurilmokda. Unda 2,7 mln tonna fosforit kontsentrati olinadi. Xozirda 300 mln tonnaga yaqin bo'lgan fosforit konlaridan amalda foydalanilmayotir.

O'zbekistonda juda katta kaliy tuz konlari bo'lib, ular Qashqadaryo viloyatida Tubakat va Surxandaryo viloyatida Xurapkon konlaridir. Kaliy tuzlari 100 yildan ko'proqqa etadi.

Tuzlarni qayta ishlash bromli temir, magnezit, gips va boshqa metallarni yo'l-yo'lakay olish imkonini beradi. Respublikamizda 5 ta osh tuzi koni – Xujakon, Tubakon, Borsakelmas, Boybichakon va Oqqal'a konlarida 90 milliard tonna xom ashyo bor.

1995 yilda oltin qazib olish bo'yicha Zarafshon–Nyumon qo'shma korxona oltinning birinchi turkumini ishlab chiqardi.

Xozirda g'oyat qimmatli tayyor maxsulot kaprolaktomdir, xozir respublikada ishlab chiqarilayotgan kapralaktomning ko'pi bilan 10% qayta ishlash maqsadida foydalanilmokda, kelajakda 70%-80% ga etkazish ko'zlanmokda.

Respublika 23 ming tonna nitron tolasi ishlab chiqaradigan kuvvatlar vujudga keltirilgan, bundan mebel' va dag'al gazlamalar, qo'lda va mashinada tikish uchun yigirilgan ip, paypoq va gilam maxsulotlari, ustki trikotaj, mato, adeyal, sun'iy mo'yna va boshqa ko'pgina turdagi maxsulotlar tayerlash uchun boshlangich xom ashyo bo'lib xizmat qiladi. SHu bilan birga, juda kam qismi bor yo'g'i 25% nitron tolasi qayta ishlanib, tayyor maxsulot xoliga keltirilmokda.

Respublikada etishtirilayotgan mevalar va uzum ekologik jixatidan sof bo'lib, ularda kup miqdorda qimmatli ozik moddalari va darmondorilar (vitaminlar) bor. O'zbekistonning maydoni 447,4 ming km² bo'lib, shundan 10% gina ekin maydonlaridir. Respublika mevalaridan 30 dan ortiq nomda vino, shampän vinolari va konyaklar turli navlari ishlab chiqarilmokda, xalqaro tanlovlarda 92 ta medal' bilan taqdirlangan (O'zbekiston vinolari).

O'zbekistonning ko'pgina noyob mineral xomashyo va qishloq xo'jalik resurslariga jaxon bozorlarida talab katta. O'zbekiston yaqin yillar ichida iqtisodiyot borasida barqaror va olga rivojlanadi, xalqimizning farovonligini yuksak darajaga etishini taminlaydi.

Nazorat uchun savollar.

1. Kimyoning fan sifatida shakllanish tarixi haqida nimani bilasiz?
2. O'zbekistonda kimyo fani va uning tarixiga oid qanday ma'lumotlar bor?
3. O'zbekistondagi kimyo sanoatining qanday tarmoklarini bilasiz?
4. Respublikamiz kimyo fani rivojiga munosib hissa qo'shgan va qo'shayotgan akademiklardan kimlarni bilasiz? Ular kimyoni qaysi sohalari bilan shug'ullanganlar?

KIMYODA ATOM – MOLEKULAR TA'LIMOT.

Reja:

1. Atom-molekulyar ta'limot.
2. Kimyoviy elementlar va oddiy moddalar
3. Asosiy kimyoviy tushuncha va qonunlar. Nisbiy atom va nisbiy molekulyar massalar
4. Mol. Molyar massa.
5. Massalar saqlanish qonuni.
6. Tarkibning doimiylik qonuni.
7. Ekvivalentlar qonuni.
8. Gaz qonunlari. Avogadro qonuni.

Tayanch iboralar va tushunchalar.

Molekula, massa atom birligi, nisbiy atom massa, nisbiy molekulyar massa, mol, molyar massa, Avogadro doimiysi, daltonidlar, bertollidlar, kimyoviy ekvivalent, molyar xajm, gazlar zichligi.

Atom-molekulyar ta'limot.

XVIII asrning o'rtalarida M.V.Lomonosov qadimgi yunon faylasuflari Levkip va Demokritning «hamma moddalar juda mayda zarrachalar-atomlardan tuzilgan, hamda ular doimiy va uzluksiz harakatda bo'ladi, dunyoda sodir bo'ladigan barcha o'zgarishlar atomlarning birikishi yoki bir-biridan ajralishi natijasidir», - degan atomistik tasavvurini rivojlantirib, sistemaga soldi hamda kimyoga tatbiq etdi. Bu ta'limotning asosiy qoidalari «Matematik kimyo elementlari» (1741) nomli va boshqa ko'pgina asarlarida bayon qilingan. U ham o'z ta'limotiga barcha moddalar juda mayda zarrachalardan tuzilgan, degan fikrni asos qilib oldi va zarrachalarni ikki turga bo'ldi: atomlarni «elementlar» deb, molekulalarni esa «korpuskular» deb nomladi. Molekulalar hosil bo'lishida atomlar bir-biri bilan mikdoriy nisbatlarda birikadi. Molekulalarning xossalari faqat ularning tarkibiga kirgan atomlar sonigagina bog'lik bo'lmay, balki atomlarning molekulada joylashish tartibiga ham bog'likdir.

Lomonosov ta'limotining mohiyatini quyidagi qoidalar bilan bayon qilish mumkin:

1. Barcha moddalar «korpuskula» (molekula) lardan tarkib topgan, ular bir-biridan oraliq – fazo bilan ajralgandir va ular to'xtovsiz harakatda bo'ladi.
2. «Korpuskula» lar «element» (atom) lardan tarkib topgan. «Element» lar ham to'xtovsiz harakatda bo'ladi.
3. «Element» lar aniq massa va o'lchamga ega.
4. Oddiy moddalarning «korpuskula» lari bir xil elementlardan, murakkab moddalarning «korpuskula» lari turli elementlardan tuzilgan.

M.V.Lomonosovdan qariyb yarim asr keyin, ingliz olimi J.Dalton kimyo va fizika sohasida yig'ilgan tekshirish natijalarini atomistik ta'limot asosida talqin qildi; u 1808 yilda atomistik ta'limotni quyidagicha ta'rifladi:

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

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

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

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

Dalton atomistik ta'limotga tayanib, kimyoning asosiy qonunlarini izohlab berdi. U kimyoviy element tushinchasiga aniq ta'rif berdi: «kimyoviy element bir xil xossalar bilan tavsiflanadigan atomlar turidir». Bundan tashqari, u «atom massa» (ya'ni atomning nisbiy massasi) tushunchasini kiritdi, vodorodning atom massasini shartli ravishda birga teng deb qabo'l qildi.

Dalton ta'limotida kamchiliklar borligi o'sha vaqtdayoq ma'lumbo'ldi. Dalton ta'limoti oddiy moddalarning molekulari bo'lishini inkor qildi. Undan tashqari Dalton murakkab moddalarning tuzilishini talqin qilishda hatoga yo'l qo'yib, bir elementning bir atomi ikkinchi elementning fakat birgina atomi bilan birikadi, deb faraz qildi. Shunga asoslanib, Dalton suv formulasini NO , ammiaknikini NH , etilennikini SN shaklida ifodaladi. Dalton atom massa tushunchasi bilan «ekvivalent» tushunchasi orasidagi farqni ko'rmadi. Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, Daltonning oddiy moddalarda molekular bo'lishini inkor etishi kimyoning keyingi rivojlanishiga halol berdi.

Kimyoda atom – molekulyar ta'limot faqat XIX asrning o'rtalaridagina uzil – kesil qaror topdi. Kimyogarlarning 1860 yilda Karlsrue shaxrida bo'lib o'tgan xalqaro anjumanida molekula va atom tushunchalarining ta'rifi qabo'l qilindi. Hozir zamonaviy atom-molekulayar ta'limotni quyidagicha bayon qilish mumkin:

1. Moddaning kimyoviy jihatdan bo'linmaydigan eng kichik zarrachasi – atom deb ataladi. Bir turdagi atomlar «kimyoviy element» deyiladi.

2. Tabiatdagi moddalarning turli-tumanligi kimyoviy elementlar atomlarining o'zaro turlicha birikishi bilan izohlanadi.

3. Atomlar o'zaro birikib molekularlar xosil qila oladi. Molekula ayni modda tarkibini va kimyoviy xossalarini ifodalovchi eng kichik zarrachadir. Molekulalarning o'zaro jipslashishi natijasida «molekulyar tuzilishli» moddalar hosil bo'ladi. Bu moddalarda molekularlararo tortishuv kuchlari molekula tarkibidagi atomlararo tortishuv kuchlaridan kichik bo'lganligi sababli, molekulyar tuzilishli moddalar past temperaturada suyuklanadi va qaynaydi.

4. Atomlar o'zaro birikishi natijasida atomlar tuzilishiga ega bo'lgan moddalar hosil bo'lishi ham mumkin. Bu moddalar ko'p miqdordagi batartib

o'rnashgan atomlardan iborat bo'lib, ularni «atom tuzilishli» moddalar deb ataladi. Ular (masalan, olmos va boshqalar) yuqori haroratlarda suyuqlanadi.

5. Moddalar o'z tarkibi jihatidan oddiy va murakkab bo'lishi mumkin.

6. Molekula va atom uzluksiz harakatda bo'ladi.

7. Kimyoviy reaksiya vaqtida o'zaro ta'sirlashuvchi moddalar tarkibidagi atomlar qayta guruhlanishi natijasida yangi mahsulotlar hosil bo'ladi.

8. Atom kimyoviy elementning eng kichik zarrachasi bo'lib, shu elementning barcha kimyoviy xossalari o'zida mujassam qiladi.

Kimyoviy elementlar va oddiy moddalar

Atom – molekulyar ta'limot nuqtai nazaridan atomlarning har qaysi alohida turi kimyoviy element deyiladi. Element – ma'lum xossalarga ega bo'lgan atomlar turidir.

Atomning eng muhim xarakteristikasi uning yadrosining musbat zaryadi bo'lib, u son jihatdan elementning tartib raqamiga teng. Yadro zaryadining qiymati atomlarning har xil turlari uchun bir – biridan farq qiluvchi belgisi hisoblanadi, bu esa element tushunchasiga ancha to'liq ta'rif berishga imkon beradi.

Kimyoviy element – bu yadrosining musbat zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turidir.

Oddiy moddalar molekulasini bir xil elementning atomlaridan (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 va boshq.), murakkab moddaning molekulasini esa ikki yoki bir necha xil elementning atomlaridan (masalan, suv H_2O vodorod va kislorod atomlaridan) tarkib topgan bo'ladi.

Barcha elementlar odatda metallar bilan metallmaslarga bo'linadi. Lekin bunday bo'linish shartlidir.

Elementlarning muhim ta'rifi ularning yer po'stlog'ida, ya'ni Yerning yuqori qattiq qobig'ida tarqalganligidir, bu qobiqning qalinligi shartli ravishda 16 km ga teng deb qabo'l qilingan. Elementning yer po'stlog'ida tarqalganligini geokimyo – Yer haqidagi fan o'rganadi. Ma'lumotlarga ko'ra eng ko'p tarqalgan element – kislorod yer po'stlog'i massasining 47,2 % ni tashkil etadi, so'ngra kremniy – 27,6, alyuminiy-8,80, temir- 5,10, kaltsiy- 3,6, natriy – 2,64, kaliy- 2,6, magniy- 2,10, vodorod- 0,15%

Keltirilgan raqamlardan ko'rinib turibdiki, elementlar yer po'stlog'ida juda notekis tarqalgan. Aytib o'tilgan 9 element yer po'stlog'i massasining 99,79 % ni, qolgan barcha elementlar – faqat 0,21 % ni tashkil etadi. Mashxo'r olim Robert Boyl davridayok murakkab moddalarning parchalanishidan hosil bo'ladigan, lekin o'zi yanada oddiyroq moddalarga parchalana olmaydigan oddiy modda kimyoviy element deb atalgan edi. Bu ta'rifga Dalton atomistikasi hech qanday qo'shimcha kiritilgan olmadi. Lekin M.V.Lomonosov va D.I.Mendeleev «element» tushunchasi bilan «oddiy modda» tushunchasi orasidagi farqni birinchi bo'lib aniq ko'rsata oldilar. D.I.Mendeleevning aytishicha: «Element deganda, oddiy va murakkab moddalarni tashkil etgan va ularga ma'lum fizik hamda kimyoviy xossalari majmuini bera olgan moddiy tarkibiy qismlarni tushunmoq kerak. Agar oddiy moddani molekula deb tushunish o'rinli bo'lsa, elementni atom deb tushunmoq

to'g'ri bo'ladi. Uglerod – element, lekin ko'mir, grafit va olmos oddiy moddalardir». Demak, D.I.Mendeleevning ta'rifiga «kimyoviy element - oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan va ma'lum atom massaga ega bo'lgan atomlar turidir».

Izotoplar kashf etilganidan keyin, yuqoridagi ta'rifni qayta ko'rib chiqishga to'g'ri keldi. Atom massalarini qayta qarab chiqish yuzasidan 1923 yilda tashkil etilgan xalqaro komissiya qaroriga muvofiq «kimyoviy element – bir xil yadro zaryadiga ega bo'lgan atomlar turi» deb ta'riflandi.

Asosiy kimyoviy tushuncha va qonunlar. Nisbiy atom va nisbiy

molekulyar massalar

Eng yengil atom – vodorod atomi bo'lib, uning massasi $1,674 \cdot 10^{-27}$ kg ni; Yerda uchraydigan eng og'ir atom – uranniki – $3,952 \cdot 10^{-25}$ kg ni, kislorodniki – $2,667 \cdot 10^{-27}$ kg ni, uglerodniki esa – $1,993 \cdot 10^{-26}$ kg ni tashkil etadi. Hisoblashlarda, bunday sonlarni qo'llash noqulaydir. Shuning uchun kimyoda, fizikada va umuman hamma tabiatshunoslikda atom massalarining mutlaq emas balki, nisbiy qiymatlaridan foydalaniladi. 1961 yilda atom massasining birligi qilib uglerod izotopi ^{12}C atomi massasining $1/12$ qismiga teng bo'lgan massa atom birligi (m.a.b.) qabo'l qilingan.

Ko'pchilik kimyoviy elementlarda massasi turlicha bo'lgan atomlar bo'ladi. Shu sababli: elementning tabiiy izotoplar tarkibidagi atomi o'rtacha massasining uglerod ^{12}C atom massasining $1/12$ qismiga nisbatiga teng kattalik kimyoviy elementning nisbiy atom massasi (A_r) deyiladi.

Elementlarning nisbiy atom massalari (uni «atom massa» deb atalsa ham bo'ladi) A_r bilan belgilanadi, bunda indeks r – inglizcha relative nisbiy so'zining bosh harfidir. $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{O})$, $A_r(\text{C})$ yozuvlar vodorodning nisbiy atom massasi, kislorodning nisbiy atom massasi va uglerodning nisbiy atom massasini bildiradi. Masalan,

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 1,0079;$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 15,9994;$$

Nisbiy atom massa – kimyoviy elementning asosiy harakteristikalaridan biridir. Atom massalarning hozirgi qiymatlari D.I. Mendeleevning elementlar davriy sistemasida berilgan.

Moddaning tabiiy izotoplar tarkibidagi molekulasini o'rtacha massasining uglerod atomi ^{12}C massasining $1/12$ qismiga nisbatiga teng qiymat moddaning nisbiy molekulyar massasi M_r deyiladi.

Nisbiy molekulyar massa son jihatdan modda molekulasini tarkibiga kiradigan barcha atomlar nisbiy atom massalarining yig'indisiga teng. Uni moddaning formulasidan oson hisoblab topish mumkin. Masalan, $M_r(\text{H}_2\text{O})$ quyidagicha topiladi:

$$2 A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594$$

$$Ar(O) = 1 \cdot 15,9994 = 15,9994$$

$$Mr(H_2O) = 18,01534$$

Demak, suvning nisbiy molekulyar massasi 18, 01534 ga yoki yaxlitlaganda 18 ga teng.

Nisbiy molekulyar massa berilgan modda molekulasining massasiga ^{12}C atomi massasining $1/12$ qismidan necha marta katta ekanligini ko'rsatadi. Masalan, suvning molekulyar massasi 18 ga teng. Bu degan so'z, suv molekulasining massasi ^{12}C atom massasining $1/12$ qismidan 18 marta katta demakdir. Nisbiy molekulyar massa ham – moddalarning asosiy harakteristikalaridan biridir.

Mol. Molyar massa.

Hamma kimyoviy hisoblarda muhim tushuncha bo'lib mol xizmat qiladi. «Fizikaviy kattaliklar birliklari» Davlat standartida mol uchun quyidagi ta'rif berilgan: «Mol – bu moddaning 0,012 kg uglerod izotopi ^{12}C da nechta atom bo'lsa, tarkibida shuncha struktura birliklar (molekula, atom, ion, elektron va boshqalar) bo'ladigan miqdoridir.» Masalan, 1 mol uglerod (IV) – oksidi (CO_2) 1 mol CO_2 molekulasidan, 1 mol C atomlaridan 2 mol O atomlaridan, 22 mol elektronlardan 3 mol atom yadrolardan tarkiblangan; 1 mol natriy sulfid esa 1 mol Na_2SO_4 guruhidan, 2 mol Na^+ ionlaridan, 1 mol SO_4^{2-} ionlaridan tarkiblangan.

Bitta uglerod atomining massasini ($1,993 \cdot 10^{-26}$ kg) bilgan holda 0,012 kg ugleroddagi atomlar soni N_A ni hisoblab topish mumkin.

$$N_A = \frac{0,012 \text{ kg} / \text{mol}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g} / \text{mol}$$

Bu son Avogadro doimiysi deyiladi (belgisi N_A , o'lchovi g/mol) va istalgan moddaning bir molidagi struktura birliklari sonini ko'rsatadi.

Mollar hisobidagi modda miqdori massaga proporsional bo'lmaydi, chunki ayni bir modda molekulalari massalari hatto turli xil izotoplardan tarkib topganini hisobga olmaganda ham, har xil energetikaviy holatlarida turli massaga ega bo'ladi. Shuning uchun modda miqdori – mol yangi birlik bo'lib, massadan farq qiladi.

Molyar massa – modda massasining moddaning miqdoriga nisbatiga teng kattalik.

Uning o'lchovi kg/mol yoki g/mol; odatda u M xarfi bilan belgilanadi.

Molekulaning massasini bilgan holda moddaning molyar massasini oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar suv molekulasining massasi $2,99 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng bo'lsa, u holda molyar massasini $Mr(H_2O) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g/mol} = 0,018 \text{ kg/mol}$, ya'ni 18 g/mol bo'ladi. Umumiy holda moddaning g/mol da ifodalangan molyar massasi shu moddaning nisbiy atom yoki nisbiy molekulyar massasiga son jihatidan teng bo'ladi. Masalan, C, Fe, O_2 , H_2O larning nisbiy atom va molekulyar massalari tegishlicha 12, 56, 32, 18 ga teng, ularning molyar massalari esa tegishlicha 12 g/mol, 56 g/mol, 32 g/mol, 18 g/mol bo'ladi.

Molekulyar massani molekulyar holatdagi moddalar uchun ham, atomar holatdagi moddalar uchun ham hisoblab topish mumkin. Masalan, vodorodning

nisbiy molekulyar massasi $M_r(\text{H}_2) = 2$, moddaning struktura birliklari soni (N_A) bilan aniqlangan miqdori bir xil – 1 mol. Lekin molekulyar vodorodning molyar massasi esa 1 g/mol. Bir mol atom, molekula yoki ionlardagi zarrachalar soni Avogadro doimiysiga teng bo'ladi, masalan:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } ^{12}\text{C} \text{ atomlari} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atom } ^{12}\text{C} \\ 1 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ molekulari} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molekula H}_2\text{O} \\ 1 \text{ mol SO}_4^{2-} \text{ ionlari} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ SO}_4^{2-} \text{ ionlari} \end{aligned}$$

Massa bilan modda miqdori – har xil tushunchalardir. Massa kilogrammlarda (grammalarda), modda miqdori esa – mollarida ifodalanadi. Moddaning massasi (m, g), moddaning miqdori (n, mol) va molyar massa (M, g/mol) orasida oddiy nisbatlar bor:

$$m = nM$$

$$n = \frac{m}{M}$$

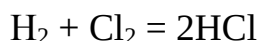
$$M = \frac{m}{n}$$

Shu formulalardan modda muayyan miqdorining massasini hisoblab topish, yoki moddaning ma'lum massasidagi mollar sonini aniqlash yoxud moddaning molyar massasini oson topish mumkin.

Massalar saqlanish qonuni.

Moddalar massasining saqlanish qonuni – kimyoning birinchi qonunidir. Bu qonunni dastlab 1748 yilda M.V.Lomonosov, keyin 1789 yilda frantsuz kimyogari Lavuaze mustaqil ravishda ta'riflab bergan. Qonunning hozirgi ta'rifi quyidagicha:

Kimyoviy reaksiyaga kirishadigan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massasiga teng. Moddalar massasining saqlanish qonunini atom – molekulyar ta'limot nuqtai nazardan shunday izohlash mumkin: kimyoviy reaksiyalarda atomlar yo'qolmaydi va yo'qdan vujudga kelishi mumkin emas; reaksiyagacha va reaksiyadan keyin atomlarning umumiy soni o'zgarmasligicha qoladi. Masalan, vodorod bilan xlori ikki atomli molekulari o'zaro ta'sir ettirilganda shuncha HCl molekulasini hosil bo'lishi kerakki, vodorod bilan xlor atomlarining soni ikkiga teng bo'lsin, ya'ni ikki molekula HCl hosil bo'lishi kerak:



Moddalar massasining saqlanish qonuni M.V.Lomonosov energiyaning (harakat miqdorining) saqlanish qonuni bilan bog'ladi. U bu qonunlarni birgalikda, tabiatning umumiy qonuni sifatida qaradi va quyidagicha ta'rifladi: «Tabiatdagi barcha o'zgarishlarning mohiyati shundan iboratki, bir jismdan qancha olinsa, boshqasiga shuncha qushiladi». Masalan, agar qaerdadir materiya bir oz kamaysa, boshqa joyda ko'payadi.

Katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan sodir bo'ladigan jarayonlarda moddalar (masalan, radioaktiv moddalarning yemirilishi, atom hamda vodorod

bombalarining portlashi) massasining saqlanish qonuniga emas balki materiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi. Agar jarayonning issiqlik effekti Q bo'lsa, jarayon davomida modda massasining o'zgarishi Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$\Delta m = \frac{Q}{C^2}$$

bu yerda C^2 nihoyatda katta son ($9 \cdot 10^{16} \text{ m} \cdot \text{C}^{-1}$) bo'lganligidan odatdagi reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni tarozi yordami bilan ham payqash qiyin.

Moddalar massasining saqlanish qonuni kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarini tuzish uchun moddiy asos beradi. Unga asoslanib, kimyoviy tenglamalar bo'yicha hisoblashlar o'tkazish mumkin.

Tarkibning doimiylik qonuni.

Frantsuz kimyogari A.Lavuaze 1781 yilda CO_2 gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat 3 : 8 ekanligini aniqladi. Shundan keyin: har qanday kimyoviy toza birikmaning tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi, degan xulosa chiqarildi. Bu xulosa tarkibning doimiylik qonunidir. 20 yil davomida bu qonunning to'g'riligi barcha olimlar tomonidan e'otirof etib kelingan. Lekin 1803 yilda boshqa frantsuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tadqiqotlar asosida, kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'lik bo'ladi, degan xulosa chiqadi.

Frantsuz olimi J.L.Prust (1753-1826) Bertollening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi. U kimyoviy toza moddalarni puxta taxlil qildi: toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda ko'p analizlari bilan isbotladi. Prust bilan Bertolle orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Bu ko'rash ikki falsafiy oqim ko'rashi bo'ldi. Prust falsafasi – uzluksizlik printsipli, Bertolle falsafasi – uzluksizlik printsipli nomi bilan yuritiladi. Ko'pchilik olimlar o'zlarining amaliy ishlari natijalari bilan Prust printsiplinini tasdiqladilar. Natijada Prust g'olib chiqdi va 1809 yilda kimyoning asosiy qonunlaridan biri tarkibning doimiylik qonuni quyidagicha ta'riflandi: har qanday kimyoviy toza birikma, olinish usulidan qat'iy nazar, o'zgarmas miqdoriy tarkibga ega. Masalan, toza suv tarkibida 11,11 % vodorod va 88,89 % kislorod bo'lib, suv normal sharoitda 0°C da muzlaydi, 100°C da qaynaydi; uning 4°C dagi zichligi 1000 kg/m^3 yoki 1 g/sm^3 yoxud 1 g/ml^{-1} ga teng; u o'zgarmas elektr o'tkazuvchanlikka, o'zgarmas qovushoqlikka ega.

Kimyoning rivojlanishi shuni ko'rsatdiki, o'zgarmas tarkibli birikmalar bilan bir qatorda o'zgaruvchan tarkibli birikmalar ham bo'lar ekan. M. S. Ko'rnakovning taklifiga ko'ra o'zgarmas tarkibli birikmalar daltonidlar (ingliz kimyogari va fizigi Daltonni xotirasiga), o'zgaruvchan tarkiblilari – bertollidlar (shunday birikmalar borligini oldindan aytgan frantsuz kimyogari Bertolle xotirasiga) deb ataldi. Daltonidlarning tarkibi butun - 16 -etal stexiometrik indeksleri bor oddiy formulalar bilan ifodalanadi, masalan, H_2O , HCl , CCl_4 , CO_2 . Bertollidlarning tarkibi o'zgarib turadi va stexiometrik nisbatlarga muvofiq kelmaydi. Masalan,

uran (VI) – oksidning tarkibi odatda UO_3 formula bilan ifodalanadi. Haqiqatda esa uning tarkibi $UO_{2,5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi va boshqalar.

O'zgaruvchan tarkibli birikmalar borligi munosabati bilan tarkibning doimiylik qonunining hozirgi ta'rifiga aniqlik kiritish kerak bo'ladi

Molekulyar strukturali, ya'ni molekulalardan tuzilgan birikmalarning tarkibi, olinish usulidan qat'iy nazar o'zgarmas bo'ladi. Nomolekulyar strukturali (atomli, ionli va - 17 -etal panjarali) birikmalarning tarkibi esa o'zgarmas bo'lmaydi va olinish sharoitlariga bog'lik bo'ladi.

Ekvivalentlar qonuni.

Kimyoviy elementlar bir-biri bilan qanday og'irlik miqdorlarda birikishini ko'rsatuvchi son ekvivalent soni deb ataladi. Moddalar o'zaro ma'lum massa miqdorlarida birikadi. Masalan, 49 g sulfat kislota 32,5 g rux bilan reaksiyaga kirishganida 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislotaning o'rniga 36,5 g xlorid kislota olinsa ham o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Ruxning o'rniga alyuminiy olinsa, 1 g vodorod ajralib chiqishi uchun 9 g alyuminiy kerak bo'ladi. Demak, kimyoviy jihatdan qaraganda 49 g sulfat kislotaning "qiymati" 36,5 g xlorid kislota "qiymatiga", 32,5 g ruxning "qiymati" esa 9g alyuminiy qiymatiga tengdir. Bunday misollarni juda ko'p keltirish mumkin. Bu xolni tasvirlash uchun Vollaston 1814 yilda kimyoga ekvivalent ("teng qiymatli") degan tushunchani kiritdi. Vodorodning ekvivalenti 1 ga teng deb qabo'l qilindi, 1 massa qism vodorod 8 massa qism kislorod bilan birikkanda 9 massa qism suv hosil bo'ladi, shuning uchun kislorodning ekvivalenti 8 ga teng.

Elementning bir massa qism vodorod va 8 massa qism kislorod bilan birika oladigan yoki shularga almashina oladigan miqdori uning kimyoviy ekvivalenti deb ataladi. Masalan, magniyning ekvivalenti 12 ga teng, chunki 8 g kislorod 12 g magniy bilan qoldiqsiz birikib, 20 g magniy oksid hosil qiladi.

Murakkab moddaning bir ekvivalenti (1 massa qism) vodorod yoki bir ekvivalent (8 massa qism) kislorod bilan yoxud, umuman boshqa har qanday elementning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan massa miqdori shu murakkab moddaning ekvivalenti deb ataladi. Ekvivalentlar qonuni quyidagicha ta'riflanadi: reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasi shu moddalarning kimyoviy ekvivalentlarga proporsionaldir. Uning matematik ifodasi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\vartheta_1}{\vartheta_2}$$

bunda m_1 va m_2 – birinchi va ikkinchi moddalarning massasi;

ϑ_1 va ϑ_2 – birinchi va ikkinchi moddalarning ekvivalentlari;

Elementlarning ekvivalenti tajribada analiz, sintez va umuman kimyoviy reaksiya natijalari asosida hisoblab topiladi.

Elementning atom massasini valentligiga bo'lish bilan ham shu elementning ekvivalentini hisoblash mumkin, atom massa ekvivalentning valentlikka ko'paytmasiga tengdir. Valentligi o'zgaruvchan elementlarning ekvivalentlari ham o'zgaruvchan bo'ladi.

Kislota ekvivalentini hisoblash uchun uning molekulyar massasini kislotaning asosligiga bo'lish kerak: masalan, ortofosfat kislota H_3PO_4 3 asosli bo'lgani uchun uning ekvivalenti $\frac{98}{3} = 32,6 - 18$ -oppish.

Asos ekvivalentini - 18 -oppish uchun uning molekulyar massasini shu asos tarkibidagi metallning valentligiga bo'lish kerak. Masalan, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ning ekvivalenti $\frac{74}{2} = 37 - 18$ -oppish.

Tuz ekvivalentini - 18 -oppish uchun uning molekulyar massasini tuz tarkibidagi metallning umumiy valentligiga bo'lish kerak. Masalan, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ning ekvivalenti $\frac{342}{6} = 57$ dir.

Gaz qonunlari. Avogadro qonuni.

Gazlar tekshirish uchun eng oddiy ob'ekt bo'lganligi sababli, ularning xossalari va gazsimon moddalar orasidagi reaksiyalar eng to'liq o'rganilgan.

Frantsuz olimi Gey – Lyussak (1778-1850) ta'riflagan hajmiy nisbatlar qonuni atom massalar xaqidagi masalani yechishga katta yordam berdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi: kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatida bo'ladi. Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori haroratda reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi. Albatta, bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning hajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada o'lchanishi lozim.

Italiya olimi A.Avogadro 1811 yilda quyidagi gipotezani ilgari surdi: bir xil sharoitda (bir xil harorat va bir xil bosimda) va barobar hajmda olingan turli gazlarning molekullari soni o'zaro teng bo'ladi.

Avogadroning bu qonuni juda ko'p tajribalar yordamida tasdiqlandi va 1860 yildan boshlab qonun sifatida tan olindi. Avogadro qonunidan uchta xulosa chiqadi:

1. Oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor) molekullari ikki atomdan iborat.

2. Normal sharoitda bir mol gaz 22,4 l hajmni egallaydi.

Bir xil sharoitda teng hajmda olingan ikki gaz massasi orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar massasi orasidagi nisbatga teng.

SHarl – Gey- Lyussak qonuniga muvofiq:

- a) o'zgarmas bosimda gaz massasining hajmi gazning mutlaq haroratiga proporsional bo'ladi:

$$V = (\text{const} \cdot T) p_{1m} \text{ yoki } V_1/V_2 = T_1 / T_2$$

Bu yerda: $T=273+t^0$; uni darajaning Kelvin shkalasi deyiladi (K harfi bilan yoziladi).

- b) o'zgarmas hajmda o'zgarmas gaz massasining bosimi gazning mutlaq haroratiga proporsional bo'ladi:

$$P = (\text{const} \cdot T) \cdot V_1 \text{ m yoki } P_1 / P_2 = T_1 / T_2$$

Gazning bosimi, hajmi va harorati orasidagi bog'lanish ideal gazning holat tenglamasi yoki Klapayron tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Fizikada gazning normal holati deb, uning $T = 273\text{K}$ va $P = 101,325 \text{ Kpa}$ bosimdagi holati qabo'l qilingan.

Gazning hajmini normal sharoitga keltirish uchun yuqridagi formuladan kelib chiqadigan tenglamadan foydalaniladi:

$$V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$$

Normal sharoitda turli gazlarning 1 moli 22,4l ga teng hajmni egallaydi. Bu hajm gazning molyar hajmi deyiladi. Gazning molyar hajmi – bu modda hajmning shu moddaning miqdoriga nisbatidir:

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

bunda V_m = gazning molyar hajmi (o'lchov birligi m^3 / mol yoki l / mol);

V – sistemadagi moddaning hajmi;

n – sistemadagi moddaning miqdori.

Bir gaz muayyan hajmi massasining xuddi shunday hajmdagi ikkinchi gaz (o'sha sharoitlarda olingan) massasiga nisbati birinchi gazning ikkinchi gazga nisbatan zichligi deyiladi. (D harfi bilan belgilanadi):

$$\frac{M_1}{M_2} = D, \text{ bundan } M_1 = M_2 \cdot D$$

Odatda, gazning zichligi eng yengil gaz – vodorodga nisbatan aniqlanadi (D_{H_2} bilan belgilanadi). Vodorodning molyar massasi $2,016 \text{ g/mol}$ yoki takriban 2 g/mol ga teng. Shu sababli quyidagini olamiz:

$$M = 2 \cdot D_H$$

Ko'pincha gazning zichligi havoga nisbatan aniqlanadi. Havo gazlar aralashmasi bo'lsa ham har holda uning o'rtacha molekulyar massasi bor, deyiladi. Bu massa 29 g/mol ga teng. Bu holda molyar massa ushbu ifodadan aniqlanadi:

$$M = 29 D_X$$

Molekulyar massalarni aniqlash shuni ko'rsatadiki, oddiy gazlarning molekullari ikki atomdan (H_2, F_2, Cl_2, O_2, N_2), nodir gazlarning molekullari esa – bir atomdan tarkib topgan (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Nodir gazlar uchun «molekula» va «atom» tushunchalari teng qimmatlidir. Lekin ayrim boshqa oddiy moddalarning molekullari uch va undan ko'p atomlardan tarkib topgan, masalan ozon O_3 , fosfor P_4 molekullari, o'rtacha haroratda oltingugurt bug'leri S_8 .

Avogadro qonuni asosida turli hisoblashlar o'tkaziladi – gazlarning normal sharoitdagi hajmi, massasi, zichligi, gazsimon moddalarning molyar massasi, shuningdek, gazlarning nisbiy zichligi hisoblab topiladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Kimyo fani nimani o'rganadi?
2. Kimyo fanining vazifalari nimalardan iborat?
3. «Atom» tushunchasini kimlar birinchi bo'lib qo'llaganlar?
4. Atom molekulyar ta'limotning vujudga kelishida Levkip va Demokritlarning fikrlarini ko'rsating.
5. Atom – molekulyar ta'limotning mohiyati qanday qoidalar bilan bayon qilingan?
6. Kimyoviy element tushunchasiga ta'rif bering va uning oddiy moddadan farqini ko'rsating.
7. Mol va molyar massa nima? Qisqacha tushuncha bering.
8. Massalar saqlanish qonunini ta'riflang va unga misollar keltiring.
9. Tarkibning doimiylik qonunini ta'riflang va unga tegishli misol keltiring.

ATOM MURAKKAB SISTEMA. BOR NAZARYASI.

Reja:

1. Atomning tarkibi va uning murakkab sistema ekanligi.
2. Atom yadrosining tarkibi.
3. Bor nazariyasi.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

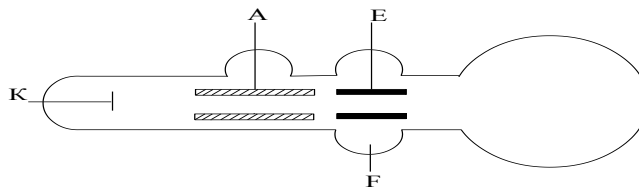
Atom, elektron, radioaktivlik hodisasi, alfa - nurlar, beta - nurlar, gamma – nurlar, atom tuzilishining yadro nazariyasi, yadro reaksiyalari, proton, neytron, proton – neytron nazariyasi, nuklonlar.

Atomning tarkibi va uning murakkab sistema ekanligi.

Fanda uzoq muddat davomida atom bo'linmas zarracha deb tushunib kelingan, ya'ni atomda boshqa elementar zarrachalar yo'k deyiladi. Undan tashqari atomlar o'zgarmas, ya'ni bir atom boshqa atomga aylanmaydi deyilar edi.

Ammo XIX asrning oxirlariga kelib atom murakkab tuzilishga egaligi va bir atom boshqa atomga aylanishi mumkinligi isbot qilindi.

Atomning murakkabligini tasdiqlovchi dastlabki tajriba ma'lumotlari 1879 yilda, siyraklashtirilgan gazlarda elektr zaryadi hosil bo'lishi xodisasini tekshirish natijasida olindi. Agar elektrodlar qovsharlangan shisha nayda havo surib olinsa va unga yuqori kuchlanishli tok ulansa, katoddan nur tarala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Ular elektr maydoni da to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirib, musbat qutb tomonga og'adi. Tadqiqotlar shuni ko'rsatdiki, bu oqim elektronlar oqimidan iborat.



Elektr maydonida katod nurlarining og'ishi.

Ko'pchilik metallar ultrabinafga nur bilan yoritilganda (fotoeffekt) ham elektronlar ajralib chiqadi. Elektronning massasi $9,1 \cdot 10^{-28}$ r, bu vodorod atomi massasining $\frac{1}{1837}$ qismini tashkil qiladi.

Elektronlar hamma elementlardan ajralishi, metallarda elektr oqimini tashkil qilishi, alangada mavjudligi, ko'pgina moddalar qizdirilganda chiqishi, rentgen nurlanishida chiqishi isbotlangan. Bu yerdan shunday xulosa chiqadiki, elektronlar atomlar tarkibiga kiradi. U manfiy zaryadga ega. Atom esa elektrneytral zarrachadir. Bundan shunday xulosa chiqadiki, atomda yana musbat zaryadlangan zarracha ham bo'lishi kerak. Shunday qilib atom bu murakkab zarracha bo'lib, unda yanada kichik zarrachalar mavjuddir. Atomning murakkab zarrachaligini isbotlashda radioaktivlik xodisasi juda qo'l kelgan.

Atom tuzilishi haqidagi ta'limotning keyingi rivojlanishi, radioaktivlik hodisasining kashf etilishi bilan bog'liq. 1896 yilda A.Bekkerel uran birikmalari

ko'zga ko'rinmaydigan qandaydir nurlar chiqarish xususiyatiga ega ekanligi va bu nurlar qora kog'ozga o'ralgan fotografiya plastinkasiga ta'sir qilishini aniqladi. Mariya Kyuri – Skladovskaya va Per Kyurilar Bekkerel tekshirishlarini davom ettirib, 1898 yilda uran rudasida 2 ta yangi element – radiy va poloniyni kashf etdilar. Bu elementlar juda faolnurlanish xossasiga ega.

Radioaktiv nurlanishni o'rganish shuni ko'rsatdiki, bazi radioaktiv elementlar α (alfa) zaryadi, boshqalari β (beta) va γ (gamma) nurlar chiqaradi.

α - zarracha musbat zaryadlangan bo'lib, uning massasi 4 uglerod birligiga teng, tezligi 20000 km / sek, geliy ionlari (He^{2+}) dan iborat.

β - zarracha manfiy zaryadga ega, uning harakat tezligi 100000 km/ sek. Bu nur tez harakatdagi elektronlar oqimidan iborat.

γ - nur zaryadsiz bo'lib, xuddi rentgen nuriga o'xshab elektr magnit to'lqin xossasiga ega. U juda qalin metall plastinkasidan ham o'tadi. U elektr maydonida og'maydi. O'zining tabiati jihatidan yorug'lik nurlariga o'xshaydi, lekin to'lqin uzunligining juda kichikligi bilan undan farq qiladi.

Radioaktiv nurlanishda bir element boshqa elementga aylanadi. Masalan, radiy o'zidan α va γ - nurlar chiqarib enert gaz radon Rn ga aylanadi.

Atom yunoncha so'zbo'lib «bo'linmas» ma'nosini anglatadi. Miloddan V asr oldin yashagan materialist olimlar Levkipp va uning shogirdi Demokrit barcha moddalar ko'zga ko'rinmaydigan darajada mayda zarrachalardan – atom (bo'linmas zarracha) lardan tashkil topgan degan fikrni ilgari surgan. Lekin atomning murakkab sistema ekanligini M.G.Pavlov 1819 yildayok aytib o'tgan edi. XIX asrning 80 – yillarida B.N. Chicherin atom xuddi «Quyosh» sistemasi kabi tuzilgan va uning markaziga musbat zaryadli yadro joylashgan deb ta'riflagan edi. A.M.Butlerov 1886 yilda «atomlar bizga ma'lum kimyoviy jarayonlarda bo'linmas bo'lib qolsada, keyinchalik kashf etiladigan jarayonlarda albatta bo'linishi kerak» degan edi. 1896 yilda Bekkerel radioaktivlikni kashf qildi. 1904 yilda J. Tomson atomning barcha qismini musbat zaryad band etadi va uni manfiy zaryadli zarrachalar – elektronlar o'rab turadi degan fikrni aytdi.

Atom tuzilishi haqida birinchi «Planetar (nuklear) nazariya» 1888 yilda Rossiya olimi B.N.Chicherin tomonidan taklif qilingan bo'lib, bu haqda D.I.Mendelev 1888 yilning 4 fevralida Rusiya fizika va kimyo jamiyati majlisida ma'ruza qilgan. Lekin bu haqda xalqaro kimyo adabiyotida e'lon qilinmagan. Keyinroq 1903 yilda Tomson planetar nazariyani inkor qilib o'zining nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga ko'ra atom – butun hajm o'zra bir tekis tarqalgan musbat zaryaddan iborat bo'lib, bu musbat zaryadni manfiy zaryadli elektronlar neytrallab turadi. 1911 yilda ingliz olimi Ernst Rezerford o'z tajribalari asosida Tomson nazariyasining puchligini isbot qildi va planetar nazariyani qaytadan tikladi. 1911 yilda E.Rezerford - nurlarni metall (yupqa) plastinkadan o'tkazganda, ularning ko'p qismi metall plastinkadan bimalol o'tib, yo'nalishini o'zgartirmasligini, bir qismi (oz qismi) yo'nalishini o'zgartirishini kuzatdi. Juda kamdan – kam hollarda zarracha sachrab orqaga qaytdi. Shu tajriba asosida Rezerford atom tuzilishining nuklear (yadro) nazariyasini taklif qildi: atom markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo'lib, uning atrofida elektronlar

harakatlanadi. Atom elektrneytraldir, chunki elektronlar soni yadroning musbat zaryadi soniga teng. elektronlarning umumiy massasi atomdagi proton va neytronlarning umumiy massasidan ancha kichik. Shuning uchun atomning 99,9 % dan ko'proq massasi uning yadrosiga to'plangan. Atomga quyidagicha ta'rif berish mumkin:

Atom – kimyoviy elementning eng kichik zarrachasi bo'lib, uzida usha elementning barcha kimyoviy hossalarni mujassamlashtiradi.

Atom elektrneytral zarracha bo'lib, u musbat zaryadli yadro va manfiy zaryadli elektronlardan iborat. Atomning deyarli barcha massasini yadro massasi tashkil etadi. Atom yadrosi nuklonlardan, ya'ni proton va neytronlardan tuzilgan. Bu nazariya dastlab 1932 yilda D.D.Ivanenko va Ye.N. Gapon tomonidan takdifi etilgan.

Atomning radiusi juda kichik: 10^{-10} m (yoki 10^{-9} nm). Masalan, vodorod atomining radiusi 0,053 nm (nanometr) bo'lsa, kumush atomining radiusi 0,144 nm ga teng. Yadro radiusi esa 10^{-4} – 10^{-5} nm chamasida bo'ladi, ya'ni atomnikidan taxminan 10^5 marta (100000) kichikdir. Atom tuzilishi nazariyasi yaratilishida kimyoviy elementlarning optik spektrlarini tekshirish katta ahamiyatga ega bo'ldi.

Elektr zaryadi qiymatini 1909 yilda R. Malliken aniqladi. Protonning massasini esa Ye. G'lshteyn aniqlagan edi. Proton massasi vodorod atomi massasiga teng bo'lib chiqdi. Neytron massasi ($1,6747 \cdot 10^{-27}$ kg) 1932 yilda J.C.Hedvik tomonidan aniqlandi.

Atom tuzilishi haqidagi zamonaviy ta'limot to'lqin mexanikasi g'oyalariga asoslanadi. To'lqin mexanika mikro'boektlarning kuch maydoni ta'siridagi harakatini o'rganadi. To'lqin mexanikasi XX asrning 20- yillaridan boshlab rivojlandi. Uning rivojlanishida Lui de Broyl, V.K.Geyzenberg, P.Dirak, E.SHredinger, V.A.Fok va boshka olimlar katta xissa qo'shdilar.

Atom yadrosining tarkibi.

Atom yadrosi atomning markaziy qismini tashkil etadi va unda ma'lum miqdorda proton va neytron (umumiy nomlari — nuklonlar)lar joylashgan bo'lib, yadro o'ziga xos strukturaga ega sistemadir. Atom radiusi juda kichik, uning qiymati taxminan $1,4 \cdot 10^{-15} \cdot \sqrt[3]{A_r}$ m ga teng (A_r — nisbiy atom massa). Deyarlik hamma yadrolarning hajmi bir xil, ulardagi yadro massasini tashkil qiladigan zarrachalar orasidagi masofa juda yaqin, yadro materiyasining zichligi 10^{+17} kg*m⁻³ ga yaqin (1 sm³ hajmdagi yadro modtsasining massasi 100 mln tonnadan ziyoddir).

Yadroni tashkil etgan proton (belgisi — r) ning massasi $t(r)=1,672649 \cdot 10^{-27}$ kg yoki uglerod birligi (massaning atom birligi)da 1,007276 ga va zaryadi +1 ga teng (elektrostatik birlikdagi qiymati $1,602189 \cdot 10^{-19}$ Kl). Yadro jarayonlarini aks ettirishda yoziladigan tenglamalarda bu zarrachani 1_1p ko'rinishda ifodalanadi.

Neytron (belgisi «n») neytral zarracha bo'lib, uning massasi $t(p)=1,674954 \cdot 10^{-27}$ kg ga yoki 1,008665 m.a.b. ga teng. Yadroda nuklonlar maxsus yadro kuchlari vositasida o'zaro tortishib turadi. Yadroning muhim tavsiflaridan biri — unda massa defekti kuzatiladi, ya'ni har qanday yadro

tarkibidagi nuklonlar massalarining yig'indisi bilan tajribada aniqlanadigan atom massasi o'zaro farq qiladi;

$$\Delta M = M_r - (1,007276 + 1,008665) \text{ (m.a.b.)}$$

Massaning bu farqi yadro nuklonlari orasidagi bog'lanish energiyasi hisobiga vujudga keladi. A. Eynshteynning nisbiylik nazariyasiga binoan ΔM kattaligi yadrodagi nuklonlarning o'zaro bog'lanish energiyasiga proportsional bo'ladi. Bunday energiya maxsus *yadro kuchlari* deb ataladi, ular nihoyatda kichik ($\sim 10^{-15}$ m) masofadagina o'z ta'sirini ko'rsatadi. Yadro zarrachalari orasida o'zaro ta'sirlashuv haqida uchta xususiyat ma'lum.

1. Yadro kuchlari zikr etilgan qisqa oraliqtsa nuklonlarni bir-biriga kuchli tortishishiga olib keladi. Masalan, tarkibida 92 ta proton va 146 ta neytron tutgan uran yadrosida protonlar orasidagi elektrostatik itarish kuchlari bo'lishiga qaramay bu kuch ja'mi bo'lib 238 ta nuklon joylashgan yadro radiusi $\sim 10^{-14}$ m bo'lgan hajmda o'zaro mustahkam jipslashgan holda bo'ladi.

2. Zaryadlari bir xil bo'lgan protonlar orasidagi itarish kuchlariga qaraganda nuklonlar orasidagi tortishuv kuchlari juda katta bo'lgani sababli yadrolar turg'un sistemalar jumlasiga kiradi. Tortishish kuchlari juda qisqa masofada o'zini namoyon qilishi, bu kuchlar faqat bir-biri bilan bevosita qo'shni bo'lgan nuklonlar orasidagina sodir bo'lishiking va shu bilan birga, bu kuchlar ma'lum miqdordagi zarrachalar orasida mustahkam bo'la olishining sababi bo'ladi. Bu kuchlar zarrachalar turiga bog'liq emas, ya'ni bir neytron va bir proton orasidagi tortishish kuchlari ikkita neytron yoki ikkita proton orasidagi tortishish kuchlaridan farq qilmaydi. Tortishish kuchlarining energiyasi oddiy bog'ning energiyasidan bir necha million marta katta, uning qiymati bir necha megaelektronvolt (MeV) ga etadi.

3. Yadrodagi ta'sirlashuv kuchlari nafaqat masofa bilan bog'langan bo'lib qolmay, balki zarrachalar spinlarining bir-biriga nisbatan joylashishi, spinlar yo'nalishi orasidagi burchak, zarrachalarning harakat tezliklari bilan murakkab qonuniyat orqali bog'langan ekanligi aniqlangan. Shu bilan birga Pauli printsiipi asosida proton va neytronlar soni bir-biriga teng bo'lishi katta ahamiyatga ega. Protonlar soni neytronlar sonidan oshgan sari yadroning turg'unligi kamaya boradi.

Nuklonlar orasidagi bog'lanish energiyasini yadroning massa soni orqali ifodalovchi tenglama quyidagi ko'rinishga ega:

$$E = A[-15,75 + 17,8A^{-1/3} + 0,71Z^2/A^{4/3} + 23,7(A-2Z)^2/A^2]$$

Tarkibida juft miqdorda proton va neytron (juft-juft yadrolar) tutgan yadrolar sezilarli darajada barqaror bo'lib, bunday yadroli elementlar tabiatda ko'p miqdorda tarqalgan. Yadrodagi nuklonlar yig'indisi toq bo'lgan yadrolarning mustahkamligi kam, ular tabiatda nisbatan kam miqdorda uchraydi. Bunday yadrolar juft miqtsorda proton va toq miqdorda neytron (juft-toq) yoki toq miqdorda proton va juft miqdorda neytron (toq-juft) holda bo'lishi mumkin. Agar ikkala nuklonlar soni toq bo'lsa (toq-toq yadrolar) ularning mustahkamligi ancha past bo'ladi. Hozirgacha turgun bo'lgan toq-toq yadrolar juda oz — ular ${}^2_1\text{H}$, ${}^6_3\text{Li}$, ${}^{14}_7\text{N}$ va ${}^{10}_5\text{B}$ lardir. Turg'un bo'lgan yadrolar - ${}^4_2\text{He}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{120}_{50}\text{Sn}$, ${}^{208}_{82}\text{Pb}$ hisoblanadi.

Ulardan juft miqdorda proton va neytron tutganlari - Ne, O (va boshqalar) *ikki karra sehrli yadrolar* deb nomlangan.

Atom yadrolarining asosiy struktur birligi sifatida geliy yadrosi — α -zarracha (tarkibida ikkita proton va ikkita neytron tutgan zarracha)ni hisobga olish kerak. Bu zarracha ba'zan *gelion* deb ham yuritiladi. Yadroda yana ikkinchi xil struktur birlik sifatida *deyton* (bittadan proton va neytron tutgan zarracha) ham uchraydi.

Agar yadro zaryadi juft bo'lsa bu yadro gelionlardan iborat deyish asoslidir; agar yadro zaryadi toq bo'lsa bunday yadro tarkibida gelionlardan tashqari deytonlar ham bo'lishi kerak. Ikkinchi xil yadrodagi har bir nuklonga to'g'ri keladigan bog'lanish energiyasining qiymati ancha kichik bo'lishini quyidagi hisoblardan aniqlab olish mumkin: bitta deyton hosil bo'lishida massa defekti 0,0024 m.a.b. ga teng, ya'ni 1 mol D_2 hosil bo'lganda $2,22 \cdot 10^8$ kJ energiya ajralib chiqadi; 1 mol gelion hosil bo'lishida massa defekti 0,0315 m.a.b. ga teng bo'lib uning hosil bo'lish energiyasi $2,9 \cdot 10^9$ kJ dir; ya'ni 4 g D va shuncha massadagi Ne nuklonlardan hosil bo'lganda gelionning turg'unligi deytonga nisbatan qariyb 13 martadan ziyadroq bo'lar ekan. Shu sababli juft protonga ega bo'lgan yadrolar toq zaryadli yadrolarga nisbatan barqaror bo'ladi va ular tabiatda ko'proq tarqalganligining sababi ham shunda.

Asrimizning 30-yillarida elementlar zarrachalar soni 3 ta bo'lib, ular (elektron, proton va neytron) materiya tuzilishini tushuntirishga etarli edi. 60-yillarning o'rtalarida bunday zarrachalar soni 150 dan ortdi va ularning soni tobora ortib borayotir.

Ulardan biri yagona zarracha - fotondan iborat, bu sinf uchun asosiy tavsif — faqat elektrmagnit tabiatli ta'sirlashuvchi elementar zarrachalardan iborat (gravitatsion ta'sirlashuv ham o'z-o'zidan sodir bo'ladi deb hisoblanishi tabiiydir).

Ikkinchi sinf - leptonlar o'zaro kuchsiz ta'sirlashuvda qatnashadi, ular elektromagnit ta'sirlashuvda ham ishtirok etadi. Leptonlar ikki oiladan — elektron (elektronning o'zi va uning neytrinosi) va μ — myuon oilasi (μ — myuonning o'zi va myuon neytrinosi)dan iborat.

Ko'p xil zarrachalarni birlashtirgan uchinchi sinf a'zolari kuchli ta'sirlashuvchi adronlardan iborat. Bu zarrachalar hamma turdagi ta'sirlashuvlarda — elektrmagnit (zaryadlangan zarrachalarga xos bo'lgan) va kuchsiz ta'sirlashuvlarda ham ishtirok etishi mumkin. Bu sinf mezon va barion oilalaridan iborat. Ulardan kimyoviy ahamiyati katta bo'lgan guruhi — barionlar ikki guruhtsan — **nuklonlar** va **giperonlardan** tarkib topgan.

Elementlar zarrachalarining bir-biriga aylanishi ular uchun eng muhim xossadir. Elektron, proton, foton va neytrinolardan tashqari boshqa hamma elementar zarrachalar noturg'undir.

1982 yilga kelib adronlar soni 200 dan ortib ketdi. Hozirda ham ularning yana boshqa turlari kashf etilmoqda. Adronlarning ko'lami chekli ($\sim 10^{-15}$ m) bo'lishi ularning o'zi elementar zarracha ekanligi haqidagi fikr biroz noto'g'ri ekanligidan darak beradi. Taxminlarga ko'ra adronlarning o'zi 6 xil subyadro zarracha — kvarklardan iborat. Bunday zarrachalar byzga ma'lum bo'lgan eng kichik elektr zaryadning kasriy qiymatini tashkil etishi mumkinligi aniqlandi. Agar shu gipoteza to'g'ri bo'lib chiqsa, unda elementar zarrachalar faqat uchta — foton, lepton va

kvarklardan iborat bo'ladi. Lekin hozirgacha adronlarni parchalash natijasida kvarklar olingani yo'q, bunda faqat yangi adronlar hosil bo'lishi kuzatilmokda.

Yadro tarkibidagi proton yoki neytronlar miqtsoriga va atom massasiga qarab elementlar uch guruhga bo'linadi:

izotoplar — bularda protonlar soni o'zgarmaydi, neytronlar miqtsori o'zgaruvchan (demak, atom massasi ham o'zgaruvchan) bo'ladi;

izobarlar — protonlar va neytronlar soni o'zgaruvchan, lekin atom massasi o'zgarmas bo'lgan yadrolar turkumi;

izotonlar — neytronlar, protonlar va atom massasi o'zgaruvchan bo'lgan yadrolar.

Tartib raqami juft bo'lgan elementlarning izotoplari ko'p, toq sonlilarniki esa kam. Ko'pchilik izotoplarining 0,001 gacha aniqlik bilan topilgan atom massalari butun sonlar bilan, D. I. Mendeleev davriy sistemasidagi ko'pgina elementlarning atom massalari esa kasr sonlar bilan ifodalanadi, chunki, ayni elementning davriy sistemada keltirilgan atom massasi uni tashkil qilgan izotoplar aralashmasining o'rtacha atom massasiga teng bo'lib, bu qiymat izotoplarining qanday foizlarda aralashganiga bog'liq. Masalan, xlorning davriy sistemada keltirilgan atom massasi 35, 453, u ikki izotopdan iborat: ularning biri $^{37}\text{S1}$ (24%) va ikkinchisi $^{35}\text{S1}$ (76%) dir. Ayni elementning barcha izotoplarida yadrolaridagi protonlar soni barobar, lekin neytronlar soni har xil bo'ladi. Engil elementlarning izotoplarida neytronlar soni protonlar soniga teng yoki undan sal ortiqroq bo'ladi. Elementlarning tartib raqamining ortishi bilan ularning barqaror izotoplari yadrolarida neytronlar soni ortib boradi. Masalan, $^{37}\text{S1}$ yadrosida 20 ta neytron, $^{35}\text{S1}$ da esa 18 ta neytron bor. Elementlar davriy sistemasini tuzishda D. I. Mendeleev nikelni (atom massasi 58,69) kobaltdan (atom massasi 58,93) keyin, yodni (atom massasi 126,905) tellurdan (atom massasi 127,60) keyingi to'g'ri joylashtirganligi ham, keyinchalik kaliyni argondan keyingi katakka to'g'ri qo'yilganligi ham, izotoplarining proton va neytronlardan tuzilganligi asosida tushuntirilishi mumkin, chunki tartib raqami kichik bo'lgan elementning asosiy qismini og'ir izotoplar tashkil qilsa, uning o'rtacha atom massasi davriy sistemada o'sha elementdan keyingi katakka joylashgan elementning o'rtacha atom massasidan katta bo'lishi mumkin. Masalan, argon uchta izotopdan, ya'ni $^{36}_{18}\text{Ar}$, $^{38}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$ dan, kaliy esa $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$ izotoplar aralashmasidan iborat. Kaliyning 93% i uning eng engil izotopi $^{39}_{19}\text{K}$ dan, argonning 99 foizi esa uning eng og'ir izotopi $^{40}_{18}\text{Ar}$ dan iborat. Shuning uchun tartib nomeri 19 bo'lgan kaliyning o'rtacha atom massasi —39,1 m.a.b., tartib raqami 18 bo'lgan argonning o'rtacha atom massasi —39,95 m.a.b. dan kichiqdir.

Ayni elementning barcha izotoplari o'zining kimyoviy xossalari jihatidan bir-biriga juda yaqin bo'lgani uchun o'sha element izotoplarini bir-biridan ajratish juda qiyin; uni amalga oshirish uchun fraktsion haydash, qayta-qayta diffuziyalash va boshqa fizik usullardan foydalaniladi. Izotoplar kashf etilganidan keyin «kimyoviy element» tushunchasiga quyidagicha ta'rif beriladigan bo'ldi: *yadrolarining zaryadi bir xil bo'lgan atomlar turi kimyoviy elementdir*. Demak, kimyoviy element tushunchasini ta'riflashda yadro zaryadi asos qilib olinadi.

Hozirda 105 ta elementning 250 ta izotopi ma'lum (radioaktiv izotoplar bular jumlasiga kirmaydi).

Ko'pchilik elementlar izotoplarining massasi bir-biriga yaqin bo'lib, ular orasidagi ayirma bir necha foizni tashkil qiladi. Lekin vodorod bundan mustasno. Vodorodning ikkinchi izotopi — deyteriyning massasi, uning birinchi izotopi — protiy massasidan ikki marta katta. Tabiiy vodorodda deyteriyning miqdori 0,02% ni tashkil qiladi: uning uchinchi izotopi — tritiy radioaktiv modda bo'lib, tabiatda deyarli uchramaydi.

Bir element izotopining atom massasi boshqa bir elementning biror izotopi atom massasiga teng bo'lishi mumkin. Masalan, kaltsiyning bir izotopining nisbiy atom massasi 46, titanning bir izotopining nisbiy atom massasi ham 46, lekin bu ikki element boshqa-boshqa kimyoviy xossalarga ega.

Atom massasi bir-biriga teng, lekin yadro zaryadi boshqa-boshqa bo'lgan elementlar izobarlar deyiladi (isos — bir xil va baros — vazn so'zlaridan olingan)

Proton kattaligi jihatidan elektron zaryadiga teng bo'lgan musbat zaryadga ega. Neytronlar zaryadsiz bo'lgani uchun atom yadrosining musbat zaryadi undagi protonlar soniga qarab aniqlanadi.

Masalan, natriy atom yadrosining musbat zaryadi 11 ga teng, demak unda 11 ta prton bor. Elementning tartib raqami atomning yadro zaryadiga teng. Demak neytronlar soni N massalar soni A bilan tartib raqam Z orasidagi ayirmaga teng:

$$N = A - Z$$

Masalan, Mg atom yadrosining massasi soni 24, tartib raqami 12, demak unda $N = A - Z = 24 - 12 = 12$ ta neytron bor.

Yengil elementlarda massalar soni elementning tartib raqamidan taxminan ikki baravar katta, ya'ni neytronlar soni protonlar soniga deyarli teng. Tartib raqamining ortib borishi bilan neytronlar soni bilan protonlar soni orasidagi farq ham ortib boradi.

Bir xil zaryadli, lekin massalari turlicha bo'lgan atom yadrolarining (ya'ni izotoplarning) protonlar soni teng bo'ladi. Ular bir – biridan neytronlar soni jihatidan farqlanadi. Masalan, massa soni 35 ga (${}_{17}\text{Cl}^{35}$) teng bo'lgan xlor izotopining yadrosida 18 ta neytron massalar soni 37 ga (${}_{17}\text{Cl}^{37}$) teng bo'lgan izotopi yadrosida esa 20 ta neytron bor.

J.Tomson modeli bo'yicha atom o'zining xajmi bo'yicha bir tekis taqsimlangan musbat zaryadlar va bu zaryadlar orasida tebranuvchi elektronlardan iboratdir. Atomning ichki tuzilishini aniqroq tekshirish maqsadida E.Rezerford α -zarrachalarni yupqa metall plastinkalarda tarqalishi bo'yicha bir qator tajribalar o'tkazdi. Rezerford radioaktiv moddadan chiqqan α - zarrachalar yo'liga kichik tegishli diafragma qo'yib, shu teshikchadan o'tgan bir tutam α -zarrachalarni oltin, platina, mis plastinkalardan o'tkazdi. α -zarrachalarnig ko'pchiligi o'z yo'nalishini o'zgartirmay plastinkadan o'tib ketdi. Zarrachalarning oz qismigina kichik burchak hosil qilib burildi, taxminan 8 ming α -zarrachalarning bittasigina chetga otildi. Rezerford bu zarralarning maxsus ekranga urilganda chaqnashini mikroskop orqali ko'rdi. Demak, metall atomini fazoda egallagan ko'p qismida og'ir zarrachalar yo'q, unda faqat elektronlar bo'lishi mumkin. Ma'lumki, elektronlarning massasi

α -zarracha massasidan deyarli 7500 marta kichiqdir, shu sababli elektronlar bilan to'qnashganda α -zarrachalarning xarakat yo'nalishi o'zgarmaydi. α -zarrachalarning burchak ostida burilishi yoki ularning keskin orkaga qaytishiga sabab atomning asosiy massasiga ega bo'lgan og'ir yadroning borligidir. Yadro atomning juda kichik xajmini egallaydi, shuning uchun α -zarrachalar u bilan kam to'qnashadi. Yadro musbat zaryadga egadir, shuning uchun undan musbat zaryadli α -zarrachalar itariladi.

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

Bor nazariyasi.

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

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

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

3) Elektron bir barqaror orbitadan boshqa orbitaga sakrab o'tganda nurlanish jarayoni sodir bo'ladi. Bunda bir kvant energiya chiqariladi yoki yutiladi. Bu energiyaning miqdori atomning dastlabki va oxirgi xolatlari energiyalari orasidagi ayirmaga tengdir. Yadro atrofida aylanayotgan elektron energiyasi orbitaning radiusiga bog'liq bo'ladi. Yadroga yaqin orbitada joylashgan elektron kam energiyaga ega bo'ladi (bu atomning normal xolati deb yuritiladi). Elektronni yadrodan uzoqroq orbitaga o'tkazish uchun elektronning musbat zaryadlangan yadroga tortilish kuchini engish kerak buning uchun energiya sarf qilish talab qilinadi. Bu jarayon yorug'likning kvanti yutilishi natijasida amalga oshiriladi. Bunday o'tish vaqtida atomning energiyasi oshadi, atom qo'zg'algan xolatga o'tadi. Elektronning uzoq orbitadan yadroga yaqinroq orbitaga o'tishi esa atom energiyasining kamayishiga olib keladi, energiyaning bo'shagan qismi elektromagnit nurlanish kvanti xolida ajralib chiqadi. Agar atomning elektroni yadrodan uzoqroq orbitada joylashgan xolatdagi boshlangich energiyasini E_6 bilan, elektronning yadroga yaqin orbitada joylashgan xolatidagi, ya'ni atomning oxirgi xolatdagi energiyasini E_0 bilan belgilasak, unda elektronning sakrab o'tishi vaqtida tarqaladigan kvant energiyasi quyidagicha bo'ladi:

$$E = E_6 - E_0$$

Plank tenglamasidagi E miqдорini bu tenglamaga qo'ysak:

$$h\nu = E_6 - E_0$$

hosil bo'ladi. Bundan

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

ga teng bo'ladi. Bu tenglama atom tomonidan tarqatiladigan yoki yutiladigan nurlanishning chastotasi (yoki to'lqin uzunligi)ni hisoblashga, ya'ni atom spektrini hisoblashga imkon beradi. Bor vodorod atomining spektrini hisoblashda muvaffaqiyatga erishdi, ya'ni spektrning ko'rinadigan qismida spektral chiziqlarning hisoblab chiqarilgan xolatlari ularning spektrdagi xaqiqiy xolatiga aniq mos keldi.

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

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

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

Keyingi formuladan $\gamma = \frac{c}{\lambda}$

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

$$E = mc^2.$$

Oxirgi ikki tenglamadan:

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

kelib chiqadi. Bu erdan

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

ni keltirib chiqaramiz.

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

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

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

1924 yilda Lui de Broyl korpuskulyar-to'lqin dualizmi faqat fotonlarga xos bo'lmasdan, boshqa zarrachalarga, jumladan, elektronlarga ham xos degan fikrni bildirdi. Shu sababli oxirgi tenglama (bu tenglamani ko'pincha de Broyl tenglamasi deb yuritiladi) elektronga ham tatbiq qilinishi mumkin: ma'lum m

massa va v tezlikka ega bo'lgan elektron uchun quyidagi tenglamani yozish mumkin:

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

Lui de Broylning elektronda to'liq xossalari borligi to'g'risidagi muloxazalari 1927 yildayoq tajribalarda tasdiqlandi. AQShda K.L. Devisson va L.X. Djermer, Angliyada J.P.Tomson va Rossiyada P.S. Tartakovskiylar birlariga bog'liq bo'lmagan xolda o'tkazilgan eksperimentlarda elektronlar oqimining difraktsion panjaralar (metall kristallari foydalanilgan) bilan o'zaro ta'siri natijasida xuddi rentgen nurlarining kristall panjaralar bilan ta'sirlashuvida kuzatilganidek difraktsion kartina kuzatildi, bu tajribalarda elektron to'liq xossasini namoyon qildi, to'liq uzunligi de Broyl tenglamasi bo'yicha hisoblangan miqdorga aynan teng bo'lib chiqdi.

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

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

NAZORAT SAVOLLARI

1. Bekkerel, Mariya Kyuri va va Per Kyurilar ishlari hamda radioaktivlik xodisasi.
2. Alfa, beta va gamma nurlar va ularning tavsiflari.
3. Rezerford ishlari va atom tuzilishining yadro nazariyasi.
4. Yadro reaksiyalari va atom yadrosini sun'iy yo'l bilan parchalash.
5. Azot atomlarini alfa zarrachalar bilan parchalash, uning reaksiyasi tenglamasi.
6. Natriy atomini alfa zarracha bilan parchalab hosil qilingan yangi mahsulotlar reaksiya tenglamasi.
7. Ivanenko va Geyzenberg ishlari va proton – neytron nazariyasi.
8. Bor nazariyasining mohiyati nimadan iborat?
9. Protonning tavsifi.
10. Neytronning tavsifi.

ATOMLARNING ELEKTRON QAVATLARI.

Reja:

1. Atomlar elektron qobiqlarining tuzilishi.
2. Plank kvantlar nazariyasi
3. Elektronlarning kvant sonlari.
4. Pauli printsipli. Atom orbitallarining elektronlar bilan izma – iz to'lish printsiplari.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Izotoplar, izobarlar, kimyoviy element, nurlanishning kvant nazariyasi, Bor nazariyasi, elektronlarning normal vaziyati, atomning hayajonlangan holati, bosh kvant son, orbital kvant son, magnit kvant son, Pauli printsipli, energiyaning minimumga intilish printsipli, Xund qoidasi.

Atomlar elektron qobiqlarining tuzilishi.

Bosh kvant sonining $n = 2$ qiymatidan boshlab energetik qobiqlar (qavatlar) yadro bilan bog'lanish energiyasi jihatidan bir – biridan farq qiladigan qobiqchalarga (qavatchalarga) bo'linadi. Qobiqchalar soni bosh kvant sonining qiymatiga teng, lekin to'rttadan oshmaydi: 1 – qobiqda bitta qobiqcha, 2 – qobiqda – ikkita, 3 – pog'onada – uchta, 4 – pog'onada – to'rtta qobiqcha bo'ladi. Qobiqchalar o'z navbatida orbitallardan tarkib topadi. Qobiqchalarni lotin harflar bilan belgilash qabul qilingan: S – har qaysi energetik qobiqning yadroga eng yaqin birinchi qobiqchasi; u bitta s orbitaldan tarkib topgan; p – ikkinchi qobiqcha, uchta r – orbitaldan tarkib topgan; d – uchinchi qobiqcha, u beshta d – orbitaldan tarkib topgan; f – to'rtinchi qobiqcha bo'lib, unda 7 ta f – orbital bo'ladi. Shunday qilib, n ning har qaysi qiymati uchun n^2 orbitallar bo'ladi.

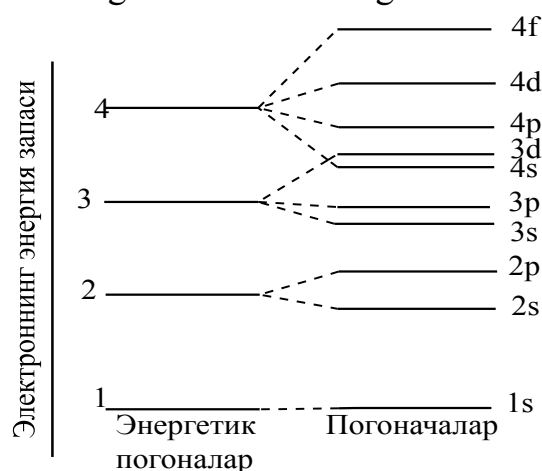
Bosh kvant soni, orbitallarning turi va soni hamda qobiqcha va kobiqlardagi elektronlarning maksimal soni.

1 – jadval

Energetik qobiq n	Qobiqc halar soni n ga teng.	Orbital -lar	Orbitallar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			Qobiq- chada	Qobiq- da n^2 ga teng.	Qobiq- chada	Qobiq- da
K ($n = 1$)	1	1s	1	1	2	2
L ($n = 2$)	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
M ($n = 3$)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N ($n = 4$)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

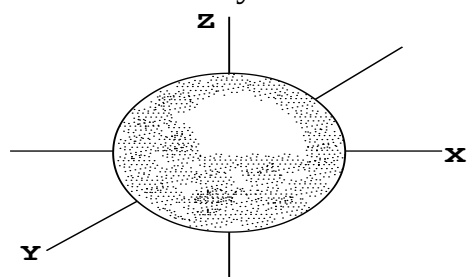
Har qaysi orbitalda ko'pi bilan ikkita elektron bo'lishi mumkin – Pauli printsipti. Agar orbitalda bitta elektron bo'lsa, u juftlashmagan elektron, agar ikkita bo'lsa – juftlashgan elektron deyiladi. Pauli printsipti $N = 2n^2$ formulani tushuntirib beradi. Haqiqatdan ham, agar masalan uchinchi qobiqda ($n = 3$) $3^2 = 9$ orbital, har qaysi orbitalda esa 2 tadan elektron bo'lsa, u holda elektronlarning maksimal soni $2 \cdot 3^2 = 18$ bo'ladi.

1 - jadvalda dastlabki to'rtta qobiq uchun bosh kvant soni n ning qobiqchalar soni, orbitallarning turi va soni hamda qobiqcha va qobiqdagi elektronlarning maksimal soni bilan bog'liqligi ko'rsatilgan; yuqoridagi rasmda energetik qobiqlarning qobiqchalarga bo'linish sxemasi berilgan. Jadvalda ko'rinib turibdiki, atomdagi elektronlarni tasvirlash uchun elektron qobiqning raqamini va orbitallarning turlarini bilish lozim. Turli xil orbitallarning (bo'lutlarning) shaklini bilish muhim. Bu molekullarning strukturasi o'rganishda kerak bo'ladi.



Energetik qobiqlarning qobiqchalarga bo'linish sxemasi.

Nazariy ma'lumotlarga muvofiq s – orbital sferik simmetriyali, ya'ni shar shaklida bo'ladi. Bunda vodorod atomining orbitali, $n = 1$ misol bo'la oladi. Bunday orbital s – orbital deyiladi. s – orbitaldagi elektron s elektron deyiladi.



s – elektron orbitalning shakli.

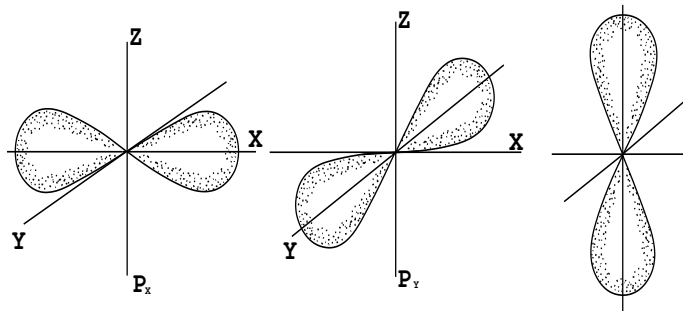
qobiqda ($N = 2$) to'rtta orbital bo'ladi, ulardan bittasi sferik simmetriyaga ega. U $2s$ – orbital deyiladi. $2s$ – elektronning energiyasi ancha ko'p, shu sababli yadrodan $1s$ – elektronga qaraganda uzoqroq masofada bo'ladi. Umuman n ning har qaysi qiymati uchun bitta sferik simmetrik orbital bo'ladi.

p – orbital gantel yoki hajmiy sakkizlik shaklida bo'ladi. Atomda uchala p – orbitallar o'zaro perpenduklyar joylashgan. Ular fazoviy ko'rdinatalarning o'qlari bo'ylab yo'nalgan, shu sababli ularning ko'pincha p_x , p_y va p_z – orbitallar deb belgilanadi. Bunday belgilash p – orbitalning fazoda qanday yo'nalganligini ko'rsatadi. Agar p_x – orbital x o'qi yo'nalishida joylashgan bo'lsa,

u holda p_x – elektronning x o'qi yaqinida joylashish ehtimolligi eng ko'p bo'ladi. p_y va p_z orbitallar haqida ham shu gaplarni aytish mumkin.

SHuni ta'kidlab o'tish kerakki, $n = 2$ dan boshlab har qaysi energetik qobiqda uchta p orbital bo'ladi. n kattalashishi bilan elektronlar yadrodan uzoqroqda joylashgan p – orbitallarni egallaydi, lekin x, y, z o'qlari bo'ylab yo'nalish doimo saqlanib qoladi.

d – orbital (beshta) va f – orbitallarning (ular yettita) shakli p – orbitallarnikiga qaraganda ham murakkabroq bo'ladi.



P – elektron orbitallarining shakli va joylashuvi.

Plank kvantlar nazariyasi

1900 yili nemis fizigi Plank kvantlar nazariyasini maydonga tashladi. Bu nazariyaga muvofiq energiya uzluksiz ravishda ajralib chiqmaydi, balki u mayda – mayda bo'laklar yoki portsiya – portsiya holida ajralib chiqadi va kvantlardan iborat bo'ladi.

Har qaysi kvantning qiymati shu nur to'lqinlarining bir sekundda tebranish soniga bog'liq. Har qanday tebranma sistema energiyani faqat kvantlar holida yutadi yoki o'zidan kvantlar holida chiqaradi. Har qaysi kvant kattaligiga quyidagi Plank tenglamasi bilan hisoblanadi:

$$E = h\nu \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Bu yerda E – energiya kvanti;
 h – Plank doimiysi;
 $h = 6,624 \cdot 10^{-34}$ joul /sek;
 ν – tebranish chastotasi;
 c – yorug'lik tezligi;
 λ – to'lqin uzunligi.

Plank nazariyasidan kelib chiqadigan xulosalar tajribada topilgan natijalarga to'la muvofiq keldi. Yorug'lik kvantlarining haqiqiy mavjudligini boshqa xil tajribalar ham isbotladi. Endilikda Plank tenglamasi tabiat haqidagi asosiy qonunlardan biri deb topildi.

Elektronlarning kvant sonlari.

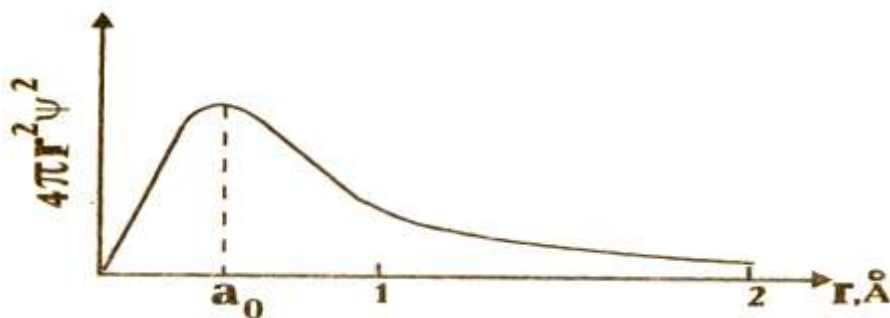
Bosh kvant son tushunchasi fanga dastlab 1913 yilda N.Bor tomonidan kiritilgan. Bosh kvant son ayni orbitaning energiyasi uning yadrodan uzoq va

yaqinligiga qay tarzda bog'liq ekanligini tavsiflaydi va elektron energiyasining kattaligini ko'rsatadi.

Bosh kvant soni (n). Energetik darajalar. Atomdagi elektron uning yadro bilan bog'lanish energiyasi bilan belgilanadigan ma'lum bir kvant holatida bo'la oladi. Bosh kvant soni 1 dan to ∞ bo'lgan butun sonlar qiymatiga teng bo'ladi: $p=1, 2, 3, \dots, \infty$.

Elektronlarning bir kvant holatidan ikkinchisiga o'tishi uning energiyasini diskret o'zgarishi bilan davom etadi. Atomning eng kichik energiya qiymatiga ega bo'lgan **kvant holati** uning asosiy holati deb ataladi. Bunday holatdagi elektron yadro bilan barqaror bog'langan bo'ladi. Boshqa kvant holatlar **qo'zg'algan holat** deb atalib, ulardagi elektronlar katta energiya qiymatiga ega bo'lishi natijasida yadro bilan nisbatan beqaror birikadi. Asosiy holatdagi atom uzoq vaqt o'zgarmagan holda mavjud bo'la oladi. Qo'zg'algan holda esa juda oz vaqt (10^{-8} - 10^{-10} s) bo'ladi holos. Elektron asosiy holatdan qo'zg'algan holatga o'tganda energiya yutadi va aksincha qo'zg'algan holatdan asosiy holatga o'tganda energiya chiqaradi. Bunday energiya o'zgarishlari elektronning bir qo'zg'algan holatdan ikkinchisiga o'tganda ham sodir bo'ladi. Masalan, vodorod atomidagi elektronning E_2 qo'zg'algan holatidan E_3 holatiga o'tganda 1,89 eV energiya ajralib chiqadi.

Elektronning bir holatdan ikkinchisiga o'tishi elektron bo'lutning o'lcham o'zgarishlari bilan boradi: energiya kamayishi elektron bo'luto'lchamining ortishi, energiyaning ortishi esa elektron bo'lutining siqilishi bilan davom etadi. Masalan, vodorod atomidagi elektron bo'lishi ehtimolligi katta bo'lgan radius qiymati $n = 1$ uchun 0,53A; $n = 2$ uchun 2,12A; $n = 3$ uchun 4,77A $^\circ$ bo'ladi.



Atomdagi elektron bo'la olish ehtimolligining radial taqsimlashuvi (a_0 -atom orbitali).

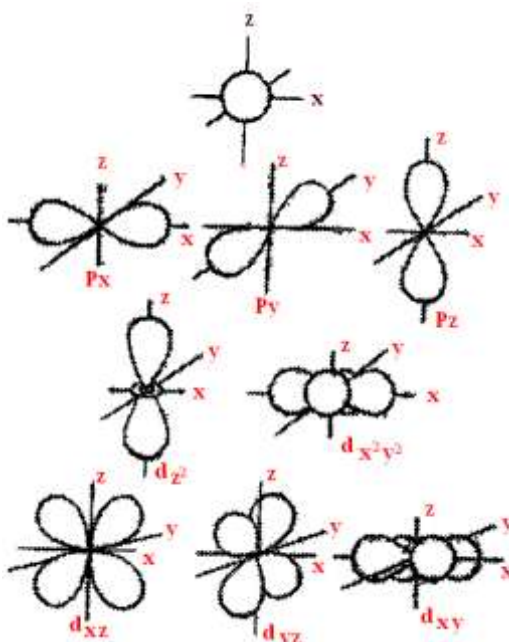
2. Orbital (azimo'tal) kvant soni (l). Orbital shakllari. Orbitallarning (va demak elektron bo'lutlarining) shakllarini ifodalash uchun orbital kvant soni kiritilgan. Uning qiymatko'rsatkichlari bo'sh kvant soniga bog'liq bo'lib ($n - 1 = 0 \div l$), lotin harflari bilan belgilanadi:

Bosh kvant soni: n	1	2	3	4
Orbital kvant soni: l	0,1	0,1	0,1,2	0,1,2,3
ning harfiy belgisi:	s	s p	s p d	s p d f
Orbitalning (elektron bo'lutining) belgilanishi:	1s	2s2p	3s3p3d	4s4p4d4f

Demak, birinchi energetik darajadagi elektronlar uchun ($n=1$) faqat bitta orbital shakl (s), ikkinchi energetik daraja uchun ($n=2$) ikkita orbital shakl (s, r), uchinchi daraja uchun ($n=3$) uchta orbital shakl (s, r, d) va h. k. bo'lishi mumkin.

Kvant mexanik hisoblar asosida s - orbitallar shar shaklida, r - orbitallar gantel shaklida, d- va l-orbitallar esa nisbatan murakkab shakllarga ega ekanligi aniqlangan (2.5-rasm).

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



s-, p-, va d-, -elektron orbitallarining sxematik shakllari

Fazodagi joylashuvi bo'yicha p - orbitallar p_x , p_y va p_z belgilari orqali; ko'rdinata o'qlari bo'yicha joylashgan d-orbitallar $d_{x^2-y^2}$ va d_{z^2} ko'rdinata o'qlari oralig'ida joylashgan S-orbitallar esa Cl_{xy} , Cl_{yz} va Cl_{xz} belgilari orqali ifodalanadi.

4. Spint kvant soni (m_s) boshqa kvant sonlari bilan bog'liq bo'lmaydi. Soddalashtirilgan holda spint kvant soni elektronning o'zo'qi atrofida aylanma harakatini belgilaydigan kattalik bo'lib, u $+1/2$ yoki $-1/2$ qiymatlariga ega bo'lishi mumkin.

Elektron qavatlarining tuzilishi V. Pauli, eng kichik energiya priHCLplari, Xund va Klechkovski qoidalari asosida tushuntiriladi.

Pauli printsipi. Atom orbitallarining elektronlar bilan izma – iz to'lish printsiplari.

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan to'lib borishi tartibi, ya'ni ularning orbitalarda qanday joylashishi masalasi muximdir. Atomda elektronlar Xund qoidasiga binoan joylashadi.

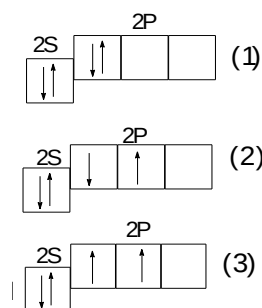
Qo'zg'almagan atomdagi elektronlarning spinlari yig'indisining absolyut qiymati maksimal bo'ladi.

Xund qoidasini quyidagicha tushuntirish mumkin:

1. Ayni pog'onachada turgan elektronlar mumkin qadar ko'proq orbitallarda juftlashmaslikka intiladi.

2. Orbitallarda yolgiz joylashgan elektronlarning hammasi bir xil spinga ega bo'ladi.

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



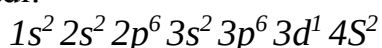
Uglerod atomi spektrining analizi uglerod atomning qo'zg'almagan xolati uchun oxirgi (3) sxema to'g'ri kelishini ko'rsatdi. Bu sxemada atom spinlari yig'indisi yuqori qiymatga, ya'ni 1 ga teng, va 1 va 2 sxemada nolga teng.

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

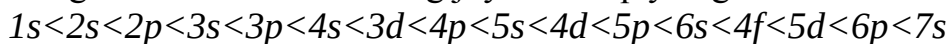
Atom yadrosining zaryadi oshib borganda elektronlar oldin bosh va orbital kvant sonlari yig'indisi ($H+l$) ning qiymati kichik bo'lgan orbitalni to'ldiradi, so'ngra bu qiymat katta bo'lgan orbitalni to'ldiradi. Masalan, kaliy va kaltsiy atomlarning elektron tuzilishi bu qoidaga to'g'ri keladi: 3 d-orbital ($n=3, l=2$)

uchun $H+l$ ning yig'indisi 5 ga, 4 s-orbital ($n=4, l=0$) uchun esa $H+l$ ning yig'indisi 4 ga teng. Binobarin, 4 s-pog'onacha 3 d-pog'onachaga nisbatdan oldin elektronlar bilan to'lishi kerak, xaqiqatda shunday bo'ladi.

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



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



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

Atomda elektron qobiqlarining tuzilishi. Atomda elektronlarning joylashishi Pauli printsipidan tashqari, yana quyidagi ikkita printsipga muvofiq kelishi kerak.

1. Energiyaning minimumga intilish printsipiga binoan, qobiqchalarning elektronlar bilan to'lib borishi qobiqcha energiyasining kattalashib borishi tartibida amalga oshadi. Avval $1s = (n+l = 1+0=1)$ bo'ladi). Keyin $2s = (n+l = 2)$, $2p = (2+1=3)$, $3s = (3+0=3)$, $3p = (3+1=4)$ va hokazo qobiqchalar to'lib boradi, ya'ni qobiqcha energiyasining o'sib borishi tartibini keyingi amallarda V.M. Klekovskiy qoidasiga asoslanib topiladi.

2. Elektronlarning qobiqchalarni egallash tartibini V.M. Klyuchkovskiy qoidasi asosida aniqlash qulay: elektronlarning qobiqchalarni egallash ketma-ketligi ayni qobiqchaning bosh va orbital kvant sonlar yig'indilari ortib borish tartibida bo'ladi. Ya'ni ikki qobiqchaning qaysi biri uchun $\ell + n$ yig'indisi kichik bo'lsa, shu holatda turgan elektronning energiyasi minimum qiymatga ega bo'ladi; agar bir necha qobiqchalar uchun $\ell + n$ yig'indisi bir xil bo'lsa, bosh kvant soni kichik bo'lgan qobiqcha minimal energiya qiymatga ega bo'ladi.

3. Xund qoidasi. Unga ko'ra, ayni pog'onachada turgan elektronlar mumkin qadar juftlashmaslikka, ya'ni spinlarning yig'indisini mumkin qadar kattalashtirishga intiladi. Masalan, p – qobiqchaga uch elektronni 2 usul bilan joylash mumkin:

albatta birinchi usul amalga oshadi, chunki birinchi usulda spinlar yig'indisi $\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2} = 1,5$ ikkinchi usulda esa $\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$ ga teng.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Elektronlar qanday kvant sonlarga ega?
2. Atomda elektron qobiqlar qanday tuzilishga ega?
3. Bosh kvant son qanday tavsiflanadi?
4. Orbital kvant son tushunchasi fanga qachon va kim tomonidan kiritilgan?
U nimani tasvirlaydi?
5. Magnit va spin kvant sonlari to'g'risida ma'lumot bering.
6. Pauli printsipli qanday ta'rifga ega va u atomda nimani ko'rsatadi?
7. Energiyaning minimumga intilish printsipli buyicha elektron qobiklar elektronlar bilan qanday to'lib boradi?
8. Xund qoidasini tushuntiring va unga tegishli misol keltiring.

DAVRIY QONUN VA ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI

Reja:

1. Davriy sistemani kashf qilinishi.
2. Davriy sistema va uning tuzilishi.
3. Elementlarning davriy va davriy bo'lmagan xossalari.
4. Davriy qonun va davriy sistemaning taraqqiyoti va ahamiyati.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Uzun davrli variant, qisqa davrli variant, guruh, davr, kichik davrlar, katta davrlar, tugallanmagan davr, lantanoidlar, aktinoidlar, tipik elementlar, asosiy guruhcha, qo'shimcha guruhcha, nodir gazlar, valent elektronlar, ionlar, ionlanish energiyasi, elektronga moillik, elektr manfiylik.

Davriy sistemani kashf qilinishi.

XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bo'lib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 element kashf qilindi. Elementlar kashf qilinishi bilan ularning atom og'irliklari, fizikaviy va kimyoviy xossalari o'rganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi elementlarning avvaldan ma'lum bo'lgan tabiiy gruppalari (masalan, ishqoriy metallar, ishqoriy-yer metallar, galogenlar)ga o'xshash elementlar gruppalari aniqlana bordi. Elementlar haqidagi va ularning birikmalari haqidagi ma'lumotlar ximiklar oldiga barcha elementlarni gruppalariga ajratish (klassifikasiya qilish) vazifasini qo'ydi. 1789 yilda A.Lavuaze kimyoviy elementlarning birinchi klassifikasiyasini yaratdi, u barcha oddiy moddalarni 4 gruppaga (metallmaslar, metallar, kislota radikallari va «yerlar», ya'ni «oksidlar») ga ajratdi.

1812 yilda Berselius barcha elementlarni metallar va metallmaslarga ajratdi. Bu klassifikasiya dag'al va noaniq edi, lekin shunga qaramasdan haligacha o'z kuchini yo'qotmay kelmokda.

1829 yilda Debereyner uchta-uchta elementdan iborat o'xshash elementlarning gruppalarini tuzdi va ularni triadalar deb atadi. Har qaysi triadada o'rtadagi elementning atom og'irligi ikki chetdagi elementlarning atom og'irliklari yig'indisining 2 ga bo'linganiga teng. O'sha vaqtda ma'lum bo'lgan elementlardan fakat ettita triada tuzish mumkin bo'ldi. Fransuz olimi de SHankurtua 1863 yilda elementlar sistemasini tuzish uchun silindr o'qiga iisbatan 45° bo'ylab silindr sirtiga spiral chiziqlar chizdi. Har vkki spiral orasini 16 bo'lakka bo'ldi. Spiral chiziklarga barcha elementlarni ularning atom og'irliklari ortib borish tartibida joylashtirganida, o'zaro o'xshash elementlarning atom og'irliklari orasidagi ayirma 16, 32, 48... ga teng bo'lishi aniqlandi. Ingliz olimi Nyulends 1863 yilda o'zining *oktavalor qonunini* kashf etdi. U elementlarni ularning atom og'irliklari ortib borishi tartibida bir qatorga joylashtirganda, har qaysi sakkizinchi element o'z xossalari bilan birinchi elementga o'xshash bo'lishini ko'rdi. Bu tartib muzika notasidagi gammalar kabi takrorlandi.

Nemis olimi Lotar Meyer 1864 yilda o'z sistemasini ishlab chiqdi. U 27 ta elementni valentliklariga qarab olti gruppaga bo'ldi. U o'z asarini «atom og'irliklarning soi bilan ifodalanadigan qiymatlarida biror qonuniyat borligiga shubha bo'lishi mumkin emas» degan ibora bilan tugatdi. Meyer o'zining ikkinchi

maqolasida (u maqolasi D. I. Mendeleev maqolasidan keyin nashr qilingan edi) elementlarning solishtirma hajmlari davriy ravishda o'zgarishini (ya'ni bir necha elementdan keyin qaytarilishini) kashf etdi. Bu kashfiyot katta ahamiyatga ega bo'ldi, lekin davriy qonunni ta'riflash uchun etarli emas edi. D. I. Mendeleevdan avval olib borilgan ishlarning hech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi topilmadi. Hech kim elementlar orasidagi o'xshashlik va ayirmalar asosida kimyoning muhim qonunlaridan biri turganligini D. I. Mendeleevgacha kashf etolmadi. „Chuqur ilmiy bashorat va taqqoslashlar asosida D. I. Mendeleev 1869 yilda tabiatning muhim qonuni – kimyoviy elementlarning davriy qonunini ta'rifladi. D. I. Mendeleev ta'riflagan davriy qonun va uning grafik ifodasi – davriy sistema hozirgi zamon kimyo fanining fundamenti bo'lib qoldi.

D.I.Mendeleevdan avval olib borilgan ishlarning hech birida kimyoviy elementlar orasida o'zaro uzviy bog'lanish borligi topilmadi. Hech kim elementlar orasidagi o'xshashlik va farqlar asosida kimyoning muhim qonunlaridan biri turganligini D.I.Mendeleevgacha kashf eta olmadi. Chuqur ilmiy bashorat va taqqoslashlar asosida D.I.Mendeleev 1869 yilda tabiatning muhim qonuni – kimyoviy elementlarning davriy qonunini ta'rifladi. D.I.Mendeleev ta'riflagan davriy qonun va uning grafik ifodasi- davriy sistema hozirgi zamon kimyo fanining poydevori bo'lib qoldi.

D.I.Mendeleev elementlarning bir-biriga o'xshamaydigan tabiiy guruhlarini o'zaro taqqoslab, elementlarning atom massalarining qiymatlari o'zgarishi bilan ularning xossalari davriy ravishda o'zgarishini aniqladi. O'sha vaqtda elementlarning, masalan, galogenlar, ishqoriy metallar va ishqoriy-er metallar kabi guruhlarini ma'lum edi. Mendeleev bu guruhlarining elementlarini quyidagicha yozib oldi va taqqosladi, bunda ularni atom massalarining qiymatlari ortib borishi tartibida joylashtirdi:

F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
	Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133
	Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137

Elementlarning atom massalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan uzluksiz qatorida ftordan keyin natriy va magniy, xlordan keyin – kaliy va kaltsiy, bromdan keyin – rubidiy va strontsiy, yoddan keyin tseziy va bariy turishi kerak. Elementlarning uzluksiz qatorini shunday tasvirlash mumkin.

...F, Na, Mg ... Cl, K, Ca, ..., Br, Rb, Sr ... ∞ , Cs, Ba ... 19, 23, 24, 35.5, 39, 40, 80, 85, 87, 127, 133, 137.

Bundan ko'rinib turibdiki, galogendan ishqoriy metallga o'tilganda xossalarning keskin o'zgarishi va ishqoriy metallardan ishqoriy – yer metallga o'tilganda asos xossalarining kamayishi, «agar bu elementlar atom og'irliklarining ortib borishi tartibida joylashtirilsa, davriy ravishda takrorlanadi». Qatorda magniy bilan xlor, kaltsiy bilan brom, strontsiy bilan yod orasida nechta element yo'qligidan qat'iy nazar, elementlar xossalarining bunday davriy o'zgarishi ko'rinaveradi.

Ma'lumbo'lishicha, elementlar birikmalarining shakli ham davriy takrorlanar ekan. Masalan, litiy oksid Li_2O shaklida bo'ladi. Litiyning xossalarini takrorlovchi elementlarning: natriy, kaliy, rubidiy, tseziy oksidlarining shakli ham xuddi shunday – Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O .

Bo'larning hammasi D.I.Mendeleevga o'zi kashf etgan qonunni “davriy qonun” deb atashga va quyidagicha ta'riflashga imkon berdi: “oddiy jismlarning xossalari, shuningdek, elementar birikmalarining shakl va xossalari elementlar atom og'irliklarining qiymatiga davriy bog'liqdir”.

SHunday qilib, D.I.Mendeleev kimyoviy elementlarning ko'pchilik xossalari shu elementlarning atom massasiga bog'liq ekanligini aniqladi. U o'sha zamonda ma'lumbo'lgan barcha elementlarning, ularning atom massalari ortib borishi tartibida bir qatorga quyganda elementlarning xossalari 7 ta, 17 ta va 31 ta elementdan keyin keladigan elementlarda qaytarilishini, ya'ni davriylik borligini ko'rdi.

Davriy qonun va davriy sistema hozirga qadar bosib o'tgan rivojlanish yo'lini quyidagi uch davrga bo'lish mumkin.

I davr. D.I.Mendeleev elementlarni sinflarga bo'lishda ularning atom massasi qiymatiga va kimyoviy xossalariga asoslanib davriy qonunni ta'rifladi.

II davr. D.I.Mendeleev elementning atom massasi emas, balki uning davriy sistemadagi tartib raqami nihoyatda katta ahamiyatga ega ekanligini aniq ko'rsatib berdi. Keyinchalik boshqa olimlar (Mozli) olib borgan izlanishlar buni to'g'riligini tasdiqladi.

III davr. Davriy qonun va davriy sistema 1927 yilda yaratilgan kvant mexanikasi asosida rivoj topdi. Bu davr mobaynida barcha elementlarning atomlarida elektronlarning joylanishi aniqlanib, D.I.Mendeleev aytgan “davriylikning” tom ma'nosi namoyon bo'ldi.

Davriy sistema va uning tuzilishi.

Kimyoviy elementlar davriy sistemasi – D.I.Mendeleev yaratgan davriy qonunning grafik tasviridir.

D.I.Mendeleev davriy sistemaning birinchi variantini 18 fevral 1869 yilda tuzdi va uni “Atom og'irliklariga va kimyoviy o'xshashliklariga asoslangan elementlar sistemasi tajribasi” deb nomladi. Bu sistemada 63 ta element bo'lib, ular 19 ta g'orizontal va 6 ta vertikal qatorda joylashtirilgan edi. Bu variantda

o'xshash elementlar g'orizontal qatorlarga joylashgan bo'lib, 4 ta element uchun bo'sh joy qoldirilgan edi. D.I.Mendeleev ularning mavjudligini, atom massalarini va xossalari oldindan aytib berdi. Bu variant uzun davrli variant hisoblanadi.

1871 yilda D.I.Mendeleev yaratgan davriy sistemaning ikkinchi varianti e'lon qilindi. Bu variantda o'zaro o'xshash elementlar vertikal qatorlarga joylashgan. II variant qisqa davrli variant hisoblanadi. Unda 8 ta vertikal, 10 ta g'orizontal qator bor edi. Bu variantga asoslanib D.I.Mendeleev o'rangacha 11 ta elementning va o'randan keyin bir necha element kashf etilishini bashorat qildi. D.I.Mendeleev bitta vertikal qatorda joylashgan o'xshash elementlarni guruh deb, har qaysi ishqoriy metall dan galogengacha bo'lgan elementlar qatorini davr deb ataldi.

D.I.Mendeleev dastlab taklif qilgan davriy sistemaga keyinchalik (uning o'zi ishtirokida va u vafot etganidan keyin) bir muncha o'zgartirishlar kiritilib, davriy sistemaning hozirgi varianti tuzildi. U yettita davr va sakkizta guruhdan iborat.

Hozir davriy sistemada 109 ta element bor. I, II, III davrlarning har biri faqat bir qatordan tuzilgan, ularni kichik davrlar, IV, V, VI va VII davrlar katta davrlar deyiladi. IV, V va VI davrlarning har qaysisi ikki qatordan tuzilgan, VII davr tugallanmagan davrdir. Birinchi davrdan boshqa hamma davrlar ishqoriy metall bilan boshlanib nodir gaz bilan tugaydi.

Kichik davrlarda ishqoriy metall bilan galogen orasida 5 ta element, katta davrlarda 15 ta element (masalan, VI davrda 29 ta element) joylashgan. Shunga ko'ra, katta davrlarda bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda elementlarning xossalari kichik davrlardagiga nisbatan bir muncha sust o'zgaradi. Katta davrlar juft va toq qatorlarga ega. Har qaysi katta davrda elementlarning xossalari ishqoriy metall dan nodir gazga o'tishda o'zgarib boradi, bundan tashqari, elementlarning xossalari har bir juft va toq qatordan ham ma'lum ravishda o'zgaradi. Masalan, IV davrning juft qatorida kaliydan nikelga qadar, toq qatorda misdan kriptoniga o'tishda elementlarning xossalari (chunonchi, valentlik 1 dan 7 ga qadar) o'zgarib boradi. Katta davrlarning juft qator elementlari faqat metall bo'lib, metallik xususiyati chapdan o'nga o'tgan sayin susayadi. Toq qatorlarda chapdan o'ngga o'tish bilan metallik xossalari yanada zaiflashib, metallmaslik xossalari kuchayadi.

Davriy sistemadagi 57 – element lantan bo'lib, undan keyingi 14 ta element(lantanoidlar) jadvalning pastki qismiga joylashtirilgan. Bu elementlar kimyoviy xossalari bilan lantanga o'xshaydi. Shuning uchun davriy sistemada bu 15 ta elementga faqat bitta katak berilgan. VII davrda 89 – element va 14 ta aktinoidlarga ham bir o'rin berilgan. II va III davr elementlarini D.I.Mendeleev tipik elementlar deb atagan. Har qaysi guruh ikkita guruhchaga bo'linadi. Tipik elementlar bilan boshlanuvchi guruhcha asosiy guruhcha nomi bilan yuritiladi. Katta davrlarning tok qator elementlari esa yonaki yoki qo'shimcha guruhcha deb ataladi.

Asosiy guruhcha elementlari kimyoviy xossalari jihatidan yonaki guruxcha elementlaridan farq qiladi. Buni VII gurux elementlarida yaqqol ko'rish mumkin.

Bu guruhchaning yonaki guruhcha elementlari (manganets, texnitsiy, reniy) haqiqiy metallar, bosh guruhcha elementlari esa metallmaslardan tashkil topgan.

VIII guruhning asosiy guruhchasi nodir gazlar, yonaki guruhchasini metall (temir, kobalt, nikel, ruteniy, rodiy, palladiy, osmiy, iridiy, platina) lar tashkil etadi. Har qaysi guruh raqami o'sha guruhni tashkil etuvchi elementlarning kislorodga nisbatan maksimal valentligini ko'rsatadi. Lekin mis guruhchasida va VIII, VII guruh elementlarida bu qoidadan chetlanish hollari ro'y beradi, chunonchi, mis bir va ikki valentli bo'ladi, oltinning valentligi 3 ga yetadi. VIII guruhning yonaki guruhcha elementlaridan faqat osmiy va ruteniy 8 valentlik bo'ladi; VII guruh elementi fluor faqat bir valentli bo'la oladi, boshqa galogenlarning kislorodga nisbatan valentligi yetti bo'lishi mumkin. Asosiy guruhcha elementlari vodorodga nisbatan ham valentlik namoyon qiladi. IV, V, VI va VII guruh elementlari vodorodga nisbatan valentligi IV guruhdan VII guruhga o'tgan sayin 4 dan 1 gacha pasayadi, ularning kislorodga nisbatan valentligi esa 4 dan 7 ga qadar ortadi. Har qaysi guruhda metallmasning kislorodga nisbatan valentligi bilan vodorodga nisbatan valentligi yig'indisi 8 ga teng (masalan VI guruh elementi selenning kislorodga nisbatan valentligi 6, vodorodga nisbatan valentligi 2; ularning yig'indisi 8 dir).

Har bir guruhda elementlarning atom massasi ortishi bilan metallik xossasi kuchayib boradi. Bu hodisa, ayniqsa, asosiy guruhcha elementlarida yaqqol namoyon bo'ladi. Frantsiy va tseziy elementlari eng faol metallar hisoblanadi, fluor esa eng faol metallmasdir.

Demak, elementlarning xossalari (atom massasi, valentligi, kimyoviy birikmalarining asos va kislota xususiyatga ega bo'lishi va hokozolar) davriy sistemada davr ichida ham, guruh chegarasida ham, ma'lum qonuniyat bilan o'zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o'zo'rniga ega va bu o'rin o'z navbatida ma'lum xossalari majmuasini ifodalaydi va tartib raqami bilan tavsiflanadi. Shu sababli, agar biror elementning davriy sistemada tutgan o'rni ma'lumbo'lsa, uning xossalari haqida to'la fikr yuritib, ularni to'g'ri aytib berish mumkin.

Elementlarning davriy va davriy bo'lmagan xossalari.

Davriy sistemada elementlarning kimyoviy va bazi fizikaviy xossalari davriy ravishda o'zgarishi aks ettirilgan. Davriy ravishda o'zgaradigan, ya'ni bir necha elementdan keyin qaytariladigan kimyoviy xossalari quyidagilardan iborat: 1) elementning valentligi; 2) yuqori oksidi va gidroksidlarning formulalari; 3) ularning asos va kislota tabiatiga ega bo'lishi; 4) oksidlarning gidratlanishiga intilishi va hokozo.

Fizikaviy xossalari esa, quyidagi davriylik uchraydi: 1) atom hajmlari; 2) atom va ionlarning radiuslari; 3) optik spektri; 4) ionlanish potentsiali; 5) suyuqlanish va qaynash harorati; 6) oksid va xloridlarning hosil bo'lish issiqligi; 7) magnit xossasi; 8) rangli birikmalar hosil qilish qobiliyati va hokazo.

Ammo elementlarning rentgen nurlarining spektr chiziqlari to'liq uzunligi, yadro zaryadi, atom massasi, atom issiklik sig'imi davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalari elementlarning davriy bo'lmagan xossalari jumlasiga kiradi. Rentgen nurlari spektr chiziqlarining to'liq uzunligi elementning tartib raqami ortishi bilan kichiklasha boradi. Elementlar atomlarining yadro zaryadi davriy sistemada bir elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari bittadan ortib boradi. Elementlarning atom massalari davriy sistemada bir elementdan ikkinchi elementga o'tishi bilan uglerod birligi qadar ortib boradi. Ko'pchilik elementlarning atom issiqlik sig'imi 26 ga teng bo'lib, elementning davriy sistemadagi o'rniga bog'liq emas.

Elementlarning davriy ravishda o'zgaradigan bazi xossalari quyidagilar kiradi:

1) Elementlarning atom hajmlari. Bir mol elementning erkin holatda egallagan hajmi uning atom hajmi deb ataladi. Agar biror elementning qattiq holatdagi solishtirma massasini d bilan belgilansa, uning atom hajmi:

$$V = \frac{A}{d}$$

formula asosida topiladi.

2) elementlarning solishtirma massasi, suyuqlanish harorati, elementlar oksidlarining suyuqlanish harorati va boshqa fizikaviy xossalari ham davriy munosabatda o'zgaradi.

3) elementlarning atom radiuslari ham davriy suratda o'zgaradi. Kristall modda tarkibidagi ikki atom markazlararo masofani hozirgi vaqtda turli fizikaviy usullar yordamida juda aniq topish mumkin. Agar, kristall modda biror element atomlaridan iborat bo'lsa, u holda ikki qo'shni atom markazlararo masofani ikkiga bo'linsa, o'sha element atomining effektiv radiusi kelib chiqadi. Bu radius atomning haqiqiy radiusidan qisman katta yoki kichik bo'lishi mumkin. Element atomlarining effektiv radiuslari har qaysi davrning boshidan oxiriga o'tgan sayin kichiklashib boradi. Masalan, natriyning atom radiusi 0,189 nm; magniyniki 0,160 nm; alyuminiyniki 0,157 nm.

Lantanoidlarning atom radiusi bir elementdan ikkinchi elementga o'tganda juda oz kamayadi. Tseriyning atom radiusi 0,183 nm bo'lib, un to'rtinchi lantanoid- lyutetsiyning atom radiusi 0,174 nm dir.

Aktinoidlarning atom radiuslari ham tartib raqami ortib borishi bilan xuddi lantanoidlarniki kabi kamayadi.

Davriy sistemadagi asosiy guruhcha elementlarining atom radiuslari yuqoridan pastga tomon kattalashib boradi.

Yonaki guruhcha elementlarining atom radiusi guruhcha chegarasida birinchi elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari kattalashadi, lekin ikkinchi elementdan uchinchi elementga o'tishi bilan biroz qisqaradi. Masalan, titanning atom radiusi 0,146 nm, tsirkoniy atom radiusi 0,160, gafniyning atom radiusi 0,159 nm.

Nazariy kimyoning rivojlanishi natijasida atomlarning orbital radiusi haqidagi tushuncha shakllandi. Haqiqatdan ham, atomning haqiqiy radiusi sifatida uning tashki elektron orbitalidagi elektron bo'lutining maksimal nuqtalari bilan yadro oraliq masofasini olish mantiqqa to'g'ri keladi. Ya'ni atom yadrosi bilan tashki elektron orbitalning maksimal elektron zichlikka ega bo'lgan nuqtasi orasidagi masofa atomning orbital radiusi hisblanadi.

Yuqorida aytib o'tilganidek effektiv radiuslar kabi orbital radiuslar bilan elementlarning tartib raqami orasida davriylik yaqqol kuzatiladi.

Har bir davr ichida eng katta orbital radius ishqoriy metallarda, eng kichik orbital radius nodir gazlarda kuzatiladi.

4) elementlarning ion radiusi. Agar kristall modda ionlardan (masalan, NaCl, CaF₂) tuzilgan bo'lsa, ikki qo'shni ion yadrolariaro masofani ionlar radiuslari yig'indisiga teng deb qabo'l qilish mumkin: $d = r_1 + r_2$. Yadrolararo masofa – d kristallning panjara konstantasi nomi bilan yuritiladi. Uni tajribada rentgen nuri yordamida aniqlash mumkin.

5). elementlarning ionlanish energiyalari ham davriy ravishda

o'zgaradi. Atomda biror elektronni tamomila chiqarib yuborib, uning o'zini ion holatiga aylantirish uchun zarur bo'lgan minimal energiya miqdori atomning ionlanish energiyasi deyiladi.

Ishqoriy metallar osonlik bilan o'z elektronlarini yo'qotib, bir zaryadli musbat ionlarga aylanadi. Shuning uchun ishqoriy metallarning ionlanish energiyalari boshqa elementlarnikidan kichikdir. Davr chegarasida chapdan o'ngga tomon ionlanish energiyasining qiymati tartibsiz ravishda ortib boradi.

Davriy qonun va davriy sistemaning taraqqiyoti va ahamiyati.

D.I.Mendeleevning davriy qonuni va davriy sistemasi kimyo fanining taraqqiyotida katta ahamiyatga ega bo'ldi. U yangi ilmiy kashfiyotlar qilishda muhim o'rin tutdi. Atom tuzilishi nazariyasi kashf qilingandan keyin quyidagi muhim masalalar hal qilindi:

Kimyoviy xossalarning davriy o'zgarishi; 2) davriy sistemaning

guruhlariga, asosiy va yonaki guruhchalarga bo'linishi; 3) Yer po'stlog'ida kam uchraydigan lantonoidlarning mavjudligi; 4) kimyoviy xossalarning ma'lum qonuniyat bilan o'zgarishi; 5) arg'n va kaliy; kobalt va nikel; tellur va yod; toriy va protaktiniyning atom massalarining qiymatlariga e'tibor bermay sistemaga joylashtirishda qonundan oz bo'lsa—da chetlanishlik sabablari aniqlandi.

Davriy qonun va davriy sistema haqidagi g'oyalar ikki yo'nalishda rivojlandi; bo'lardan biri – elementlarning davriy xossalarini izlash; ikkinchisi – davriy sistemani yangi variantini yaratish.

Elementlarning yangi o'rganilgan davriy xossalari qatoriga – ularning atom radiuslari, ionlanish potentsiallari, elektrmanfiylik kabi xossalari qo'shildi. Undan

tashqari, Rossiya olimi Ye.B.Biron D.I.Mendeleevning har qaysi guruhchasida asosiy davriylikdan tashqari, yana ikkilamchi davriylik mavjudligini aniqladi. Elementlarning xossalari har qaysi guruhchada bir tekislikda o'zgarmasdan, balki guruhchada ham o'ziga hos davriylik bordir; masalan, galogenlarning kislorodli birikmalarining barqarorligi ftordan xlorga o'tgan sari kuchayadi, lekin xlorgan bromga o'tganda susayadi; bromdan yodga o'tishi bilan yana kuchayadi.

D.I.Mendeleevning davriy sistemasi uchun taklif qilingan variantlar soni qariyb 200 dan ortib ketdi. Lekin bo'lardan eng muhimlari quyidagilardan iborat: 1) S. A.SHchukaryov varianti, 2) A.Verner varianti, 3) Bor – Tomsen varianti, 4) B.V.Nekrasov varianti va hokazo. Hozirgi qo'llanilayotgan davriy sistema eski variantlaridan keskin farq qiladi. Bu sistemada 8 ta guruh bo'lib, nodir gazlar VIII guruhning asosiy guruhchasiga kiritilgan. Atom massalar uglerod birligida ko'rsatilgan; vodorod faqat VII guruhga joylashtirilgan. Davriy sistemaning bu varianti atom tuzilishi haqidagi barcha ma'lumotlarni o'z ichiga oladi.

D.I.Mendeleevning davriy qonuni nihoyatda katta ahamiyatga ega. U hozirgi kimyoga asos soldi, uni bir butun fanga aylantirdi. Elementlar bir-biri bilan o'zaro bog'liqlikda ularning davriy sistemadagi o'rniga qarab ko'rib chiqiladigan bo'ldi. Davriy qonun kashf etilishi bilan kimyoda ilmiy bashorat qilish mumkin bo'lib qoldi. Yangi elementlarni va ularning birikmalarini oldindan aytish va tavsiflash imkoniyati yaratildi. Bunga ajoyib misol – D.I.Mendeleevning o'sha vaqtda hali kashf etilmagan elementlar mavjudligini oldindan aytganligidir, ulardan uchtasining – Ga, Sc va Ge ning xossalarini Mendeleev aniq bayon qilib berdi.

D.I.Mendeleev qonuni asosida sistemaning $Z = 1$ elementdan $Z = 92$ elementgacha bo'lgan barcha bo'sh kataklari to'ldirildi, shuningdek, transuran elementlar kashf etildi. Bugungi kunda ham bu qonun yangi kimyoviy elementlarni kashf etish yoki sun'iy yo'l bilan olish uchun yo'lko'rsatkich bo'lib

<u>Fr ga qarab ortadigan xossa va hususiatlar</u>	<u>F ga qarab ortadigan xossa va hususiatlar</u>
1 Metallik	1 Metalmaslik
2 Aktivlik	2 Aktivlik
3 Atom xajmi	3 Elektromanfiylik
4 Iyon xajmi	4 O'ksidlovchilik
5 Atom radyusi	5 Kislarodli birikmalrda kislatalilik
6 Qaytaruvchilik	6 Birikmalarda
7 Asoslilik	barqarorlik
8 Birikmalarda barqarorlik	7 Bog' qutubliligi
9 Birikmalarda bog' uzunligi	8 Birikmalarda barqarorlik
10 Qutublanuchanlik	9 Qutublovchiligi
11 Bog' qutubliligi	10 Elektronga moyillik

xizmat qilmoqda.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Qaysi olimlar elementlarni sistemalashtirishga o'rinib ko'rganlar?
2. D.I.Mendeleev davriy qonunni qanday kashf etgan? Bu qonun qanday ta'riflanadi?
3. Elementlar davriy sistemasida davriylik qanday namoyon bo'ladi?
4. Elementlarning davriy sistemada qanday joylashtirilganligini aytib bering. Elementlarning «atom raqamlari» qanday ahamiyatga ega?
5. Davriy qonun va davriy sistemaning hozirga qadar rivojlanish yo'lini qanday davrlarga bo'lish mumkin?
6. Davriy jadvalning «qisqa davrli» va «uzun davrli» variantlari, guruh, guruhcha, qator va davr tushunchalariga izoh bering.
7. Elementlarning davriy va davriy bo'lmagan xossalari haqida nimalar bilasiz?
8. Elementlarning davriy ravishda o'zgaradigan xossalariga nimalar kiradi?
9. Elementlarning atom radiusi, ionlanish potentsiali davr va guruh ichida qanday o'zgaradi?
10. Davriy qonun va davriy sistema qanday ahamiyatga ega?

KIMIYOVIY BOG'LANISH. MODDALARNING TURLI AGREGAT XOLATLARIDAGI TO'ZILISHI.

Reja:

1. Kimyoviy bog'lanish.
2. Ionlanish potentsiali. Elektromanfiylik.
3. Elementlarning atom va ion radiuslari, ionlanish energiyasi, elektronga moyilgining o'zgarish qonuniyatlari
4. Kovalent bog'lanish
5. Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish
6. Kovalent bog'lanishni hosil bo'lish yo'llari
7. Kovalent bog'lanishning xossalari
8. Ion bog'lanish
9. Metall bog'lanish
10. Vodorod bog'lanish
11. Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi haqida tushuncha.
12. Atom orbitallarining gibrirlanishi.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Bog'lanish energiyasi, ion bog'lanish, ionli birikmalar, kovalent bog'lanish, qutbsiz kovalent bog'lanish, qutbli kovalent bog'lanish, dipol sistema, sig'ma bog'lanish, pi bog'lanish, donor – akseptor bog'lanish, donor, akseptor, dativ bog'lanish, vodorod bog'lanish.

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

Demak, bog'lanish ta'sir etuvchi atomlar sistemasining potentsial energiyasining kamayishi natijasida hosil bo'ladi.

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

1916 yilda amerika olimi J.Lyuis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikr bildirdi. Bu g'oya hozirgi zamon kovalent bog'lanish nazariyasiga asos bo'ldi. Shu yilning o'zida nemis olimi V.Kossel quyidagi fikrni bildirdi: o'zaro ta'sir etuvchi ikki atomdan biri elektron berib, ikkinchisi elektron birlashtirib oladi, bunda birinchi atom musbat zaryadlangan ionga, ikkinchisi esa

manfiy ionga aylanib qoladi; hosil bo'lgan qarama-qarshi zaryadli ionlarning o'zaro elektrostatik tortilishi barqaror birikma hosil bo'lishiga olib keladi. Bu fikr ion bog'lanish xaqidagi hozirgi zamon tassavurlarini yaratilishiga olib keldi.

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

Ionlanish potentsiali. Elektromanfiylik.

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

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

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

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

Masalan, ftorning elektronmanfiyligi $EM=17,42+3,62=21,04$ eV, litiyning elektronmanfiyligi $EM=5,09+0,84=5,93$ eV ga teng. Elementlarning metallik va metallmaslik xossalarini taqqoslab ko'rish uchun R.Malliken va L.Poling elektronmanfiylikning nisbiy qiymatlaridan foydalanishni taklif qildilar. Buning uchun litiyning elektromanfiyligi 1 deb qabul qilingan. Ayni elementning nisbiy elektronmanfiyligini topish uchun uning elektronmanfiylik qiymatini litiy

elektronmanfiyligiga nisbati olinadi. Masalan, ftorning nisbiy elektromanfiyligi $21,04:5,9=4$ ga tengdir. Ayni elementning turli valent xolatlari uchun elektromanfiylikning qiymati bir xil bo'lmaydi. Elementning musbat valentligi oshishi bilan uning nisbiy elektronmanfiylik qiymati oshadi. Masalan, marganetsning oksidlanish darajasi +2, +4 va +7 ga oshganda, uning nisbiy elektronmanfiyligi mutanosib ravishda 1,4 , 2,1 va 2,5 ga teng bo'ladi.

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

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

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

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

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

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

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

I grupp	II grupp	VI grupp	VII grupp
Li ⁺ 0,068	Be ⁺	O ²⁻	F ⁻ 0,133
Na ⁺ 0,098	0,034	0,136	Cl ⁻ 0,181
K ⁺ 0,133	Mg ⁺	S ²⁻	Br ⁻ 0,196

Rb ⁺ 0,149	0,074 Ca ⁺ 0,104 Sr ⁺ 0,120	0,182 Se ²⁻ 0,193 Te ²⁻ 0,211	I ⁻ 0,220
-----------------------	--	---	----------------------

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

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

1- jadval

Ba'zi gruppacha elementlari atomlarining birinchi ionlanish energiyasi

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

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

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

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

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

Ba'zi elementlar atomlarining elektronga moyillik qiymatlari

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

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

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

Kovalent bog'lanish

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

1927 yilda V. Geytler va F. London vodorod molekulasi yadrolararo masofa va bog'lanish energiyasi qiymatlarini hisoblab chiqdilar va bu qiymatlar eksperimental topilgan qiymatga juda yaqin chiqdi. Natijada vodorod molekulasi kimyoviy bog'lanish ikkala atomga tegishli bo'lgan qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ega elektron jufti hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi, degan xulosaga kelindi. Sxemadagi to'liqsimon chiziqlar vodorod molekulasi kimyoviy bog'lanish ikkala atomning kvant yacheykalaridan joy olishini bildiradi, ya'ni elektronlar vodorod atomlari yadrolarining kuchlanish maydonida xarakat qiladi. Demak, hosil bo'ladigan ikki elektronli ikki markazli kimyoviy bog'lanish kovalent kimyoviy bog'lanish deb ataladi.

Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekulalarga ham tatbiq qilinadi. Bunday kimyoviy bog'lanish nazariyasi valent

bog'lanish usuli degan nomni oldi. Valent bog'lanish usuli qovalent bog'lanishning muxim xossalarini nazariy asoslab berdi. Bu usul qimyoviy bog'lanishning kvantmexanik nazariyasini yaratishda katta rol o'ynadi.

Valent bog'lanish usuli asosida quyidagi qoidalar yotadi:

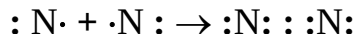
1. Kovalent kimyoviy bog'lanish qarama-qarshi yo'nalishdagi spinli ikki elektronlar tomonidan hosil qilinib, bu elektron juft ikkala atomga tegishli bo'ladi.

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

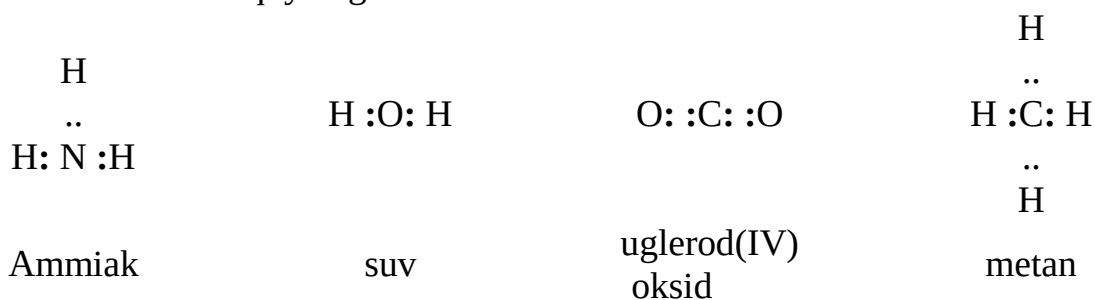
Kovalent bog'lanish nazariyasining asosida sirtqi qavatida ikki yoki sakkiz elektroni bo'lgan atom barqarordir degan tushuncha yotadi. Kovalent bog'lanishni ifodalash uchun tashqi elektron qavatida joylashgan elektronlar atomning kimyoviy simvoli atrofida joylashtirilgan nuqtalar bilan ko'rsatiladi. Ikkala atom uchun umumiy bo'lgan elektronlar atomlarning kimyoviy simvollari orasiga joylashtirilgan nuqtalar bilan ko'rsatiladi; qo'shbog' va uch bog'lar esa mutanosib ravishda ikki yoki uch juft umumiy nuqtalar bilan ifodalanadi. Masalan vodorod molekulasi hosil bo'lishini quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin:



Azot molekulasi hosil bo'lish sxemasi:



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



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

Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish

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

Agar ikki molekula har xil element atomlaridan tashkil topgan bo'lsa, umumiy elektron buluti atomlardan biri tomon siljigan bo'lib, zaryadlar assimetrik taqsimlangan bo'ladi. Bunday kovalent bog'lanishga qutbli yoki geteropolyar bog'lanish deb ataladi. Atomning elektromanfiyligi qanchalik katta bo'lsa, umumiy elektron juftini o'ziga shunchalik kuchliroq tortadi. Boshqacha aytganda, ikki har xil element orasida kovalent bog'lanish hosil bo'lishida umumiy elektron buluti nisbatan elektromanfiyroq atom tomon siljiydi va o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning elektromanfiyligi bir-biridan qancha ko'p farq qilsa, bu siljish shunchalik kuchli bo'ladi.

Ba'zi element atomlarning nisbiy elektromanfiyligi quyidagi jadvalda keltirilgan.

jadval

Ba'zi atomlarning nisbiy elektromanfiyligi

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

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

Masalan, vodorod xlorid molekulasidagi umumiy elektron jufti elektromanfiyroq bo'lgan xlor atomi tomon siljigan bo'lib, xlor atomida effektiv manfiy zaryad vujudga keladi, vodorod atomida esa absolyut qiymati jixatdan teng bo'lgan effektiv musbat zaryad paydo bo'ladi. Demak, xlorid kislota molekulasida qutbli molekula hisoblanadi. Bu molekulani ma'lum masofada joylashgan ikki absolyut qiymat jixatdan teng, lekin qarama-qarshi ishorali zaryadlardan iborat

sistema deb qarash mumkin. Bunday sistemalar elektrik dipollar deb ataladi. Dipolning zaryadlar yig'indisi nolga teng bo'lsa ham, uni o'rab turgan fazodagi elektr maydoni hosil bo'ladi (1-rasm).

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

$$M = g \cdot l$$

M - dipol momenti, g -elektron zaryadining absolyut miqdori, l -molekuladagi musbat va manfiy zaryadlar markazlari orasidagi masofa.

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

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

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

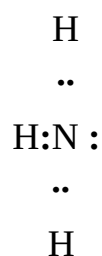
Kovalent bog'lanishni hosil bo'lish yo'llari

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

Lekin kovalent bog'larning soni qo'zg'almagan atomdagi juftlashmagan elektronlarning sonidan ko'proq bo'lishi mumkin. Masalan, normal xolatdagi uglerod atomining tashqi elektron qavati quyidagicha ifodalanadi:

Atomdagi juftlashmagan elektronlar hisobiga uglerod atomida 2 ta kovalent bog' hosil bo'lishi mumkin. Uglerodning boshqa atomlar bilan 4 ta kovalent bog' orqali bog'langan birikmalari bor. Qandaydir energiya sarf qilinganda 2r-pog'onachaga o'tishi mumkin; natijada atom qo'zg'algan xolatga o'tib, juftlashmagan elektronlar soni oshadi. Uglerod atomining tashqi elektron qavatida endi 4 ta juftlashmagan elektron joylashgan bo'ladi; qo'zg'algan uglerod atomi 4 ta kovalent bog' hosil bo'lishida ishtiroq etishi mumkin.

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

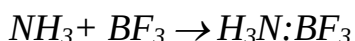


Azot atomining 8 ta tashqi elektronidan 6 tasi 3 ta kovalent bog' hosil qilib, ular ham azot uchun, ham vodorod uchun umumiy hisoblanadi. Lekin ikkita elektron faqat azot atomiga tegishli va taqsimlanmagan elektron juftini tashkil qiladi. Shunday elektron juftlar ham tashqi elektron qavatida bo'sh orbital bo'lgan boshqa atomlar bilan kovalent bog' hosil qilishda ishtiroq etishi mumkin. Bunday bo'sh s-orbital vodorod ioni H^+ da bor. Shu sababli ammiak molekulasi vodorod ionlari bilan o'zaro ta'siri natijasida ular orasida kovalent bog' vujudga keladi; azot atomlarining taqsimlanmagan elektron jufti ikkala atom uchun umumiy bo'lib qoladi va natijada ammoniy ioni NH_4^+ hosil bo'ladi.

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

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

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



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

Kovalent bog'lanishning xossalari

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

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



N_2 da elektron bulutlarning bir-birini qoplash sxemasi.

Kovalent bog'lanishning hosil bo'lishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o'zaro ma'lum yo'nalishidagina yuz beradi, qoplash soxasi

o'zaro ta'sir etuvchi atomlarga nisbatan ma'lum bir yo'nalishda joylashgan bo'ladi. Boshqacha aytganda kovalent bog'lanish yo'naluvchanlik xossasiga egadir. Masalan, vodorod molekulasida (rasm) atomlar s-elektron bulutlarining qoplanishi o'zaro ta'sir etuvchi atomlar yadrolarining bog'lovchi to'g'ri chiziq (ya'ni bog' o'qi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bog'larga σ -bog' deyiladi. σ -bog' hosil bo'lishida bog' o'qiga ko'ndalang joylashgan r-elektronlar ham ishtiroq etishi mumkin. Chunonchi HF-molekulasining kovalent σ -bog' vodorod atomi 1s bulutini ftor atomi 2r-elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi (3a-rasm). F₂ molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ham σ -bog'dir, bu bog'ni 2 ta ftor atomining 2r-elektron bulutlari hosil qilgan.

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

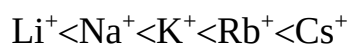
Ion bog'lanish

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

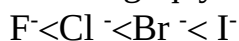
Oddiy ionlar, ya'ni 1 ta atomdan hosil bo'lgan ionlar (masalan, Na⁺, K⁺ kationlari, F⁻, Cl⁻ anionlari) yoki murakkab ionlar, yoki ikki va undan ortiq atomlardan hosil bo'lgan ionlar (NH⁺ kationi, OH⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻ anionlar) bo'lishi mumkin. Musbat zaryadga ega bo'lgan oddiy ionlar kichik ionlanish potentsialiga ega bo'lgan element atomlaridan oson hosil bo'ladi. Bunday elementlarga I va II gruppalarining bosh gruppachasi metallari kiradi. Manfiy zaryadlangan oddiy ionlar elekttronga moyilligi katta bo'lgan tipik metalmaslar atomlaridan hosil bo'ladi. Ion bog'lanishli tipik birikmalar qatoriga ishqoriy metallarning galogenidlari, masalan NaCl, CsF va boshqalar kiradi. Ion bog'lanish kovalent bog'lanishdan yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmasligi bilan farq qiladi. Agar xar bir ionni zaryadlangan shar deb qaralsa, ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishlar bo'yicha tekis tarqaladi ya'ni ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionni xar qanday yo'nalishda ham bir tekisda torta oladi. Demak, ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmaydi. Agar manfiy va musbat ion o'zaro birikkan bo'lsa, manfiy ion boshqa musbat ionlarni tortish xossasini yo'qotmaydi. Shuningdek, musbat zaryadli ion yonida bitta manfiy ion bo'lishiga qaramay yana manfiy ionlarni o'ziga tortaveradi. Demak, ion bog'lanish, kovalent bog'lanishdan farq qilib, *to'yinuvchanlik xususiyatiga* ega emas. Ion bog'lanishda yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlik xossalarini yo'qligi ionli molekulalarning assotsilanishiga ya'ni, ularning bir-biri bilan birikishiga imkon beradi. Yuqori

temperaturada molekular xarakatining kinetik energiyasi molekularning o'zaro tortishish energiyasidan yuqori bo'ladi, shuning uchun ionli birikmalar gaz xolatda asosan assotsilanmagan molekula xolatida bo'ladi. Lekin temperaturaning kamayishi bilan modda suyuq va ayniqsa suyuq xolatga o'tganda ionli birikmalarning assotsiatsiyasi kuchli namoyon bo'ladi. Ion bog'lanishli molekular odatdagi sharoitda qattiq xolatda yakka-yakka xolatda mavjud bo'la olmaydi, ular o'zaro birlashib, juda ko'p ionlardan tashkil topgan gigant molekula-kristallni hosil qiladi.

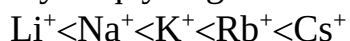
Ion bog'lanishli molekularning erkin xolda mavjud bo'lmasligini bir ionning ikkinchi bir ionga ta'sir etishi bilan tushuntirish mumkin. Qarama-qarshi zaryadli ikki ion bir-biriga yaqinlashganda ularning elektronlari o'z yadrolariga nisbatan avvalgi vaziyatni o'zgartiradi, natijada ion qutblanadi va ular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



Galogenlar ionlarining qutblanuvchanligi quyidagi ketma-ketlikda o'zgaradi:



Atom musbat zaryadli ionga aylanishi hamma vaqt uning radiusini kamayishiga olib keladi. Anionning musbat zaryadi uning tashqi elektron bulutlarining deformatsiyalanishini qiyinlashtiradi. Manfiy zaryadlangan ionlar hamma vaqt neytral atomlarga nisbatan katta o'lchamga olib keladi va demak ularning yadro bilan bog'lanishini susaytiradi. Shu sabablar tufayli anionlarning qutblanuvchanligi odatda anionlarning qutblanuvchanligidan birmuncha yuqori bo'ladi. Ionlarning qutblanuvchanlik xossasi, ya'ni ularning boshqacha ionlarni deformatsiyalash ta'siri ionning zaryadi va radiusiga bog'liqdir. Ionning zaryadi qancha katta bo'lsa, uning hosil qiladigan elektr maydoni shunchalik kuchli bo'ladi, demak, ko'p zaryadli ionlar kuchli qutblanish xususiyatiga ega. Bir xil zaryadga ega ionlarning radiusi qanchalik kichik bo'lsa, shu ionning elektr maydoni kuchlanishi shunchalik kuchli bo'ladi. Demak, bir xil zaryadli o'xshash elektron tuzilishga ega bo'lgan ionlarning qutblanish xususiyati ion radiusining oshishi bilan kamayib boradi. Chunonchi ishqoriy metallar qutblanish xususiyati ion radiusining oshishi bilan kamayib boradi. Chunonchi ishqoriy metallar kationlarining qutblanish xususiyati quyidagi ketma-ketlikda o'zgaradi:



Agar biror element atomi xar xil zaryadli bir necha kation hosil qilsa, bu ionlardan eng katta zaryadlisi kuchli qutblanish xususiyatiga ega, chunki bu

ionning radiusi o'sha elementning barcha ionlariga nisbatan kichiqdir. Anionlarning ko'pchiligi katta radiusli bo'lgani uchun anionning kationni qutblash xususiyati u qadar katta bo'lmaydi.

Metall bog'lanish

Metallarning suyuqlanish va qaynash haroratining yuqoriligi, metall sirtidan yorug'lik va tovushning qaytishi, ulardan issiqlik va elektr oqimining yaxshi o'tishi, zarb ta'sirida yassilanishi kabi xossalar metallarning eng muhim fizikaviy xossalari. Bu xossalar faqat misollarga xos bo'lgan metall bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi.

Metall atomida valent elektronlar soni unchalik ko'p emas, lekin metall atomida elektronlar bilan to'lmagan orbitallar ko'p. Valent elektronlar metall atomining yadrosi bilan zaif bog'langan. Shuning uchun ular metallning kristall panjarasidagi metall ionlari orasida erkin harakat qiladi. Metall tuzilishini quyidagicha tasavvur qilish kerak: metallning kristall panjara tugunlarida musbat zaryadli metall ionlari (kationlar) zich joylashgan bo'lib, atomlarning valent elektronlari panjara ichida erkin harakat qiladi. Bu elektronlarning harakati gaz molekulalarining harakatini eslatganligi uchun ular **elektron gaz** deb atalgan. Demak, har bir atom o'z valent elektronini o'rtaga tashlaydi va ular ko'p miqdordagi metall ionlarini bir-biri bilan bog'lab turadi. Shu bilan birga bu elektronlar erkin harakatlana oladi. Binobarin, metallarda kimyoviy bog'lanishning harakatchan turi borligi ko'rinadi.

Metall bog'lanish qattiq va suyuq holdagi metallar uchun xosdir. Bu bir-biriga bevosita yaqin joylashgan atomlar agregatlarining xossalari. Lekin barcha moddalarning atomlari kabi metallarning atomlari ham bug' holatida bir-biri bilan kovalent bog'lanish orqali bog'langan bo'ladi. Metallarning buglari alohida molekulalardan (bir atomli va ikki atomli) tarkib topgan bo'ladi. Kristallda bog'lanish po'xtaligi metall molekulasidagidan kuchli, shu sababli metall kristali hosil bo'lish jarayoni energiya ajralib chiqishi bilan boradi.

Metall bog'lanish kovalent bog'lanishga ma'lum darajada o'xshaydi, chunki u ham valent elektronlarning umumlashishiga asoslangan. Lekin kovalent bog'lanishni vujudga keltiradigan elektronlar birikkan atomlarga yaqin va ular bilan po'xta bog'langan bo'ladi. Metall bog'lanishni hosil qiladigan elektronlar esa barcha kristall bo'ylab erkin harakatlanadi va uning barcha atomlariga tegishli bo'ladi. Xuddi shuning uchun ham kovalent bog'lanishli kristallar mo'rt, metall bog'lanishlilari – plastik, ya'ni ular zarba ta'sirida o'z shaklini o'zgartiradi, yupka listlar bo'lib yoyiladi va sim bo'lib chuziladi.

Vodorod bog'lanish

Yuqorida ko'rib o'tilgan ion, kovalent, metall, donor-aktseptor kabi bog'lanishlar kimyoviy bog'lanishning asosiy turi hisoblanadi. Atom va molekulalar orasida bu xil bog'lanishlardan tashqari yana ikkinchi darajali bog'lanish hili - vodorod bog'lanish hamda molekulalararo tortishish kuchlari (Vander-Vals kuchlari) ham mavjud. Orientatsion, dispersion va induksion kuchlar ham shular jumlasiga kiradi. D.I.Mendelev davriy sistemasidagi V,VI va VII

guruh metallmaslarning vodorodli birikma (gidrid) larining qaynash haroratini o'rganish natijasida nazariya bilan tajriba orasida nomuvofiklik mavjudligi aniqlangan. Chunonchi NF, N₂O va NH₃ ning qaynash harorati kutilgandan yuqoriroq bo'lib chiqqan. H₂O ning qaynash harorati H₂S ning qaynash haroratidan pastroq bo'lishi kerak edi, chunki moddalarning qaynash harorati ularning molekulyar massasiga proporsionalligi juda ko'p hollarda kuzatiladi. Shuningdek, HF ning qaynash harorati HCl nikidan, NH₃ niki esa PH₃ nikidan past bo'lishi lozim edi. Lekin tajriba buning teskarisini ko'rsatdi. Buning sababini vodorod bog'lanish nazariyasi bilan izohlash mumkin. Chunki vodorod bog'lanish borligi tufayli HF, H₂O, NH₃ moddalarining molekularlari o'zaro tortishib yiriklashgan, ya'ni (HF)_n, (H₂O)_n, (NH₃)_n holatida bo'ladi. Shunga ko'ra vodorod fluorid, suv va ammiakning qaynash harorati yuqoridir.

Vodorod bog'lanishning asosiy mohiyati shundan iboratki, biror modda molekulasida fluor, kislorod, azot kabi elektrmanfiy elementlarning atomlari bilan birikkan bir valentli vodorod atomi yana boshqa fluor, kislorod va azot atomlari bilan kuchsiz bog'lanish xususiyatiga ega. Buni quyidagi misollardan oson tushunish mumkin. Masalan, HF da H atomi elektroni fluor atomi tomon siljigani tufayli u shartli ravishda musbat zaryadga ega bo'lib qoladi, ya'ni vodorod ioni hosil bo'ladi deyish mumkin.

Boshqa fluor yoki kislorod atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:

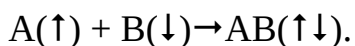


umuman (HF)_n, bu yerda n = 2, 3, 4, 5, 6 bo'lishi mumkin.

Demak, **elektrmanfiyligi katta bo'lgan element atomi bilan boshqa molekuladagi vodorod atomi orasida vujudga keladigan ikkinchi darajali kimyoviy bog'lanish vodorod bog'lanish deb yuritiladi.** Lekin bu bog'lanishning energiyasi unchalik katta emas. U 8 – 42 kJ · mol⁻¹ ni tashkil qiladi. Molekulararo tortishish kuchlarining mustahkamligi esa 0,1 – 8,4 kJ · mol⁻¹ atrofida bo'ladi.

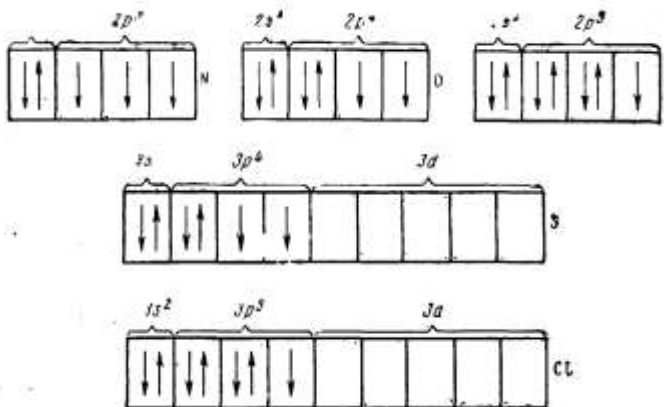
Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi haqida tushuncha.

Kvant mexanikasiga asoslangan hozirgi zamon nazariyasiga muvofiq, atomlarda qarama-qarshi yo'nalgan spin elektronlar bo'lsagina ular orasida valent bog'lanish vujudga keladi. Masalan, A va B atomlarning bir xil holatda bo'lgan elektronlarining spinlari bir tomonga yo'nalgan (↓hamda↓) bo'lsa ular bir-biridan itariladi, shuning uchun ular orasida bog' hosil bo'lmaydi. Lekin A va B atomlar elektronlarining spinlari bir-biriga qarama-qarshi yo'nalgan bo'lsa, bu atomlar to'qnashganda elektronlarning juftlanishi hisobiga valent boglanish vujudga keladi;

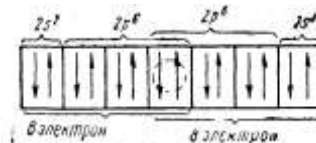


Atomning juftlashmagan, ya'ni valent elektronlari sonini aniqlash uchun atom konfiguratsiyasini energetik katakchalar bilan ifodalash lozim.

Sxemalardan ko'rinib turibdiki, azot atomida uchta, kislorod va oltingugurt atomlarida ikkitadan, fluor hamda xlor atomlarida esa bittadan juftlashmagan elektronlar bor. Vodorod yoki metallar bilan birikma hosil qilishda xuddi shu juftlashmagan elektronlar vodorod yoki metallarning elektronlari bilan birlashib umumiy juftlar hosil qiladi. Shuning uchun azot vodorod yoki metallar bilan birikkanda uch valentli, kislorod va oltingugurt ikki valentli, fluor hamda xlor esa bir valentli bo'ladi.



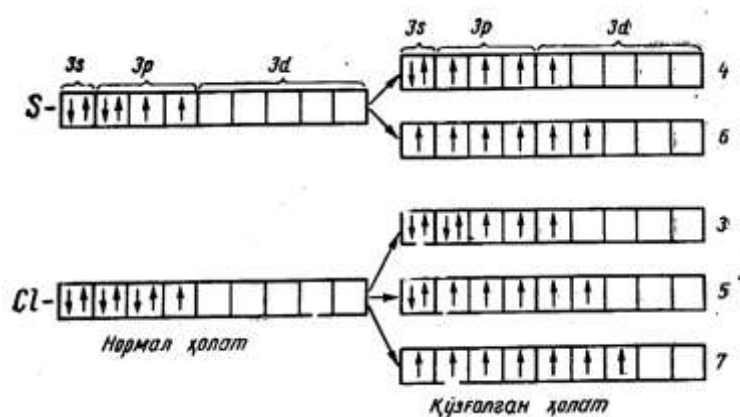
Azot, kislorod, fluor va xlor atomlari o'zaro birikib N_2 , O_2 , F_2 va Cl_2 molekulalarini hosil qilishda birikuvchi atomlarning p elektronlari juftlashadi. Bunda juftlashgan elektronlar ikkala atom uchun umumiy bo'ladi. Masalan, fluor molekulasida F_2 da



Ma'lumki, xlor va oltingugurtning kislorodli birikmalarda namoyon qiladigan valentligi atomning normal holatdagi juftlashmagan elektronlari soniga teng emas, ya'ni oltingugurt —4 va 6 xlor —3, 5, 7 ga teng valentlik namoyon qiladi.

Atomlarning bunday valentlik namoyon qilishi ularning *qo'zg'atilgan holatga* o'tishi bilan bog'liq. Bunday holatga o'tishda juftlashgan elektronlar bir-biridan ajraladi. Bir katakchadagi juftlashgan elektronlarning ajralishi valentlikni ikki birlikka oshiradi. Qo'zg'atilgan holatga o'tish vavalentlikning ortishini quyidagi sxema bilan tasvirlash mumkin.

Atomlarni qo'zg'atish uchun energiya sarf bo'ladi; bu energiyani atomlarni bir-biri bilan biriktiruvchi elektron juftlarning hosil bo'lishda chiqqan energiya qoplaydi.



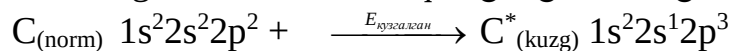
Atom orbitallarining gibridlanishi.

Agar davriy jadvaldagi ayrim elementlarning joylashuv o'rniga va ular namoyon etadigan valentliklariga e'tibor bersak: Be atomining tashqi elektron qavatida 2 ta s-elektroni bo'lib, ular o'zaro juftlashgan va shu sababli toq elektroni bo'lmagani uchun kovalent bog' xosil qila olmasligi kerak, ammo 2 ta kovalent bog'lanish xosil qiladi: C - atomida 2 ta s va 2 ta p elektronlar bo'lib, ulardan faqat p elektron toq xolatda bo'lgani uchun uglerod atomi birikmalarda faqat ikki valentli bo'lishi kerak edi, lekin uglerod asosan to'rt valentli bo'ladi. SHu singari ko'pchilik metallarning ionlari oksidlanish darajasi past bo'lsada, (Cu^{+2}) kompleks birikmalarda to'rt, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ olti, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$ ikki va x.k. valentli (koordinasion sonli) bo'ladi va bu xolatlarda qandaydir nomuvofiqlik bordek tuyuladi.

Agar yuqoridagi xolatlarni chuqurroq tahlil etsak va atomlarning asosiy va qo'zg'algan xolatlarning elektron tuzilishi o'rtasida farq mavjudligini xamda atom elektron orbitallari gibridlanishi mumkinligini e'tiborga olsak bu savollarga etarlicha asosli javob berish mumkin.

"Gibridlanish - nima" degan savolga uglerod atomi normal va qo'zg'algan xolatining elektron tuzilishini o'rganish bilan javob berish mumkin.

Ma'lumki C - atomining normal xolati va qo'zg'algan xolatga o'tishi:



$\text{C}_{(\text{kuzg})}$ - atomida 4 ta (1 ta s, 3 ta p) orbitalda 4 ta toq elektron joylashgan. Lekin bu elektron orbitallar bir biridan ko'rinishi va energiyasi (asosan s va p-orbitallar) bilan farq qiladi va ular kimeviy bog'lanish xosil bo'lishida maksimal darajada boshqa bog'lanuvchi orbitallar bilan "o'zaro qoplangan" olmaydi. Bu "noqulaylik" ni bartaraf etish uchun ko'rinishi va energiyasi bilan o'zaro farq qiluvchi (s va p) - orbitallarning o'zaro qo'shilib ketib yangi energiyasi va ko'rinishlari bir xil bo'lgan yangi elektron orbitalarning xosil bo'lish xodisasi atom orbitallarining gibridlanishi deyiladi.

Gibridlanish natijasida xosil bo'lgan orbitallar nosimmetrik (bir tomoni katta, ikkinchi tomoni kichik bo'lib, kimeviy bog'lanishda katta tomoni bilan ishtirok etadi. Gibridlanishda eng kamida 2 ta s va p -(yoki boshqa (d, f) orbitallar ishtirok etadi va nechta orbital ishtirok etsa shuncha gibrid orbitallar xosil bo'ladi.

Buni quyidagi misollarda ko'rib chiqamiz:

S_{kuzg} - atomidagi 1 ta s va 1 p (3 ta p dan) orbital o'zaro gibridlansa: 1 ta s + 1 ta p = 2 ta sp gibrid orbitallar xosil bo'ladi. 2 ta p - orbital gibridlanishda ishtirok etmaydi ular "gantelsimon" ko'rinishda qolaveradi. Xosil bo'lgan 2 ta sp^1 - orbitallar fazoda bir-biriga nisbatan 180° burchak ostida joylashadi va ular ishtirokida xosil bo'lgan bog'lanish xamda molekulalar chiziqsimon tuzilishli bo'ladi. Bularga $BeCl_2$, BeF_2 , C_2H_4 , Cu_2C_2 , Ag_2C_2 , $[Ag(NH_3)_2]Cl$ kabi moddalar misol bo'ladi.

Agar 1 ta s va 2 ta p (3 ta p dan) orbitallar o'zaro gibridlansa: 1 ta s + 2 ta p = 3 ta sp^2 gibrid orbitallar xosil bo'ladi. Bu orbitallar fazoda tekis uchburchak kurinishida joylashib, ular orasidagi burchak 120° ni tashkil etadi. Bu gibridlanish xisobiga xosil bo'lgan kimeviy bog'lanishli molekulalar va ionlarga msollar: BCl_3 , BF_3 , $AlCl_3$, $AlBr_3$, C_2H_4 , (qo'shbog' xosil qilgan barcha uglerod atomlari), C_6H_6 , SO_3^{-2} , CO_3^{-2} .

1 ta s va 3 ta p - orbitallarning o'zaro qo'shilib ketishi natijasida 1 ta s + 3 ta p = 4 ta sp^3 gibrid orbitallar xosil bo'ladi. Bu gibrid orbitallar fazoda 109° burchak ostida joylashadi va ular asosan tetraedrik tuzilishli moddallarni xosil qiladilar. Bular qatoriga CH_4 , H_2O , NH_3 , NH_4^+ , PO_4^{-3} , ClO^- , ClO_3^- , ClO_4^- , $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ barcha to'yingan uglerodlar va sikloparafinlardagi uglerod atomlarini kiritish mumkin.

Ma'lumki aksariyat metallarning ionlari kompleks xosil qiluvchilik xossasiga ega. Ularning 4- va 5- elektron qavatlaridagi s, p, d - orbitallari o'zaro gibridlanib sp^3d^1 , sp^3d^2 kabi murakkab gibrid orbitallarini xosil qiladilar. SHunga asosan ularning tuzilishi sp^3d^1 - bo'lsa asosli kvadrat bo'lgan prizma (k.s = 5), uchyoqlama antiprizma, sp^3d^2 -gibrid orbitallar asosan oktaedrik tuzilishli moddallarni xosil keladi.

Bu moddalar qatoriga d-metallarning turli koordinasion birikmalari, SF_6 , $[SiF]^{-2}$, $[Fe(CN)_6]^{-3}$, $[Fe(CN)_6]^{-2}$, $[Cu(H_2O)_6]^{+2}$ va xokazolar kiradi.

Molekuladagi (markaziy) atomning gibridlanish turi va bog'lanishda ishtirok etmagan elektronlar juftlarining o'zaro joylashuviga ko'ra molekulalarining tuzilishi quyidagiga bo'ladi:

Гибридизация типа	Молекулярная геометрия
sp^1	$B-A-B$ $BeCl_2$ C_2H_2
sp^2	$\begin{array}{c} B \\ \diagup \\ A \\ \diagdown \\ B \end{array}$ CO_3^{2-} $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \vdots \\ NO_2 \\ \vdots \\ A \\ \diagup \quad \diagdown \\ B \quad B \end{array}$
sp^3 P_4O_{10} P_2S_5 PO_4^{3-} PO_3^{3-} $\begin{array}{c} B \\ \\ A \\ / \quad \backslash \\ B \quad B \\ \\ B \end{array}$ $(CH_3)BF_3$ $(CCl_3)BH_3$ $(ClO_3)^-$ NH_4^+	PCl_3; $(NH_3)_3$ PH_3 PH_3; $[ClO_3]^-$ $\begin{array}{c} B \\ \\ A \\ / \quad \backslash \\ B \quad B \\ \\ B \end{array}$ H_2O H_2S $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \vdots \\ A \\ \diagup \quad \diagdown \\ B \quad B \\ \\ [ClO_3]^- \end{array}$
sp^3d	$\begin{array}{c} B \\ \\ B-A-B \\ \\ B \end{array}$ $\begin{array}{c} B \\ \\ B-A-B \\ \\ B \end{array}$ $\begin{array}{c} B \\ \\ B-A^+-B \\ \\ B \end{array}$ $\begin{array}{c} B \\ \\ \cdot\cdot-A^+-\cdot\cdot \\ \\ B \end{array}$
sp^3d^2	$\begin{array}{c} B \\ \\ B > A < B \\ \\ B \end{array}$ $\begin{array}{c} B \\ \\ B > A < B \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \\ B > A < B \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$
sp^3df	$\begin{array}{c} B \\ \\ B > A < B \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Kimyoviy bog'lanish qanday kattaliklar bilan tavsiflanadi?
2. Erkin radikal, ion, molekula tushunchalariga ta'rif bering. Kimyoviy bog'lanishni tushuntirishda qanday ikki kuchni e'tiborga olish kerak?
3. Kimyoviy bog'lanish haqida qanday nazariyalar mavjud? Kossel va Lyuis nazariyalarining farqi nimadan iborat?
4. Ionlanish potentsiali, elektronga moyillik, elektrmanfiylik tushunchalariga ta'rif bering.
5. Kimyoviy bog'lanishturlari haqida gapirib bering.
6. Kovalent va qutbli bog'lanish hamda ularning xossalari, valent bog'lar haqida nimalarni bilasiz?
7. Ion bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.
8. Metall bog'lanish qanday amalga oshadi? U qaysi bog'lanishga o'xshash bo'ladi?
9. Yakka, qo'sh va qarrali bog'lanishlar to'g'risida nimalarni bilasiz?
10. Donor-aktseptor bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.
11. Qanday bog'lanishga dativ bog'lanish deyiladi? Qisqacha tushuncha bering.
12. Delokallanish qanday amalga oshadi? Misol keltirib tushuntiring.
13. Vodorod bog'lanish qanday amalga oshadi? Misollar keltirib tushuntiring.

MOLEKULARARO KUCHLAR.

Reja:

1. Molekulalararo kuchlar.
2. Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf xolati
3. Polimorfizm va izomorfizm

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Vaa-der-Vaals kuchlar, induksion, dispersion, oriyentasion, vodorod bog'lanish, kristall panjara, amorf holat, allotropiya, polimorfizm, izomorfizm.

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

Elementlar davriy sistemasidagi V, VI, va VII gruppada metallmaslari vodorodli birikmalarining qaynash temperaturalarini o'rganish natijasida nazariya bilan tajriba orasida qarama-qarshilik mavjudligi aniqlandi. Masalan HF, NH₃ ning qaynash temperaturasi kutilgandan yuqoriroq bo'lib chiqdi. Nazariya bo'yicha H₂O ning qaynash temperaturasi H₂S ning qaynash temperaturasidan pastroq, HF ning qaynash temperaturasi HCl nikidan, NH₃ niki esa PH₃ nikidan past bo'lishi kerak edi.

Odatda ayni gruppachadagi elementlarning bir xil tipdagi birikmalari qatorida suyuqlanish va qaynash temperaturasi elementning atom massasi ortishi bilan ko'tariladi. HCl–HBr–HI, va N₂S, H₂Se–H₂Te qatorlarda bu bog'lanish kuzatiladi. Lekin H₂O va HF ning qaynash temperaturasi aksincha yuqori bo'lib chiqdi.

Elektr manfiyligi yuqori bo'lgan atom bilan bog'langan vodorod atomining shunday xususiyati borki, u boshqa elektr manfiyligi yuqori shunday atom bilan yana bitta kimyoviy bog' hosil qila oladi. Ana shu bog'lanish *vodorod bog'lanish* deb ataladi. Masalan, HF da vodorod atomi elektroni fluor atomiga yaqin joylashganligi tufayli shartli ravishda vodorod atomi musbat zaryadga ega bo'lib qoladi. Boshqa fluor atomining juft elektronlari vodorod ionini o'ziga tortadi, natijada vodorod atomi ikki tomondan bog'lanib qoladi:



(bu erda punktir chiziq bilan vodorod bog'lanish ko'rsatilgan). Vodorod bog'lanishning energiyasi odatdagi kovalent bog'lanish energiyasi (250-400 kJ/mol)dan ancha kichiqdir. Vodorod bog'lanish energiyasi azot birikmalarida taxminan 8 kJ/molga va birikmasida 40 kJ/molga tengdir. Bu energiya molekulalarning assotsilanishi, ya'ni molekulalarning dimer yoki polimerlarga birlashishiga olib keladi. Ayni shu molekulalarning assotsilanishi ularni bir-biridan uzilishini qiyinlashishiga vodorod ftorid, suv, ammiak kabi moddalarning qaynash temperaturasi anomal ravishda yuqori bo'lishiga sababchi bo'ladi.

Vodorod bog'lanish tirik organizm va tabiatda yuz beradigan jarayonlarda muxim rol o'ynaydi. Vodorod bog'lanish biologik muxim moddalar-oksillar va nuklein kislotalarda uchraydi va ularning xossalari etarli ta'sir ko'rsatadi.

Molekulyar tuzilishga ega bo'lgan moddalarda molekulalararo tortishish kuchlari mavjuddir. Molekulalararo tortishish kuchlari (Van-der-Vaals kuchlari) kovalent bog'lanishdan kuchsizroq bo'lsa ham ancha kattaroq masofalarda yuz beradi. Bu kuchlarning asosida dipollarning o'zaro elektrostatik ta'siri yotadi va dipollarning hosil bo'lish mexanizmi xar-xil moddalarda turlichadir. Agar modda qutbli molekulalardan (masalan, H_2O yoki HCl) tashkil topgan bo'lsa, molekulalar bir-biriga nisbatan qarama-qarshi zaryadlangan qutblari bilan joylashgan bo'ladi, natijada ular o'zaro tortishishadi. Molekulalararo tortishish kuchlarining bunday turi *orientatsion o'zaro ta'sir* deb ataladi. Moddalar qutbsiz molekulalardan tuzilgan bo'lsa va bu molekulalar qutblanish xossasiga ega bo'lsa (masalan, Sn_2) *induktsiyalangan dipollar* hosil bo'ladi, xar bir atom o'z atrofida elektr maydoni hosil qiladi. Bu maydon boshqa atomga qutblovi ta'sir ko'rsatadi. Natijada molekula qutblanadi va hosil bo'lgan induktsiyalangan dipol o'z navbatida qo'shni molekulalarni qutblaydi. Molekulalar bir-biriga tortiladi, molekulalararo bunday tortishish kuchlari *induktsion o'zaro ta'sir* deb yuritiladi.

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

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

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

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

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

Oddiy modda bilan kimyoviy element orasidagi farq bir xil element atomlaridan tuzilgan bir necha xil oddiy moddalarni uchratganimizda yanada

yaqqolroq ko'rinadi. Masalan, fosfor oq, 44,20 °S da suyuqlanuvchi juda zaxarli moddadir. Fosfor qorong'ida xavoda shu'lalanadi va xatto alangalanib yonishi mumkin. Fosfor oddiy modda bo'lib, boshqa moddalarga parchalanmaydi. Agar fosfor xavo kirmaydigan joyda qizdirilsa, uning xossalari keskin o'zgaradi, ya'ni u qizil-binafsha tusga kiradi, qorong'ida endi shu'lalanmaydi, xavoda yonib ketmaydigan bo'lib qoladi. Demak, bir modda ikkinchi boshqa moddaga aylanadi. Bu modda boshqa moddaga parchalanmaydi va unga xech narsa birikmaydi. Dastavval olingan va qizdirish natijasida hosil bo'lgan moddalarning ikkisi ham fosfor elementidir. Ulardan birinchisi oq fosfor, ikkinchisi esa qizil fosfor deb ataladi. Bu ikkala fosfor bir xil elementning turli formalaridagi ko'rinishidir. oq fosfor ham, qizil fosfor ham kislorod oqimida qizdirilganda bir xil modda - fosfat angidrid hosil bo'ladi. Demak, fosfor elementi erkin xolda bir necha oddiy moddalar xolida uchrashi mumkin.

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

Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf xolati

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

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

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

Molekulyar va atom panjaralar kovalent bog'lanishdagi moddalarga, ion panjaralar ionli birikmalarga, metall panjaralar metallar va ularning qotishmalariga

xosdir. Atom panjaraga ega bo'lgan moddalar nisbatan kamdir. Ularga olmos kremniy va ba'zi anorganik moddalar kiradi. Bu moddalar yuqori qattiqlikka ega ekanligi bilan xarakterlanadi. Ular qiyin suyuqlanuvchan va amalda xech qanday erituvchilarda erimaydi, chunki bunday moddlar mustaxkam kovalent bog'lanishga egadir. Molekulyar panjaraga ega bo'lgan moddlar juda ko'p. Ularga metallmaslar (uglerod va kremniydan tashqari), ion bog'lanishda bo'lmagan hamma organik birikmalar va ko'pgina anorganik moddalar kiradi. Molekulalararo ta'sir kuchlar kovalent bog'lanish kuchlaridan ancha kuchsiz, shu sababli molekulyar kristallar uncha mustaxkam bo'lmaydi, oson suyuqlanuvchan va uchuvchandir. Ion panjaralar hosil qiluvchi moddlar ko'pchilik tuzlar va oz miqdordagi oksidlar kiradi. Ion panjarali moddalar mustaxkamligi jixatdan atom panjarali moddalardan keyinda turadi, lekin molekulyar panjarali moddalardan ustun turadi. Ionli birikmalar nisbatan yuqori suyuqlanish temperaturasi ega bo'lib, uchuvchanligi ko'pchilik xolarda kam bo'ladi. Shunday qattiq jismlar borki, ularning sinigida xech qanday kristall belgisi ko'rinmaydi. Masalan, oddiy shisha sindirib ko'rilsa, unda xech qanday kristall ko'rinmaydi, moddalarning bunday xolatiga amorf xolati deyiladi.

Kristall va amorf jismlar orasidagi farq, ayniqsa, ularning qizdirishga munosabatida keskin yuzaga chiqadi. Kristall tuzilishdagi moddalar aniq ma'lum bir temperaturada suyuqlanadi va ayni shu temperaturadi suyuq xolatdan qattiq xolatga o'tadi, amorf moddalar esa ma'lum suyuqlanish temperaturasi ega emas. qizdirilganda amorf moddalar asta sekin yumshaydi va oxiriga suyuq bo'lib qoladi. Sovitilganda esa asta sekin qotadi. Ma'lum bir suyuqlanish temperaturasi bo'lmaganligi uchun amorf jismlar boshqa xossaga ham ega, masalan, ularning ko'pchiligi suyuqliklarga o'xshab oquvchandir. Uncha katta bo'lmagan uzoq kuchlarning ta'sir etishi natijasida o'zining shaklini o'zgartiradi. Masalan, smola bo'lagi tekis sirtga qo'yilsa, issiq xonada bir necha kun ichida oqib, doira shakliga kiradi. Ba'zi moddalar kristall xolatda ham, amorf xolatda ham uchrashi mumkin. Chunonchi, kremniy (IV)-oksid SiO_2 tabiatda kristall xolatda kvarts minerali shaklida hamda amorf (trepel minerali) xolatda ham uchraydi.

Polimorfizm va izomorfizm

Ba'zi (oddiy yoki murakab) moddalar kristallanish sharoitiga qarab, turli shakl va tuzilishdagi kristallarni hosil qilish mumkin. Bu xodisaga **polimorfizm** (grekcha-poly-ko'p, morphe-shakl) deyiladi. Polimorfizm xodisasi tabiatda juda keng tarqalgan: deyarli hamma moddalar ma'lum sharoitdagi turli polimorfik modifikatsiyalarda olinishi mumkin. Masalan, olitingugurt 5 ta modifikatsiya, NH_4NO_3 – 4 ta, temir – 4 ta modifikatsiya xolida bo'lishi mumkin. Polimorfik modifikatsiyalarning xossalariidagi farq kristalning u yoki bu ichki tuzilishini qayta ko'rilishidandir. Lekin hamma modifikatsiyalar o'zlaridagi farqni modda suyuqlantirilganda yoki eritilganda yo'qotadi. Ayni moddaning u yoki bu polimorfik modifikatsiyasining kimyoviy reaksiyadagi maxsulotlari bir biridan farq qilmaydi. Masalan, olmos yoqilganda hosil bo'ladigan uglerod (IV)-oksid SO_2 grafit yoqilganda hosil bo'ladigan SO_2 dan xech qanday farq qilmaydi. Polimorfizm xodisasi sanoat uchun muxim ahamiyatga ega. Temirning

polimorfizmi po'latni termik qayta ishlash jarayonida katta rol o'ynaydi, kvartsning polimorfik o'zgarishi keramik buyumlar va o'tga chidamli materiallar tayyorlashda muxim ahamiyatga ega. Kimyoviy tabiati jixatdan o'xshash, lekin kimyoviy tarkibi jixatidan farq qiluvchi ba'zi bir moddalar shakli va o'zining ichki tuzilishi jixatidan o'xshash kristallarni hosil qiladi. Bu xodisaga **izomorfizm** deyiladi.

Izomorfizm kristallarni hosil qiluvchi moddalarga misollar (izomorfizm qatorlar):

1). $MgCO_3$, $CaCO_3$, $ZnCO_3$, $MnCO_3$, $\cdot FeCO_3$

2). $MnSO_4 \cdot 7H_2O$, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$,

3). $SrSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$.

4). achchiqtoshlar, sulfatlar kislotaning 1 ta bir valentli va 1 ta uch valentli metall tutuvchi qo'shaloq tuzlari:

$Kal (SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, $NH_4Fe (SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, $NaCr (SO_4)_2 \cdot 12H_2O$,

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

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Erkin radikal, ion, molekula tushunchalariga ta'rif bering. Kimyoviy bog'lanishni tushuntirishda qanday ikki kuchni e'tiborga olish kerak?

2. Kimyoviy bog'lanish haqida qanday nazariyalar mavjud? Kossel va Lyuis nazariyalarining farqi nimadan iborat?

3. Kovalent va qutbli bog'lanish hamda ularning xossalari

4. Ion bog'lanish qanday amalga oshadi?

5. Metall bog'lanish qanday amalga oshadi?

6. Donor-aktseptor bog'lanish qanday amalga oshadi?

7. Vodorod bog'lanish qanday amalga oshadi?

KIMYOVIY JARAYONLAR ENERGETIKASI.

Reja:

1. Sistema haqida tushuncha
2. Ichki energiya va entalpiya tushunchalari
3. Gess qonuni.
4. Lavuaze - Laplas qonuni.
5. Entropiya haqida tushuncha

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Ekzotermik reaksiyalar, endotermik reaksiyalar, o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti, o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti, issiqlik effekti, termokiyo, sistema, termodinamika, kimyoviy termodinamika, hosil bo'lish issiqligi, yonish issiqligi, erish issiqligi, entropiya.

Sistema haqida tushuncha

Sistema — tashqi muhitdan chegara bilan ajratib olingan fazoning bir qismi bo'lib, o Ozining (tarkibiy qismi) konsentratsiyasi

— C , energiyasi — E , temperaturasi — T , bosimi — P , hajmi — V (parametrlari) bilan tavsiflanadi. Sistema turli xil bo'lib, ular jumlasiga alohida modda yoki moddalar to'plami, kolbadagi reaksiya (aralashma) eritma, silindrdagi gaz va hokazolar kiradi.

Sistema bir yoki bir necha tarkibiy qism (komponent) dan iborat bo'ladi. Sistemalar tarkibiy qismlarining agregat holatiga ko'ra g'mogen va geterogen sistemalar bo'linadi.

Agar sistema bir xil agregat holatdagi moddalar (faqat gazsimon moddalar, faqat qattiq yoki faqat suyuq) moddalardan iborat bo'lsa, g'mogen (bir jiheli) sistema deyiladi. Masalan, havo, turli gazlarning aralashmalari, eritmalar, neft. Havo, azot, kislorod, boshqa gazlar aralashmasidan iborat havo-sistema, azot, kislorod, boshqa gazlar — komponent larga kiradi.

Agar turli agregat holatdagi moddalar (gaz-suyuq, qattiq-suyuq, qattiq- gaz) dan iborat bo'lsa, geterogen sistema deyiladi. Masalan, loyqa suv (tuproq zarrachalari — qattiq, suv — suyuq komponent), oltingugurt bilan temir kukuni aralashmasi, havodagi chang zarrachalari, kolbadagi eritma bilan cho'kma va hokazolar.

Sistema energiyasining bir turdan boshqa turga aylanishi sababi va qonuniyatlarini o'rganuvchi fan bo'limiga termodinamika deyiladi. Termodinamik tushunchalar, kattaliklar va uning qonunlaridan ishlab chiqarish jarayonlarining energetik balahclarini hisoblashda, ulami boshqarishda va modellashtirishda foydalaniladi.

Ichki energiya va entalpiya tushunchalari

Ma'lumki, barcha jarayonlar sistema energiyasining o'zgarishi bilan amalga oshadi. Umuman, har qanday jarayonning borishi energiyaning saqlanish qonuniga

bo'ysunadi. Masalan, bir jismga ortiqcha issiqlik berilsa (qizdirilsa), awal jism qiziy boshlaydi, ya'ni uning ichki energiyasi (atom, molekula va boshqa zarrachalar energiyalari yig'indisi) o'zgaradi, keyinchalik bu jism o'zidan atrof muhitga issiqlik chiqara boshlaydi, ya'ni tashqi muhitga nisbatan ish bajaradi. Bu holatni quyidagicha ifodalash mumkin:

$$Q = AU + A$$

bunda: Q — sistemaga berilgan issiqlik miqdori; AU — ichki eneigiyasining o'zgarishi; A — sistema tomonidan tashqi kuchlarga qarshi bajarilgan ish.

Jarayonlar (reaksiyalar) o'zgarmas hajm ($V=\text{const}$, $\Delta V=0$) da borishi (izoxor jarayon) yoki o'zgarmas bosim ($P = \text{const}$, $\Delta P = 0$) da (izobar jarayon) borishi mumkin.

A. Izoxor jarayonda bajarilgan ish $A = P \cdot \Delta V$ ekanligini eOtiborga olsak, u holda izoxor jarayonlaming issiqlik effekti: $Q_v = AU + P\Delta V$ boiib, $A = P \cdot \Delta V=0$ bo'lgani uchun $Q_v = AU$ bo'ladi. Demak, hajm o Ozgarmasdan boradigan jarayonlaming issiqlik effekti shu sistema ichki energiyasining oOzgarishiga teng. Ichki energiya energiyaning boshqa turlari singari sistema holatining funksiyasi hisoblanib, sistemaning dastlabki holati bilan oxirgi holatiga bog'liq: $AU = U_{\text{ox}} - U_{\text{bosh}}$; sistemaning oxirgi va dastlabki holatdagi ichki energiyalari, kJ/mol.

B. Izobar jarayonlar uchun $Q_p = AU + P\Delta V$ bo'ladi. Ularning qiymatlari o'rniga qo'yilsa, $AU = U_2 - U_1$, va $\Delta V = V_2 - V_1$, ekanligini eOtiborga olsak, $Q_s = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = (U_2 + P V_2) - (U_1 + P V_1)$ bo'ladi. Bu ifodadagi $(U + PV)$ yig'indi sistemaning biror holatini belgilab: $(U + PV) = H$ ga tengdir. Bu yerda H — entalpiya (ya'ni sistemaning — moddaning) doimiy bosimdagi ichki energiyasi deyiladi.

Demak, izobar jarayonlaming issiqlik effekti $Q_p = \pm \Delta H$ bo'lib, u sistema entalpiyasining o Ozgarishiga teng:

$$Q_p = H_{\text{bosh}} - H_{\text{oxirgi}} = \Delta H$$

Har qanday reaksiyaning issiqlik effekti uning qanday va necha bosqichda borganligiga emas, balki moddalarning boshlang'ich va oxirgi

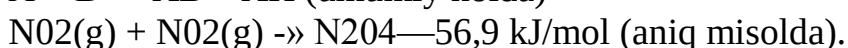
holatlariga bog'liqdir. Bu Gess qonuni deyiladi, bu matematik ko'rinishda

$$H_{x,r} = \sum \Delta H_{\text{max.sulot}}^{x,b} - \sum \Delta H_{\text{dast.max.s.}}^{x,b}$$

quyidagicha yoziladi:

Bu ifodada $H_{x,r}$ - moddalaming “hosil bo'lish issiqligi” bo'lib, uning ma'nosi — pddiy moddalardan “1 mol” murakkab modda hosil bo'lishida ajralib chiqadigan (yoki yutiladigan) issiqlik miqdoridir.

Agar kimyoviy jarayon natijasida issiqlik chiqsa ($\Delta H < 0$) sistema Entalpiyasi kamayadi, bimday jarayonlar ekzotermik jarayonlar deyiladi. Reaksiya tenglamasida — H yoziladi:



Agar kimyoviy reaksiya natijasida issiqlik yutilsa, ($\Delta H > 0$) sistema ifentalpiyasi (issiqlik saqlami) ortadi. Bu jarayonlar endotermik jarayon deyiladi. Reaksiya tenglamasida + H yoziladi:

$AB \rightarrow A + B + H$ (umumiy holda)

$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO - 180,74 \text{ kJ/mol}$ (aniq misolda)

Agar kimyoviy reaksiya tenglamasida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori ko'rsatilsa, bunday tenglama termokimyoviy tenglama deyiladi. Yuqoridagi tenglamalar termokimyoviy tenglamalardir.

Gess qonuni.

Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning hosil bo'lish issiqligi deyiladi.

Masalan, o'zgarmas bosimda 1 mol suv bug'ining vodorod va kisloroddan hosil bo'lish issiqligi $\Delta H_{298}^0 = -241,8 \text{ kJ/mol}$. Oddiy moddalarning hosil bo'lish issiqligi 0 ga teng deb qabul qilingan. Moddalarning hosil bo'lish issiqligi xuddi reaksiya issiqlik effekti kabi standart sharoit (25°C yoki 298 K va bosim 101,235 kPa bo'lganda) 1 mol modda uchun kJ hisobida ko'rsatiladi va ΔH_{298}^0 bilan ishoralanadi.

Moddalardan yoqilg'i sifatida foydalanishda ularning yonish issiqligiga e'tibor beriladi.

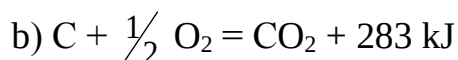
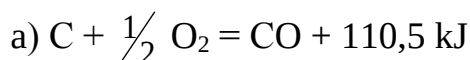
Bir mol modda to'liq yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori uning yonish issiqligi deb ataladi. Bu degan so'z, modda tarkibidagi uglerod CO_2 ga, oltingugurt SO_2 ga, azot esa erkin holatga o'tishi ko'zda tutiladi. Termokimyoga oid ikkita qonun kashf qilingan bo'lib, biri Gess qonuni va ikkinchisi Lavuaze-Laplas qonunidir.

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

Reaksiyaning issiqlik effekti protsessning qanday usulda olib borilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi

holatlariga bog'liq.

Masalan, CO_2 ni 2 usulda hosil qilaylik. Birinchi usul quyidagi 2 bosqichdan iborat bo'lsin:



Ikkala tenglamaning yig'indisi:



Ikkinchi usulda reaksiya bosqichsiz (bir amalda) o'tkazilsin:



Bu tenglamadan ko'rinib turibdiki, 12 g grafit bilan 16 g kislorod birikishidan hosil bo'lgan 28 g CO keyingi reaksiyada 16 g kislorodda yondirilganda ham, yoki 12 g grafit 32 g kislorod bilan to'g'ridan-to'g'ri biriktirilganda ham CO_2 ning hosil bo'lish issiqligi bir xil qiymatga ega.

Bu qonun reaksiya issiqliklari yig'indisi qonuni deb ataladi. Agar CO_2 ning grafit va 1 mol kisloroddan hosil bo'lish issiqligini ΔH_1 bilan, grafit hamda 0,5 mol kisloroddan CO ning hosil bo'lish issiqligini ΔH_2 bilan, CO ning yarim mol kislorodda yonish issiqligini esa ΔH_3 bilan ishoralasak, Gess qonuniga muvofiq

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

bo`ladi. Demak, ayrim bosqichlarning issiqlik effektlari yig`indisi umumiy jarayonning issiqlik effektiga tengdir. Gess qonuni faqat o`zgarmas bosim yoki o`zgarmas hajmdagina o`z kuchini saqlab qoladi. Gess qonuni kimyoviy reaksiyani ba`zan tajribada qilib ko`rmasdan ham bu reaksiyaning issiqlik effektini hisoblab chiqishga imkon

beradi. Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo`lish issiqliklari yig`indisidan reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarni hosil bo`lish issiqliklari yig`indisini ayirib tashlash kerak:

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

Bu erda ΔH -reaksiyaning issiqlik effekti, $\sum \Delta H_{\text{mahs}}$ mahs-reaksiya mahsulotlarining hosil bo`lish issiqliklari yig`indisi, $\sum \Delta H_{\text{dast. modda}}$ dastlabki moddalarning hosil bo`lish issiqliklari yig`indisi.

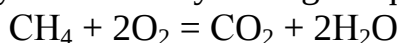
Lavuaze - Laplas qonuni.

Bu qonunga muvofiq ma`lum bir murakkab moddaning oddiy moddalarga ajralish issiqligi qiymat jihatidan o`sha moddaning elementlardan hosil bo`lish issiqligiga teng

bo`lib, ishora jihatidan qarama-qarshidir. Bu qonunni Gess qonuni xulosalaridan biri deb qarash mumkin.

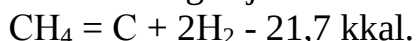
Masalan, 2 g gazsimon vodorod 160 g suyuq brom bilan birikib, 2 mol NVr ni gazsimon vodorod va suyuq bromga ajratish uchun 68,20 kJ issiqlik sarflash lozim. Gess va Lavuaze - Laplas qonunlari energiyaning saqlanish qonunining xususiy ko`rinishidir. Lekin Gess qonunini termokimyoning asosiy qonuni deb bilish lozim, chunki Lavuaze - Laplas qonuni Gess qonunining oqibatlaridan biridir.

Masala. Quyidagilarni bilgan holda: CO₂ ning hosil bo`lish issiqligi 97,7 kkal, suv bug`ining hosil bo`lish issiqlik 57,8 kkal va metanning hosil bo`lish issiqligi 21,7 kkal; metanning yonish reaksiyasining issiqlik effektini toping.

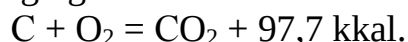


Yechish. Reaksiyalarni alohida stadiyalarga ajratamiz:

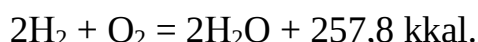
1) Metanning uglerod va vodorodga ajralishi:



2) Karbonat anhidridning ugleroddan va kisloroddan hosil bo`lishi:



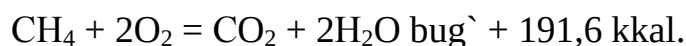
3) Suvning vodorod va kisloroddan hosil bo`lishi:



Gess qonuniga asosan metanning yonish reaksiyasi umumiy issiqlik effekti barcha stadiyalar issiqlik effektlarining yig`indisiga teng bo`ladi.

$$21,7 + 97,7 + 257,8 \text{ kkal} = 191,6 \text{ kkal}$$

va demak metanning yonish reaksiyasining termokimyoviy tenglamasi quyidagi ko`rinishga ega bo`ladi:



Entropiya haqida tushuncha

Kimyoviy reaksiyalardagi gazsimon moddalardan suyuq yoki qattiq modda, qattiq moddalardan suyuq yoki gazsimon moddalar, suyuq moddalardan gazsimon va qattiq moddalar hosil bo'lishi mumkin. Moddalarning agregat holatlari o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar natijasida sistemaning "tartibsizlik" darajasi o'zgaradi. Boshqacha aytganda, sistemaning entropiyasi o'zgaradi.

Sistemada zarrachalarning "tartibsizlik" holatini miqdoriy tavsifnomasi sifatida entropiya funksiyasi kiritilgan bo'lib, u S harfi bilan belgilanadi va kJ/mol • K yoki J/mol • K birliklarda o'lchanadi. Jarayonlar o'z-o'zidan borishi uchun sistemaning entropiyasi reaksiyadan oldingi holatdagiga nisbatan reaksiyadan keyin oshishi kerak, ya'ni $\Delta S > 0$ bo'lishi kerak. Masalan, NaCl kristallari suvda eriganda kristall panjaradagi Na^+ va Cl^- ionlari eritmaga o'tib, betartib harakatlana boshlaydi. Na^+ , Cl^- ionlari kristall panjaradagiga nisbatan juda yuqori betartib holatga o'tadi. Shu sababli:

$$\Delta S_{\text{NaCl(k)}} < \Delta S_{\text{NaCl(eritma)}} \ll \Delta S_{\text{ionlangan NaCl } (\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)} \text{ bo'ladi.}$$

Shu singari suvning agregat holati o'zgarishida

$$\Delta S_{\text{H}_2\text{O(muz)}} < \Delta S_{\text{H}_2\text{O(suyuq)}} < \Delta S_{\text{H}_2\text{O(bug')}} \text{ bo'ladi.}$$

Agar CaCO_3 ni qizdirsak, $\text{CaCO}_3(\text{k}) \rightarrow \text{CaO}(\text{k}) + \text{CO}_2(\text{g})$ o'zgarish borib, kristall modda (CaCO_3) ikkita: CaO (qattiq) va CO_2 (gaz) moddalariga parchalanadi. Shu sababli sistemadagi zarrachalar soni va ularning tartibsizligi oshib, sistemaning entropiyasi $S > 0$ bo'ladi.

Kimyoviy reaksiya entropiyasining o'zgarishi S_{kr} holida yoziladi.

Xar kandy modda ma'lum massa va energiyaga ega. Massa va energiya o'rtasida o'zaro bog'lanish bor, bu bog'lanish A. Eynshteynning (1905 y.) matematik tenglama asosida quyidagicha ifodalanadi:

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

Bu erda; E-energiya (erg hisobida), m-massa (gramm hisobida), c-nur tezligi $3 \cdot 10^{10}$ sm/sek

Hozirgi zamon fizikasining asosiy qonunlaridan biri massa va energiyaning saqlanish qonunidir. Massa va energiyaning saqlanish qonunlarining birligi - materiyaning saqlanish qonunidir.

Xar qanday moddaning xarakat formasi energiyaning o'zgarishi bilan kuzatiladi. Moddaning birligini ifodalaydigan energiya kimyoviy energiya deyiladi.

Energiyaning saqlanish qonuniga ko'ra, u ekvivalent nisbatda faqat bir turdan ikkinchi turga o'tadi.

Issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar endotermik reaksiyalar deyiladi.

energiya sarf qilish xisobiga boradi

Reaksiyada ajralib chiqqan energiya reaksiyaning issiqlik effekti (RIE) deyiladi. RIE deb o'zgarmas temperatura va bosimda kimyoviy reaksiya vaqtida ajralib chiqqan yoki yutilgan energiya miqdoriga aytiladi.

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning qanday usulda olib borilishiga bog'liq bo'lmay, faqat sistemaning dastlabki va oxirgi xolatlariga bog'liq.

NAZORAT SAVOLLARI

1. Sistema, komponent, sistema parametrlari deganda nimani tushunasiz?
2. Kimyoviy reaksiyaning energetik effekti deganda nimani tushunasiz?
3. Reaksiyalarning issiqlik effekti nima, u qanday belgilanadi. O'lchov birligini izohlang.
4. Hosil bo'lish issiqligi nima?
5. Ekzotermik va endotermik reaksiyalar deb nimaga aytiladi?
6. Gess qonunining ta'rifi va matematik ifodasini izohlang.
7. Entropiya tushunchasini izohlab bering.
8. Izobar-izotermik potentsial nima?
9. Gibbs energiyasi qiymatining amaliy ahamiyati nimadan iborat?
10. Ichki energiya, izoxor, izobar jarayonlar tushunchalariga izoh bering.

Nazorat topshiriqlari:

1.2.1.1. Gess qonuni qanday ta'riflanadi?

A) Reaksiyaning issiqlik effekti protsessning qanday usulda olib borilishiga bog'liq emas, balki faqat reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatiga bog'liq.

B) Reaksiyaning issiqlik effekti deb reaksiyaga kirishayotgan moddalar issiqlik effektlarining yig'indisidan reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar issiqlik effektlarining ayirmasiga aytiladi.

V) Reaksiyaning issiqlik effekti moddalarning hosil bo'lish issiqligi bilan parchalanish issiqliklari ayirmasiga teng bo'ladi.

G) Reaksiyaning issiqlik effekti reaksiyaga kirishayotgan moddalarning solishtirma issiqliklari yig'indisiga teng bo'ladi.

1.2.1.2. Lavuaze - Laplas qonuni qanday ta'riflanadi?

A) Har qanday moddaning oddiy moddalardan hosil bo'lishidagi ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu moddaning hosil bo'lish issiqligi deyiladi.

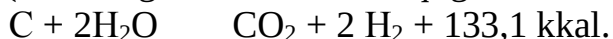
B) Har qanday murakkab moddaning 1 molining oddiy moddalardan hosil bo'lishidagi ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu moddaning hosil

bo'lish issiqligi deyiladi.

V) Murakkab moddalarning parchalanish issiqligi ularning hosil bo'lish issiqligiga son jihatdan teng bo'lib, faqat qarama-qarshi ishora bilan ifodalanadi.

G) Har qanday murakkab moddaning 1 molining parchalanishidan ajralib chiqadigan issiqlik miqdori shu moddaning parchalanish issiqligi deyiladi.

1.2.1.3. Quyidagi reaksiya tenglamasidan foydalanib, azot oksidining hosil bo'lish issiqligini aniqlang. (CO_2 ning hosil bo'lish issiqligi + 97,7 kkal.)



A) - 7,7 kkal; B) - 17,7 kkal; V) - 27,7 kkal;

G) -37,7 kkal; D) -47,7 kkal;

1.2.1.4. Atsetilenning yonish reaksiyasi tenglamasi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



CO_2 ning hosil bo'lish issiqligi + 97,7 kkal, suv bug'ining hosil bo'lish issiqligi 257,8 kkal ekanligidan foydalanib atsetilenning hosil bo'lish issiqligini aniqlang.

A) 19,2 kkal ; B) 29,2 kkal ; V) 39,2 kkal ;

G) 49,2 kkal ; D) 59,2 kkal ;

1.2.1.5. 300 g metafosfat kislotasini fosfat angidrididan olishda qancha issiqlik ajraladi? (P_2O_5 ning hosil bo'lish issiqligi 370 kkal, HNO_3 niki 226,2 kkal va H_2O niki 57,8 kkal).

A) 16,2 kkal ; B) 26,2 kkal ; V) 36,2 kkal ;

G) 46,2 kkal; D) 56,2 kkal ;

KIMYOVIY KINETIKA VA MUVOZANAT.

Reja:

1. Kimyoviy reaksiya tezligi.
2. Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsentratsiyalariga bog'liqligi
3. Reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligi
4. Kimyoviy reaksiyalar mexanizmi
5. Qaytmas va qaytar reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat
6. Kimyoviy muvozanatning siljishi
7. Kataliz

Tayanch iboralar va tushunchalar:

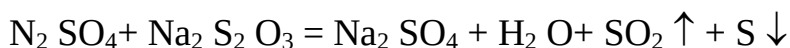
Kimyoviy kinetika, kimyoviy reaksiya tezligi, geterogen sistema, faza, harorat koeffitsienti, katalizator, manfiy katalizator yoki ingibitorlar, musbat katalizator, kataliz, katalitik reaksiyalar, gomogen kataliz, geterogen kataliz, promotorlar, katalitik zaharlar, Qaytar jarayon, qaytmas jarayon, kimyoviy muvozanat, dinamik muvozanat, kimyoviy muvozanatning siljishi, muvozanat kontsentratsiyasi, Le – Shatele printsipti, muvozanatga kontsentratsiya o'zgarishining ta'siri, muvozanatga temperaturaning ta'siri, muvozanatga bosimning ta'siri.

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

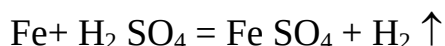
Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir-birlaridan farq qiladilar. Modda yoki moddalar yig'indisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalariga bo'linadi.

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

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



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



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

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

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

Geterogen reaksiyaning tezligi

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

shaklda ifodalanadi.

v_{gomog} – gomogen reaksiyaning tezligi; v_{geterog} – geterogen sistemaning tezligi; n – reaksiyada hosil bo'luvchi moddaning mol soni, V – sistemaning xajmi; t – vaqt; S – reaksiya boradigan yuza, Δ – ortish belgisi ($\Delta n = n_2 - n_1$, $\Delta t = t_2 - t_1$) gomogen reaksiya tezligi ifodasini soddalashtirish mumkin. Modda miqdori (n) ning xajmi (v) ga nisbati ayni moddaning molyar konsentratsiyasi (S) ga teng bo'ladi:

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

Demak

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

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

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

konsentratsiyalariga, temperaturaga, katalizator va boshqa faktorlarga bog'liq.

Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalariga bog'liqligi

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

Doimiy temperaturada kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proportsionaldir.

$$A + V = S$$

reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

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

v – reaksiyaning tezligi, $[A]$, $[B]$ - reaksiyaga kirishayotgan moddaning mol/l bilan ifodalangan konsentratsiyasi, K – tezlik konstantasi. Tezlik konstantasi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari birga teng bo'lgandagi tezlik ya'ni solishtirma tezlikdir. K – ning qiymati reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, temperaturaga va katalizatorlarga bog'liq bo'lib, reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

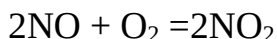
Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning stexiometrik koeffitsientlari birdan yuqori songa teng bo'lsa, bu sonlar reaksiya tezligining matematik ifodasidagi konsentratsiyalar darajasiga qo'yiladi, masalan



reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha ifodalanadi:

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

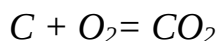
Massalar ta'siri qonuni azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



Shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

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

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



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

$$v = k' \cdot \text{const} [O_2] = k \cdot [O_2]$$

bundan

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

Reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligi

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

Temperatura ko'tarilishi bilan aktiv molekulalar soni ortadi. Temperatura ko'tarilishi bilan reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining temperatura koeffitsienti bilan xarakterlanadi. Temperatura xar 10^0 S o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son reaksiya tezligining temperatura koeffitsienti deb ataladi. Temperatura o'zgarishi bilan reaksiyaning tezligi quyidagicha o'zgaradi.

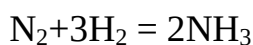
$$v_t = v_{t_1}^{\frac{t - t_1}{10}}$$

v_2 – reaksiyaning t_2^0 – dagi tezligi, γ – reaksiya tezligining temperatura koeffitsienti, t_1^0 dastlabki temperatura, t_2^0 – oxirgi temperatura.

Reaksiyaning temperatura koeffitsienti xar xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun 2 va 4 oraligida bo'ladi. Temperatura

koeffitsenti 2,9 ga teng bo'lsa, temperaturani 100^0 S ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi $2,9^{10}$ marta, ya'ni, -50.000 marta ortadi. Xar xil reaksiyalarning aktivlik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning aktivlik energiyasi kam ba'zilarniki esa yuqoridir. Agar aktivlik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan) kam bo'lsa, reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarralari o'rtasidagi to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalarning tezligi yuqori bo'ladi. Misol sifatida eritmadagi ionlar o'rtasidagi reaksiyalarni olish mumkin. Tajribaning ko'rsatishicha bunday reaksiyalar bir dakikada boradi, ya'ni tezlik bir dakikaga teng.

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

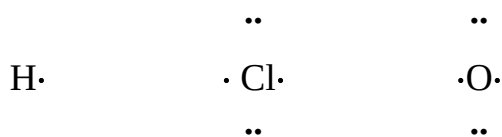


Bu reaksiya oddiy temperaturada shunchalik sekin boradiki, uni amalda payqash qiyin. Reaksiyaning aktivlik energiyasi juda kam va juda yuqori bo'lmasa (40-120 kJ/mol), bunday reaksiya o'rtacha tezlikda boradi. Bunday reaksiyalarning tezligini o'lchash mumkin va ularga misol qilib natriy tiosulfat bilan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

Kimyoviy reaksiyalar mexanizmi

Oddiy reaksiyalarda xar bir o'zaro ta'sirning elementlar aktireaksiyaga kirishayotgan moddalarning aktiv molekulalari o'rtasidagi xar bir to'qnashish o'zidan oldingi elementar aktlarga bog'liq bo'lmagan xolda boradi. Reaksiya maxsulotining makroskopik miqdorda hosil bo'lishi bir-biriga bog'liq bo'lmagan ko'p miqdordagi elementar aktlar natijasi hisoblanadi.

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



yoki atomlar gruppasi

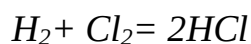
..

H



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

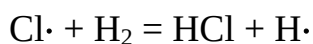
Vodorod xlorid sintezi zanjir reaksiya uchun oddiy misoldir:



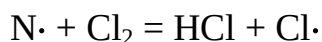
Bu reaksiya yorug'lik ta'sirida vujudga keladi. Xlor molekulasi nur energiyasining kvanti $h\nu$ yutilib, molekulani ko'zgatadi-undagi atomlarni tez tebranishiga olib keladi. Agar tebranish energiyasi atomlar orasidagi bog'lanish energiyasidan katta bo'lsa, molekula parchalanadi. Bu jarayon *fotokimyoviy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



Hosil bo'lgan xlor atomlari vodorod molekulasiga bilan oson reaksiya ga kirishadi.



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



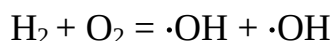
Bu jarayon to'xtovsiz davom etadi. Yutilgan bir kvant yorug'lik ta'sirida 100000 tagacha HCl molekulasiga hosil bo'ladi. Agar erkin atom reaksiya borayotgan idish devoriga urilsa, zanjir tugallanadi. Ikkita aktiv zarracha va 1 ta aktiv bo'lmagan zarrachalarning to'qnashishi ham zanjirning tugallanishiga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

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

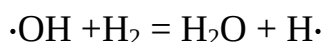
XX asrning yigirmanchi yillarida akademik N.N.Semyonov o'z xodimlari bilan xar xil jarayonlarning kinetikasini o'rganish vaqtida kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi xaqidagi nazariyalar asosida tushuntirib bo'lmaydigan xodisalarni kashf qildi. Bu jarayonlarni tushuntirish uchun N.N.Semyonov tarmoqlangan zanjir reaksiyalar xaqidagi nazariyani taklif qildi. Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarning borishida erkin radikalning dastlabki modda molekulasiga bilan o'zaro ta'sirlashuvidan bir emas, balki ikki va undan ortiq yangi aktiv

markazlar hosil bo'ladi. Ulardan biri eski zanjirni davom ettirsa, qolganlari yangi zanjirning boshlanishiga sabab bo'ladi; zanjir tarmoqlanadi, reaksiya progressiv ravishda tezlashadi.

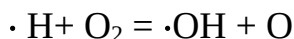
Tarmoqlangan zanjir reaksiyalarga, masalan, suvni oddiy moddalardan hosil bo'lishi reaksiyasi kiradi. Vodorod bilan kislorod aralashmasi qizdirilganda ikkita gidroksil radikali hosil bo'ladi:



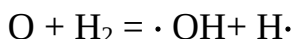
Hosil bo'lgan $\cdot\text{OH}$ radikallar vodorod molekulasini bilan ta'sirlashadi:



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



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



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

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

Qaytmas va qaytar reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat

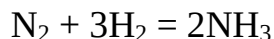
Kimyoviy reaksiyalarni ikki gruppaga bo'lish mumkin: qaytmas va qaytar reaksiyalar. qaytmas reaksiyalar oxirigacha, ya'ni o'zaro reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri batamom sarf bo'lguncha boradi. Masalan, rux bilan kontsentrlangan nitrat kislotasi o'rtasidagi o'zaro ta'sirni olaylik:



Nitrat kislotaning miqdori etarli bo'lsa, reaksiyada rux butunlay erib bo'lgach tugaydi. Agar rux nitrat eritmasi orqali azot (IV) – oksid o'tkazilsa, nitrat kislotasi va rux hosil bo'lmaydi, ya'ni bu reaksiya teskari yo'nalishda bormaydi. Demak, rux bilan nitrat kislotaning o'zaro ta'siri qaytmas reaksiyadir.

Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi; qaytar reaksiyalarda reaksiyaga

kirishuvchi moddalardan xech biri to'liq sarf bo'lmaydi. Qaytar reaksiyalar to'g'ri yo'nalishda ham, teskari yo'nalishda ham boradi. Masalan, ammiak sintezi quyidagi tenglama bo'yicha boradi:

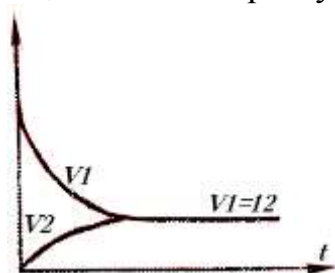


Reaksiya uchun sharoit yaratilgandan so'ng gazlar aralashmasi analiz qilinsa, sistemada faqat reaksiya maxsuloti (ammiak) bo'libgina qolmay, dastlabki moddalar (azot va vodorod) ham bo'ladi. Demak, ammiak sintezi qaytar reaksiyadir. Ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan jarayonlar qaytar jarayonlar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

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

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

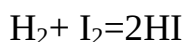
To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) kimyoviy muvozanat vujudga keladi. Kimyoviy muvozanat xolatida vaqt birligi ichida qancha maxsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi hosil bo'ladi.



1- rasm. To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklarinng vaqt bo'yicha o'zgarish grafigi.

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

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



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

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

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

Muvozanat xolatida to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari bir-biriga teng

bo'lganligi uchun

$$\nu_1 = \nu_2$$

$$k_1[H_2] \cdot [J_2] = k_2[HJ]^2$$

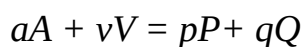
to'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalarining bir-biriga nisbati ham konstanta hisoblanadi:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$$

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi K deb ataladi:

$$\frac{k_1}{k_2} = K \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$$

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:



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

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

Masalan,



reaksiyaning muvozanat konstantasi:

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

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

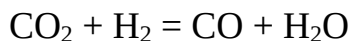
Muvozanat konstantasi K ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muxim ahamiyatga egadir.

Kimyoviy muvozanatning siljishi

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

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

Masalan:



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

2) Temperatura o'zgarganda ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarning muvozanati siljiydi. Temperatura ko'tarilganda muvozanat endotermik reaksiya yo'nalishi tomon, temperatura pasaysa, muvozanat ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomon siljiydi. Chunonchi, ammiak sintezi ekzotermik reaksiya hisoblanadi:



Bunda temperatura oshirilganda sistemadagi muvozanat temperatura yutilishi tomon - ammiakning parchalanishi tomon siljiydi.

Azot (II) – oksidni sintezi endotermik reaksiyadir:

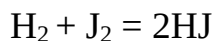


Bunda temperatura oshirilishi bilan muvozanat o'ng tomonga - NO hosil bo'lishi tomonga siljiydi;

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



Muvozanatdagi sistemada bosim oshirilsa, muvozanat o'ng tomonga, ya'ni kam sondagi gaz molekulalari hosil bo'lish tomonga siljiydi; bosim kamaytirilsa, aksincha, muvozanat chap tomonga siljiydi. Reaksiya gaz molekulalarining sonini o'zgarimasligi bilan boradigan xollarda, muvozanat sistema siqilganda ham, kengaytirilganda ham buzilmaydi. Masalan,



sistemada bosim o'zgarishi bilan muvozanat buzilmaydi, ya'ni HJ ning hosil bo'lish unumi bosimga bog'liq emas.

Agar muvozanatda turgan sistemaga qandaydir ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat ta'sirini kamaytiruvchi yo'nalish tomon siljiydi. Bu qoidani Le-Shatele printsiplari deyiladi. Bu printsiplari 1884 yilda frantsuz olimi Le-Shatele tomonidan ta'riflangan. Le-Shatele printsiplari faqat kimyoviy muvozanatga tabdiq qilinmay, u xar xil fizik kimyoviy muvozanatlarga ham taalluklidir. Qaynash, kristallanish suyuqlanish jarayonlarida sharoitning o'zgarishi bilan muvozanatning siljishi Le-Shatele printsiplari asosida boradi.

Kataliz

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

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

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

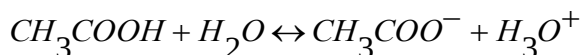
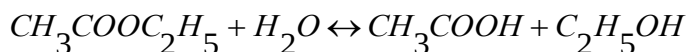
Geterogen katalizdan kimyo sanoatida keng foydalaniladi. Xozirgi vaqtda kimyo sanoatida ishlab chiqarilayotgan maxsulotlarning asosiy ko'pchiligi geterogen kataliz yordamida olinadi.

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

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

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

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



Hosil bo'lgan protonlar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi.

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

Biologik sitemalarda kataliz juda katta rol o'ynaydi. Ovqat xazm qilish sistemasida, qonda, odam va xayvonlarning xujayralarida boradigan ko'pgina

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

NAZORAT SAVOLLARI

1. Kimyoviy kinetika nimalarni o'rgatadi?
2. Tezlik konstantasi nima va uning qiymati nimalarga bog'liq bo'ladi?
3. G'mogen va geterogen sistemalarni izoxlang.
4. Massalar ta'siri qonunini ta'riflang va uning matematik ifodasini ko'rsating
5. Reaksiya tezligiga temperaturaning ta'sir etish sababi nimadan iborat?
6. Vant-G'ff qoidasini tushuntiring va u qanday ifodalanishini ko'rsating.
7. Katalizatorlar nima? Kataliz qanday turlarga bo'linadi.
8. Kataliz qanday ahamiyatga ega?

ERITMALAR.

Reja:

1. Eritma haqida tushuncha
2. Eritmalarning konsentratsiyasini ifodalash usullari.
3. Eruvchanlik.
4. Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Eritma, erituvchi, eritmaning konsentratsiyasi, erigan moddaning massa ulushi, molyar konsentratsiya, normal konsentratsiya, molyal konsentratsiya, eritmaning titri, eruvchanlik, to'yingan eritma, gidratlanish, solvatlanish, kristalizatsiya suvi, kristallgidratlar, diffuziya, osmos, osmotik bosim, gipertonik eritmalar, izotonik eritmalar, gipotonik eritmalar, plazmoliz, krioskopiya, ebulioskopiya.

Eritma haqida tushuncha

Ikki yoki bir necha komponentlardan iborat qattiq yoki suyuq bir jihatli g'mogen sistemalar eritma deb ataladi. Eritmani tashkil etgan komponentlardan biri erituvchi (mihit), qolganlari esa eruvchi (erigan modda) bo'ladi.

Molekulasi ion yoki qutbli bog'lanishga ega har qanday modda erituvchi bo'ladi.

Agar erituvchi va eruvchi molekulalari ion yoki qutubli bog'lanishda bo'lsa, u vaqtda qaysi moddaning miqdori ko'pbo'lsa, shu modda erituvchi bo'ladi.

D. I. Mendeleyev moddalarning eritmadagi holatini tekshirib, erish jarayonining kimyoviy xususiyati to'g'risidagi tushunchani yaratdi. U qattiq, suyuq yoki gazsimon moddalar erituvchida eritilganda erigan moddaning molekulalari yoki ionlari erituvchi bilan o'zaro kimyoviy ta'sir etib, birikmalar hosil qiladi degan xulosaga kelib, bu birikmalarni solvatlar deb atadi. Agar erituvchi suv bo'lsa, erigan modda molekulalari yoki ionlari suv molekulalari bilan birikib, gidrat hosil qiladi, jarayon esa gidratlanish deyiladi. Eritgan moddalarning va erituvchining molekulalari qanchalik polyar bo'lsa, ion bog'lanishga ega bo'lsa solvatlar shunchalik oson xosil bo'ladi va ular shunchalik barqaror bo'ladi.

Gidratlar hosil bo'lishini, shuningdek, moddalarning erishi natijasida issiqlik yutilishini yoki chiqishini nazarda tutib, eritmalar kimyoviy birikmalardek qarash mumkin edi. Biroq eritmalar tarkibining o'zgaruvchanligi, ya'ni erigan modda bilan erituvchining miqdorlari orasida ekvivalent nisbat yo'qligi ularni mexanik aralashmalarga yaqinlashtiriladi.

Demak, eritmalar mexanik aralashmalar bilan kimyoviy birikmalar oralig'idadir.

Ko'pincha, eritmalar dispers sistemalar deb yuritiladi. Eritgan modda dispers - faza, erituvchi esa dispersion muhit deb ataladi.

Moddalarning agregat xolatlariga qarab, turli dispers sistemalar bo'lishi mumkin.

Masalan: gaz + gaz;	qattiq modda + suyuqlik;
suyuqlik + gaz;	gaz + qattiq modda;
qattiq modda + gaz;	qattiq modda + qattiq modda va

hokazo.

Dispers modda zarrachalarining maydaligiga qarab, dispers sistemalar bir nechta guruhga bo'linadi:

1. Dag'al dispers sistemalar;
2. Kolloid eritmalar;
3. Molekulyar yoki chin eritmalar.

1. Dag'al dispers sistemalarda modda zarrachalari 100 μm dan katta bo'ladi. BaOzan bu zarrachalarni oddiy ko'z bilan ko'rish mumkin. Bunga misol qilib suspenziya va emulsiyalarni olish mumkin. Dag'al dispers sistemalar geterogen sistemalaridir.

2. Kolloid eritmalar. Bunda dispers modda zarrachalarining o'lchami 1 μm bilan 100 μm oralig'ida bo'ladi. Bu eritmalar geterogen sistema bo'lib, zarrachalarni ultramikroskopda ko'rish mumkin. Misol qilib, kraxmal eritmasini olish mumkin.

3. Molekulyar yoki chin eritmalar. Bunday sistemaning dispers zarrachalari 1 μm dan kichik bo'ladi va ularni hech qanday o'ptik asboblardan ko'rib bo'lmaydi. Misol qilib suv bilan spirt aralashmasini olish mumkin. Chin eritmalar g'mogen sistemadir. Eritgan modda va erituvchi zarrachalari bir-biri orasida bir tekisda tarqalgan bo'ladi.

Agar eruvchi qattiq moddaga erituvchi quyilsa, eruvchi moddaning yuzasidagi molekulalar yuzadan uzilib, erituvchi ichiga tarqaladi – eriydi. Agar eruvchi modda ortiqcha olingan bo'lsa, bu jarayonning aksi ham boradi. Eritgan moddaning bir qismi cho'kadi.

Vaqt birligi ichida erigan va cho'kkan modddaning miqdori tenglashganda, muvozanat qaror topadi:



Muvozanatdagi bunday eritma to'yingan eritma deyiladi.

Eritgan moddasi to'yingan eritmadagiga qaraganda kam bo'lgan eritma to'yinmagan eritma deyiladi.

Bazi moddalar eriganda kimyoviy jarayonlardagidek, issiqlik yutiladi yoki issiqlik ajralib chiqadi. Moddani erish vaqtida qattiq moddaning kristall panjarasi buzilib, modda zarrachalari eritmada tekis tarqaladi. Bu jarayon vaqtida issiqlik yutiladi. Gidratlanish yoki solvatlanish jarayonida esa, issiqlik ajralib chiqadi.

Moddalarning erish issiqligi erituvchining miqdoriga ham bog'liq. Agar erituvchidan ko'p miqdorda olinsa, moddaning erish issiqligi o'zgarmas qiymatga ega bo'ladi.

Bir mol modda eriganda yutiladigan (yoki ajralib chiqadigan) issiqlik miqdori shu moddaning erish issiqligi deb ataladi va Q harfi bilan belgilanadi.

$$Q = -q_1 + q_2$$

bu yerda: q_1 – kristall panjarani yemirish uchun sarf bo'ladigan issiqlik;

q_2 – solvatlarning (gidratlar) hosil bo'lishida ajralib chiqadigan issiqlik.

Moddalarning eruvchanligi, eruvchi va erituvchining tabiatidan tashqari, temperaturaga ham bog'liqdir.

Eritmalarning konsentratsiyasini ifodalash usullari.

Eritmalarning asosiy xarakteristikasi ularning konsentratsiyasidir.

Eritmaning konsentratsiyasi deb, ma'lum og'irlikda yoki hajmda olingan eritmada erigan modda miqdoriga aytiladi.

Eritmalarning konsentratsiyalari turli usullar bilan ifodalanadi, masalan, foizli, molyar, normal, molyal konsentratsiyalardir.

Foizli konsentratsiya – 100 g eritmada erigan moddaning grammlar sonini ko'rsatadi. Masalan, osh tuzining suvdagi 5% li eritmasi, 100 g eritmada 5 g osh tuzi borligini ko'rsatadi, ya'ni bu eritma 95 g suv, 5 g tuzdan iborat.

Erigan moddaning massasini m_1 , eritmaning massasini m_2 bilan va eritmaning foiz konsentratsiyasini $C\%$ bilan belgilasak, ular o'rtasidagi bog'lanish quyidagi formula bilan ifodalanadi:

$$C\% = m_1 / m_2 \cdot 100$$

Agar eritmaning miqdori massa birligida (gramm yoki kilogramm) ifodalanmasdan hajm birligida (millilitr yoki litr) ifodalansa, u holda eritmaning zichligini bilish zarur. Chunki eritmaning massasi bilan uning hajmi va zichligi o'rtasida quyidagi bog'lanish bor:

$$m_2 = dv$$

bu yerda: d – zichlik

m_2 – eritmaning massasi

v – eritmaning hajmi

Buning uchun formuladagi m_2 o'rniga dv yozish kerak:

$$C\% = m_1 / dv \cdot 100;$$

Misol: 3 litr 20% li eritma ($d=1,225$) tayyorlash uchun necha gramm modda kerak bo'ladi?

Berilgan: $V = 3 \text{ l}$

$C\% = 20\%$

$d = 1,225$

$m_1 = ?$

$C\% = m_1 / dv \cdot 100$ formuladan m_1 ni topamiz:

$$m_1 = \frac{C\% \cdot dv}{100} = \frac{20 \cdot 1,225 \cdot 3000}{100} = 735g$$

Demak: $m_1 = 735 \text{ gramm}$ modda kerak bo'ladi.

Molyar konsentratsiya – 1 litr eritmada erigan moddaning miqdori gramm-molekulyar (mollari) soni bilan ifodalanadi. Molyal konsentratsiya “m”

harfi bilan belgilanadi. Masalan, agar 1 litr eritmada 1 mol (58,5 g) osh tuzi $NaCl$ erigan bo'lsa 1 molyar, 2 mol erigan bo'lsa 2 molyar eritma deyiladi.

Molyar eritma quyidagi formula bilan ifodalanadi:

$$C_M = m_1 / M \cdot V \cdot 1000$$

Bu yerda: C_M - eritmaning molyar konsentratsiyasi

m_1 - erigan moddaning massasi, g.

M - erigan moddaning molekulyar massasi, g/mol.

V - eritmaning hajmi, ml.

Misol: tarkibida 2,5 g uyuvchi natriy ($NaOH$) bo'lgan 250 ml eritmaning molyarligini aniqlang.

Berilgan: $m_1 = 2,5 \text{ g}$

$V = 250 \text{ ml}$

$M_{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$

$$\text{Bo'ladi: } C_M = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot V} = \frac{2,5 \cdot 1000}{40 \cdot 250} = 0,25 \text{ mol/l}$$

Molyal konsentratsiya – 1000 g erituvchida erigan moddaning miqdori gramm- molekular soni bilan ifodalanadi.

Normal konsentratsiya H yoki N harfi bilan belgilanadi.

Masalan: 1 litr eritmada 1 g. - ekv Sulfat kislota (H_2SO_4) erigan bo'lsa, 1N eritma bo'ladi. Normal eritma quyidagi formula bilan ifodalanadi:

$$C_H = \frac{m_1}{\mathfrak{O} \cdot V} \cdot 1000$$

Buyerda: C_H – eritmaning normal konsentratsiyasi, g-ekv/l

$\mathfrak{O}$ – erigan moddaning gramm ekvivalentligi, g-ekv.

V – eritmaning hajmi, ml

m_1 – erigan moddaning massasi, g

Moddalarning gramm ekvivalentini aniqlash usullari:

Kislotalarning gramm ekvivalenti – ($\mathfrak{O}_K$) shu kislota ning gramm-molekulyar massasini negiziga (vodorod soniga) bo'linganiga teng.

$$\mathfrak{O}_{kislota} = \frac{M_{kislota}}{H^+_{soni}}$$

Masalan, sulfat kislota H_2SO_4 gramm ekvivalenti:

$$\mathfrak{O}_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g-ekv.}$$

Asoslarning gramm-ekvivalenti – ($\mathfrak{O}_{as}$) ularning molekulyar massasini metal valentligiga, yoki gidroksil gruppalar soniga bo'linganiga teng.

$$\mathfrak{O}_{asos} = \frac{M_{asos}}{OH^-_{soni}}$$

Masalan: $Mg(OH)_2$ ning gramm ekvivalenti:

$$\mathfrak{O}_{Mg(OH)_2} = \frac{58}{2} = 29 \text{ g-ekv.}$$

Bu yerda Mg metalining valentligi “2” ga teng.

Tuzlarning gramm-ekvivalenti – ($\mathfrak{E}_m$) shu tuzning molekulyar massasini barcha metal atomlarining valentligi yig'indisiga bo'linganiga teng.

$$\mathfrak{E}_{tuz} = \frac{M_{tuz}}{n \bullet B}$$

Masalan: $Al_2(SO_4)_3$ ning gramm ekvivalenti:

$$\mathfrak{E}_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{342}{2 \bullet 3} = 57,0;$$

n – tuz tarkibidagi metal soni

B – metallning valentligi

Misol: 200 ml eritmada 1,96 g sulfat kislota bor. Shu eritmaning normalligini aniqlang.

Berilgan: $m_1 = 1,96 \text{ g}$.

$V = 200 \text{ ml}$.

$\mathfrak{E} = 49 \text{ g-ekv}$.

$C_H = ?$

$$C_H = \frac{m_1 \cdot 1000}{\mathfrak{E} \bullet V} = \frac{1,96 \bullet 1000}{49 \bullet 200} = 0,2 \text{ g.ekv/l}$$

Eruvchanlik.

Qattiq modda erituvchi tushirilganda uning ionlar yoki molekulalari qutbli erituvchi molekulalari bilan ta'sirlashishi natijasida erish jarayoni boshlanadi. Erish vaqtida erish jarayoniga teskari bo'lgan kristallanish jarayoni ham namoyon bo'la boshlaydi. Eritmaga o'tgan zarrachalar qattiq jism sirti bilan uchrashganda o'nga tortilib, qaytadan kristallanadi. Demak, bu yerda ikki qarama qarshi jarayon sodir bo'ladi. Dastlab erish jarayoni tez boradi, lekin eritmada zarrachalarning soni ko'paygani sari, kristallanish jarayoni tezlashadi. Ma'lum vaqt o'tgandan keyin ikkala jarayon tezligi tenglashadi, ya'ni bir sekundda necha molekula eritmaga o'tsa, shuncha molekula qaytadan kristallanadi. U vaqtda erigan modda bilan erimay qolgan modda orasida dinamik muvozanat qaror topadi, eritma tuyinadi. Shunday qilib, erimay qolgan modda bilan cheksiz uzoq vaqt birga mavjud bo'la oladigan, ya'ni muvozanatda turadigan eritma to'yigan eritma deb ataladi.

Moddaning biror erituvchida eriy olish hususiyati shu moddaning eruvchanligi deb ataladi. Moddalarning eruvchanligi (ya'ni to'yigan eritmasining konsentratsiyasi) erigan moddaning va erituvchining tabiatiga, shuningdek, temperatura bilan bosimga bog'liq.

Ayni moddaning ma'lum temperaturada 100g erituvchida erib to'yigan eritma hosil qiladigan massasi uning eruvchanlik koeffitsienti (yoki eruvchanligi) deb ataladi.

Eruvchanlik – bu moddaning suvda yoki boshqa erituvchida erish xossasidir. Suvda qattiq, suyuq va gazsimon moddalar erishi mumkin.

Suvda eruvchanligiga ko'ra barcha moddalar uchta guruhga bo'linadi: 1) yaxshi eriydigan, 2) kam eriydigan va 3) amalda erimaydigan moddalar. Amalda erimaydigan moddalar to'g'ridan –to'g'ri erimaydigan moddalar ham deyiladi. Nazariy jihatdan olganda mutlaqo erimaydigan modda bo'lmaydi. Xatto oltin va kumush ham juda oz darajada bo'lsa ham suvd eriydi.

Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi.

Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi Genri qonuni bilan ifodalanadi. Bu qonunga muvofiq o'zgarmas temperaturada ma'lum hajm suyuqlikda erigan gazning massasi shu gazning bosimiga to'g'ri proporsional bo'ladi:

$$m = k \cdot P$$

bu yerda : m – ma'lum hajmdagi suyuqlikda erigan gazning massasi,

P – gaz bosimi,

k – proporsionallik koeffitsienti.

Gazlar aralashmasi eritilganda har qaysi gaz mustaqil ravishda eriydi, ya'ni bir gazning erishiga aralashmadagi boshqa gazlar xech qanday halal bermaydi, erigan gazning miqdori uning partsial bosimigagina proporsional bo'ladi. (Genri – Dalton qonuni). Genri va Genri – Dalton qonunlariga suyuqlik bilan kimyoviy reaksiyaga kirishmaydigan gazlarga (past bosimda) bo'ysunadi.

Temperatura ko'tarilishi bilan gazning suyuqlikdagi eruvchanligi kamaya boradi, chunki gazning suyuqlikda erishi ko'pincha issiqlik chiqishi bilan sodir bo'ladi. Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi grammlar bilan emas, balki millilitrlar bilan ifodalanadi. Masalan, 20°C da 100 ml suvda 87,8 ml CO₂, 3,1 ml kislorod eriydi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Qanday sistemaga eritma deyiladi? Uning tarkibi nimalardan iborat?
2. Eritmalar qanday turlarga bo'linadi?
4. Molyar kontsentratsiya qanday hisoblanadi?
5. Normal kontsentratsiya qanday hisoblanadi?
6. Eritmaning titri nima?
7. Eruvchanlik nima?
8. zichligi 1.2 g/ml bo'lgan 7 molyarli natriy sulfatning foiz, normal, titr konsentratsiyalari va ayni temperaturadagi eruvchanligini toping.

ELEKTROLITLARNING ERITMALARI.

Reja:

1. Elektrolitlar.
2. Dissotsiatsiyanish jarayoni
3. Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar
4. Kuchli elektrolitlar nazariyasi
5. Dissotsiatsiyanish doimiysi
6. Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi
7. Suvning elektrolitik dissotsilanishi
8. Tuzlar gidrolizi.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Elektrolitlar, noelektrolitlar, dissotsilanish darajasi, kuchli elektrolitlar, kuchsiz elektrolitlar, suvning ion ko'paytmasi, vodorod ko'rsatgich, indikatorlar, tuzlarning gidrolizlanishi, gidroliz darajasi, eruvchanlik ko'paytmasi.

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

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

Elektrolitmaslar – eritilgan xolatda ham, suyuqlantirilgan xolatda ham elektr tokini o'tkazmaydigan moddalardir.

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

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

Eritmalarda zaryadlangan zarrachalar mavjudligini 1818 yilda T.Grotgus aniqlagan. Suvli eritmaların elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini 1887 yilda S. Arrenius kashf etdi.

Elektrolitlarning eritmalarda va suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoni *elektrolitik dissotsiatsiya* deb ataladi.

Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy printsiplari quyidagilardan iborat.

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

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

3. Suvli eritmalarda ionlar tartibsiz (xaotik) xarakatda bo'ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma'lum bir yo'nalishda xarakatlanadi, ya'ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli

ionlar esa anodga tomon yo'naladi. Shu sababli musbat ionlar *kationlar*, manfiy zaryadli ionlar *anionlar* deyiladi.

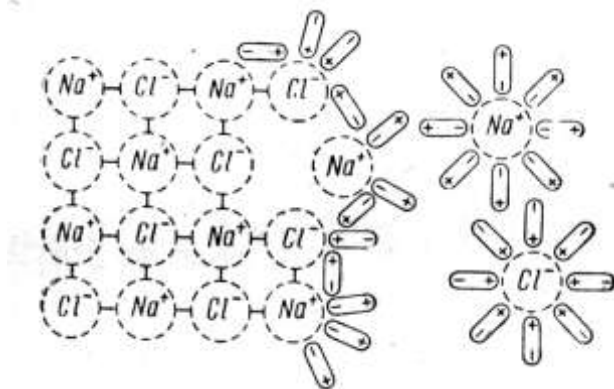
Arrenius nazariyasi eritmalardagi xodisalarining hamma murakkab tomonlarini hisobga olmadi. Uning fikricha ionlar bir-biriga o'zaro ta'sir etmaydi, elektrolit eritmaları ideal gazlarga o'xshaydi, ya'ni ularning hamma xossalari zarrachalarning soni bilan xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga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

Arrenius ionlarni erituvchi molekulalariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleevning eritmalarining gidratlar nazariyasi, ya'ni erituvchi moddalar molekulalari bilan erituvchi molekulalari o'rtasidagi o'zaro ta'sir to'g'risidagi tassavurlarga teskari edi. Ikkala nazariya o'rtasidagi qarama-qarshilikni xal etishda I.A.Kablukovning xizmatlari katta bo'lib, u birinchi marta ionlarning gidratatsiyasi to'g'risidagi fikrni bildiradi. Bu g'oya elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini mukamallashtirishda muxim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendeleev nazariyalarini birlashtirdi.

Dissotsiatsiyalanish jarayoni

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

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

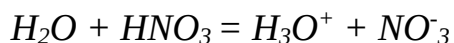


NaCl ning suvli eritmasidagi dissotsiatsiyalanish sxemasi.

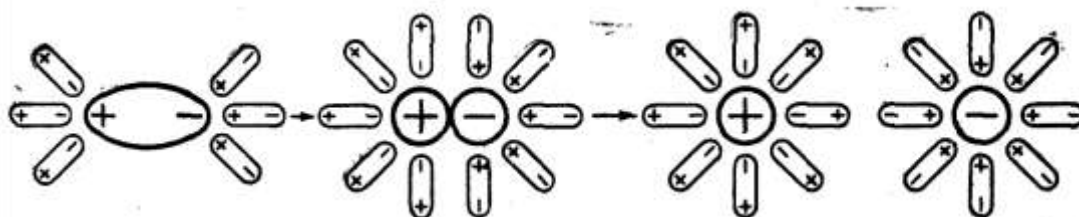
I.A.Kablukovning tekshirishlari natijasida tuzning ion kristall bog'lanishlarini uzish yoki molekulalarni parchalash uchun zarur bo'lgan energiya eruvchi modda molekulalarining erituvchi molekulari bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida hosil bo'ladi.

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

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



Elektrolitlarning dissotsiallanishi natijasida erkin ionlar hosil bo'lmay, balki bu ionlarning erituvchi molekulari bilan hosil qilgan birikmalari vujudga keladi. Bunday birikmalar umumiy qilib ionlarning solvatlari deyiladi. Dissotsiallanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi ko'rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog'langan erituvchi molekulalari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog'liq xolda o'zgaradi. Ko'pchilik gidratlangan ionlar rangsiz bo'ladi, masalan, K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Ca^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , OH^- , H^+ va boshqalar. Lekin ba'zi ionlar gidratlangan xolatda rangli bo'ladi, masalan Cu^{2+} ($Cu^{2+} \cdot 4H_2O$) ko'k rangli, $Cr^{3+} \cdot 6H_2O$ yashil rangli, CrO_4^{2-} sariq rangli MnO_4^- pushti rangli va xokazo.



Qutbli molekularning eritmada dissotsiallanish sxemasi.

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

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

Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

Elektrolitlarning eritmada dissotsiallanishi qaytar jarayondir. Dissotsiatsiyaga teskari jarayonni *molekulyarizatsiya* deyiladi. Elektrolit eritmalarida xarakatchan muvozanat xolat paydo bo'ladi, ya'ni ionlanish tezligi molekulyarizatsiya tezligiga tenglashadi. Bunda dissotsilanmagan molekulalar konsentratsiyasi bilan eritmada

gidratlangan ionlar konsentratsiyalari o'rtasida ma'lum miqdoriy nisbat vujudga keladi (xar bir xolat uchun o'ziga xos). Bu nisbat *ionlanish darajasi* yoki *elektrolitik dissotsiatsiya darajasi* (grekcha α -xarfi bilan belgilanadi) deyiladi.

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

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

$$\alpha = \frac{\chi}{n} \quad \text{ëku} \quad \frac{\chi}{n} \cdot 100\%$$

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

Dissotsiatsiya darajasi qiymati 1 ning ulushlari yoki protsentlarda ifodalanadi. Elektrolit to'liq dissotsialansa, $\alpha = 1$ yoki 100 % bo'ladi.

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

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

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

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

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

Kuchli elektrolitlar nazariyasi

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

Tuz kristallari ionlardan tuzilgan bo'lib, tuz eriganda uning "taylor" ionlari bir-biridan ajraladi. Ammo hosil bo'lgan zarrachalarning erkin xarakat qilishiga ionlar o'rtasidagi tasir qiluvchi elektrostatik kuchlar to'sqinlik qiladi. Eritmada bo'lgan xar bir ion qarama-qarshi zaryadga ega bo'lgan ionlar bilan qurshalgan bo'lib, "ion atmosferasi" yoki ion buluti vujudga keladi. Bunda ionlardan xar biri o'z navbatida boshqa ion atmosferasining markazi bo'lib qoladi. Masalan, NaCl ionlaridan ion atmosferasi vujudga keladi, shuningdek xar bir Na^+ ioni atrofida Cl^- ionlari gruppalanadi.

Agar eritma orqali o'zgaras tok o'tkazilsa, markaziy ion va ion buluti o'zaro qarama-qarshi yo'nalishda xarakat qiladi. Bu markaziy ionning xarakatlanishining sekinlashuviga olib keladi, demak vaqt birligi ichida eritmada o'tadigan ionlar soni kamayadi, ya'ni eritmaning elektr o'tkazuvchanligi pasayadi. Eritmaning konsentratsiyasi qanchalik yuqori bo'lsa, eritmaning elektr o'tkazuvchanligi shunchalik kam bo'ladi, demak, elektrolitning dissotsiatsiya darajasi ham shunchalik kamayadi:

H₂SO₄ ning konsentratsiyasi, S (mol/l) 0,005; 0,05; 0,5; 5.

Dissotsiatsiya darajasi α (%) 79; 58; 51; 18.

Dissotsiatsiya darajasining kamayishi molekulalarning hosil bo'lishi bilan emas balki ion atmosferasining tormozlovchi ta'sirining kuchayishi bilan tushuntiriladi.

Kuchli elektrolitlarning elektr o'tkazuvchanligini o'lchash orqali aniqlanadigan dissotsiatsiya darajasi effektiv dissotsiatsiya darajasi deb yuritiladi.

Eritmadagi ionlar xolatini belgilash uchun aktivlik deb ataluvchi kattalikdan foydalaniladi.

Ionlarning aktivligi deganda, shu ionning kimyoviy reaksiyalarga effektiv kirishadigan konsentratsiyasi tushiniladi.

Ionning aktivligi a uning konsentratsiyasi S ning aktivlik koeffitsienti f ga ko'paytirilganiga teng:

$$A=f \cdot C$$

Aktivlik koeffitsienti f elektrolit eritmasidagi xar xil o'zaro ta'sirlar yig'indisidan kelib chiqadigan kattalikdir. Aktivlik koeffitsienti dissotsiatsiya darajasiga o'xshash, eritma suyultirilishi bilan oshib, uning qiymati 1 ga yaqinlashadi. Elektrolit eritmasi cheksiz suyultirilganda ionlar aktivligi a ionlarning eritmadagi umumiy miqdori S ga teng ($a=S$) bo'lib qoladi.

Dissotsiatsiylanish doimiysi

Kuchsiz elektrolitlar eritmasidagi ionlar o'rtasida vujudga keladigan muvozanatga massalar ta'siri qonunini qo'llab, muvozanat konstantasini chiqarish mumkin. Masalan, sirka kislota eritmasidagi ion muvozanati quyidagi tenglama bilan yoziladi:



Bu sistema uchun muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Elektrolitlar eritmasidagi ion muvozanatiga muvofiq keladigan konstantani *ionlanish konstantasi* yoki *elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi* deyiladi. Bu konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog'liq bo'lmay, temperaturaga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog'liqdir. Dissotsiatsiya konstantasi qiymati asosida kislota va asos kuchi xaqida xulosa chiqarish mumkin. Bu konstanta qiymati qanchalik kichik bo'lsa, ayni elektrolit shunchalik kuchsiz (ya'ni kimyoviy aktivligi shunchalik past) bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K=1,74 \cdot 10^{-5}$) taxminan chumoli kislota ($K=1,8 \cdot 10^{-4}$) dan 10 marta kuchsiz, lekin

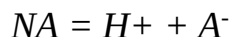
sianid kislotadan ($K = 5,0 \cdot 10^{-10}$) bir necha marta kuchlidir (1-jadval).

1-jadval

Ba'zi kislota va asoslarning dissotsiatsiya konstantasi ($t^0 - 25^0$ S)

Elektrolit nomi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya tenglamasi	Elektrolitlarning dissotsiatsiya konstantasi
Ortoborat kislota	$H_3BO_3 = H^+ + H_2BO_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Nitrit kislota	$HNO_2 = H^+ + NO_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Silikat kislota	$H_2SiO_3 = H^+ + HSiO_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
Chumoli kislota	$HCOOH = H^+ + HCOO^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
TSianid islota	$HCN = H^+ + CN^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Karbonat kislota	$H_2CO_3 = H^+ + HCO_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Sirka kislota	$CH_3COOH = H^+ + CH_3COO^-$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Ftorid kislota	$HF = H^+ + F^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Ammoniy gidroksid	$NH_4OH = NH_4^+ + OH^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Bariy gidroksid	$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Kaltsiy gidroksid	$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Ko'rgoshin(II)-gidrok-sid	$Pb(OH)_2 = Pb^{2+} + 2OH^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

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



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

Bu tenglama Ostvaldning suyultirish qonuni tenglamasidir. Dissotsiatsiya darajasi eritma suyultirilishi bilan oshib boradi. Kuchsiz elektrolitning dissotsilanish tezligi bilan muvozanat qaror topadi. Eritmaning suyultirilishi dissotsiatsiyaga to'sqinlik qilmaydi, lekin ionlarning to'qnashib molekulalarni

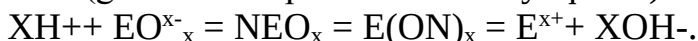
hosil qilishi kamayib boradi. Juda kam dissotsilanadigan elektrolit eritmalari uchun Ostvaldning suyultirish tenglamasi qonuni tenglamasi soddalashadi, α ning qiymati juda kichik bo'lganligi uchun maxrajdagi α nolga tenglashtirilsa, tenglama quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

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

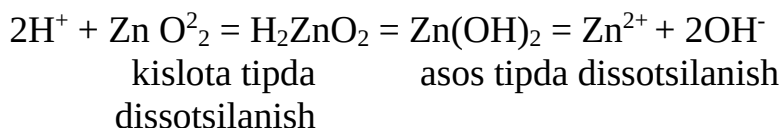
Bu tenglama ionlanish konstantasi K, eritmaning konsentratsiyasi S (mol/l) va elektrolitik dissotsiatsiya darajasi α o'rtasidagi miqdoriy bog'lanishni ko'rsatadi.

Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi

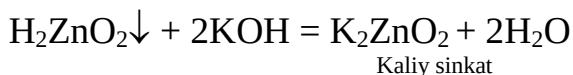
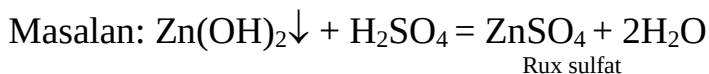
Gidroksidlarning kimyoviy tarkibini $E(ON)_x$ umumiy formula bilan ko'rsatish mumkin. (E-element, X–uning valentligi). Gidroksid eritmada H^+ kationlarni hosil qilsa, asos sifatida reaksiyaga kirishadi. Kislota tipidagi dissotsilanish: $E(ON)_x \rightarrow N_xEO_x = XH^+ + EO_x^{x-}$. Asos tipidagi dissotsilanish: $E(ON)_x = E^{x+} + XOH^-$. Qiyin eriydigan ko'pchilik gidroksidlarning erigan qismi bir vaqtda H^+ kationlari va OH^- anionlarini hosil qiladi. Bunday gidroksidlar amfoter gidroksidlar yoki amfoter elektrolitlar deb yuritiladi (grekcha “amphoterous”- ikkiyoqlama):



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



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



Ikkala xolda ham reaksiya cho'kmani to'liq erishi bilan boradi. Gidroksidlarning suvli muxitda qaysi tipda dissotsialanishi asosan gidroksid molekulasini hosil qiluvchi zarrachalar orasidagi bog'lanishning mustaxkamligiga bog'liqdir. Gidroksid $E(OH)_x$ molekulasining E va O orasidagi bog'lanish O va H o'rtasidagi bog'lanishga nisbatan mustaxkamroq bo'lsa, H^+ ioni ajraladi (kislota tipidagi ionlanish) H va kislorod orasidagi bog'lanishga nisbatan mustaxkamroq bo'lsa, ionlanishda gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi (asos tipda dissotsilanish) va nixoyat E va O orasidagi bog'lanish mustaxkamligi taxminan teng bo'lsa, eritmada H^+ hamda OH^- ionlari hosil bo'ladi (amfoter tipda dissotsilanish).

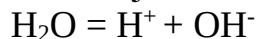
Gidroksidning dissotsialanishi E^{x+} ionning zaryad miqdori va uning radiusiga bog'liq. Gidroksid molekularidagi E^{x+} ionning zaryad miqdori oshishi va uning

radiusining kamayishi bilan E va O orasidagi bog'lanish mustaxkamlana boradi; shuningdek markaziy ion E^{x+} ning H^+ ionni itarish kuchi kuchaya boradi. Bu qonuniyatni Si, P, S va Cl elementlarining gidroksidlarida kuzatish mumkin. Bunday gidroksidlar kislota tipida dissotsilanadi:

Markaziy ionning zaryadi: $Si^+ P^{5+} S^{6+} Cl^{7+}$ (Ionning radiusi (nm): 0,039; 0,034; 0,029; 0,025.

Suvning elektrolitik dissotsilanishi

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



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

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

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

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

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

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

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

Vodorod va gidroksid ionlarning kontsentratsiyalarini ko'paytmasi faqat suv uchun emas, balki kislota, asos va tuzlarning suvli eritmaları uchun ham konstanta hisoblanadi. Bu kattalik suvning *ion ko'paytmasi* deb ataladi va K_{N_2O} bilan belgilanadi.

$$K_{N_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l } (t^0 = 22^\circ S).$$

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

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

Muxit reaksiyasini miqdoriy jixatdan ifodalash uchun, odatda, H^+ ionlari kontsentratsiyasi o'rniga uning manfiy ishora bilan olingan unli logarifmidan foydalaniladi. Bu qiymat vodorod ko'rsatkich deb ataladi va RH bilan ifodalanadi: $rH = -1p[H^+]$

Masalan, agar $[H^+]$ mol/l bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalarida ($[H^+]=10^{-7}$ mol/l) $pH=7$, kislotali eritmalarida $RH<7$, ishqoriy eritmalarida $pH>7$ bo'ladi. Eritma muxiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indiqatorlardan foydalaniladi. Indiqatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir. Ko'p ishlatiladigan indiqatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalin kiradi. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indiqatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda kulay bo'lib, ko'pgina xollarda qo'llaniladi. Bu usul muxitning pH ga bog'liq xolda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indiqatorlar aralashmasi (universal indiqator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indiqator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalariga solishtiriladi. aniq pH ga ega rangli indiqator eritmalarini solingan ogzi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan etallonni tanlab, unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi. Eritmaning RH ini aniq o'lchash uchun maxsus asboblari, ya'ni pH – metrlardan foydalaniladi.

Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muxim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (ozik-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishlok tayyorlash kabi tarmoqlar) da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muxitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oraligida bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muxiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $pH<4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy temir, marganets va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $pH>8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

TUZLAR GIDROLIZI.

Neytral, nordon va asosli tuzlarning nomi ularning eritmalaridagi holatiga hamma vaqt to'g'ri kelavermaydi. Ko'pincha neytral tuzlarning suvdagi eritmasi kislotali yoki ishqoriy muhit namoyon qiladi, masalan, NH_4Cl ning suvdagi eritmasi kislotali, $KClO$ eritmasi asosli $NaCl$ niki neytral muhitni ko'rsatadi, hatto nordon tuz Na_2HPO_4 ning suvdagi eritmasi ishqoriy muhit namoyon qiladi.

Bu hodisaning sababi tuzlarning gidrolizga uchrashidir.

Erigan tuz ionlarining suvning H^+ va OH^- ionlarini o'zaro kimyoviy ta'sir etib, muhitning vodorod ko'rsatgichini o'zgartirishi tuzlarning gidrolizlanishi deyiladi. Tuzlar gidrolizlanganida suvning dissotsilanishidagi ionli muvozanat buziladi. Gidroliz natijasida suvning dissotsilanish muvozanati



o'ngtomongasiljiydi.

Natijadako'pginatuzlarning eritmalarikislotaliyoki ishqoriy muhitga egabo'libqoladi.

Gidroliz jarayonida, albatta, tuz kationi va anionining tabiati (qutblavchilikda'siri, ion radiusi, zaryadi, elektron juftgabo'lgan donor-aktseptorlik qobiliyati) muhim ahamiyatga ega.

Gidroliz tuzni hosil qilgan kislota va asosning kuchiga qarab turlicha borish mumkin. Har qanday tuzni asos bilan kislotaning o'zaro ta'sirlashish mahsuloti deb qarash mumkin. Masalan, NaOH bilan HCl dan hosil bo'lgan osh tuzi NaCl ni kuchli asos va kuchli kislotaning tuzi deb qarash kerak. Na₂CO₃ kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzdir. Al₂S₃ esa kuchsiz asos bilan kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzdir va hokazo. Kuchli asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarga (masalan, KCl) gidrolizlanmaydi. Kuchli asos va kuchsiz kislotadan, kuchsiz asos va kuchli kislotadan, shuningdek, kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanadi.

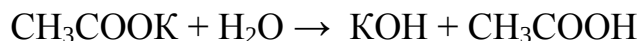
Gidrolizning sababi shundaki, tuzning kation va anionlari suvdagi H⁺ va OH⁻ ionlarini bog'lab kam dissotsilanadigan moddalar hosil qilishi tufayli



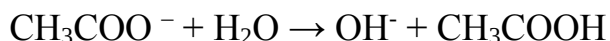
muvozanatni o'ng tomonga siljitadi. Masalan, kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar eritmada gidrolizlanmaydi, chunki bu holda suvning ionlari bog'lanmaydi.

Tuzlar gidrolizining tipik hollari quyidagilardan iborat:

1. kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanganda eritma ishqoriy muhitni ko'rsatadi, masalan:

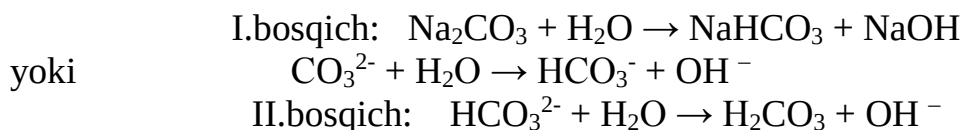


Ionli ko'rinishda:



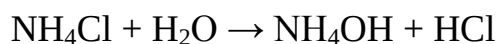
Gidroliz natijasida eritmada kam dissotsilanadigan sirka kislota hosil bo'ladi va OH⁻ ionlari to'planadi. Demak, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanishi natijasida eritmada OH⁻ ionlarining konsentratsiyasi ortadi. Bunday tuz eritmasi ishqor xossasiga ega bo'ladi: pH > 7. Masalan, KCH₃COO 0,1M eritmasining vodorod ko'rsatkichi 11,1 gateng.

Na₂CO₃ ikki bosqichda gidrolizlanadi:

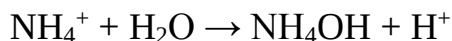


Lekin bu holda, asosan birinchi bosqich boradi; ikkinchi bosqich juda kuchsiz sodir bo'ladi. Eritmada ortiqcha gidroksid ionlari hosil bo'ladi, shuning uchun soda eritmasi ishqoriy muhitni ko'rsatadi.

II. Kuchsiz asos va kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritma kislotali muhitni ko'rsatadi, masalan: ammoniy xlorid suvda NH₄⁺ va Cl⁻ ionlariga dissotsilanadi. Bu tuzning gidrolizi quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



yoki ionli shaklda quyidagicha yoziladi:

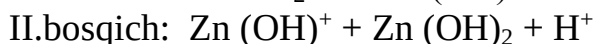
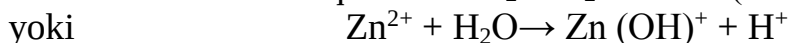
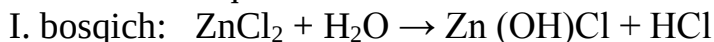


NH_4^+ ionlari suvning OH^- ionlari bilan birikib, kam dissotsilanadigan ammoniy gidroksid hosil qiladi. Cl^- ionlari suvning H^+ ionlari bilan birikmaydi, chunki xlorid kislota kuchli elektrolitdir. Natijada eritmadagi H^+ ionlarining konsentratsiyasi ortib ketadi, bunday eritma kislota xossalariga ega bo'ladi, uning pH-i 7 dan kichik.

SHunday qilib, kuchsiz asos hamda kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning eritmalari kislotali muhitga ega.

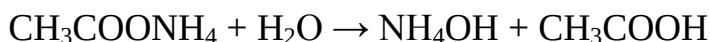
Kuchli kislota va ikki yoki ko'p atomli kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuz bosqich bilan gidrolizlanadi.

ZnCl_2 ning gidrolizi ikki bosqichda boradi:

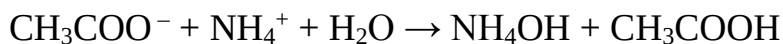


Lekin bu yerda ham gidroliz asosan birinchi bosqich bilan chegaralanadi.

III. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda kuchsiz asos va kuchsiz kislota hosil bo'ladi, masalan:



yoki



Al_2S_3 ning gidrolizi to'liq ravishda boradi:



Eritma muhitining kislotali yoki ishqoriy bo'lishi gidrolizdan hosil bo'lgan kislota va asosning nisbiy kuchiga bog'liq. Kislota kuchliroq bo'lsa, eritma kuchsiz kislotali muhit ko'rsatadi, asos kuchliroq bo'lsa, eritma ishqoriy muhit namoyon qiladi.

Ammoniy atsetat gidrolizidan hosil bo'ladigan kislota (CH_3COOH) va asosning (NH_4OH) kuchlari (dissotsilanish konstantalari $1,8 \cdot 10^{-5}$) bir-biriga teng. Shu sababli, bu eritmaning pH qiymati 7 ga tengdir, u neytral muhitga ega.

Gidroliz qaytar jarayon bo'lganligi sababli, uni massalar ta'siri qonuni asosida talqin qilish mumkin. Uni miqdoriy jihatdan xarakterlash uchun gidroliz darajasi va gidroliz konstantasi degan tushunchalar kiritilgan. Gidrolizlangan tuz molekulalari sonining eritilgan tuz molekulalari soniga bo'lgan nisbati tuzning gidrolizlanish darajasi deb ataladi va h bilan belgilanadi:

$$h = \frac{\text{гидролизланган молекулалар сони}}{\text{эритилган туз молекулалар сони}}$$

Gidrolizlanish darajasi va doimiyliги orasida bog'lanish quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

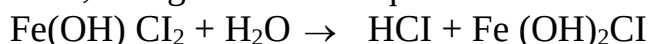
$$K_{\text{гидр}} = \frac{h^2}{(L-h)} C_0 \quad (\text{XI.4})$$

bu yerda: C_0 – tuzning dastlabki konsentratsiyasi.

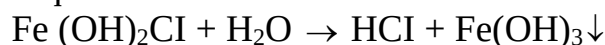
Tuzlarning gidroliz darajasi tuzning tabiatiga, eritma konsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liq. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidroliz darajasi katta bo'ladi. Temperatura ko'tarilganda gidroliz darajasi ortadi, chunki suvning $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ muvozanat o'ngga siljiydi. BaOzan tuzlarning odatdagi sharoitda bormaydigan gidroliz bosqichlari yuqori temperaturada sodir bo'ladi. Masalan, odatdagi sharoitda FeCl_3 gidrolizning faqat birinchi bosqichi boradi:



lekin eritma qaynatilsa, uning ikkinchi bosqichi:



va hatto uchinchi bosqichi:



ham sodir bo'ladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Elektrolit va elektrolitik dissotsilanish nima?
2. Izotonik koeffitsientning ma'nosi nimadan iborat?
3. Dissotsilanish darajasi va doimiysi nima va uning ahamiyati nimadan iborat?
4. NH_4OH , H_2CO_3 , tipidagi kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsilanish doimiysining matematik ifodalarini yozing va izohlang.
5. Nima uchun konsentrlangan elektrolit eritmalarining elektr o'tkazuvchanligi kam bo'ladi?
6. Suvning ion ko'paytmasining matematik ifodasi nimani bildiradi?
7. pH va pOH nima? pH-shkaladan qanday foydalaniladi?
8. 0,01 mol/l NaOH va HCl eritmalaridagi H^+ , OH^- ionlarining konsentratsiyasi, pH, pOH qiymatlarini hisoblang.
9. Agar BaCl_2 va KNO_3 , CuCl_2 teng hajmli va teng molyarli eritmaları o'zaro aralashtirilsa, qaysi aralashmada ionlar soni ko'proq bo'ladi?
10. CaCO_3 , ga HCl va H_2SO_4 eritmaları ta'sir ettirilganda, ularning qaysi birida erish to'liq bo'ladi?

OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI.

Reja:

1. Oksidlanish darajasi.
2. Oksidlanish - qaytarilish jarayonlari.
3. Eng muhim oksidlovchilar va qaytaruvchilar
4. Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarning tenglamalarini tuzish usullari.
5. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarning turlari

Oksidlanish darajasi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini talqin qilishda «oksidlanish darajasi» tushunchasi ishlatiladi

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 qonundan foydalaniladi.

1. Oddiy moddalarda atomning oksidlanish darajasi nolga teng (N_2 , O_2 , Fe, S).
2. Metallar hamma vaqt musbat oksidlanish darajasiga ega.
3. Vodorod gidridlardan tashqari hamma birikmalarda +1 gidridlarda esa - oksidlanish daraja namoyon etadi.
4. Kislorod birikmalarda (OF_2 dan tashqari) -2 oksidlanish daraja namoyon etadi. Peroksid (-O-O- gruppali)larda esa kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng

Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda doim kislorodning oksidlanish darajasini - 2, vodorodnikini +1 deb qabo'l qilinadi. Metall ionlarining oksidlanish darajasi ularning zaryadiga teng deb olinadi. Masalan, H_2O da vodorodning oksidlanish darajasi +1, kislorodniki - 2 dir. KI da kaliyniki +1, yodniki +1 dir.

Erkin elementlarning oksidlanish darajasi 0 ga teng deb qabo'l qilingan. Murakkab modda tarkibidagi biror elementning oksidlanish darajasini aniqlash uchun xar qanday molekula tarkibida bo'lgan barcha atomlarning oksidlanish darajalari yig'indisi nolga tengligini yodda tutish zarur. Masalan, xromat kislota (N_2SrO_4) tarkibidagi xrom atomining oksidlanish darajasini aniqlash kerak. Buning uchun vodorodning oksidlanish darajasini +1 va kislorodnikini -2 deb olib, xromning oksidlanish darajasi «x» ni quyidagi tenglama asosida topamiz:

$(+1).2 + x + (-2).4 = 0$ bundan, $x = +6$ kelib chiqadi.

Shu yo'l bilan H_2SO_4 da S ning oksidlanish darajasi ham +6, $KMnO_4$ da marganetsniki +7 ga tengligini aniqlash mumkin.

Atomlarning oksidlanish darajasi +, - 0 bo'lishi mumkin. S_2N_2 da S ning oksidlanish darajasi - 1 ga, $K_4[Ni](CN)_6$ da Ni ning oksidlanish darajasi +2 ga teng. Ko'pchilik hollarda molekula tarkibidagi atomlarning oksidlanish darajasi ularning valentliklariga, yahni, ayni element hosil qiladigan xaqiqiy bog'lanishlar soniga

teng bo'lmaydi. Organik birikmalarda uglerodning valentligi 4 ga teng, lekin uglerodning oksidlanish darajasi turli birikmalarda turlichadir. Masalan, SH_4 da uglerodning oksidlanish darajasi -4 ga CO_2 da +4 ga, HCOOH da +2 ga, C_2H_4 da -2 ga tengdir. Buning sababi shundaki «oksidlanish darajasi» - bu rasmiy tushuncha: bunda kutbli va kovalent bog'li birikmalar ham ion birikma deb qaraladi, u xaqiqiy bog'lanishni aks ettirmaydi. Lekin shunga qaramay bu tushuncha kimyoda ko'p masalalarni hal etishda yordam beradi. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalari natijasida oksidlovchining oksidlanish darajasi (musbat qiymat kattaligi) kamayadi, aksincha, qaytaruvchining oksidlanish darajasi ortadi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tushuntirishda albatta, bu atom (yoki ion) oksidlovchi, bu atom (yoki ion) qaytaruvchi ekanligini aniq ko'rsatish talab qilinadi.

Ko'pincha birikma tarkibiga qarab, qaysi moda qaytaruvchi qaysi modda oksidlovchi ekanligi haqida fikr yuritamiz. Masalan oltingugurtning bir necha birikmalari SO_2 SO_3 , S, H_2S ni qarab chiqaylik. SO_3 da oltingugurtning oksidlanish darajasi +6 ga teng. U faqat oksidlovchi bo'lishi mumkin, chunki uning oksidlanish darajasi +6 dan ortiq bo'lmaydi. N_2S da oltingugurtning oksidlanish darajasi -2 ga teng. Binobarin tarkibida S^{-2} bor bo'lgan moddalar faqat qaytaruvchi vazifasini bajaradi. Endi S va SO_2 ga kelsak, ular bilan reaksiyaga kirishayotgan boshqa moddalarning tabiatiga qarab, ular yo oksidlovchi, yo qaytaruvchi bo'lishi mumkin.

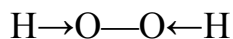
Ular o'rtasida ham o'xshashlik ham farq bor. Ionli hamda qutbli bog'lanishdagi birikmalarda valentlik bilan oksidlanish daraja qiymatlari bir hil bo'ladi.

Masalan: N_2S da S ning valentligi va oksidlanish darajasi bir xil qiymatlarga ega. Bu erdagi farq shundaki, uning valentligi II deb oksidlanish darajasi -2 deb ataladi.

SaSl_2 da ham Sa ning valentli va oksidlanish bir xil, faqat ishorasi bilan farq qiladi.

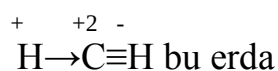
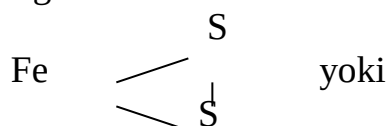
Ayni birikmalar borki, Ayni bir molekula tarkibida 2 xil bog'lanish uchraydi.

Masalan: N_2 O_2 da N bilan O o'rtasidagi bog'lanish qutbli O-O o'rtasidagi bog'lanish kovalent

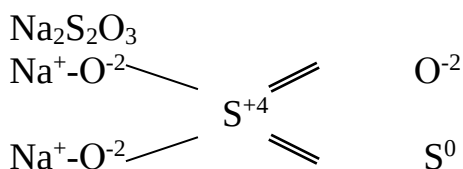


Bunda har bir O atomining valentligi 2 ga oksidlanish darajasi -1 ga teng bo'ladi.

Xuddi shuningdek, Fe^{+2} S_2^{-1} da S atomining valentligi 2 ga oksidlanish darajasi -1 ga teng



C ning valentligi 4 ga teng



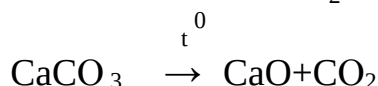
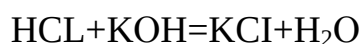
Birikmalardagi element atomlarining oksidlanish darajasi bilan valentligi o'rtasidagi farqni bilish oksidlanish va qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishda muhim ahamiyatga ega.

Oksidlanish - qaytarilish jarayonlari.

Anorganik kimyodagi barcha reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin:

1. Reaksiyaga kirishuvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmay qoladigan reaksiyalar.
2. Oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar.
1. Birinchi tur reaksiyalarga almashinish, parchalanish va birikish reaksiyalari misol bo'la oladi.

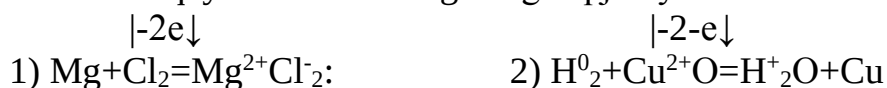
Masalan:



Bu misollarda hech qaysi elementning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi.

Ikkinchi tur reaksiyalarga siqib chiqarish va boshqa reaksiyalar misol bo'la oladi. Bunday reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deyiladi. Ularda elektronlar bir atom yoki ionlardan ikkinchi atom yoki ionlarga o'tadi.

O'ziga elektron biriktirib olgan atom, ion, molekulalar oksidlovchi deyiladi. Elektron biriktirib olish jarayoni-qaytarilish jarayoni deb, elektron berish jarayoni-oksizlanish jarayoni deyiladi. Demak oksidlovchi qaytariladi va qaytaruvchi oksizlanadi. Oksizlanish-qaytarilish bir-biriga bog'liq jarayonlardir. Masalan:



Bu reaksiyada magniy xlorga elektron berib qaytaruvchi, xlor bu elektronlarni qabo'l qilib oksidlovchi, ikkinchi reaksiyada esa vodorod qaytaruvchi mis ioni oksidlovchidir.

Element atomi oksidlanganda uning oksidlanish darajasi ortadi, qaytarilganda esa oksidlanish darajasi pasayadi. Masalan:

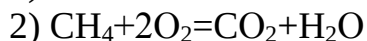
$\text{Sn}^{2+} - 2e = \text{Sn}^{4+}$ jarayonida qalayning oksidlanish darajasi +2 dan +4 gacha ortadi. $\text{Sr}^{6+} + 3e = \text{Sr}^{3+}$ jarayonida xromning oksidlanish darajasi +6 dan +3 gacha kamayadi.

Element atomi o'zining eng yuqori oksidlanish darajasida (masalan: S^{6+} , R^{5+} , SI^{7+} , Su^{2+} , Mn^{7+} ionlarda) boshqa elektron yo'qota olmaydi va faqat oksidlovchi xossasini namoyon qiladi. Va aksincha, element atomi o'zining eng kichik oksidlanish darajasida o'ziga elektron qabo'l qila olmaydi va faqat qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi. Agar element atomi o'zining o'rtacha

oksidlanish darajasiga ega bo'lsa, u eritmaning muhitiga qarab yo oksidlovchi yoki qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi.

Qaytaruvchidan oksidlovchiga elektronlar o'tganda odatda reaksiyada ishtirok etayotgan elementlarning valentligi o'zgaradi. Lekin oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida element valentligi o'zgarmay qolishi mumkin.

Masalan:



Birinchi reaksiyada vodorod va xlorning valentligi reaksiyadan oldin ham keyin ham birga teng. Metanning yonish reaksiyasida uglerod va vodorodlarning valentliklari o'zgarishsiz kolyapti. Lekin bu reaksiyalarda atomlarning xolatlari o'zgaradi. Demak, molekulada atom xolatini valentlik tushunchasi to'liq tushuntira olmaydi. Shuning uchun ham oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlanish darajasi tushunchasidan foydalanish maqsadga muvofiq bo'ladi. Valentlik kovalent bog'lanishda (musbat yoki manfiy) ishoraga ega emas. U faqat bosim sonini ko'rsatadi. Kimyoviy bog'lanishda esa elektronlar elektromanfiyroq element atomiga siljigan bo'ladi, natijada atomlar ma'lum zaryadga ega bo'ladi.

Oksidlanish hamma vaqt qaytarilish jarayoni bilan birga sodir bo'ladi va aksincha qaytarilish doimooksidlanish jarayoni bilan bog'liq, buni quyidagi tenglamalar bilan ifodalash mumkin.

Qaytaruvchi - $\bar{e} \rightarrow$ oksidlovchi

Oksidlovchi + $\bar{e} \rightarrow$ qaytaruvchi

Eng muhim oksidlovchilar va qaytaruvchilar

Tarkibida qaytaruvchi element bo'lgan moddalar oksidlovchilar, oksidlanuvchi element saqlovchi moddalar qaytaruvchilar deyiladi.

Oksidlovchilar tarkibidagi element o'zoksidlanish darajasini pasaytiradi. Qaytaruvchilar tarkibidagi element esa o'zoksidlanish darajasini reaksiya borishida oshiradi.

Oksidlovchilar elektronlarning aktseptori (lotincha - arsertor - qabo'l qiluvchi), qaytaruvchilar esa elektronlarning donori (lotincha - donor - beruvchi) hisoblanadi.

Muhim oksidlovchilar (elektronlarning aktseptorlari)

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 , O_2 , S .

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

2. Kislorodli kislotalar: H_2SO_4 , HNO_3 va uning tuzlari: Tuzlar KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Sr}_2\text{O}_7$, xlorning kislorodli kislotalari (HClO , HClO_3 , HClO_4) va ularning tuzlari.

Bazi kislotalarning angidridlari, masalan SrO_3 , Mn_2O_7 ozon, N_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 va boshqalar

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

Muhim qaytaruvchilar (elektronlarning donორlari)

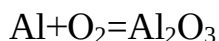
1. Metallar, ayniqsa ishqoriy (Na, K va boshqalar va ishqoriy er metallar (Ca, Sr, Ba).
2. Vodorod, uglerod (koks), uglerod (II) oksid SO
3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari: gidridlari tarkibidagi vodorod ion N⁻(NaH, KH, CaH₂) va boshqalar

Bazi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (HNO₂, H₂SO₃).

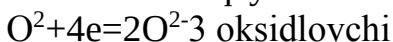
Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarning tenglamalarini tuzish usullari.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda elektron-balans va ion-elektron (yarim reaksiyalar) metodlaridan foydalaniladi.

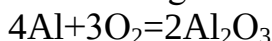
A)ELEKTRON-BALANS METODI yordamida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda oksidlovchi va qaytariluvchilarni qabo'l qilgan va yo'qotgan elektronlar sonini aniqlash kerak. Qaytaruvchining umumiy yo'qotgan elektronlar soni, oksidlovchining umumiy qabo'l qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak. Masalan, alyuminiyning kislorod bilan oksidlanish reaksiyasi misol bo'ladi:



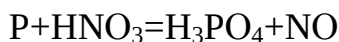
Reaksiya tuzilishidan ko'rinadiki, reaksiyadan oldin alyuminiyning oksidlanish darajasi nolga, reaksiyadan keyin esa +3ga teng. Kislorodning oksidlanish darajasi esa noldan -2gacha o'zgardi. Oksidlanish darajasining bu o'zgarishini elektron tenglamalar bilan ifodalaymiz:



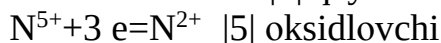
Yo'qotilgan va qabo'l qilib olingan elektronlar soni teng bo'lishi uchun umumiy ko'paytuvchini aniqlaymiz va elektronlar sonini tenglab, tarkibida oksidlanish darajasini o'zgargan elementi bo'lgan molekullarni oldiga qo'yamiz.



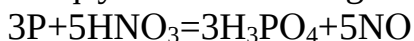
Ikkinchi misol fosforning nitrat kislota bilan oksidlanishi:



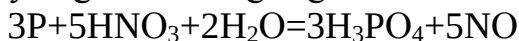
Uchun elektron tenglama yozsak:



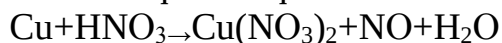
Reaksiyadagi oksidlovchi va qaytaruvchilar oldiga topilgan sonlarni yozamiz:



Reaksiyaning o'ng va chap tomonidagi atomlar sonini hisoblash tenglamaning chap tomonidan vodorod va kislorod atomlari o'zaro teng emasligini ko'rsatadi. Bu holda tenglamaning chap tomoniga suv molekullari yoziladi va reaksiyaning tenglamasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

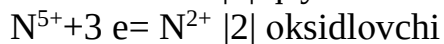
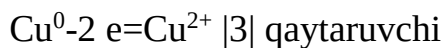


Bazi bir xollarda metall oksidlanganda tuz hosil bo'ladi, bunday holda reaksiyaga kislota molekulasidan ortiqcha miqdorda olinadi. Masalan:

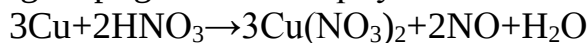


suyul

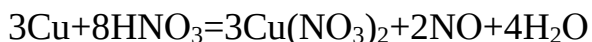
Elektron tenglamasi:



Reaksiya tenglamasiga topilgan sonlarni qo'yamiz:



Tenglamaning o'ng qismida 8ta, chap qismida 2ta, ya'ni uch molekula tuz hosil bo'lishida ishtirok etayotgan 6ta azot atomi etishmaydi, bundan yana nechta suv molekulasini yozish kerakligini aniqlanadi va reaksiya tenglamasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:



B. ION-ELEKTRON METODI. Eritmada boradigan oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarining to'liq molekulyar tenglamalarini tuzishda, elektron - balans metodidan foydalanib oksidlanish darajasi tushunchasini ishlatish o'zining fizik ma'nosini yo'qotadi. Chunki elektron balans metodida ishlatiladigan Cr^{6+} , Mn^{7+} , N^{5+} va boshqa kationlar eritmada umuman bo'lmaydi. Ular suvli eritmada suvning kislorodi bilan birikib, CrO_4^{2-} , MnO_4^{2-} , NO_3^- ionlar xolida mavjud bo'ladi.

Bundan tashqari, elektron-balans metodi oksidlanish-qaytarilish jarayonida gidroksid va vodorod ionlari hamda suv molekularining rolini ko'rsatmaydi.

Shuning uchun ham suvli eritmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda ion-elektron metodidan foydalanish maqsadga muvofiqdir.

Bu metodda koeffitsientlar ion-elektron tenglama yordamida topiladi. Ion-elektron tenglamaning elektron-balans tenglamadan farqi shuki, unda elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga binoan suvli eritmada xaqiqatdan mavjud bo'lgan ionlar yoziladi.

Ion-elektron metodi yordamida eritmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining to'liq tenglamalarini tuzish uchun quyidagi tartibga rioya qilish kerak.

1. Reaksiya uchun olingan va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan mahsulotlarning tarkibini bilish, ya'ni reaksiyaning molekulyar tenglama yozish zarur.

2. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga binoan reaksiyaning ion sxemasini yozish kerak.

3. Ayrim holda oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini ion-elektron tenglamasini yozishda quyidagilarga asoslanadi.

A) Ayni element atomlarining soni tenglamaning o'ng va chap tomonlarida teng bo'lish kerak («material balans»).

B) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod kam bo'lsa, kislotali muhitda (vodorod ioni bilan birikib) suv hosil qiladi. Neytral yoki ishqoriy muhitda esa ajralib chiqqan kislorod suv bilan birikib, gidroksid gruppani hosil qiladi.

V) Reaksiya uchun olingan modda tarkibida kislorod ko'p bo'lsa, kislotali va neytral muhitda suv, ishqoriy muhitda gidroksid-ioni hosil bo'ladi.

G) oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining umumiy zaryadi tenglamaning chap va o'ng tomonlarida bir-biriga teng bo'lishlari kerak («elektrik balans»).

4. Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini ion-elektron tenglamalari birgalikda yozilib, oksidlovchi va qaytaruvchi oldiga yoziladigan koeffitsientlar topiladi. Uni aniqlashda qaytaruvchi yo'qotgan elektrolar soni oksidlovchi qabo'l qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi nazarda tutiladi.

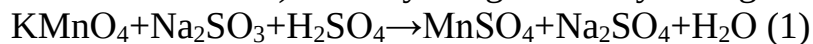
5. Jarayonlarning o'ng va chap tomonlarini aniqlangan koeffitsientlarga ko'paytirib, ularni birgalikda yoziladi. Natijada qisqa ion tenglama hosil bo'ladi.

6. Reaksiyaning to'liq ion va molekulyar tenglamalari yoziladi.

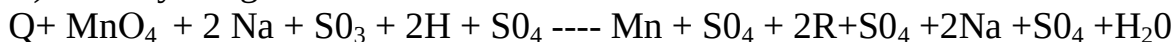
7. Molekulyar tenglama to'g'ri yozilganligini har qaysi element atomlari soni orqali tekshiriladi. Ko'pincha kislorod atomlari sonini hisoblash bilan chegaralanadi.

Masalan: ion-elektron metod bo'yicha sulfat ioning KMnO_4 ta'sirida sulfat ioniga o'tishini uch muhit sharoitida ko'rib chiqaylik.

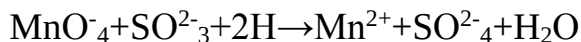
1) KISLOTA MUHITDA. A) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



B) Reaksiyaning ionli sxemasi:

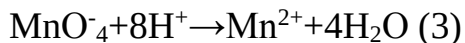


Yoki qisqacha ionli sxemasi

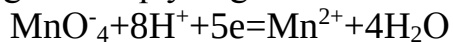


Demak, kislotali muhitda permanganat ioni Mn^{2+} ionigacha (eritma rangsizlanadi) qaytariladi.

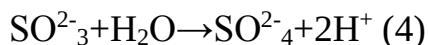
V) oksidlanish va qaytarilish jarayonini ion-elektron ko'rinishida yozish uchun tenglama (2) dan ko'rinib turibdiki, MnO_4^- ionidagi to'rtta kislorod atomi N^- bilan bog'lanib, to'rtta molekula suv hosil qiladi, natijada MnO_4^- ioni bilan Mn^{2+} ionigacha qaytariladi, ya'ni



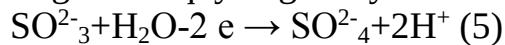
Sxemaning chap va o'ng tomonidagi umumiy zaryadni hisoblash shuni ko'rsatdiki, o'ng tomondagi zaryad +2ga, chap tomonida umumiy zaryad esa +7ga teng. Sxemaning chap va o'ng tomonida zaryadlar teng bo'lishi uchun tenglamaning chap tomoniga beshta elektron qo'shish kerak. U holda qaytarilish jarayonining ion-elektron tenglamasi quyidagi ko'rinishda bo'ladi.



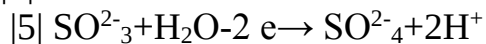
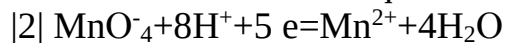
SO_3^{2-} ning SO_4^{2-} ioniga oksidlanishi kislorod atomining soni ortishi bilan kuzatiladi.



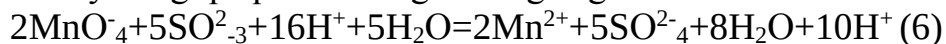
Sxema (4)ning o'ng tomonidagi umumiy zaryad nolga, chap tomonidagisi esa -2ga teng. Sxemaning o'ng va chap tomonida zaryadlar soni teng bo'lishi uchun sxemaning chap tomonidan ikkita elektronni olish kerak, u xolda oksidlanish jarayonining ion-elektronli tenglamasi quyidagicha yoziladi:



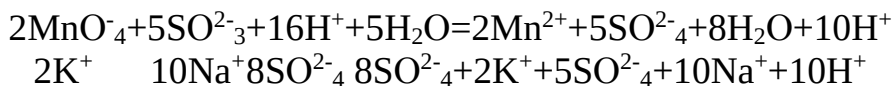
G) endi qaytarilish (3) va oksidlanish (5) jarayonlari bir-birini ostiga yozilib, oksidlovchi va qaytaruvchi uchun koeffitsientlar aniqlanadi:



Oksidlovchi qabo'l qilgan elektronlar soni qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak. Buning uchun (3) tenglamani 2ga va (5) tenglamani 5ga ko'paytirib, reaksiyaning qisqa ionli tenglamasiga ega bo'lamiz.



To'liq ionli tenglama yozish uchun umumiy tenglikni saqlagan holda hosil bo'lgan qisqa ionli tenglamaning chap va o'ng tomoniga bir xil miqdorda qarama qarshi ionlar yozamiz:

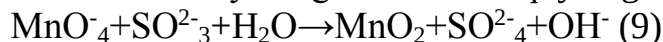


d) Endi to'liq ionli tenglamadan foydalanib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz.

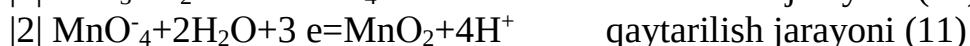


To'g'ri yozilgan tenglamaning o'ng va chap tomonida kislorod atomining soni bir xil bo'lishi kerak.

2) NEYTRAL MUHITDA. A) bunda permaganat ion MnO_4^- marganets (IV) oksidgacha MnO_2 qaytariladi, natijada eritmaning to'q qizil rangi yo'qolib, jigar rang cho'kma hosil bo'ladi. Bureaksiyaning ionli sxemasiquyidagicha



B) oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalarini ayrim-ayrim yozamiz:

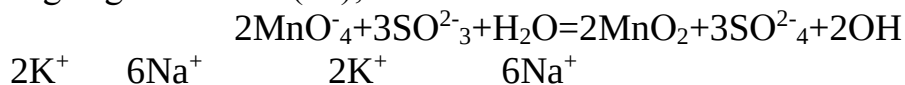


Demak, oksidlovchi oldiga koeffitsient ikkiga va qaytaruvchi oldidagi koeffitsient uchga teng.

V) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalarini topilgan koeffitsientlarga ko'paytirib, qisqa ionli tenglamasini yozamiz:



g) qisqa ionli tenglamaga (12) qarama-qarshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamaga ega bo'lamiz (13);



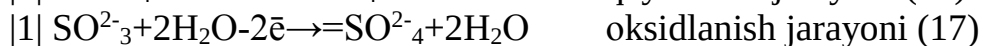
d) berilgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



3) ISHQORIY MUHITDA. A) Bunda permaganat ion manganat ioniga qadar qaytariladi. Natijada eritmaning olcha rangli qizil tusi yashil ranga o'tadi. Reaksiyaning ionli sxemasini quyidagicha yozish mumkin.



A) Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalarini yozamiz:

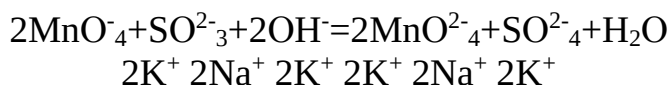


Bu tenglamalardan ko'rinib turibdiki, oksidlovchini 2-ga, qaytaruvchini 1ga ko'paytirish kerak.

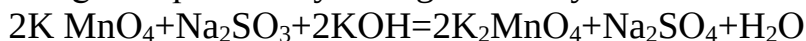
V) Yuqoridagi (16) va (17) tenglamalarni koeffitsientlariga ko'paytirib, birgalikda yozsak reaksiyaning qisqa ionli tenglamasiga ega bo'lamiz:



Qisqa (18) ionli tenglamaga qarama-qarshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamani yozamiz:

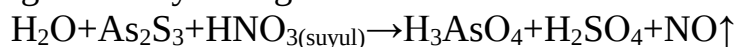


Endi reaksiyaning to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:

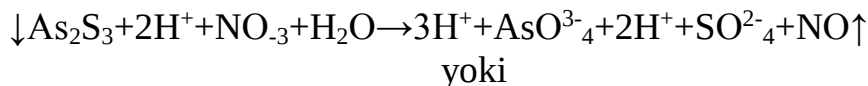


Bazi qaytaruvchilar kation bo'lib, reaksiya natijasida murakkab anionlarga yoki bazioksidlovchilar murakkab anionlar bo'lib, reaksiya natijasida kationlarga aylanadi. Masalan, arsenit sulfidning suyultirilgan nitrat kislota bilan oksidlanishini ko'rib chiqaylik.

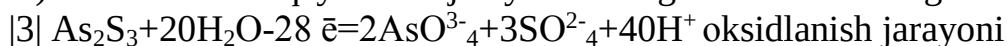
A) Reaksiyaning molekulyar tenglamasi:



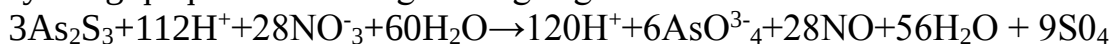
B) ionli sxemasi:



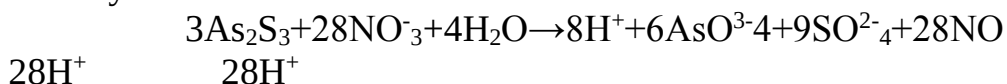
V) oksidlanish va qaytarilish jarayonlarining ion-elektron tenglamalari:



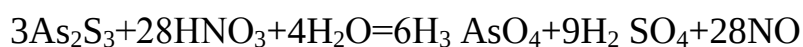
g) Yuqoridagi tenglamalarni koeffitsientlariga ko'paytirib, birgalikda yozsak, reaksiyaning qisqacha ionli tenglamasiga ega bo'lamiz:



Qisqacha ionli tenglamaga qarama-qarshi ionlarni yozib, to'liq ionli tenglamani yozsak:



Endi oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining to'liq molekulyar tenglamasini yozamiz:



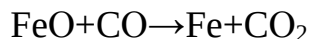
Muammoni hal etishda ma'ruza-matn va «Anorganik kimining nazariy asoslari» (Sh.Parpiev...) darsligidan shu mavzularga diqqatingizni jalb qiling.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarning turlari

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari 4turga bo'linadi: 1) molekulararo (yoki ionlararo) reaksiyalar, 2) bir molekulaning (yoki bir ionning) o'zida sodir bo'ladigan ichki oksidlanish-qaytarilish jarayonlari, 3) oksidlovchi va qaytaruvchi vazifasini Ayni bir xil zarrachalarning o'zi bajaradigan disproportsiyanish reaksiyalari, 4) ayni elementning tuli oksidlanish darajasidagi atomlari bir xil oksidlanish darajasiga o'tishi sinproportsiya reaksiyalari.

Molekulararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi element bir modda tarkibida, qaytaruvchi element ikkinchi moddada bo'ladi. Reaksiya

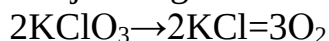
jarayonida turli molekulalardagi elementlarning oksidlanish darajasi bir vaqtda o'zgaradi. Masalan:



Reaksiyada temirning oksidlanish darajasi pasayadi, uglerodniki esa yuqorilashadi. Shunita'kidlashkerakki,

bundayreaksiyalarda valentlik tushunchasi emas, faqat oksidlanish darajasiga o'zgarishini ko'rib chiqish mumkin.

Molekulalarning o'zidagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida ayni molekulatarkibidagi boshqa boshqa elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi. Masalan:

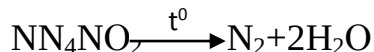


Bu erda: Cl^{+5} oksidlovchi, O^{-2} qaytaruvchidir. Disproportsiyalanish reaksiyasiga



misol bo'la oladi. Bu erda: oksidlovchi ham Mn^{+7} bilan Mn^{+6} qaytaruvchi ham Mn^{+6} dir. Reaksiyaning mohiyati shundaki, Mn^{+7} o'zaro ta'sirlashganda elektronlar biridan ikkinchisiga o'tib, birining oksidlanish darajasi oshadi, ikkinchisining esa pasayadi.

Bir molekula tarkibidagi oksidlanish darajasi turlicha bo'lgan atomlar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida qatnashib oksidlanish darajasi bir xil bo'lgan holatga o'tishi mumkin. Bunday reaksiyalarni sinproportsiya reaksiyalari deb ataladi. Masalan:



Bunda: NH_4^+ kationidagi azotning oksidlanish darajasi -3, NO_2^- anionidagi azotning oksidlanish darajasi +3 bo'lib, ular reaksiyadan keyin oksidlanish darajasi nol bo'lgan azotga o'tadi.

Shunday reaksiyaga misol tariqasida $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ reaksiyani keltirish mumkin.

Ftor, xlor, brom, yod, konsentrlangan nitrat va sulfat kislota, H_2O_2 , Na_2O_2 , kaliy permanganat, kaliy bixromat, zar suvi va hokazolar laboratoriya va texnikada eng ko'p ishlatiladigan oksidlovchi hisoblanadi.

Qaytaruvchilar sifatida vodorod, kaliy yodid, erkin metallar, uglerod (II) - oksid, sulfat angidrid, vodorod sulfid, natriy sulfat va boshqalardan foydalaniladi.

Nazorat savollari

1. Oksidlovchi va qaytaruvchi nima?
2. Elektron balans usulining mohiyati nimadan iborat?
3. Ion-elektron usulining afzallik tomonlari nimada?
4. Disproporsilanish reaksiyalari qanday reaksiyalar?
5. Quyidagi reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining qaysi turlariga kiradi? Reaksiyani tenglashtiring.
 - a) $\text{NaOH} + \text{J}_2 \rightarrow \text{NaJ} + \text{NaJO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{KJO}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ v) $\text{J}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HJO}_2 + \text{HCl}$

6. Quyidagi jarayonlarning reaksiya tenglamalarini tuzing:
- a) nitrat kislota (suyultirilgan) eritmasida mis metalining erishi;
 - b) temir simni mis sulfat eritmasiga tushirilganda, uning sirtini qizil rang bilan qoplanishi;
 - v) kaliy permanganat eritmasiga sulfat kislota va temir (II) sulfat tuzi qo'shilganda eritma binafsha rangining yo'qolish

ELEKTROD POTENSIALLAR VA EYUK.

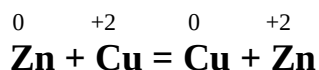
Reja:

1. Elektrod potensial.
2. Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori

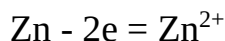
Tayanch iboralar va tushunchalar:

Metallarning kuchlanishlar qatori, standart elektrod potentsiali, qo'sh elektr qavat, vodorod elektrod, galvanik elementlar..

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



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



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



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

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

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

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

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

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

Bu tenglikdagi E - ayni elektrod potentsiali. E_0 – ayni elektrodning standart

(normal) potentsiali, R - universal gaz doimiysi, T - absolyut temperatura, n - reaksiyada ishtiroq etuvchi elektronlar soni, F - Faradey soni (96500 Kl/mol), S – metall ionlarining kontsentratsiyasi (mol/l).

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

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori

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

K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Bu qator *standart (normal) elektrod potentsiallari qatori* ham deb ataladi (1-jadval).

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

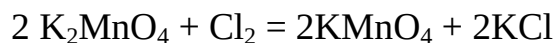
1- jadval

Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori.
Standart elektrod potentsiallari

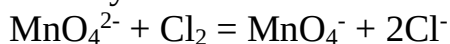
Elektrod jara-yoni tenglamasi	Standart potentsiali E _o , V	Elektrod jarayoni tenglamasi	Standart potentsiali E _o , V
Li ⁺ + e ⁻ = Li	- 3,05	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	- 0,40
K ⁺ + e ⁻ = K	- 2,93	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	- 0,28
Ba²⁺ + 2e⁻ = Ba	- 2,91	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	- 0,25
Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	- 2,87	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	- 0,14
Na ⁺ + e ⁻ = Na	- 2,71	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	- 0,13
Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	- 2,36	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0
Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	- 1,66	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	0,34
Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	- 1,18	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	0,79
Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	- 0,76	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	0,80
Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	- 0,74	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	1,20
Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	- 0,44	Au ³⁺ + 3e ⁻ = Au	1,50

Standart elektrodlar potentsiallari qatori oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borish yo'nalishini aniqlashga imkon beradi. Agar elektrokimyoviy sistemadan galvanik element tuzilsa, elektronlar manfiy qutbdan musbat qutbga o'ta boshlaydi, ya'ni kichik elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistemadan kattaroq elektrod potentsialiga ega bo'lgan sistemaga o'tadi. Bundan birinchi sistema qaytaruvchi, ikkinchi sistema esa oksidlovchi vazifasini bajaradi. Galvanik elementlarda oksidlovchi sifatida nisbatan yuqori elektrod potentsialiga ega bo'lgan elektrokimyoviy sistema ishtiroq etsa, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi o'z-o'zidan boradi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining yo'nalishi amalda oksidlovchi va qaytaruvchining qatorda o'zaro joylanishiga bog'liqdir. Masalan, rux ($E_0 = -0,763 \text{ V}$) misni ($E_0 = +0,337 \text{ V}$) uning tuzlari eritmalaridan siqib chiqara oladi.

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



Bu tenglamaning ion - molekulyar shakli:



Jadvaldan elektrokimyoviy sistemalarning standart elektrod potentsiallari qiymatini topamiz:

$$E_{\text{oMnO}_4^- / \text{MnO}_4^{2-}} = 1,36 \quad \text{B}$$

$$E_{\text{o}_2\text{Cl} / \text{Cl}_2} = 1,36 \quad \text{B}$$

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

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

ELEKTROKIMYO ASOSLARI. ELEKTROLIZ VA UNING QONUNLARI.

Reja:

1. Elektroliz.
2. Elektroliz qonunlari.
3. Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi
4. Akkumulyatorlar.

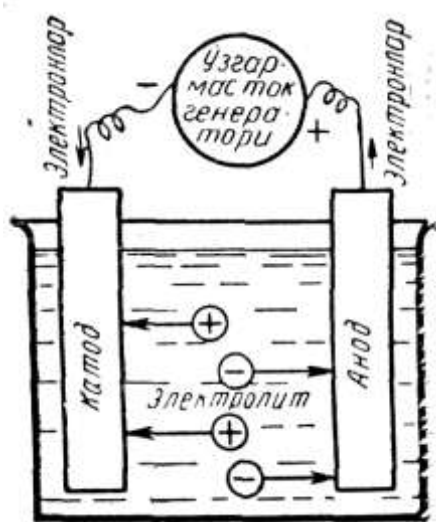
Tayanch iboralar va tushunchalar:

Galvanik elementlar, korroziya, kimyoviy korroziya, elektrkimyoviy korroziya, elektroliz, katod, anod, elektrod, Faradey qonunlari, elektrolit, kulon, ekvivalent.

Elektroliz.

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

Elektroliz maxsus qurilmalar - elektrolizyor yoki elektrolitik vannalarda olib boriladi (1-rasm). Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasining zarrachalari (ionlari) katodda elektronlar biriktirib olib, qaytariladi. Anodda zarrachalar elektronlar berib oksidlanadi.

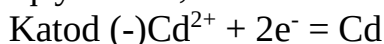


Elektrolizyor sxemasi

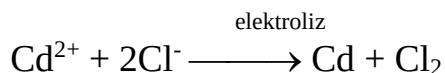
Tuzlarning suyuqlanmasi elektrolizi sifatida CdCl_2 suyuqlanmasining elektrolizini olish mumkin. Suyuqlanmada tuz ionlarga dissotsilanadi:



Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni qo'shib yozamiz:



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

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

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

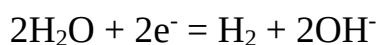
$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[H^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[H^+] = E_0 + 0,059 \lg[H^+]$$

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

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

Tuzlarning neytral eritmaları uchun RH 7 ga tengligi uchun $E_{N2} = 0,059 \cdot 7 = -0,41$ V. Agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metalning elektrod potentsiali $-0,41$ V ga nisbatan musbat bo'lsa, elektrolitning neytral eritmasidan katodda metall ajralib chiqadi. Aksincha, agar elektrolit kationini hosil qiluvchi metallning elektrod potentsiali $-0,41$ V ga nisbatan manfiy qiymatga ega bo'lsa, katodda metall emas, balki vodorod ajraladi. Agar metallning elektrod potentsiali $-0,41$ V ga yaqin bo'lsa, katodda metall ham, vodorod ham ajraladi, ko'pincha metall va vodorod birgalikda qaytariladi.

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



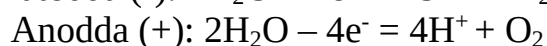
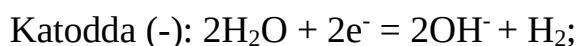
Elektroliz jarayoni anod materialiga qarab, inert anod bilan bo'ladigan elektroliz va aktiv anod bilan bo'ladigan elektrolizga bo'linadi. Oksidlanmaydigan materialdan (grafit, platina) yasalgan anod *inert anod*, oksidlanadigan materialdan yasalgan anod *aktiv anod* deb yuritiladi.

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda kuramiz.

1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



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



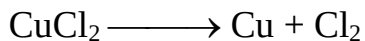
CuCl₂ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



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



elektroliz



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



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

Elektroliz qonunlari.

Elektr energiyasi ta'sirida vujudga keladigan kimyoviy jarayonlar unumi bilan elektr oqimi o'rtasida miqdoriy bog'lanish borligini dastlab, 1836 yilda ingliz olimi M.Faradey aniqladi. M.Faradey fanga elektrod, anod, katod, anion, elektrolit, elektroliz tushunchalarini kiritdi. Bu atamalar hozirga qadar qo'llanilib keladi. Faradey o'z tajribalarni bajarishda bir necha galvanik elementni ketma – ket ulab, batareya hosil qildi: elektroliz qilishda ana shu batareyadan elektr oqimi manbai sifatida foydalandi. U o'z tekshirishlari natijasida quyidagi elektroliz qonunlarini kashf etdi:

Faradeyning birinchi qonuni.

Elektroliz jarayonida elektrodda ajralib chiqadigan moddaning massa miqdori eritmadan o'tgan elektr oqimi miqdoriga to'g'ri proporsional bo'ladi.

Agar elektrodda ajralib chiqqan moddaning massasi m_1 elektr iqdorini Q bilan, elektr quvvati kuchini J , vaqtni t bilan ishoralansa, Faradeyning birinchi qonuni quyidagicha yoziladi:

$$m = KQ = K J t \quad (\text{XII. 3})$$

bu yerda: K – ayni elementning elektr kimyoviy ekvivalenti ($\text{g} \cdot \text{Kl}^{-1}$), ya'ni eritma orqali 1 kulon elektr oqimi o'tganda ajralib chiqadigan modda massasi.

Faradeyning ikkinchi qonuni.

Agar bir necha ketma-ket ulangan elektrolizyordagi elektrolit eritmasi orqali bir xil miqdorda elektr oqimi o'tkazilsa, elektrodalarda ajralib chiqadigan moddalarning massa miqdorlari o'sha moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proportsional bo'ladi.

Bir idishga AgNO_3 , ikkinchi idishga HCl , uchinchi idishga CuSO_4 , to'rtinchi idishga FeCl_3 eritmaları solinib, har qaysi idishga bir moddadan yasalgan va bir xil kattalikdagi ikki elektrod tushirilib, barcha elektrodlar bir - biri bilan ketma-ket ulanib elektrodlanga elektr quvvati berilsa, sistema orqali 96485 kulon yoki 26,8 amper-soat elektr oqimi o'tganda, birinchi idishda 108 g kumush va 8g kislorod, ikkinchi idishda 1g vodorod va 35,46 g xlor, uchinchi idishda 31,8g mis va 8g kislorod, to'rtinchi idishda esa 18,66 g temir va 35,46 g xlor ajralib chiqadi. Faradeyning ikkinchi qonuni

$$K = \frac{1}{96485} \cdot Q$$

formula bilan ifodalanadi. Uning birinchi va ikkinchi qonunlari uchun

$$m = \frac{Q \cdot Z}{96485}$$

ifoda kelib chiqadi. Bu yerda, E- moddaning kimyoviy ekvivalenti. Elektroliz vaqtida asosiy jarayondan tashqari turli qo'shimcha hodisalar ham sodir bo'lishi sababli ma'lum miqdor elektr oqimi o'tkazilganda elektrodalarda ajralib chiqadigan modda miqdorlari Faradey qonunlari bilan hisoblanadigan miqdordan kamroq bo'ladi. Shunga ko'ra «elektroliz unumi» yoki «elektr quvvatiga nisbatan unum» degan tushuncha kiritilgan:

$$h = \frac{m_1}{m} \cdot 100\% \quad (\text{XII.4})$$

bu yerda: m_1 – amalda ajralib chiqqan modda miqdori,
 m – nazariy miqdor, ya'ni

$$m = \frac{Q \cdot Z \cdot t}{96485}.$$

Binobarin, $h = \frac{m_1 \cdot 96485}{Q \cdot Z \cdot t} \cdot 100\%$ ga ega bo'linadi.

Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi

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

Metallurgiyada elektrolizdan metallarni olish va ularni tozalashda foydalaniladi. Masalan, tuzlarning suvdagi eritmalarini elektroliz qilib, rux, kadmiy, marganets, nikel va qalay olinadi. Texnik metallarni elektrolitik tozalab, yuqori tozalikka ega bo'lgan metallar olishda elektroliz qo'llaniladi. Texnik metallarni elektroliz qilishda elektrorafinatsiya (eruvchan anod ishlatish) usuli qo'llaniladi. Masalan, tozalanishi kerak bo'lgan texnik mis plastinkasi mis (II) – sulfat eritmasi to'ldirilgan elektrolizyorga solinadi va plastinka tok manbaining musbat qutbiga ulanadi, mis anod vazafasini bajaradi. Katod sifatida tozalangan

mis (anod) mis Cu^{2+} kationlarni hosil qilib eriydi, bu kationlar katodda qaytariladi. Katodda toza metall (elektrolitik mis) ajraladi.

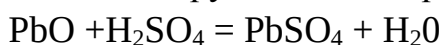
Misdan tashqari elektrorafinatsiya usuli bilan nikel, kobalt, ko'rgoshin, kumush, oltin kabi metallar qo'shimchalardan tozalanadi. Elektroliz yordamida buyumlar yuzasi xrom, nikel, rux, kadmiy, mis kabi metallar bilan qoplanadi. Bu qoplamalar buyumlarni korroziyadan ximoyalaydi va ularga dekorativ ko'rinish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

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

Akkumulyatorlar.

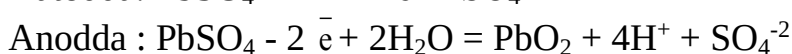
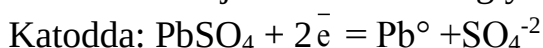
Kerak bo'lganda elektr energiyasiga aylantiriladigan kimyoviy energiyani to'plash maqsadida ishlatiladigan asboblarni akkumulyatorlar deyiladi. Har qanday teskari galvanik element akkumulyator vazifasini bajaradi. Eng ko'p ishlatiladigan akkumulyatorlarning turlaridan: kislota(qo'rgoshinli) va ishqorli(temir-nikel, kadmiy-nikelli, kumush-ruxli).

Qo'rgoshinli akkumulyator - qo'rgoshin (II)-oksid PbO pastasi to'ldirilgan panjara shaklidagi qo'rgoshin plastinkalardan tuziladi. Plastinkalar sulfat kislotaning zichligi 1,18 - 1,22 g/sm bulgan 25-30% li eritmasiga botirilgan bo'ladi. Qo'rgoshin (II)-oksidning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siri natijasida plastinka sirtida qiyin eruvchan qo'rgoshin sulfat qatlami hosil bo'ladi:

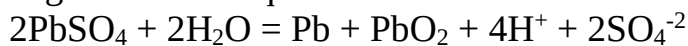


Akkumulyatorda kimyoviy energiyani to'plash uchun uni zaryadlash kerak. Buning uchun qo'rgoshin plastinkaning biri doimiy elektr tokining manfiy qutbiga, ikkinchisi musbat qutbiga ulanadi.

Elektroliz natijasida elektr energiya kimyoviy energiyaga aylanadi.



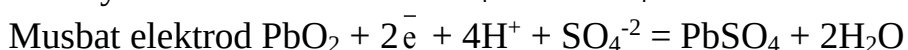
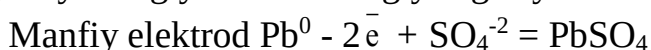
Har ikkala tenglamani qo'shib, akkumulyatorni zaryadlash jarayonini ifodalovchi umumiy tenglamani hosil qilamiz:



Akkumulyatorlar zaryadlanganda galvanik element xosil bulib, unda qo'rgoshin manfiy elektrod, qo'rgoshin (IV)-oksid musbat elektrod vazifasini utaydi:



Zaryadlangan akkumulyatorlarning elektrodleri o'tkazgich orqali tutashtirilsa, elektronlar manfiy elektroddan musbat elektrodga tomon harakatlanadi va kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi:



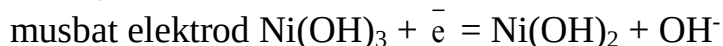
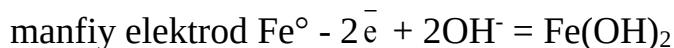
Agar ikkala tenglamani qo'shsak, akkumulyatorning zaryadsizlanish

jarayonidagi tenglama hosil bo'ladi:



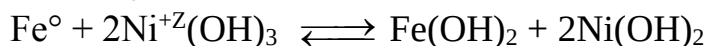
Qo'rgoshin akkumulyator zaryadsizlanganda paydo bo'ladigan elektr tokining kuchlanishi 2 v dan yuqori.

Ishqoriy akkumulyatorlar. Temir-nikelli akkumulyatorlar katta ahamiyatga ega. Manfiy elektrod simob(II)-oksid va boshqalardan iborat maxsus qo'shimcha qo'shib, presslangan kukun holdagi temirdan, musbat elektrod esa elektr o'tkazuvchanligini kuchaytirish uchun toza grafit qo'shilgan nikel gidroksid $\text{Ni}(\text{OH})_3$ dan iborat. Elektrolit uyuvchi kaliyning zichligi $1,21 \text{ g/sm}^3$ bulgan 23%li eritmadir. Temir-nikelli akkumulyatorni zaryadsizlashda quyidagi kimyoviy jarayonlar sodir buladi:



Akkumulyatorni zaryadlashda teskari jarayon boradi. Temir-nikelli akkumulyatorni zaryadlashda va zaryadsizlantirishda elektrodalarda sodir bo'ladigan reaksiyalarni quyidagicha yozish mumkin:

zaryadsizlanish



zaryadlanish

Temir-nikelli akkumulyatorlar 1,35 V kuchlanishli elektr toki beradi.

Akkumulyatorlardan telefon va telegraf stansiyalari, radiustanovkalar, suv osti kemalari va avtomobillarni ta'mirlash xamda poezdlarni eritishda ishlatiladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. N.N.Beketovning "siqib chiqarish qatori" to'g'risida qisqacha ma'lumot bering.

2. Kuchlanishlar qatorida vodoroddan oldinda turgan metallar qanday kimyoviy xossalar namoyon qilishadi?

3. Kuchlanishlar qatorida vodoroddan keyinda joylashgan metallarga nega nodir metallar deyiladi?

4. Fazalar chegarasida sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish jarayonlariga nima deyiladi?

5. Rux va mis elektrodlardan yasalgan galvanik elementning ishlash jarayonini tushuntiring.

6. Qanday jarayonga elektroliz deyiladi?

7. Osh tuzining suvli eritmasi va suyuqlanmasi elektroliz qilinganda katod va anodlarda qaysi moddalar hosil bo'ladi?

8. CuCl_2 ning suvli eritmasi elektroliz qilinganda katod va anodda qaysi mahsulotlar hosil bo'ladi?

9. Faradey qonunlarini ta'riflang va ularning matematik ifodasini ko'rsating?

METALLAR KORROZIYASI.

Reja:

1. Metallar korroziyasi.
2. Korroziya tezligi va korroziya turlari.

Tayanch iboralar va tushunchalar:

Kimyoviy korroziya, Elektrokimyoviy korroziya, galg'vanokorroziya, elektrokorroziya, Korroziya tezligi, Atmosferada korroziyalanish, Yer ostidagi korroziya, Elektrkorroziya, Bir tekisli korroziya, Bazi qismdagi korroziya, Kristallar aro korroziya, Korrozion darzlar, Izolyatsiya usuli, anod qoplash, katod qoplash

Metallning xar qanday kimyoviy emirilish jarayoni korroziya deyiladi. Korroziya uz tabiati jixatidan oksidlanish jarayonidir. Oksidlanish jarayoni mexanizmiga karab korroziya bir necha turlarga bo'linadi.

Metallning korroziyalanishida tashqi muhit katta rol uynaydi. Tashqi muhit sharoitiga karab korroziyani ikkiga bo'lish mumkin:

1. Kimyoviy korroziya. Elektr toki utkazmaydigan muhit (gazlar, noelektrolit suyuqliklar, neft, kerosin, benzin va xokazo) larda uchraydi.

Kimyoviy korroziya uz navbatida gazdagi va suyuqlikdagi korroziyalarga bo'linadi.

Gazdagi kimyoviy korroziyada metallar xavo kislorodi, ko'mirning yonish mahsulotlari bilan oksidlanadi. Korroziya jarayoni past va yuqori temperaturalarda borishi mumkin. Kuyi temperaturada gazlarning metall sirtiga yutilishi-xemosorbciya deyiladi. Bunda ko'pgina metallarda (Ni, Cr, Cu, Al) yupka oksid parda hosil bo'ladi. Bu parda metallni yana oksidlanishdan saklaydi. Oksid pardalarning kalinligi 10-15 A° atrofida bo'lganda metallning tashqi ko'rinishi uzgarmaydi.

2. Elektrokimyoviy korroziya. Suv, nam, suvli eritmalar ishtirokida elektr hosil bo'lishi xisobiga yoki elektr ta'siridan vujudga keladigan korroziya - elektrokimyoviy korroziya deyiladi.

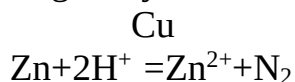
Elektrokimyoviy korroziya 2 ga bo'linadi:

- 1) galg'vanokorroziya; 2) elektrokorroziya .

Galvanokorroziya-uz-uzidan mikrogalvanik zanjir hosil qilib boradi. Elektrokorroziya esa tashqi elektr manbai ta'sirida boradi.

Tabiiy sharoitda va texnikada metallar asosan galg'vanokorroziyaga uchraydi.

Agarda rux yuzasiga qandaydir noaktiv metall (masalan, mis, sim yoki grafit) sterjeng' tekkizsak, u vaqtda shu joyidan vodorod shiddatli ajralib chikayotganligini kuzatish mumkin. Bunda elektronlar ruxdan misga va undan vodorod ioniga utadi. Rux eritmaga ionlarini berib oksidlanadi va eriydi. Bu reaksiyani quyidagicha yozish mumkin:



Korroziya tezligi va korroziya turlari.

Bir soatda bir kvadrat metr sirtida emirilgan metallning grammlar xisobidagi miqdori korroziya tezligi bo'lib, uni K bilan ishoralanadi.. Masalan, temirning suvdagi korroziya tezligi (normal sharoitda) $K=0,05 \text{ g}/(\text{sm}^2 \cdot \text{soat})$ ga teng.

Korroziya tezligi elektrokimyoviy qutblanishga bog'liq.

Katodda va anodda sodir bo'ladigan koncentration qutblanishdan tashqari anodning uzida boradigan qutblanish ximoya parda hosil bo'lishi bilan amalga oshadi. Shuning uchun korroziyaga qarshi ko'rashda qutbsizlantiruvchilar ishlatiladi. Masalan, eritmada N^+ ionlar konsentratsiyasini oshirish metall emirilishini tezlatadi, ON^- ionlari konsentratsiyasi oshirish korroziyani sekinlashtiradi.

Korroziya turlari. Atmosferada korroziyalanish – metallarning atmosfera sharoitida korroziyalanishi o'z-o'zidan oksidlanish tufayli amalga oshadi; u eng ko'p tarkalgan. Oksidlanish metodi quyidagicha: metall atmosferadan nam xavoni adsorbilashi natijasida yupka suyuqlik parda (elektro'lit)hosil bo'ladi . Toza va ko'ruk xavoda korroziya juda sekin bo'ladi. Atmosferada SO_2 , asosan SO_2 bo'lishi korroziya jarayonini tezlashtiradi .

Yer ostidagi korroziya . Bu eng murakkab korroziya turidir. Bunday korroziyada erning fizik kimyoviy xossalari katta rol uynaydi. Er qatlami orqali metallga diffuzilanayotgan kislorod, erning namligi va vodorod ko'rsatkichi er ostiga joylashtirilgan metallarning emirilishini tezlashtiradi.

Elektrokorroziya. Elektr toki («daydi» toklar) ta'sirida boradigan elektrokimyoviy korroziya jarayonidir.

Metall yuzasi buylab emirilish joyini (topo) aniqlash katta ahamiyatga ega. Korroziya topokimyoviy turiga karab quyidagilarga bo'linadi:

1. Bir tekisli korroziya – korroziya jarayoni metallning butun yuza-sini egallaydi.

2. Bazi qismdagi korroziya – metallning ayrim qismlari korroziyalanadi, ya'ni korrozion «yara» (korrozion yazva) hosil bo'ladi bu kalaylangan temirga xosdir.

3. Kristallar aro korroziya –metallning tashqi ko'rinishi saklansa xam, korroziya metall kristallarida boradi. Bu korroziya turi juda xavflidir. Metallning mexanik xossalari tezda kamayadi.

Korrozion darzlar - metallni korroziyalanishi bilan metalga mexanik kuch kuyilganda birgalikda boradigan metallning oksidlanib emirilishidir, bu esa metallning sinishiga olib keladi.

Izolyatsiya usulida metallarni korroziyadan saqlash uchun metal sirti moylanadi yoki laklanadi xamda korroziyaga chidamli rux va qalay bilan galvanostegiya usulida qoplanadi. Metallni metall bilan koplash katod xamda anod qoplashlarga bo'linadi.

Temirni rux bilan qoplash anod qoplashga misol bo'la oladi. Bunda himoya qiluvchi metall rux, ximoyalanuvchi metall temirdan aktivrok bo'lgani uchun

koplama sirti buzilganda galvanik element hosil bo'ladi va bu elementda anod, ya'ni rux emiriladi, katod-temir esa rux to'liq emirilib bo'lmaguncha emirilmaydi.

Metall sirtini uning uzidan passivrok metall (masalan, temirni kalay) bilan koplash-katod koplash deyiladi. Bu xolda koplamaning biror joyi buzilganda ximoyalanuvchi metall korroziyalanadi.



Korroziya ingibitorlari. Metall korroziyasini sekinlashti-radigan moddalarga ingibitorlar deyiladi.

Ingibitor sifatida asosan aminlar; mochevina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, tiomochevina $\text{SC}(\text{NH}_2)_2$; sulg'fitlar aldegidlar, fosfatlar silikatlar va boshqalar ishlatiladi.

Ingibitorlar rangli metallarni korroziyadan saqlashda xam qo'llaniladi.

NAZORAT SAVOLLARI.

1. Qanday jarayonga korroziya deyiladi va u qanday turlardan iborat?
2. Metallar korroziyasiga qarshi qanday ko'rash vositalari qo'llaniladi? Temir metalini qanday usullar bilan korroziyadan himoyalash mumkin?

ORGANIK KIMYO FANI.

Reja:

1. Organik kimyo nazariy tushunchalarini rivojlanishi
2. Organik birikmalarning tuzilish nazariyasi
3. Organik birikmalarning tasnifi

Tarkibida uglerod atomi tutgan moddalarga organik birikmalar deyiladi. Organik birikmalardan insoniyat qadim zamonlardan foydalanib keladi. Organik birikmalar o'simlik va hayvon organizmlaridan olingan. Shuning uchun organik birikmalar kimyosini o'qitadigan fanga «organik kimyo» deb aytiladi. Organik birikmalarga - metan, etan, etil spirti, sirka kislota, qand misol bo'ladi.

Organik kimyo faniga olimlar turlicha ta'rif berishgan. «Organik kimyo uglerod birikmalarining kimyosi» (A.Kekule 1851 y). Aniqroq ta'rifni 1889 yili K Shorlemmer bergan: «Organik kimyo uglevodorodlar va ularning hosilalarini o'rganadigan fandır». Lekin bu ta'rif ham no'rganik va organik kimyo o'rtasidagi farqni ko'rsata olmaydi, chunki CO_2 , CO , K_2CO_3 , H_2CO_3 va boshqalarni no'rganik va organik moddalarning hosilasi deb aytish mumkin. Hamma organik birikmalar asosan uglerod, vodorod va boshqa element atomlaridan tashkil topgan. Organik kimyoning zamonaviy ta'rif quyidagicha: «Organik kimyo uglerodning boshqa elementlar bilan hosil qilgan birikmalarini o'rganadigan fandır». Organik birikmalarning tabiiy manba'lariga neft, tabiiy gaz, ko'mir, slanetslar, torf, yog'och. qishloq xo'jalik mahsulotlarining chiqindilari kiradi. Bu manba'lardan organik birikmalar turli usullar bilan ajratib olinadi. Organik birikmalar asosan sintez qilib olinadi. Ma'lumotlarga qaraganda 7-8 million organik moddalar mavjud bo'lib, bir kunda taxminan 500 ta yangi modda sintez qilinadi.

Uglerod o'ziga xos xususiyatlarga ega:

1. Uglerod davriy sistemada metallar va metalmaslar o'rtasida joylashgan va uning valentligi 4 ga teng. U elektroneytral xossani namoyon etadi va kovalent bog' hosil qiladi.

2. Uglerod boshqa elementlar bilan birika oladi. Uglerod atomlari bir-biri bilan bog'lanib, uzun zanjir hosil qiladi. Zanjir to'g'ri chiziq, tarmoqlangan yoki halqa ko'rinishida bo'ladi. Uglerod atomlari orasidagi bog'lar-oddiy, qo'sh va uch bog' bo'ladi. Uglerod-uglerod bog'i musta'kam bo'lib, kimyoviy reaksiyalarda kamdan-kam hollarda o'zgaradi. Reaksiyalarda uglerod skeleti molekuladan molekulaga o'zgarmasdan o'tadi. Bunday atomlar guruhiga radikallar deb ataladi. M-n: CH_3 - *metil*, CH_3CH_2 - *etil*, S_4N_9 -*butil* radikallari.

3. Organik reaksiyalar radikallar bilan bog'langan va reaksiyaga kirish qobiliyati yuqori bo'lgan funksional guruhlar hisobiga boradi. Hozir yuzga yaqin funksional guruhlar mavjud. M-n: $>\text{C}=\text{O}$, $-\text{CHO}$, $-\text{CO}'\text{N}$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{X}$ va h-zo.

Organik kimyoni alohida fan qilib o'qitishning asosiy sabablari:

1. Ma'lumbo'lgan organik birikmalarning turli-tumanligi va ko'pligi (7-8 mln.);

2. Organik birikmalarning tez o'zgaruvchanligi. Ular harorat ta'sirida suyuqlanadi, parchalanadi va oson yonadi.

3. Organik birikmalar tarkibining murakkabligi $(C_6H_{10}O_5)_n$ $n=10-100000$;

4. Organik birikmalar dissotsiyalanmaydi, chunki uglerod-uglerod orasidagi bog' kovalent bog'dir.

5. Organik birikmalarning reaksiyalari sekin vaqtning o'tishi bilan boradi;

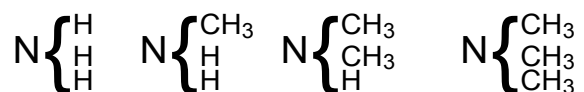
6. Organik birikmalarda izomeriya hodisasi mavjud. M-n: C_5H_{12} uglevodorodning uchta izomeri bor: $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ n-pentan, $CH_3CH(CH_3)CH_2CH_3$ 2-metilbutan, $CH_3C(CH_3)_2CH_3$ 2,2-dimetilpropan.

Organik kimyo nazariy tushunchalarini rivojlanishi

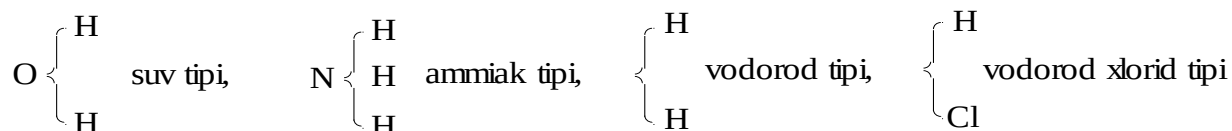
Organik birikmalarning tuzilish nazariyasi va reaksiyaga kirishish qobiliyati, molekuladagi atomlarning bog'lanishi to'g'risidagi ta'limot, molekuladagi atomlarning o'zaro ta'siri va kimyoviy reaksiyaga kirishishi organik kimyoning nazariy asoslaridir.

Radikallar nazariyasi: organik kimyoning birinchi tuzilish nazariyasi radikallar nazariyasidir. I. Berselius no'rganik birikmalarning kimyoviy bog'larini elektrokimyoviy nazariyasini yaratgan. Bu nazariyaga asosan hamma birikmalar qarama-qarshi ionlardan tashkil topgan va ular o'zaro elektrostatik tortilib turadi. Organik birikmalarda ionlarning o'rnida radikallar bo'lib, bu radikallar reaksiyalarda bir moddadan ikkinchisiga o'zgarmasdan o'tadi. M-n: $C_6H_5-SO^+N$, C_6H_5-CHO , C_6H_5-COCl . Ammo keyinchalik radikallar nazariyasi inqirozga uchradi, ya'ni organik birikmalarning vodorodi o'rniga xlor va boshqa guruhlarini almashtirish mumkinligi aniqlandi. M-n: $CH_3H \rightarrow CH_3Cl$

Tiplar nazariyasi: organik birikmalar tiplar bo'yicha sinflashtiriladi. M-n: CH_3SO^+N , $ClCH_2CO^+H$ bir tipga kiradi. Keyinchalik *ammiak tipi* topildi:



Unitar nazariya. Tiplar nazariyasi unitar nazariya bilan to'ldirildi. Hamma organik birikmalar ma'lum tip birikmalar vodorod atomlarini radikallarga almashinishidan hosil bo'ladi. Asosiy tiplar quyidagilar:



Bu nazariyalar izomeriya hodisasini tushuntira olmaydi.

Organik birikmalarning tuzilish nazariyasi

Rus olimi A.M.Butlerov 1861 yilda tuzilish nazariyasini yaratdi. Nazariyaning ikki xil ta'rifi mavjud: A.M.Butlerov ta'rifi va uning hozirgi zamon ta'rifi.

A.M.Butlerov ta'rifi: «murakkab moddalarning kimyoviy tabiati uning tarkibiga kiruvchi elementar zarrachaning tabiatiga, ularning miqdoriga va kimyoviy tuzilishiga bog'liq».

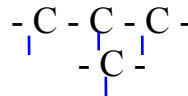
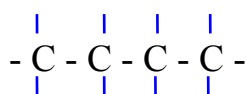
Hozirgi zamon ta'rifi: «organik birikmalarning fizik va kimyoviy xossalari uning tarkibiga hamda kimyoviy, elektron va fazoviy tuzilishiga bog'liq». Bu ta'rif birikmalarning hamma xossalarini hisobga oladi.

A.M.Butlerovning tuzilish nazariyasi g'mologiya, izomeriya, organik birikmalarning sinflanishini, fazoviy tuzilishini, reaksiya qobiliyatini, kimyoviy tuzilishini tushuntirish uchun ilmiy asos bo'ladi.

Organik birikmalarning tasnifi

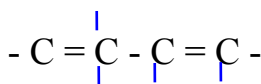
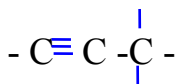
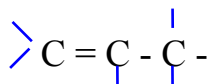
Organik brikmalar juda ko'p va xilma - xildir. Bu esa ularni tuzilishlariga qarab sinflarga bo'lib o'rganishni talab etadi. Shuning uchun organik birikmalar uglerod atomlarining molekulada joylashishiga yoki ularning xosil qilgan skeletlariga qarab uchta asosiy sinfga bo'linadi.

1. Atsiklik birikmalar. Alifatik yoki yoQ qatori birikmalari. Bu sinfga uglerod atomlaridan tashkil topgan to'Qri (chiziqli) yoki tarmoqlangan zanjirli birikmalar kiradi:



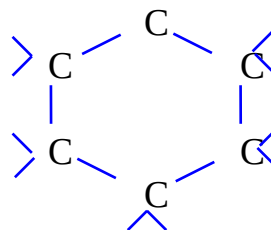
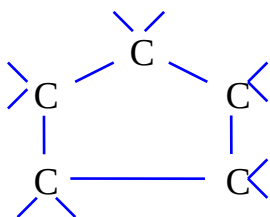
Atsiklik birikmalar to'yingan va to'yinmagan birikmalarga bo'linadi.

To'yinmagan birikmalarda uglerod atomlari zaro qo'sh va uch boqlar orqali birikkan bo'ladi:

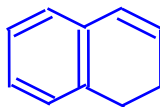
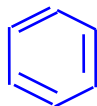


2. Karbotsiklik birikmalar. Bu sinfga uglerod atomlaridan tashkil topgan xalqa shaklidagi zanjirli birikmalar kiradi. Ular ikkiga bo'linadi.

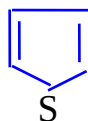
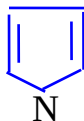
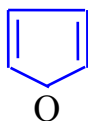
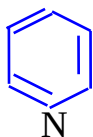
a. Alitsiklik birikmalar:



6. Aromatik birikmalar. Tarkibida S6N6 gruppasi - benzol xalqasi bo'ladi:



3. Geterotsiklik brikmalar. Bu sinfga tsiklida ugleroddan boshqa element (kislorod, azot, oltingugurt va boshqalar) atomlari xam bo'ladigan xalqasimon (tsiklik) birikmalar kiradi:



Organik birikmalarning kimyoviy xususiyatlari ularning tarkibiga kiruvchi atomlardan tashkil topgan gruppalarining xususiyatlariga xam bog'liq. Molekulalardagi bu gruppalar “funktional gruppalar” deb ataladi.

Funksional gurux	Sinf nomi	Sinfning umumiy formulasi
-F, -Cl, -Br, -I (Hal)galogenlar	Galogenxosilalar	R – HaI
-ON Hidroksil	Spirtlar, fenollar	R – OH
-OR Alkoksil	Oddiy efirlar	R – OR
-SH Tiol	Tiollar(merkaptanlar)	R – SH
-NH ₂ Amino	Aminlar	R – NH ₂
-NO ₂ Nitro	Nitrobirikmalar	R – NO ₂
 C = O Karbonil	Aldegidlar Ketonlar	R – CH = O R – CO – R
- COOH Karboksil	Karbon kislotalar	R – COOH
-SO ₂ -OH Sulfo	Sulfokislotalar	R – SO ₃ H

Nazorat savollari:

- Organik kimyo faniga ta'rif bering.
- Organik birikmalarning tabiiy manbalari haqida ma'lumot bering.
- Organik birikmalarning tuzilish nazariyasi ta'rifi.
- Quyidagiuglevodorodlarniqaysibirialkanlar: C₅H₁₂, C₇H₁₄, C₈H₁₈, C₁₀H₂₂, C₂₂H₄₄, C₈H₆
- 5, 8, 10, 13 uglerod atomi tutgan alkanlarni formulalarini yozing.
- Butan, pentan, geksan izomerlarining tuzilish formulalarini yozing va nomlang.
- Tarkibi C₈H₁₈bo'lgan alkanni uzun zanjirida 6 ta uglerod atomi tutgan izomerlarini tuzilish formulalarini yozing va IYUPAK bo'yicha nomlang.
- Neftdan qanday alkanlarni olish mumkin.
- Tarkibi C₈H₁₈bo'lgan alkan birlamchi galoid alkildan Vyurs reaksiyasi bo'yicha bitta modda sifatida hosil bo'ladi, uni mononitrolansa, uchlamchi nitrobirikma hosil bo'ladi C₈H₁₈ ni tuzilishini aniqlang.

SUVNING QATTIQLIGI VA UNI YO'QOTISH USULLARI

Suvda turli tuzlar, ayniksa, Ca va Mg - ionlari tuzlarining erishi tufayli "suvning qattiqligi" yuzaga keladi.

Suvning qattiqligi deb, 1 litr (1000 ml) suvda erigan Ca^{2+} va Mg^{2+} lar tuzlarining "mg*ekv" (milligram ekvivalent) miqdoriga aytiladi. SHu tushunchaga asosan "suvning qattiqligi" quyidagicha xisoblanadi:

$$\text{Qattiqlik} = [\text{Ca}^{2+}] / 20,04 + [\text{Mg}^{2+}] / 12,16 = m\text{Ca}^{2+} / 20,04 + m \text{Mg}^{2+} / 12,16$$

Suvning qattiqligi uch xil: a) vaqtinchalik, b) doimiy, v) umumiy qattiqlik bo'ladi.

a) Vaqtinchalik qattiqlik suvda erigan $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ (ba'zan $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ bo'lishi xam mumkin) tuzlar tufayli yuzaga keladi. SHuning uchun karbonatli qattiqlik xam deyiladi. Buni vaqtinchalik qattiqlik deyilishiga sabab, suvni qaynatganda bu qattiqlik yo'qoladi:



SHu sababli suv qaynatilgan idishlarda "quyka", ya'ni suvda erimaydigan karbonat tuzlari xosil bo'ladi. Bu usulda suvni yumshatganda suvning qattiqligi 5-7 mg*ekv/l gacha kamayadi.

b) Doimiy qattiqlik suvda erigan CaCl_2 , CaSO_4 , MgCl_2 va MgSO_4 tuzlari tufayli yuzaga keladi. Bu qattiqlik suvni qaynatganda yo'qolmaydi.

v) Doimiy qattiqlik bilan vaqtinchalik qattiqliklarning yig'indisi umumiy qattiqlik deyiladi.

Suvning umumiy qattiqligiga asoslanib, uning qattiqlik turlari ajratiladi.

I. Agar qattiqlik 0 dan 4 mg*ekv/l (4^0) bo'lsa, juda yumshoq suv deyiladi. Bunga distillangan, yomg'ir va qor suvlari kiradi.

II. Qattiqligi 4-7 mg*ekv/l (4^0 dan 7^0 gacha) bo'lsa, bunday suv yumshoq suv deyiladi. Bunday suv kishilar iste'mol qilishi uchun yaroqli bo'ladi. Bu suvga ichimlik suvlari, ba'zi daryo, ko'l va dengiz suvlari kirishi mumkin.

III. Qattiqligi 7-14 mg*ekv/l bo'lgan suv qattiq suv deyiladi. Bu suv iste'mol uchun xam, texnologik jarayonlar uchun xam yaroqsiz bo'ladi.

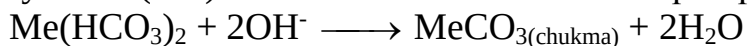
IY. Qattiqligi 14 mg*ekv/l dan (14^0 dan) yuqori bo'lgan suv o'ta qattiq suv deyiladi.

Suvning qattiqligini yo'qotish uchun quyidagi usullardan foydalaniladi:

a) *Fizikaviy usullar*. Suvni qaynatish va distillash bu usulning asosini tashkil etadi. Qaynatganda vaqtinchalik qattiqlik yo'qoladi, suv kisman yumshaydi. Distillanganda suvning umumiy qattiqligi yo'qoladi, suv to'liq yumshaydi.

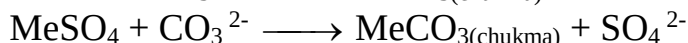
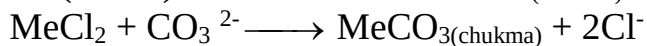
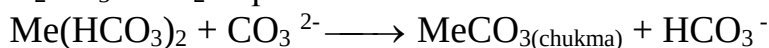
b) *Kimyoviy usullar*. Bu usullarga ishqorlash, sodali, fosfatlash va ionitlar bilan ishlash kiradi. Bo'larning barchasi suvda erigan tuzlarni ximiyaviy reaksiya natijasida suvda yomon eruvchi birikma xoliga o'tkazishga yoki ionitlarda ion almashuvi tufayli suvni eritmadan chiqarib yuborishga asoslangan.

Ishqorli suvda suvning qattiqligini yo'qotishda suvga tegishli miqdorda NaOH yoki $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kushiladi. Bunda karbonatli qattiqlik yo'qoladi:



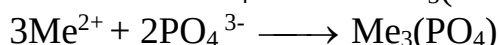
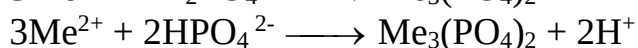
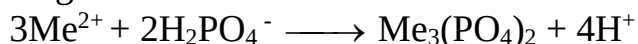
Ishqorli usul bilan suvning qattiqligini tulik yo'qotib bo'lmaydi. Bu usul oxirgi vaqtlarda deyarli qo'llanilmaydi.

Sodali usulda suvga uning qattiqligi kiymatidan kelib chiqqan xolda Na_2CO_3 yoki $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ qo'shiladi:



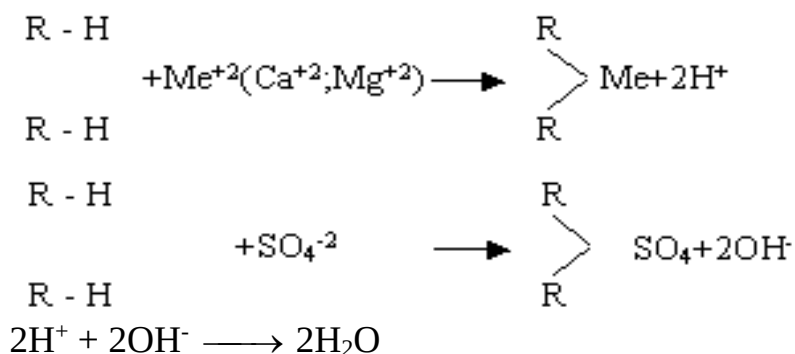
Ko'rinib turibdiki, sodali usulda suvning umumiy qattiqligini ancha (0,5-0,08 mg*ekv/l) gacha kamaytirish mumkin.

Fosfatli usulda suvning qattiqligini yo'qotishda suvda tegishli miqdorda Na_2HPO_4 , K_2HPO_4 , NaH_2PO_4 yoki KH_2PO_4 , Na_3PO_4 , K_3PO_4 tuzlari qo'shiladi. Bu usulda Mg^{2+} va Ca^{2+} ionlari fosfatlar xolida cho'kmaga tushadi:



Fosfatli usulda suvning qattiqligi 0,1-0,03 mg*ekv/l gacha kamaytiriladi.

Keyingi yillarda polimer moddalar kimyosi keskin rivojlanishi bilan tarkibida Na^+ , H^+ - kationlari, Cl^- , OH^- – anionlari saqlagan polielektrolit moddalar (kationitlar va anionitlar) sintez qilingan. Ularning umumiy formulasi R-H; R-Na va R-Cl, R-OH xolida belgilanib, ular bilan to'ldirilgan "kolonka"lar orkali suv o'tkazilsa, suvning qattiqligini tashkil etuvchi Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlari, SO_4^{2-} , HCO_3^{2-} , Cl^- ionlari H^+ (Na^+) va OH^- (Cl^-) ionlari bilan almashinib, suvning qattiqligi yo'qoladi:



Ionitli usul keyingi vaqtda juda keng qo'llanilayotgan, kam xarj va ekologik jixatdan juda qulay usuldir.

PORTLANDSEMENT

Erib qovushib qolguncha kuydirilgan klinkerni gips, ba'zi hollarda esa maxsus qo'shimchalar bilan birgalikda tuyishdan hosil bo'lgan gidravlik bog'lovchi modda *portlandsement* deb ataladi. Kuydirish mahsulotida kaltsiy silikatlar ko'p bo'ladi (70...80%). Qisman erish natijasida qovushib qotib qolgan mayda-yirik tosh bo'laklar *klinker* deyiladi. Portlandsementni klinker tarkibiga mos keladigan mahsulotning xom ashyo aralashmasini to'la eritish yo'li bilan ham olish mumkin.

GOST 26798.0—26798.2-85ga ko'ra portlandsement xossalarini o'zgartirib turish, shuningdek, uning tannarxini kamaytirish maqsadida klinkerga aktiv (gidravlik) va inert mineral qo'shimchalar qo'shishga ruxsat etiladi. Inert qo'shimchalar (ohaktosh, dolomit, kvars qum va boshqalar) miqdori 10% dan, aktiv (trepel, diatomit, trass va boshqalar) qo'shimchalar miqdori esa 15% dan oshmasligi kerak. Biroq gidravlik qo'shimchalar 20% va undan ortiq bo'lishi ham mumkin. U holda maydalangan mahsulot nima qo'shilganiga qarab boshqa, ya'ni qo'shilma sifatida donador domna shlagi ishlatilsa, *shlakportlandsement* deb, tabiiy gidravlik qo'shilmalar ishlatilsa, *pussolan portlandsement* deb ataladi.

Klinkerni tuyayotganda unga odatda ko'pi bilan 3% gips (sulʼfat kislotaga angidridiga nisbatan hisoblaganda) qo'shiladi. Bu bilan sementning tishlashish muddati uzaytiriladi. Bu esa uning xossalariga yaxshi ta'sir qiladi.

Shunday qilib, portlandsement klinker, gidravlik (yoki inert) qo'shilma va gips aralashmasidan iborat. Bundan tashqari unda oz miqdorda — 1 % gacha boshqa moddalar, masalan, sement sifatini bo'zmaydigan, ammo uning yaxshiroq maydalanishiga yordam beradigan intensifikatorlar (qurum, ko'mir) ham bo'lishi mumkin. Zamonaviy qurilishda portlandsement va uning turlari asosiy material bo'lib hisoblanadi, undan turli bino va inshootlarni kurish uchun zarur bo'lgan beton va temir-beton konstruksiyalar yasalamoqda.

Sement sifati borgan sari yaxshilanmoqda, uning mustahkamlik kursatkychlari ortmoqda. Portlandsementning o'rtacha markasi 500 dan (GOST 310—85) ortib ketdi, sement turlari ham ko'paymoqda, bir qator maxsus sementlar chiqarilmoqda.

Portlandsement tarkibidagi asosiy va qo'shimcha oksidlar miqdori quyidagicha bo'ladi : CaO -63...67%; SiO_2 -21...24%; Al_2O_3 -4...8%; Fe_2O_3 -2...4%; MgO -0,5...5%; SO_3 -0,3...1%; Na_2O va K_2O - 0,4...1%; TiO_2 va Cr_2O_3 -0,2...0,5%; R_2O_5 -0,1...0,3%.

FOYDALI MA'LUMOTLAR VA ILOVALAR

KIMYOVIY ELEMENTLARNING IZOXLI LUG'ATI

VODOROD – Vodorod, belgisi - H. 1766-yil Genri Kavendish kislotalardan metalni siqib chiqarish natijasida “yonuvchi havo” yig'ib, uning tarkibini tekshiradi. Faqatgina 1787-yilda A. Lavuaze “havo” suv tarkibiga kirishini aniqlab beradi. Biroq kimyogar olimlarning fikricha, XVI asr boshlarida kashf etilgan va u “gidrogenium”, yahni “suv hocil qiluvchi”, “vodorod” deb nomlanadi. Vodorod keng tarqalgan element bo'lib, yer kurrasida suvni ham hisobga olgan holda 1 % ni tashkil qiladi. Vodorod yunoncha “Hydrogenium” – “suv tug'diruvchi” so'zidan olingan, davriy sistemaning I guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 1, atom massasi 1,0079. Bahzi xossalari jihatidan VII guruh elementlariga ham o'xshaydi. Yengil, rangsiz, hidsiz va mazasiz gaz; havodan 14,5 marta yengil; erkin vodorod atmocferaning yuqori qismlaridagina uchraydi. Ikkita turg'un izotopi - yengil 1H yoki protiy va og'ir 2H yoki deyteriy D dan iborat; Vodorodning radiofaol izotopi - o'rta og'ir 3H yoki tritiy sunhiy olingan. Erkin vodorod ikki atomli molekulalar (H_2) dan iborat. Vodorodning zichligi 0,0000899 g/sm³, $t_{suyuq}=-252,8^{\circ}C$; $t_{qayn}=-252,30^{\circ}C$. 0^oS da 1 hajm suvda 0,0215 hajm vodorod eriydi.

GELIY – Geliy, belgisi - He. 1868-yilda spektral analiz yordami bilan kashf etilgan bo'lib, 1895-yilda yerda ham topilgan, “geliy” so'zi grekcha “helios” so'zidan olingan bo'lib, “quyosh” demakdir, inert gazlarga tegishli kimyoviy element, He (lot. Helium), tartib raqami 2, atom massasi 4,00260; zichligi 0,178 g/sm³; $t_{suyuq}=-272,2^{\circ}C$; $t_{qayn}=-268,8^{\circ}C$, rangsiz va hidsiz bir atomli gaz; Geliyning qaynash harorati juda past ($-268,93^{\circ}C$, yahni harorat 0Kga yaqin); normal bosimda 0 K qotmaydigan va o'rta og'uvchanlikka ega bo'lgan yagona element.

LITIY -Litiy, belgisi - Li. Litiy 1817-yilda A.Arffvedson tomonidan alyuminocilikat holidagi mineral tarkibidan ajratib olingan va ilk bora kashf etilgan. Litiy 1818-yil Devi va Brandelar tomonidan elektroliz usulida yanada sof holda olingan. Litiy faol metall bo'lgani uchun tabiatda faqat birikmalarholida uchraydi. Litiy erkin holda juda yengil, hatto benzinda ham cho'kmaydigan kumushsimon oq metall. Ishqoriy metallar guruhiga mansub kimyoviy element, (lot.Lithium), (yunon. lithos - tosh), tartib raqami 3, atom massasi 6,941; zichligi 0,536 g/sm³ (metallar ichida eng yengili), $t_{suyuq}=180,5^{\circ}C$, $t_{qayn}=1370^{\circ}C$. Litiy juda faol metall. 1855-yilda esa taniqli olimlar Binzen va Mattesen litiy xloridini elektr toki yordamida elektroliz usuli bilan sof litiy metalini olishni sanoat miqyosida tatbiq qilishni taklif etdi. Litiyning bugungi kungacha 150 dan ortiq turli minerallari ma'lum. Biroq asosan, sanoatda va ishlab chiqarishda uning 5-6 ta minerallari litiy ajratib olish uchun asosiy xomashyo manbai bo'lib xizmat qiladi. Ular sinivaldit, petalit, amblygonit va boshqalardir.

BERILLIY - Berilliy, belgisi - Be. 1798-yilda taniqli frantsuz kimyogari L.Voklen tomonidan yarimnoyob berill minerali tarkibidan berilliy

olingan, oradan 30 yil o'tgach, Germaniyada F.Vyoler, Frantsiyada E.Byussilar ilgari ajratib olinganga nisbatan toza berilliyni kukun ko'rinishida mustaqil olishdi. Kimyoviy element, Be (lot.Berillium), tartib raqami 4, atom massasi 9,01218. Berilliy yengil, och kulrang metall; zichligi $1,848 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1287^0\text{S}$, $t_{\text{qayn}}=2450^0\text{S}$.

BOR– Bor, Bor, belgisi - V. 1808-yilda taniqli frantsuz kimyogarlari J.Gey-Lyussak va L.Tenar bor kislotasidan bor elementini topishdi. Lekin olingan moddaning tarkibida borning miqdori 70% dan oshmagan. Faqat oradan 101 yil o'tgandan keyin amerika kimyogari E.Veyntraub tomonidan 99% li bor kimyoviy elementi sof holda olindi. Davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, (arabcha “Buqag” so'zidan olingan), tartib raqami 5, atom massasi 10,81. Borning kristall va amorf shakl o'zgarishlari bor; amorf bor qo'ng'ir kukun, zichligi $2,34 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=2075^0\text{S}-2180^0\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=3707^0\text{S}$; kristall bor qattiqligi jihatidan olmocga yaqinlashib boradi; elektr tokini o'tkazadi, tabiatda uchraydigan birikmalari: borat kislota H_3BO_3 va bura $\text{N}_2\text{B}_4\text{O}_7$ - kulrang qora rangli kristall modda.

UGLEROD – Uglerod, Uglerod, belgisi - C, juda qadim zamonlardan ma'lum, Mendeleev davriy sistemasining IV guruh kimyoviy elementi, C (Carbonium), lotincha ko'mir so'zidan olingan, tartib raqami 6, atom massasi 12,011; 120 atm. bocimda $t_{\text{suyuq}}=4000^0\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=4200^0\text{C}$. Erkin holatdagi uglerod olmoc va grafitdir. Uglerod karbin deb ataluvchi yana bitta allotrop shaklga ega bo'lib, tabiatda juda kam uchraydi. Uglerodning sodda birikmalari (karbonat angidrid, metan) quyosh sistemasining deyarli hamma planetalari atmocferasida topilgan (masalan, Mars atmosferasida uglerod, asosan, karbonat angidrididan tashkil torgan). Barcha o'simlik va hayvon organizmi uglerod birikmalaridan iborat (o'rtacha massa bo'yicha uglerod 18% ni tashkil etadi).

AZOT – Azot, Azot, belgisi - N. XVIII asr oxirlarida frantsuz kimyogari A.Lavuaze “azot” so'zini taklif qildi, “azote” - yunon tilidan “hayotsiz” degan mahnoni bildiradi, (“a” - inkor qilish qo'shimchasi, “zote”-hayot); Azot lotincha “nitrogenium” -“selitra tug'diruvchi” demakdir. Azot 1772-yilda D.rezerford tomonidan kashf etilgan. Tartib raqami 7, atom massasi 14,0067. Azot rangsiz va hidsiz gaz; zichligi $1,25 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=-210^0\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=-196^0\text{C}$. Havoning asosiy tarkibiy qismi (hajm bo'yicha 78%)ni tashkil etadi. Azot nafas olishga yordam bermaydi (nomi shundan); tirik to'qimalarning muhim moddalari (oqsil va nuklein kislotalar) tarkibiga kiradi; o'simliklar ozig'ining asosiy elementlaridan biri.

KISLOROD - Kislorod, Kislorod, belgisi - O. Kislorod yer yuzida eng ko'p tarqalgan element. Toza holdagi kislorodni dastavval 1772-yilda shved kimyogari Sheele, undan keyin esa 1774-yilda Pristli ajratib olishgan. Tabiatda ham, inson amaliy faoliyatida ham muhim ahamiyatga ega kimyoviy element, O (lot. Oxygenium), tartib raqami 8, atom massasi 15,9994. Normal sharoitda kislorod rangsiz, hidsiz va tahmsiz gaz. Kislorod birikmasi yer qobig'idagi suv massasining taxminan 8/9 qismini (gidrosferalar), yer qobig'ining taxminan yarmini tashkil etadi va faqat atmosferada (erkin holatda), azot (massasi jihatdan 21,15% qismini tashkil etadi) dan keyin 2-o'rinda turadi. Tirik organizmlarda o'rtacha hisobda taxminan 70% kislorod massasi bor. Yerdagi erkin kislorodlarning barcha massasi fotocintez jarayonida kislorod ajratib chiqaradigan hayot faoliyatidan hosil bo'lgan

va saqlanmoqda. Turli moddalarning kislorod bilan oksidlanishi hayvonlar va o'simliklarning hayot faoliyatlari uchun kerakli energiya manbaidir. Insonning xo'jalik faoliyati kislorodning yerda aylanib yurishini o'zgartiradi; masalan, yoqilg'ilarning yonishi uchun dunyoda har yili 9 Gt ($9 \cdot 10^9$ t) kislorod sarf bo'ladi. Odatdagi sharoitda kislorod molekulasida ikki atomli (O_2); sokin elektr razryadda ozon (O_3) hosil bo'ladi. Gaz holatidagi kislorodning zichligi $1,429 \text{ g/sm}^3$ (suyuq); $t_{qayn} = -182,9^\circ\text{C}$, $t_{suyuq} = -218,9^\circ\text{C}$; kritik harorati Cl_2 , CO_2 , SO_2 larning haroratidan past va $-118,840$ ga teng. Kislorod kimyoviy jihatdan eng faol (ftordan keyin) metalmas elementdir. Ko'pgina boshqa elementlar (vodorod, gologenlar, oltingugurt, metallar va boshqa) bilan bevosita tahsirlashadi va odatda issiqlik ajraladi. Harorat oshirilganda oksidlanish tezlashadi va yonish boshlanadi. Metallarning oksidlanishi - korroziya texnikaga katta zarar keltiradi. Past haroratgacha sovutish usuli yordamida parchalash kislorod olishning asosiy usulidir. Materiallarni alangalanish haroratigacha qizdirish yonuvchi gaz (atsetilin, propan, benzin bug'lari) yordamida amalga oshiriladi. Dastak yoki mashinaga o'rnatiladigan keskichli kislorod bilan kesish past va o'rtacha uglerodli po'latlarni, kam legirlangan titan qotishmalarini kesishda ishlatiladi. Beton, temir-beton, o'rtacha chidamli materiallarni kesishda kislorodli naycha (kislorod o'tkaziladigan po'lat trubka)dan, xromli po'latlarni, cho'yan va mis qotishmalarini kesishda flyus qo'shilgan kislorod bilan kesishdan foydalaniladi; bu esa kesish paytida hosil bo'ladigan qiyin eriydigan shlamslarni chiqarib tashlashga imkon beradi. Kislorod bilan kesishdan randalash, yo'nish, tozalash va boshqalarda ham foydalaniladi.

FTOR– Ftor, Ftor, belgisi - F. 1810-yilda kashf etilgan bo'lib, faqat 1886-yildagina erkin holda olingan. Davriy sistemaning VII guruh kimyoviy elementi, (Fluorum, lotincha “fliuor” kuydiradigan degan so'z bilan atalgan), Metallmas kimyoviy elementlar ichida eng faoli ftordir, shuning uchun ham u tabiatda umuman erkin holda uchramaydi, tartib raqami 9, atom massasi 18,9984, zichligi $1,14 \text{ g/sm}^3$ (havoga nisbatan), $t_{qayn} = -188,13^\circ\text{C}$, $t_{suyuq} = -219,6^\circ\text{C}$.

NEON - Neon, Neon, belgisi - Ne (Neon yunoncha “neos” - yangi degan so'z) davriy sistemaning VIII guruh elementi, tartib raqami 10, atom massasi 20,179; rangsiz, inert gaz. Suyuq neonning zichligi $1,9 \text{ g/sm}^3$, $t_{suyuq} = -248,5^\circ\text{C}$, $t_{qayn} = -245,9^\circ\text{C}$, neon to'ldirilgan lampalar qizil yorug'lik beradi.

Neon izotoplari - Ne^{20} - 90,0%, Ne^{21} - 0,27%, Ne^{22} - 9,73%; bular 1898-yilda topilgan.

NATRIY– Natriy, Natriy, belgisi - Na. 1807-yili ingliz kimyogari va fizigi G.Devi natriyni NaON dan elektroliz yo'li bilan birinchi bo'lib ajratib oldi. Natriy yunoncha “nitron” - tabiiy soda; qadimiy yahudiycha “neter” ko'piruvchi degan so'zdan olingan. (lot. Natrium), tartib raqami 11, atom massasi 22,99877, zichligi $0,968 \text{ g/sm}^3$, $t_{suyuq} = 98^\circ\text{C}$, $t_{qayn} = 882,9^\circ\text{C}$. Natriy ishqoriy metallar guruhiga kiruvchi yengil yumshoq metall, kumushsimon - oq rangli, havoda tez oksidlanadi.

MAGNIY- Magniy, Magniy, belgisi - Mg. Magniy 1808-yilda birinchi marotaba olingan. 1830-yilda Faradey elektroliz yo'li bilan bir necha gramm ajratib oldi. 1860-yillarga kelib magniy Angliya va AQSHda olinib boshlandi. Davriy sistemaning II guruh kimyoviy elementi, Mg (lot.magnesium), tartib raqami 12, atom massasi 24,305. Yaltiroq kumushsimon - oq, juda yengil metall,

havoda sekin oksidlanib, oksid pardasi bilan qoplanadi; zichligi 1, 74 g/cm³, $t_{\text{suyuq}}=651^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=1110^{\circ}\text{C}$, magniy ko'p yorug'lik taratib, ravshan yonadi, alangasida ultrabinafsha nurlari ko'p, sovuq suvda erimaydi, kislotalar va ammoniy tuzlarida eriydi.

ALYUMINIY– Alyuminiy, Alyuminiy, belgisi - Al. 1825-yil fizik X.Ersted tomonidan kashf etilgan. 1827-yil Veler alyuminiyni metall holdagi kaliy tahsir ettirish yo'li bilan ajratib olgan. Davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, alyuminiy lotincha “alumen” (aluminis)- achchiqtosh demakdir, tartib raqami 13, atom massasi 26,98154. Alyuminiy – kumushsimon-oq metall, yengil va bolg'alanuvchan, korroziyabardosh; zichligi 2,289 g/cm³; $t_{\text{suyuq}}=660^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2520^{\circ}\text{C}$. Yer qobig'ida 8,80 % alyuminiy bor, kumushdek oq, yengil, kub shaklidagi kristallik metall, havoda o'zgarmaydi, chunki usti yupqa oksid qavati bilan qoplangan bo'ladi. Metallar ichida tabiatda tarqalishi bo'yicha 1-o'rinni, amalda foydalanilishi bo'yicha esa 2-o'rinni (temirdan keyin) egallaydi.

KREMNIY– Kremniy, Kremniy, belgisi - Si. Davriy sistemening IV guruh kimyoviy elementi, (lot. Silisium “Silex” chaqmoqtosh so'zidan olingan), tartib raqami 14, atom massasi 28,086. Kremniy kristallik panjarasi olmosnikiga o'xshash bo'lgan, metalldek yaltiraydigan to'q-kulrang kristall; zichligi 2,330 g/sm³, $t_{\text{suyuq}}=1417^{\circ}\text{C}$. Xona haroratida xususiy hajmiy solishtirma elektr qarshiligi 2,3 kOm. Amorf kremniyning zichligi 2,0 g/sm³, $t_{\text{qayn}}=2600^{\circ}\text{C}$; suvda erimaydi, HF va KOH da eriydi. Kristallik kremniy zichligi 2,4 g/sm³, $t_{\text{suyuq}}=1423^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=3250^{\circ}\text{C}$, HNO₃+NF da eriydi. Kremniy yer po'sti massasining 27,1% ini tashkil etadi va silikatlarhamda kremnezyomlar ko'rinishida bo'ladi.

FOSFOR– Fosfor, Fosfor, belgisi - P. 1669-yilda kashf etilgan. Yunoncha “rhosrhoros” yorug'lik tashuvchi demakdir, davriy sistemaning V guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 15, atom massasi 30,97376. Fosfor asosan uch allotropik modifikatsiya holida uchraydigan metalmas element. Fosforning bir necha allotropik shakl o'zgarishlari bor: oq fosfor, qizil fosfor, binafsharang fosfor, qora fosfor. Fosfor - oq yoki sariq (aralashmalar tufayli) rangli kristall, qizil fosfor-amorf kukun; zichligi 2,300 g/sm³ atrofida, $t_{\text{suyuq}}=92,01^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=280,5^{\circ}\text{C}$. Qora fosfor ko'rinishi va tuzilishi bo'yicha grafitga o'xshaydi. Oq fosfor kimyoviy jihatdan ancha faol (qizdirishda, ishqalashda o'z-o'zidan alangalanadi), qora fosfor esa uncha faol emas. Fosfor birikmalari o'simlik va hayvonlarhayotida muhim ro'l o'ynaydi; ular bahzi oqsil modda (shuningdek, asab va miya hujayralari), ferment, vitaminlar tarkibiga kiradi. Fosfor o'simlik va hayvon organizmining oqsil moddalarida uchraydi, o'simliklarning donlaridagi, hayvonlarning sut, qon, miya va asab sistemasi oqsillarida bo'ladi, suyakda fosfor - Ca₃(PO₄)₂ birikmasi holida bo'ladi.

OLTINGUGURT – Sera, Oltingugurt, belgisi - S. Oltingugurt bilan insoniyat qadimdan tanish. (Sulfur, lotincha och sariq degan so'z), davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 16, atom massasi 32,064, qattiq mo'rt sariq modda, bir necha allotropik shakl o'zgarishlari bor. Odatdagi sharoitda oktaedrik (rombik). Oltingugurt barqaror diaosfor tabiatda rombik oltingugurt uchraydi. Oltingugurt zichligi 2,07g/sm³, $t_{\text{suyuq}}=112,8^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=444,6^{\circ}\text{C}$; elektro'tkazmaydi, suvda deyarli erimaydi, uglerod sulgrfidda, benzolda va

toluolda eriydi. $95,5^{\circ}\text{C}$ dan yuqorida prizmatik (monoklinik) oltingugurt barqarordir. Yana amorf oltingugurt ham bor.

XLOR– Xlor, Xlor, belgisi - Cl. (CHlorum yunon. “chloros” - och-yashil, sarg’ish-yashil, lot. chlorum) davriy sistemaning VII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 17, atom massasi 35,453, zichligi $3,2 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{qayn}}=-33,6^{\circ}\text{C}$; och yashil-sariq o’tkirhidli bo’g’uvchi gaz; $d \ 2,4910^{\circ}\text{C}$ (havoga nisbatan); galogenlar guruhiga mansub, kritik harorati 146°C , kritik bosimi 93,5 at, $t_{\text{qayn}}=-34,1^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qot}}=-101,0^{\circ}\text{C}$; 15°C va 2 atmosferada yoki $-39,6^{\circ}\text{C}$ va atmosferada suyuqlanadi; birhajm suvda 2 hajm xlor eriydi; zaharli; nafas yo’llariga va shilliq pardalarga tahsir etadi, uning suvdagi eritmasi xlorli suv deyiladi, faol metalmas. Odatdagi haroratda bosim ostida yengil suyuqladi.

ARGON– Argon, belgisi - Ar. 1894-yilda kashf etilgan; davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, (yunoncha “argrs” - faoliyatsiz, sust, lot. Argrnum) inert gazlarga guruhidagi kimyoviy element, tartib raqami 18, atom massasi 39,948. rangsiz va hidsiz gaz; zichligi ($T=273\text{K}$ da) $1,78 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=-189,3^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=-185,7^{\circ}\text{C}$. Atmosferaning 0,93% ini (hajm bo’yicha) tashkil qiladi.

Argon izotoplari Ar^{36} - 0,307%, Ar^{33} - 0,061%, Ar^{40} - 99,632%.

KALIY– Kaliy, Kaliy, belgisi - K. 1807-yilda K.Deviy tomonidan kashf etilgan. Yer qobig’ida 2,5% ni tashkil etadi. (Calium ismi arabcha dualjan - kul so’zidan olingan), davriy sistemaning I guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 19, atom massasi 39,102; kumushrang kubik kristall metall, zichligi $0,8621 \text{ g/sm}^3$; yumshoq, oq kumushsimon metall, $t_{\text{suyuq}}=63,5^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=757,5^{\circ}\text{C}$ ($762,2^{\circ}\text{C}$). Kaliy ancha faol metall bo’lganligi uchun barcha metalmaslar bilan oson tahsirlashadi. Kaliy havoda tez oksidlanadi va suv bilan reaksiyaga kirishib, vodorod ajratib chiqaradi.

KALTSIY- Kalgrtsiy, Kalsiy, belgisi - Ca. 1808-yilda olingan, (Caesium, lotincha “calx”- ohak so’zidan, ilk bor so’ndirilgan ohakdan olingan); davriy sistemaning II guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 20, atom massasi 40,08; $t_{\text{suyuq}}=851^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=1484^{\circ}\text{C}$, zichligi $1,540 \text{ g/sm}^3$, ishqoriy- yer metallar guruhiga mansub kimyoviy element. Kumushrang kubik shaklli, qo’rg’oshindan bir oz qattiqroq, uni kesish va bolg’alash juda oson; elektr tokini yaxshi o’tkazadi; ikki valentli, suv bilan shiddatli ravishda reaksiyaga kirishadi, sovuqda, quruq holda faol emas, alangani qizg’ish-sariq tusga bo’laydi. Kalgrtsiy yer qobig’ining 3,4% ini tashkil qiladi. Yer qobig’ida tarqalishi bo’yicha elementlar o’rtasida beshinchi o’rinni (kislrod, kremniy, alyuminiy va temirdan keyin) egallaydi.

SKANDIY– Skandiy, Skandiy, belgisi - Sc (lot. Scandia, element kashf etilgan joy - Skandinaviya nomidan). D.I.Mendeleev davriy sistemani tuzganda bu element topilmagan bo’lsada, u o’zining davriy qonuniga asoslanib, 21-joyini bo’sh qoldirdi va bu elementning borligini oldindan aytdi, butun xossalarini ko’rsatib, unga ekabor deb nom berdi. Haqiqatan ko’p o’tmay (1879-yilda Skandinaviyada) bu element topildi va D.I.Mendeleevning aytganlari to’g’ri chiqdi. Skandiy davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 21, atom massasi 44,956, kumushsimon, geksagonal kristallik metall. Skandiy och sariq tusda tovlanib turadigan kumushsimon rangli metall; zichligi $3,02 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1544^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2836^{\circ}\text{C}$.

TITAN– Titan, Titan, belgisi - Ti. Davriy sistemaning IV guruh kimyoviy elementi, Ti (lot.Titanium), tartib raqami 22, atom massasi 47,90; Titan po'latga o'xshash kulrang yumshoq metall, texnik titan qora qattiq kukun, $t_{\text{qayn}}=3169^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{suyuq}}=1668^{\circ}\text{C}$, zichligi $4,515 \text{ g/sm}^3$, kislotalarda eriydi; Yengil, qiyin eruvchi, juda mustahkam va plastik, kimyoviy jihatdan turg'un. CHet elda yiliga o'rtacha 3 mln.ga yaqin titan dioksidi ishlab chiqariladi. 1791-yilda Gregor (Angliya) tomonidan temirli titan - menakenit minerali tarkibidan kashf etildi va menaken deb ataldi. 1795-yil nemis kimyogari Klaprot rutil minerali tarkibidan yangi element kashf etib, uni titan deb nomladi. Oradan ancha yil o'tgach mahlum bo'ldiki, menaken va titan bitta kimyoviy element ekan. 1910-yilda amerikalik kimyogar Xanter titan tetraxloridni natriy bilan qaytarib, sof titan olishga muvassar bo'ldi va xalq xo'jaligida foydalana boshlandi. Yer qobig'ida titan konstruksion metallar ishida tarqalishiga ko'ra temir, alyuminiy va magniydan keyin to'rtinchi o'rinda bo'lsa, barcha kimyoviy elementlar orasida yer qobig'ida tarqalishi bo'yicha 9-o'rinda (massa bo'yicha 0,61%) turadi. U nafaqat yerda, yahni tuproqda, balki o'simliklarda, torfda, toshko'mirda, hatto hayvonlar suyagida, inson va jonivorlar qonida ham uchraydi.

VANADIY – Vanadiy, Vanadiy, belgisi - V. 1830-yilda shved kimyogari va minerologi N.Syofstryom tomonidan kashf etilgan kimyoviy element [tuzlarining rangi chiroyli bo'lgani uchun qadimgi skandinavlarning go'zallik mahbudasi "Vanadis" nomi bilan atalgan], (lot. Vanadium), tartib raqami 23, atom massasi 50,942; kub shaklidagi kul rang metall, nihoyatda qattiq, ammo mo'rtdir; zichligi $6,11 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1917^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=3392^{\circ}\text{C}$. Yer qobig'ida u 0,02% ni tashkil etadi. Uning alohida vanadiyli konlari uchramasada, vanadiy yer yuzida anchagina tarqalgan, ammo tog' jinslari va minerallarida tarqoq holda uchraydi. CHet ellarda yiliga o'rtacha 50-60 ming tonna (V_2O_5 hisobida) ishlab chiqariladi. 1 kg ferrovanadiy 115 AQSH dollarida (vanadiy hisobida) narxlanadi. rockoelit vanadiyli muskovit bo'lib, Avtraliya, AQSH va MDH mamlakatlarida, hatto Markaziy Qozog'istonda ko'p uchraydi. Uning tarkibida kaliy, alyuminiy va kremniy bor. Vanadinit MDH mamlakatlarida ham bo'lib, ko'proq qo'rg'oshin ruxli makonlarda ham uchrab turadi. Uning tarkibida qo'rg'oshin va rux bor. Vanadiyli konlar AQSH, Finlyandiya, Xitoy, Hindiston va MDH davlatlarida keng ishlab chiqariladi.

XROM– Xrom, Xrom, belgisi - Cr. (Chromium, yunoncha "chroma" rang, bo'yoq so'zidan olingan), (lot. Chromium), davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 24, atom massasi 51,996; zichligi $7,190 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1890^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2200^{\circ}\text{C}$ havoda oksidlanmaydi, oq-kulrang qattiq metall. Kislotalarda, ishqorlarda eriydi, suvda erimaydi. Xrom asosan, metallurgiyada ishlatiladi; u zanglamaydigan, issiqbardosh, kislotabardosh po'lat tarkibiga kiradi. Tarkibida xrom bo'lgan qotishmalardan korroziyaga uchraydigan detallar (suv osti kemasi korpusining detallari, kimyoviy apparaturalar) tayyorlanadi. Boshqa metallarni korroziyadan saqlash maqsadida ularning sirtiga xrom qoplanadi (xromlanadi).

TEMIR– Jelezo, Temir, belgisi - Fe. (ferrum - lotincha qo'rg'on) davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 26, atom massasi 55,847.

Toza temir olish uchun uning oksidini vodorod bilan qaytarib yoki temir tuzlarini elektroliz qilish orqali olinishi mumkin. Kumushday oq yaltiroq, hajmi markazlashgan kubik kristallik yumshoq metall. Temir insonga qadimdan ma'lum bo'lgan eng eski va eng ko'p olinadigan metall. Kristallik tuzilishi yoki magnit xossasi bo'yicha farq qiladigan allotropik modifikatsiyaga ega. Odatdagi haroratda (769°C gacha) hajmi markazlashgan kub panjarali (OTSK) $\alpha = \text{Fe}$ ferromagnit turg'un; zichligi $7,874 \text{ g/m}^3$, $t_{\text{qayn}}=2750^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{suyuq}}=1539^{\circ}\text{C}$. Temir plastik, yaxshi bolg'alanadi, prokatlanadi, shtamplanadi va sim bo'lib cho'ziladi. Temirning uglerod va boshqa elementlarni eritish xususiyati turli temir qotishmalari olishga asos bo'ladi, bu 960°C ga qadar barqaror temir α - temir deb ataladi, u ferromagnitlidir. Ammo 769°C da ferromagnitligi yo'qoladi va paramagnit bo'ladi, shuning uchun $762\text{-}910^{\circ}\text{C}$ da bu α - temir ko'pincha β - temir deyiladi. Demak, α va β - temirlarning kristall shakllari bir xil, faqat α - shakl ferromagnitli, β - shakl paramagnitli, 910°C da temir qirra markazli kubik shaklga o'tadi; paramagnitli 906°C dan yuqorida barqaror temir γ - temir deyiladi, bu uglerodni o'zida erita oladi va shu xususiyati bilan α - β - temirlardan farqlanadi, d 8,0 - 8,1, γ -temir 1401°C da β -temirga o'tadi. Buning kristall shakli α - temirning shakliga o'xshaydi, d 7,3. SHunday qilib, temirning ikki xil kristall shakllari bor (α - γ - temir dinamomashina va elektromagnitlarda ishlatiladi, tez magnitlanish va magnitsizlanish xossasi bor). Quruq havoda o'zgarmaydi, ammo nam havoda zanglab ketadi. 769°C (Kyuri nuqtasi)da temir paramagnitga aylanadi, panjarasi o'shandayligicha qoladi. 911°C bilan 1400°C orasida qirralari markazlashgan kub panjarali (GTSK) γ - Fe turg'un, 1400°C dan yuqorida yana OTSK- panjara hosil bo'ladi. Uglerodning $\alpha = \text{Fe}$ dagi qattiq eritmasi *ferrit*, $\gamma = \text{Fe}$ dagi eritmasi esa *austenit* deyiladi. Yuqori legirlangan po'latlar (tarkibida ko'p miqdorda nikelgr, xrom, volfrum va boshqa bo'lgan) elektr yoy va induksion pechlarda eritib olinadi. Temir hozirgi zamon texnikasida (mustahkamligi past bo'lganligidan sof holda amalda foydalanilmasa ham) muhim metall hisoblanadi. Barcha metall mahsulotlarning taxminan 95% temir qotishmalariga to'g'ri keladi. Temir asosida yuqori va past haroratlar vakuum va yuqori bosimlar, agressiv muhitlar, yuqori o'zgaruvchan kuchlanishlar, nurlashishlar va boshqa tahsirlarga chidaydigan yangi materiallar yaratilmoqda.

KOBALT– Kobalgrt, Kobalt, belgisi - Co. Kobalgrt nemischa “jin” demakdir (o'rta asr metallurglarining fikrisha, kobalgrt metallarni rudadan eritib olishga halaqit bergan afsonaviy narsa bo'lgan), (Cobaltun“jin” so'zidan olingan), davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 27, atom massasi 58,9332, kobalgrt–qizg'ish tusda tovlanadigan kumushsimon-oq og'ir metall, zichligi $8,900 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1494^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2957^{\circ}\text{C}$, uning ikki allotrop shakli bor; α -Co geksagonal, bu 417°C ga qadar qarorli; bundan yuqori haroratda kubik panjarali; β -Co barqarordir, suyultirilgan N_2S_4 , NC_1 , HNO_3 larda eriydi, suvda erimaydi, ko'pgina qotishmalar tarkibiga kiradi. Ferromagnit xossali, past haroratlardan 1120°C (yuqori nuqtasi) gacha ferromagnetizm xossasini saqlaydi.

NIKELGR – Nikelgr, Nikel, belgisi - Ni. Mustaqil kimyoviy element sifatida nikelgr 1751-yilda shved kimyogari va minerologi A.Kronstedt tomonidan kashf etildi (Nicollum nemischa “kurfernikel” – “yaramas mis” so'zidan olingan) davriy

sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 28, atom massasi 58,70; $t_{\text{suyuq}}=1455^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2730-2915^{\circ}\text{C}$, zichligi $8,90 \text{ g/sm}^3$, kumushday oq, nihoyatda qattiq, kub kristallik metall, qattiqligi 3,8; suvda erimaydi, suyultirilgan kislotalarda eriydi, oson yassilanuvchi metall. Havoda o'zgarmaydi; ferromagnit. Tabiatda sulgrfidli mis-nikelli rudalar (petlandit minerali) va boshqa holda uchraydi.

GALLIY– Galliy, Gally, belgisi - Ga. 1875 yilda frantsuz kimyogari Lekok de Buabodran tomonidan rux tarkibidan spektr usuli bilan topildi. (yunon. Galliya - Galliya, Frantsiyaning eski nomi), (lot. Gallium), davriy sistemaning III guruh elementi, tartib raqami 31, atom massasi 69,72. Galliy kumushdek oq tetragonal kristall, yumshoq metall; $t_{\text{suyuq}}=29,8^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2205^{\circ}\text{C}$, zichligi $6,0947 \text{ g/sm}^3$, ikki izotopdan iborat Ga^{60} (60,5%), Ga^{71} (39,5). Sunhiy olingan radiofaol izotoplari ham bor. 1871 yilda D.I.Mendeleev 31 raqamli elementning borligini va xossalarini o'zi kashf etgan davriy qonunga asoslanib, oldindan aytgan edi.

GERMANIY– Germaniy, Germaniy, belgisi - Ge. Davriy sistemaning IV guruh kimyoviy elementi (lot. Germanium), tartib raqami 32, atom massasi 72,59. Bu element 1886-yilda kashf etilgan. D.I.Mendeleev 1870-yilda o'zining mashhur davriy qonuniga asoslanib, bu elementning borligini va xossalarini oldindan aytib bergan edi. Germaniy och kulrang metall; zichligi $5,33 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1938,2^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2847^{\circ}\text{C}$, suvda erimaydi, qaynoq H_2SO_4 da va zar suvida eriydi. Germaniy eng qimmat yarim o'tkazgichlardan biri hisoblanadi. Germaniy diod va triodlar zamonaviy elektron asboblari (cho'ntak radio priyomniklaridan tortib, ulkan hisoblash mashinalarigacha)ning asosiy tarkibiy elementlari hisoblanadi. Germaniyni beshta stabil va bir nechta sunhiy yo'l bilan olingan radiofaol izotopi bor. Germaniy yarim o'tkazgich sifatida katta ahamiyatga ega.

MARGIMUSH – Mqshgryak, Margimushbelgisi - As. XIII asrning o'rtalarida nemis kimyogari A.Bolgrshtedskiy birinchi bo'lib margimushni erkin holda olgan deb hisoblanadi. Davriy sistemaning V guruh kimyoviy elementi, (Arsenicum, lotincha: "arseny" kuchli demak), tartib raqami 33, atom massasi 74,9216, bir necha shakl o'zgarishi bor: α – margimush kulrang romboedrik kristallardan iborat modda, β – margimush qora amorf modda, $d^{20} 4,7$; γ -margimush odatdagi sariq margimushdir, kubik kristallardan iborat modda, $d^{20} 2$; 358° da ajraladi; suvda erimaydi, nitrat kislotada eriydi. Eng barqaror allotrop modifikatsiyasi metalsimon yoki kulrang deb ataladi, zichligi $5,720 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=817^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=615^{\circ}\text{C}$ da suyuqlanmay bug'ga aylanadi.

SELEN– Selen, Selen, belgisi - Se. 1817-yilda shved kimyogari Y.Bertselius tomonidan kashf etilgan, (lot. Selenium, yunoncha "selena"- oy so'zidan olingan), davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi, zichligi $4,807 \text{ g/cm}^3$; tartib raqami 34, atom massasi 78,96, birikmalari zaharli, bir necha allotropik shakl o'zgarishlari bor, ular orasida eng mahlumlari: qizil kukun holdagi amorf selen, uning zichligi $4,26 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=50^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=657^{\circ}\text{C}$; geksagonal kulrang kristallik selen, zichligi $4,80 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=217^{\circ}\text{C}$, bularning ikkalasi ham suvda erimaydi, N_2SO_4 va KON da eriydi. Selen yarim o'tkazgich bo'lib, unga yorug'lik nuri berilganda, elektro'tkazuvchanligi keskin o'zgaradi. Selenning metallar bilan birikmasi - selenidlari (termoelementlar, fotoqarshiliklar va hokazo) ham yarim

o'tkazgichlar sifatida ishlatiladi. Selen qo'sh oksidi SeO_2 shishaga yoqut rang beradi.

KRIPTON– Kripton, Krirton, belgisi - Kr. 1898-yilda kashf etilgan. Kripton yunoncha “kryrtos” yashirin demakdir, davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 36, atom massasi 83,7; zichligi $3,74 \text{ g/cm}^3$; $t_{\text{suyuq}} = -156,45^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = -153,2^\circ\text{C}$. rangsiz inert gaz bo'lib, yer qobig'ida 0,03% ni tashkil qiladi.

Kripton izotoplari - Kr^{78} - 0,35%, Kr^{80} - 2,01%, Kr^{82} - 11,53%, Kr^{83} - 11,53%, Kr^{84} - 57,11%, Kr^{86} - 17,47%.

RUBIDIY– Rubidiy, Rubidiy, belgisi - Rb. 1861-yilda nemis olimlari r. Bunzen va G.Kirxgof tomonidan spektr analiz orqali kashf etilgan. (lot. rubidius - qizil, to'q qizil (spektrning qizil sohasidan aniqlangan) - ishqoriy metallar guruhiga kiruvchi kimyoviy element, davriy sistemaning I guruh elementi, tartib raqami 37, atom massasi 85,47, zichligi $1,532 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}} = 39,49^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 686^\circ\text{C}$, kumushday oq kubik kristallik yumshoq metall, uning spektrida qizil chiziqlar bor. Rubidiy oson suyuqlanuvchan qovushqoq kumush rang - oq metall; U alangani pushtiga bo'yaydi, havoda nihoyatda oson oksidlanadi, suvda va spirtida eriydi, suvni ajratadi. Kimyoviy jihatdan juda faol metallardan biri.

STRONTSIY– Strontsiy, StroHCLy, belgisi - Sr. Strontsiy metalini 1808 yilda ingliz kimyogari G.Devi elektroliz usuli bilan ajratib olgan. Element SHotlandiyaning Stronsian qishlog'i yaqinida topilgan strontsianit minerali nomidan olingan. Davriy sistemaning II guruh elementi, ishqoriy yer metallar guruhiga mansub kimyoviy element (lot. StroHCLum), tartib raqami 38, atom massasi 87,62. Strontsiy kumushsimon-oq yumshoq metall, zichligi $2,630 \text{ g/sm}^3$; tselestin va stronttsianit mineralidan olinadi. Strontsiyning yadro sinashlarida hosil bo'ladigan radiofaol izotopi ^{89}Sr va ayniqsa, ^{90}Sr juda zaharli, $t_{\text{suyuq}} = 770^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 1380^\circ\text{C}$; och sariq faol metall, suvni ajratadi, uchuvchan birikmalarining bug'i alangani qizartiradi.

ITTRIY – Ittriy, Ittriy, belgisi Y. 1974-yilda fin kimyogari Yu.Gadolin ittribit mineralidan nomahlum metall oksidli yangi “tuproq” ni aniqlaydi va uni ittriyl deb, metallni - ittriy deb ataydi. [SHvetsiyadagi Itterbyu qishlog'i nomidan], (lot. Ytrium), davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 39, atom massasi 88. Ittriy kumush rang oq metall; zichligi $4,480 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}} = 1528^\circ\text{C}$; $t_{\text{qayn}} = 3320^\circ\text{C}$.

TSIRKONIY - TSirkoniy, Sirkoniy, belgisi - Zr. 1789 yili nemis kimyogari Klaprot tomonidan kashf etilgan bo'lib, tsirkon minerali tarkibidan dioksid tsirkoniy ajratib olindi. Zr (yunoncha Zurconium forsha “zargun”- oltin tosh so'zidan olingan), davriy sistemaning IV guruh elementi, tartib raqami 40, atom massasi 91,22. TSirkoniy kumushrang oq metall, qattiq, qiyin eriydigan, korroziyaga chidamli metall; zichligi $6,45 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}} = 1855^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 3600^\circ\text{C}$. Oradan 136 yil o'tgach, 1925 yilda tsirkoniy iodidini termik parchalash orqali toza tsirkoniy olindi. Yer qobig'ida ancha ko'p bo'lib, massa bo'yicha 0,025% ni tashkil etadi. Demak, u yer qobig'ida joylashishi bo'yicha xalq xo'jaligida keng qo'llanilib kelinayotgan mis, rux, qalay, nikelgr va qo'rg'oshindan ham oldinda

turadi. CHet elda yiliga o'rtacha 1 mln. dan ortiq tsirkoniyli boyitma ishlab chiqariladi.

MOLIBDEN - Molibden, Molibden, belgisi - Mo. 1778-yilda shved kimyogari SHeelle tomonidan kashf etildi. 1782-yilda shved kimyogari r.Gelm molibden (III) oksidini (Mo_2O_3) uglerod yordamida qaytarish natijasida toza holda molibden oldi. Molibden davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 42, atom massasi 95,94 kumushsimon-kulrang qiyin eriydigan metall; zichligi $10,2 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=2620^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=4630^\circ\text{C}$, bahzi po'latlar tarkibiga kiradi, kislotalarda eriydi. U kam tarqalgan element bo'lib, yer qobig'ida o'rtacha massa bo'yicha $3 \cdot 10^{-4} \%$ joylashgan. Asosiy ishlab chiqaruvchilar AQSH (60%), CHili (20%), Kanada (10 %) va boshqa mamlakatlar yiliga o'rtacha 100 ming tonnadan ortiq metall hisobidan molibden boyitmasi ishlab chiqaradi.

TEXNETSIY– Texnetsiy, Texnesiy, belgisi – Tc. Sunhiy olingan radiofaol kimyoviy element; (yunon. technetos – sunhiy), (lot. Technetium), davriy sistemaning VII guruh elementi, tartib raqami 43, atom massasi [99]. Kumushsimon - jigarrangli qiyin eruvchi metall, zichligi $11,48 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=2200^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=4600^\circ\text{C}$; γ - nurlanish yo'qligi tufayli ^{99}Tc radiometriya va dozimetriyada standart hisoblanadi.

RUTENIY– Ruteniy, Ruteniy, belgisi – Ru. rus kimyogari, Qozon universitetining olimi K.Klaus 1844-yilda kashf etgan va Rossiya sharafiga ruteniy deb atagan, (lot. Ruthenium), davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, platina guruhidagi metallar turkumiga mansub, tartib raqami 44, atom massasi 101,07. Kulrang-kumushday oq metall; zichligi $12,4 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=2250^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=4077^\circ\text{C}$. Tabiatda platina guruhidagi metallar bilan birga uchraydi. Kislotalarda va zar suvida erimaydi, suyuqlangan ishqorlarda eriydi; qora amorf ruteniy ham bor.

RODIY– Rodiy, Rodiy, belgisi - Rh. 1803-yilda kashf qilingan, platina guruhidagi metallar turkumiga kiradigan kimyoviy element (lot. Rhodium), (ronok. rhodon – atirgul demak; elementning tuzlari eritmasi pushti - qizil rangli bo'ladi), davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 45, atom massasi 102,9055, $t_{\text{suyuq}}=1966^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=3627^\circ\text{C}$, zichligi $12,44 \text{ g/cm}^3$. Rodiy - kumushsimon-oq zangori kubik kristallik rangli, qattiq, qiyin suyuqlanuvchan metall; kimyoviy jihatdan juda sust. Tabiatda platina va boshqa platinasimon metallar bilan birga uchraydi. Rodiy platina affinajining chala mahsulotlaridan olinadi. Kislotalarda deyarli erimaydi, hatto zar suvida ham erimaydi.

PALLADIY – Palladiy, ralladiy, belgisi - rd. 1803-yilda topilgan va 1802-yilda topilgan kichik sayyora Palladiy nomi bilan atalgan. Platina guruhidagi metallarga oid kimyoviy element (lot. raladium), tartib raqami 46, atom massasi 106,4. Palladiy – kumushrang - oq metall, yumshoq va bolg'alanuvchan; zichligi $12,02 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1554^\circ\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2877^\circ\text{C}$. Tabiatda boshqa platina guruhidagi metallar bilan birga uchraydi. Asosan, sulgrfidli mis - nikelgrrudalaridan platina bilan birgalikda qazib olinadi. CHet el mamlakatlarida o'rtacha yiliga 30-35 tonna palladiy ishlab chiqariladi (1995-yilgi mahlumot).

KUMUSH– Serebro, Kumush, belgisi - Ag. (Argentum - lotincha oq kukun demak), davriy sistemaning I guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 47, atom

massasi 107,868, yaltiroq oq metall, yaxshi bolg'alanadi; zichligi $10,500 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=961^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2170^{\circ}\text{C}$; kukun holida qora tusli, kristallari kubik sistemali; HNO_3 , qaynoq N_2SO_4 , KCN va NaCN eritmalarida eriydi. Elektr va issiq o'tkazuvchanligi katta; havoda o'zgarmaydi. Tabiatda tug'ma va birikmalar (kumush yaltiroqi Ag_2S , xlorargirit AgCl) holida uchraydi, lekin ikkala xili ham kamyob. Kumushning asosiy massasi boshqa metallar, chunonchi, qo'rg'oshin va mis rudalari bilan birga qazib olinadi. Kumush elektr va issiqlikni boshqa metallarga qaraganda yaxshi o'tkazadi, yorug'likni yaxshi qaytaradi, kimyoviy jihatdan juda turg'un.

KADMIY– Kadmiy, Kadmiy, belgisi - Cd. (yunon. Kadmeia - rux rudasi), (lot. Cadmium), davriy sistemaning II guruh kimyoviy elementi. 1817-yilda kashf qilingan, tartib raqami 48, atom massasi 112,40, bolg'alanuvchan geksagonal kristallik kumushsimon-oq yaltiroq yumshoq metall; $t_{\text{suyuq}}=321^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=767^{\circ}\text{C}$ (778°C); zichligi $8,650 \text{ g/sm}^3$, eruvchan tuzlari rangsiz va zaharli; Kadmiy suvda erimaydi, kislotalarda eriydi. ^{113}Cd izotopining neytronlarni yutish xususiyati yuqori bo'lganidan kadmiy reaktorlarning roctlovchi sterjenlari tarkibiga kiradi. Kadmiydan qilingan himoya qoplami ruxli himoya qoplamasidan mustahkamroq.

INDIY– Indiy, Indiy, belgisi - In. 1865-yilda kashf etilgan [spektr chizig'ining nil (indigo) rangidan], (lot. Indium). Indiy davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 49, atom massasi 114,82. Oson eriydigan kumushrang-oq yumshoq metall; zichligi $7,31 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=156,4^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2050^{\circ}\text{C}$.

QALAY– Olovo, Qalay, belgisi Sn. Qalay keng tarqalgan metallar tarkibiga kirmaydi (er po'stlog'ida og'irlik jihatidan 0,008 % qalay bor), ammo rudalardan qalay suyuqlantirib olish oson bo'lganligi uchun u insoniyatga juda qadim zamonlardan oq mahlum. Insonlar qalaydan (qalay bilan mis qotishmasi - bronza holida) o'z madaniy hayotining dastlabki davrlaridayoq (Bronza asri) foydalangan edi. (lot. Stannium), (Umumslavyan tilidagi ol - oq yoki sariq so'zlari o'zagidan olingan), yunoncha mustahkam demakdir, davriy sistemaning IV guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 50, atom massasi 118,69; $t_{\text{suyuq}}=231,8^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2270^{\circ}\text{C}$ va 2362°C (u 1200°C da ucha boshlaydi). Qalay – kumushsimon-oq metall, yumshoq va plastik, havoda sekin xiralashadi. Qalay polimorf, zichligi $7,298 \text{ g/m}^3$ bo'lgan oq yoki β - Sn ancha barqaror bo'ladi. Sn $-231,9^{\circ}\text{C}$ da eriydi. Qalayning bir necha allotropik shakl o'zgarishi bor; 13°C dan pastda kub shaklli kristallardan iborat kulrang kukun, bu qalay barqarordir, uning d 5,75; bu 163°C dan 18°C gacha barqaror bo'ladi. 13°C dan 161°C gacha barqaror bo'lgan shakl o'zgarishi oq qalaydir, kvadrat sistemada kristallanadi; d 7,3; 161 dan yuqorida u sekin-asta rombik-shakl o'zgarishiga aylana boshlaydi, 200°C da esa birdaniga aylanadi; bu qalay mo'rt bo'ladi; odatda oq qalay kulrang qalayga aylanganda hajmi kengayib, kukunga aylana boshlaydi; bu hodisa "qalay vaboci" deyiladi; qalay buyumlarining sovuqda yemirilib, kukunga aylanib ketishining sababi ana shu qalayli ruda (odatda, kassiterit) avval flotatsiya usulida boyitiladi, so'ngra ko'mir va flyuslar bilan qaytariladi yoki elektr pechlarida eritiladi. Qalayning taxminan 40% i konserva sanoatida oq tunuka ishlab chiqarishga sarflanadi. CHunki qalay korroziyaga chidamli, temirni oson qoplaydi, uning korrozion mahsulotlari zararsiz.

SURMA –Surma, belgisi - Sb. XVI-XVII asrlarda surgrma metall sifatida tan olinmagan. Davriy sistemaning V guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 51, atom massasi 121,75; $t_{\text{suyuq}}=630,5^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=1635^{\circ}\text{C}$; kislotalarda eriydi, suvda erimaydi. Surgrma (turkcha surme), (lot. Stibium), surgrmaning bir necha allotropik shakli ma'lum. Oddiy surgrma kumush kabi oq, juda yaltiroq metall; zichligi $6,55 \text{ g/sm}^3$. Ko'pgina boshqa metallardan farqi uning qotganda kengayishidir. Surgrmaning Mendeleev elementlar davriy sistemasi III guruhiga mansub metallar bilan, jumladan, kaliy va indiy bilan bo'lgan qotishmasi yarim o'tkazgichdir. Surgrma ishlab chiqaradigan asosiy mamlakatlar Xitoy, Meksika, Boliviya, Serbiya (ilgarigi Yugoslaviya hududi) va Rossiyadir.

TELLUR- Tellur, Tellur, belgisi - Te. 1798-yilda venger tadqiqotchisi F.Myuller tomonidan kashf etilgan. Faqat 16 yildan so'ng nemis kimyogari M.Klaprot, F.Myuller olgan modda haqiqatdan ham yangi element ekanligini isbotlab berdi (lotincha tellurium, "tellus" - yer ismi bilan atalgan), davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 52, atom massasi 127,60, zichligi $6,25 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=450^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=1990^{\circ}\text{C}$, kumushdek oq metall, ikki shakli bor. N_2SO_4 , HNO_3 , NaON larda eriydi, suvda erimaydi; metallurgiyada tellur asosan qo'rg'oshinning mexanik xossalari yaxshilash uchun, ularga legirlovchi sifatida qo'shiladi.

YOD– Yod, Yod, belgisi - I. (Jodum lotincha bo'lib, binafsha demakdir) davriy sistemaning VII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 53, atom massasi 126,9044, rombik kristallardan iborat to'q kulrang modda; $46,5^{\circ}\text{C}$ dan pastda barqaror bo'lgan monoklinik kristall formasi ham bor, o'ziga xos hidi bor; zichligi $4,95 \text{ g/sm}^3$ ($4,93^{20}$), $t_{\text{suyuq}}=114,2^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=184^{\circ}\text{C}$; yod odatdagi haroratda uchib turadi; sekin qizdirilganda ham suyuqlanmay uchadi; bug'lari ikki atomdan iborat bo'lib, binafsha tuslidir (yod nomini 1813-yilda Gey-Lyussak taklif etgan); suvda oz eriydi (0°C da 5524 g suvda 1 g yod eriydi); bahzi organik suyuqliklarda yaxshi eriydi; spirtidagi va efirdagi eritmasi qo'ng'ir; uglerod sulgrfidagi va xloroformdagi eritmasi – binafsha rangdadir. Yodning bunday har xil tusda bo'lishining sababi shuki, u erituvchi molekulalar bilan birikib, turli solgrvatlarhosil qiladi.

KSENON – Ksenon, Ksenon, belgisi - Xe. XIX asrning oxiriga qadarhavo faqat kislorod bilan azotdan iborat deb o'ylanar edi. Biroq 1884 yilda ingliz fizigi reley havodan olingan azotning zichligi azot birikmalaridan olingan sof azotning zichligiga qaraganda hamisha ozroq ortiq bo'lishiga ehtibor berdi va uning tarkibida kislorod va azotdan tashqari inert gazlar borligini aniqladi. Ksenon 1898 yilda U.ramzay va M.Travers tomonidan kashf etilgan. Birinchi kimyoviy birikmasi XertF_6 1962-yilda N.Bartlett tomonidan olingan. Argondan keyin yana to'rtta gazsimon element – geliy, neon, kripton va ksenon kashf etildi. Bu elementlarhavoda nihoyatda oz miqdorda bo'ladi. Ularning hammasi argon bilan birga inert gazlar deb ataladi, chunki ularham argon singari boshqa elementlar bilan reaksiyaga kirishmaydi. SHu bilan birga inert gazlarning boshqa xususiyatlari ham bor. Bu xususiyat shundan iboratki, ularning molekulalari faqat birgina atomdan tuzilgan, boshqacha aytganda ularning atomlari molekulalar bo'lib birikkan emas. Davriy sistemaning VIII guruh elementi, tartib raqami 54, atom massasi 131,3,

suyuq havodan olinadi; $t_{\text{suyuq}} = -112^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = -108,1^{\circ}\text{C}$, zichligi $5,85 \text{ g/sm}^3$, rangsiz inert gaz.

TSEZIY– TSeziy, Seziy, belgisi - Cs. Lotincha “cesius”-havorang so’zidan olingan), 1860 yilda r.Bunzen va G.Kirxgof tomonidan kashf etilgan, kumushday oq faol ishqoriy metall; davriy sistemaning I guruh kimyoviy elementi. TSeziy ishqoriy metallar guruhiga mansub, tartib raqami 55, atom massasi 132,9054; zichligi $1,900 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}} = 28,5^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 670^{\circ}\text{C}$. TSeziy – oltindek sarg’ish, tovlanadigan, juda yumshoq metall, suvni ajratadi, spirtida va kislotalarda eriydi. Xossalari bo’yicha kaliyga, natriyga o’xshash, lekin kimyoviy jihatdan ancha faol; havoda o’z-o’zidan darhol alangalanadi, suv bilan shiddatli reaksiyaga kirishib, portlash yuz beradi.

BARIY– Bariy, Bariy, belgisi - Ba. 1808-yilda ingliz kimyogari G.Devi bariyni sof metall holida olishga muvassar bo’ldi. Bundan 30 yil muqaddam, 1774 yilda shved kimyogari K.SHeele kimyoviy element bariyni “og’ir yer” ko’rinishida – BaO oksidini - kashf etdi. Bariy (yunon. “barys” - og’ir) (lot. “barum” – og’ir so’zidan olingan) ishqoriy yer metallar guruhidagi kimyoviy element, davriy sistemaning II guruh elementi, tartib raqami 56, atom massasi 137,34; zichligi $3,780 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}} = 710^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 1640^{\circ}\text{C}$. Kumushdek oq metall; bariyning suvda eriydigan tuzlari nihoyatda zaharli va yumshoq kumushsimon oq metall.

LANTAN– Lantan, Lantan, belgisi - La. 1839-yilda K.Mocander tomonidan kashf etilgan (nomi yunoncha “Lantanum”-yashiraman degan so’zdan olingan), davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 58, atom massasi 138,91; oq kumushsimon geksagonal kristallik metall, zichligi $6,15 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}} = 920^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 3454^{\circ}\text{C}$; kimyoviy jihatdan faol, uch valentli; suvda va kislotalarda eriydi. Lantanoidlar kimyoviy xossalari jihatidan lantanga yaqin bo’lgan 14 elementning umumiy nomi; bular, Ce - tseriy, rr - prazeodimiy, Nd - neodimiy, rm - prometiy (yoki IIIliniy), Sm - samariy, Eu - yevropiy, Cd - gado-liniy, Tb - terbiy, Dy - disproziy, Ho - golmiy, Yr - erbiy, Tm - tuliy, Yb - itterbiy, Lu - lyutetsiy (yoki Cr – kassiopiy). Bularning sirtqi ikki elektron qobiqlari qariyb bir xil tuzilishdadir, faqat sirtidan 3-qavatda, yahni atomlarning 4-N qavatidagi f guruhida farq bor, ham shu f elektronlar to’lib boradi va 14 ga yetadi. Bu elementlarning kimyoviy xossalari bir-biriga nihoyatda o’xshash, spektrlari ham o’xshaydi, hammasi kuchsiz asoslar beradi; oksidlari suvda kam eriydi; hammasi ham R_2O_3 tipida oksid hosil qiladi; ular siyrak yer elementlari yoki lantanoidlar deb ham ataladi.

TSERIY– TSeriy, Seriy, belgisi - Ce. 1803-yilda nemis kimyogari Dlaizot hamda shvedlar Berselius va Gizingerlar tomonidan topilgan (tseriy bilan bir vaqtda kashf etilgan Serera sayyorasining nomidan olingan). TSeriy (yunon. Cerium) lantanoidlar turkumiga mansub kimyoviy element, davriy sistemaning III guruh elementi, tartib raqami 58, atom massasi 140,12; zichligi $6,770 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}} = 840^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}} = 3450^{\circ}\text{C}$. Kulrang geksagonal va kubik kristallik metall.

PRAZEODIM – Prazeodim, rrazeodim, belgisi - rr. 1885-yilda K.Auer fon Velsbax kashf etgan. Tartib raqami 59, atom massasi 140,9, lantanoidlar oilasiga mansub. Tabiatda rr^{147} - izotopi mavjud. Yer qavatida 7·10-4% uchraydi. Oksidlanish darajasi +3 va +4 holida bo’ladi. 796°C pastda sariq-ko’kintirrangli

metall bo'lib, fazoviy panjara tuzilishi geksogonal holatdadir. Zichligi $6,769\text{g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=932^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=3510^{\circ}\text{C}$. Havo bilan tez oksidlanish xususiyatiga ega. Mineral kislotalar HCl , HNO_3 , H_2 bilan reaksiyaga kirishadi. Yuqori haroratda galogenlar bilan ham birikadi.

NEODIM– Neodim, Neodim, belgisi - Nd. [Yunon. neos - yangi va (di)dymos - [o'xshash], (lot. Neodymium). 1885 yilda birinchi bo'lib avstraliyalik kimyogar K.Auer fon Velsbax tomonidan yaratilgan. Lantanoidlar oilasiga mansub kimyoviy element, davriy sistemaning III guruh elementi, tartib raqami 60, atom massasi 144,24. Neodim – kumushsimon - oq metall; zichligi $7,010\text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1024^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3030^{\circ}\text{C}$.

SAMARIY– Samariy, Samariy, belgisi - Sm. 1879-yilda samarskit mineralidan topilgan. 1879 yilda frantsuz kimyogari Kekok de Buabodran tomonidan kashf etilgan. Lantanoidlar oilasiga mansub kimyoviy element (lot. Samarium), tartib raqami 62, atom massasi 150,4. Samariy kumushsimon-oq metall, zichligi $7,54\text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1073^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=1778^{\circ}\text{C}$. Samariy birinchi marta Uralda topilgan samarskit mineralidan ajratib olingan va kon muhandislari korpusi chtabining boshlig'i V.E.Samarskiy-Bixoves (1803-1870) nomiga qo'yilgan. ^{149}Sm izotopining yadroci neytronlarni juda kuchli yutadi, shuning uchun samariy yadro reaktorlarining rostlovchi sterjenlarida foydalaniladi.

EVROPIY– Yevropiy, Yevroriy, belgisi - Eu. 1898-yilda lantanoidlar qatoriga kiruvchi yangi element borligi taxmin qilindi. 1901-yilda Ye.Demarsi tomonidan “Evropa yerida” mahnocini anglatuvchi kimyoviy element kashf etildi. (lot. Eurorium), davriy sistemaning III guruh elementi. Lantanoidlar oilasiga mansub, tartib raqami 63, atom massasi 151,96. Yevropiy kumushrang - oq metall; zichligi $5,260\text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=826^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=1440^{\circ}\text{C}$. Yer qobig'ida $1,2 \cdot 10^{-4}\%$ ni tashkil etadi.

GADOLINIY– Gadolinij, Gadolinij, belgisi - Gd. 1880-yilda shved kimyogari J.Marinyak va frantsiyalik r.E.Lekok de Buabodran tomonidan kashf etilgan. [fin kimyogari Yu.Gadolin (1760-1852) sharafiga atalgan], (lot. Gadolinium). Lantanoidlar oilasiga mansub kimyoviy element, tartib raqami 64, atom massasi 157,25. Gadolinij kumushrang-oq metall; zichligi $7,890\text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1312^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3280^{\circ}\text{C}$.

TERBIY– Terbiy, Terbiy, belgisi - Tb. 1843-yilda shved kimyogari K.Mocander tomonidan kashf etilgan (SHvetsiyadagi Itterbyu qishlog'i nomidan) - lantanoidlar oilasiga mansub oq, yaltiroq metall; tartib raqami 65, atom massasi 158,9254. Terbiy kumushsimon - oq metall, zichligi $8,270\text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=1353^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3041^{\circ}\text{C}$. Yer sathida $4,3 \cdot 10^{-4}\%$ miqdorda uchraydi.

DISPROZIY – Disproziy, Disproziy, belgisi - Dy. 1886 yilda frantsuz kimyogari r.E.Lekok de Buabodran tomonidan kashf etilgan. Davriy sistemaning III guruh elementi, tartib raqami 66, atom massasi 162,5. Lantanoidlar oilasiga mansub. Zichligi $8,66\text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1409^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2587^{\circ}\text{C}$. Oksidlanish darajasi +3 ga teng. Havo bilan birikadi. Mineral kislotalar HCl , HNO_3 , H_2SO_4 bilan reaksiyaga kirishadi. Disproziy oq-kumush rangli yumshoq, yaltiroq metall, 1384°C haroratdan pastda fazoviy panjara tuzilishi geksogonal hoida bo'ladi.

GOLMIY – Golgrmiy, Grlmiy, belgisi - Ho. 1879-yilda shved kimyogari r.Kleve kashf etgan (Holmia - lot. nomi Stokgolm ismidan), davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, lantanoidlar oilasiga mansub, tartib raqami 67, atom massasi 164,9304. Golmiy kumushsimon-oq metall; zichligi $8,800 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1470^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=2707^{\circ}\text{C}$. Golmiy och-kulrang metall.

ErBIY– Erbiy, Erbiy, belgisi - Er. 1843-yilda shved kimyogari K. Mozander tomonidan kashf etilgan. Lantanoidlar oilasiga mansub kimyoviy element (lot. Erbium); davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 68, atom massasi 167,26. Erbiy kumushsimon-oq yaltiroq metall, zichligi $9,050 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1522^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=2857^{\circ}\text{C}$.

TULIY – Tuliy, Tuliy, belgisi - Tm. (Yunon. Thule - Tule, afsonaga aylanayotgan mamlakat nomi, uni qadimgi geograflar yerning shimoliy chekkasi deb hisoblaganlar; Skandinaviyaning qadimiy ismi bilan atalgan), (lot. Thulium). 1879-yilda shved kimyogari r. Kleve tomonidan kashf etilgan. Davriy sistemaning III guruh elementi, lantanoidlar oilasiga mansub kimyoviy element, tartib raqami 69, atom massasi 168,934. Tm – kumushrang oq metall, zichligi $9,330 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1545^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=1947^{\circ}\text{C}$.

ITTERBIY – Itterbiy, Itterbiy, belgisi - Yb. 1878-yilda J.Marinyak tomonidan kashf etilgan (SHvetsiyadagi Itterbyu qishlog'i nomidan), (lot. Itterbium), lantanoidlar oilasiga mansub kimyoviy element, davriy sistemaning III guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 70, atom massasi 173,04. Kumushrang-oq, yumshoq metall, zichligi $7,02 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=821^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=1211^{\circ}\text{C}$.

LYUTETSIY – Lyutetsiy, Lyutesiy, belgisi - Lu. 1907-yilda nemis olimi Auer va frantsuz olimi J.Urben tomonidan kashf etilgan. Lantanoidlar qatoriga kiruvchi kimyoviy element, lyutetsiy kumushrang - oq metall; tartib raqami 71, atom massasi 174,97; zichligi $9,85 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1663^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3315^{\circ}\text{C}$. Auer kassiopiy (Cr) deb atagan, Urben lyutetsiy (Lu) deb atagan. Hozir bu element lyutetsiy deb ataladi.

GAFNIY - Gafniy, Gafniy, belgisi - Hf. 1923-yil venger olimi Xeveshi va gollandiyalik olim Kocter ulug' olim Borning nazariyasiga asoslanib, gafniy mineralidan kimyoviy elementni kashf etdi. Kopengagenning qadimgi ismi va shu element topilgan joy nomidan olingan. Kimyoviy element (lot. Hinium), davriy sistemaning IV guruh elementi, tartib raqami 72, atom massasi 178,49; olti tabiiy izotopi va bir necha sunhiy izotopi bor. Gafniy kumushrang oq metall, zichligi $13,3 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=2245^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=5225^{\circ}\text{C}$. Gafniy 1950-yildan boshlab sanoatda olinib boshlandi, ayniqsa, yadro reaktorlarida keng qo'llanilishi sababli gafniyga bo'lgan ehtiyoj yildan-yilga oshmoqda. Hozirgi kunda gafniy dunyoda 150 tonnadan ortiq ishlab chiqariladi (1997-yilgi mahlumot bo'yicha).

TANTAL– Tantal, Tantal, belgisi -Ta. Tantal 1802-yilda shved kimyogari Ekeberg tomonidan Finlandiya va SHvetsiyada minerallardan topishgan. 1844-yil nemis kimyogari rozening aniqlashicha, kolumbit mineralining tarkibida tantal va niobiy elementlari mavjud ekan. 1903-yilda nemis kimyogari Bolton tomonidan ilk bora toza holda tantal olindi. Keyinchalik qadim yunon afsonaviy qahramoni Tantal ismi bilan atalgan. Tantal (bo'ynigacha suvda turib tashnaligini qondira olmagan afsonaviy shox Tantal nomidan, "tantal azobi" ifodasi shundan; toza

holda olish qiyin bo'lgani uchun shunday atalgan), davriy sistemaning V guruh kimyoviy elementi, (lot. Tantalum), tartib raqami 73, atom massasi 180,9479. Tantal kulrang-oq, juda qiyin suyuqlanadigan metall; zichligi $16,6 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=2997^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=5287^{\circ}\text{C}$. Tantal kam uchraydigan element; tabiatda niobiy bilan birga uchraydi (tantalning yer qobig'idagi umumiy miqdori niobiya nisbatan 8 marta kam).

VOLFRAM - Volgrfram, Volfram, belgisi - W. 1781-yil shved kimyogari Sheele tomonidan kashf etilgan, davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi (lot. Wolframum), tartib raqami 74, atom massasi 183,85. Qiyin eriydigan metall; zichligi $19,3 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=3380^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=5900^{\circ}\text{C}$; "Og'ir tosh" nomi bilan ataluvchi tungsten mineralini kislota yordamida parchalash tufayli volgrfram ajratib olinganligi uchun ham Angliya, AQSH, Frantsiya mamlakatlarida haligacha bu element tungsten deb ataladi. Ko'pgina Yevropa mamlakatlari, Olmoniya va MDHda volgrfram deb nomlanadi. Kub shaklidagi kristall kumushday oq, og'ir metall, suvda erimaydi, kontsentratsion qaynoq KONDa erimaydi, NH_3 da HNO_3 da va zar suvida oz eriydi. Tabiatda kam tarqalgan element, yer qobig'ida $10^{-4}\%$ (massa bo'yicha)ni tashkil etadi xoloc. Volgrfram zaxiralari MDH, Kanada, Avstraliya, AQSH, Janubiy va Shimoliy Koreya, Boliviya, Braziliya, Portugaliya mamlakatlarida ko'p topilgan. Metall hisobi bo'yicha chet ellarda yiliga o'rtacha 30-32 ming tonnadan ortiq volgrfram boyitmasi ishlab chiqarilmoqda.

RENIY– Reniy, Reniy, belgisi - Re. Reniy 1925-yilning iyun oyida nemis olimlari V.Noddak, I.Noddak va O.Berg tomonidan kashf etildi. Davriy sistemaning VII guruh elementi (lot. Renum), tartib raqami 75, atom massasi 186,207. Reniy kumushrang-oq, qiyin eruvchan metall; zichligi 21,02, $t_{\text{suyuq}}=3180+20^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=5600^{\circ}\text{C}$ chamasida. Geksagonal kristallik metall; 1869-yil D.I.Mendeleev VII guruhda marganetsga o'xshash element borligini taxmin qilgan edi. Keyinchalik bu borada olimlar juda ko'p ish olib borishdi. 1922-yil nemis kimyogarlari Valter va Ida Noddaklar 75 tartib raqami ostida rentgen spektrida changli elementni aniqlashdi va 1925-yil Noddaklar yangi kimyoviy element kashf etganligini va uning nomi reniy deb atalganligini mahlum qilishdi. CHet elda reniyni AQSH va CHili ko'p ishlab chiqaradi. O'rtacha yillik ko'rsatkich 10-15 tonnani tashkil etadi, xoloc. MDH mamlakatlarida, xususan, O'zbekistonning Olmaliq hududida reniy ikkilamchi mahsulot sifatida, perranat ammoniy holida olinadi. U tarqoq sochma element bo'lganligi uchun ham yer qobig'ida 10-7% massa bo'yicha joylashgan. H_2SO_4 , HNO_3 da eriydi.

OSMIY– Osmiy, Osmiy, belgisi - Os. (Osmium yunoncha hid demakdir), platinali metallar guruhiga kiruvchi kimyoviy element, (lot. Osmium), 1804-yilda angliyalik S.Tennant tomonidan kashf etilgan. Davriy sistemaning VIII guruh elementi, tartib raqami 76, atom massasi 190,2; ko'kimtir-kulrang metall; zichligi $22,500 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=3030^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=5000^{\circ}\text{C}$. Platina va boshqa platinali metallar bilan birga qazib olinadi. Osmiy va uning birikmalari turli jarayonlar (masalan, ammiakni sintezlash, gidrogenizatsiya)da yaxshi katalizatorlar hisoblanadi. OsO_4 oksidi o'tkirhidli (nomi ham shundan).

IRIDIY – Iridiy, Iridiy, belgisi - Ir. 1804-yilda angliyalik S.Tennant tomonidan topilgan (Irillium - yunoncha "irius" -"kamalak" degan so'zdan, tuzlari

turli rangda bo'lgani uchun shunday atalgan) - platina metallar turkumidagi kimyoviy element, (lot. Iridium), davriy sistemaning VIII guruh elementi, tartib raqami 77, atom massasi 192,2; $t_{\text{suyuq}}=2447^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=4577^{\circ}\text{C}$; zichligi $22,42 \text{ g/sm}^3$; kumushrang-oq metall, suvda erimaydi, zar suvida va xlorli suvda oz eriydi. Tabiatda kam, asosan, yombi, platina tarkibiga kiruvchi osmiy iridiy ko'rinishida uchraydi.

PLATINA – Platina, belgisi - rt. (rlatinum, ispancha “rlatinas” so'zidan olingan bo'lib, kumush kabi degan mahnoni bildiradi), (frans. rlat - tekis), (lot. rlatinium); dielektrik plastina, davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi. 1803 yilda Volloston platinani toza holda olgan. Tartib raqami 78, atom massasi 195,09; kulrang-oq kubik kristallardan iborat metall; zichligi $21,450 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1772^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=3827^{\circ}\text{C}$; kimyoviy tahsirlarga chidaydi; kimyoviy turg'un (xona haroratida platinaga faqat “zar suvi” va brom tahsir qiladi); zar suvida va suyuqlangan ishqorlarda eriydi; Platina qarshilik termometrlari va termoparalar (platinaning palladiy, rodiy, iridiy, ruteniy, osmiyli qotishmasidan), elektr kontaktlari va qizdirgichlari uchun foydalaniladi.

OLTIN – Zoloto, Oltin, belgisi - Au. (Aurum - lotincha “aurora” shafaq so'zidan), davriy sistemaning I guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 79, atom massasi 196,967, tabiatda erkin holda uchraydi; kub shaklidagi kristallardan iborat, yaltiroq sariq rangli, og'ir, yumshoq va juda plastik metall; zichligi $19,299 \text{ g/cm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1064^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=2947^{\circ}\text{C}$. Kislotalarda erimaydi, faqat zar suvida va KSN da eriydi. Kimyoviy jihatdan oltin boshqa asl metallar kabi juda inert. Tabiatda, asosan, sof holda uchraydi. Asosiy oltin koni ham, uning sochma konlari ham (asosiy konlarda oltinning mayda zarralari qattiq tog' jinslari orasida bo'ladi; ular buzilganda oltinni qum va loylar bilan birga suv daryolaro'zanlariga olib ketib, u yerda sochma konlarhosil bo'ladi) sanoat ahamiyatiga ega. Oltinni ajratib olishda amalgrgamsiya, sianlash va ion almashinish sorbtsiyalari jarayonlari katta ahamiyatga ega. Oltinning miqdori proba bilan ifodalanadi; odatda, mis qo'shilma bo'lib xizmat qiladi. Tovar ishlab chiqarish sharoitida oltin barcha tovarlar narxining umumiy ekvivalenti vazifasini bajaradi. Xalq tilida tilla deb ham yuritiladi. Oltin yugurtirish (zolochenie) - buyumlar sirtiga yupqa (mkm ning ulushlaridan bir necha mkm gacha) oltin qoplash; bunda buyum bezaladi, himoyalaniadi yoki ham himoyalaniib, ham bezaladi.

SIMOB – Rtutgr, Sinob, belgisi - Hg. Kimyoviy element, Hg (lot. Hydarargyrum, yunon. hydros - suv va arguros - kumush), davriy sistemaning II guruh elementi; kumushday oq suyuq metall. Qadimdan mahlum; tartib raqami 80, atom massasi 200,59, (oddiy haroratda yagona suyuq metall); zichligi $13,520 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=38,89^{\circ}\text{C}$; (barcha mahlum suyuqliklar ichida eng og'ir i), $t_{\text{qayn}}=357,25^{\circ}\text{C}$, suvda va NC1 da erimaydi, HNO_3 da eriydi; bug'i va birikmalari zaharli. Deyarli barcha metallar simobda amalgrgama hosil qilib eriydi. Qattiq simob 1759-yilda Peterburgda M.r.Braun va M.V.Lomonocovlar tomonidan olingan.

TALLIY – Talliy,Talliy, belgisi - Tl. (lot. Thallium), (yunon. Thallos – u 1861-yilda ingliz fizigi Kruks tomonidan spektr analiz orqali topilgan va yashil shox spektrning och yashil chiziqlariga ko'ra shunday ataladi) - davriy sistemaning III

guruh elementi, tartib raqami 81, atom massasi 204,38. Talliy - ko'kish-oq rangli yumshoq metall, zichligi $11,850 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=303^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=1457^{\circ}\text{C}$. Yer yuzida $3 \cdot 10^{-4} \%$ joylashgan.

QO'RG'OSHIN – Svinets, Qorrgroshin, belgisi - rb. Davriy sistemaning IV guruh kimyoviy elementi, rb. (lot. rlumbum), tartib raqami 82, atom massasi 207,2. Qo'rg'oshin ko'kimtir-kulrang, bolg'alanuvchan yumshoq metall, zichligi $11,340 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=327,4^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=1745^{\circ}\text{C}$; qo'rg'oshin havoda oksidlanib, qorayadi va gidroksi-karbonat bilan qoplanib qoladi; konsentrlangan ishqorlarda eriydi, sulgrfat va xlorid kislotalarga yuzaki tahsir etib, qo'rg'oshin sirtini suvda erimaydigan rb_2O_4 - rbCl_2 bilan qoplab turadi. Dunyo miqyosida yiliga o'rtacha 2 mln.tonnadan ortiq qo'rg'oshin eritib olinadi.

VISMUT – Vismut, Vismut, belgisi - Bi. Uni XV asrda Vasiliy Valentin topgan; (nem. Wismut) davriy sistemaning V guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 83, atom massasi 208,9804. Vismut – pushti - kumushrang metall; zichligi $9,84 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=271^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=1557^{\circ}\text{C}$. Vismut 1739-yil I.rott tomonidan kashf etilgan. Yer qobig'ida $2 \cdot 10^{-5} \%$ ni tashkil etadi. Tabiatda bitta barqaror izotopi mavjud. CHet ellarda o'rtacha yiliga 4000 tonnadan ortiq vismut ishlab chiqariladi.

POLONIY– Poloniy, rolloniy, belgisi - ro. 1898-yilda Kyurilar uran rudasini torganlar va rolsha shahri sharafiga shu nom bilan ataganlar. Davriy sistemaning VI guruh kimyoviy elementi (lot. rolonium), kimyoviy radiofaol element, tartib raqami 84, atom massasi (210), uranning radiofaol qatoriga kiradi. Eng uzoq yashovchi izotopi sunhiy olingan ro^{209}ro ($T_{1/2} = 103 \text{ y.}$). Yer qobig'ida $2 \cdot 10^{-14} \%$ ni tashkil etadi. Zichligi $9,4 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=254^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=962^{\circ}\text{C}$.

ASTAT– Astat, Astat, belgisi - At. (“astatos” - yunon tilida “mustahkam emas”), 1940-yil T.Korson, U.Makkenzi va E.Segrelar tomonidan sunhiy ravishda olingan. Davriy sistemaning VII guruh elementi, galogenlarga oid qatorda joylashgan; tartib raqami 85, atom massasi 210. Astat sunhiy radiofaol element, $t_{\text{suyuq}}=300^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=334^{\circ}\text{C}$. Oksidlanish darajasi -1, +1, +5 va +7 ga teng. Kimyoviy xossalari poloniy va vismut elementlariga yaqin. radiofaol elementlarning zanjirli reaksiyalarida ishlatiladi.

RADON– Radon, Rodon, belgisi - Rn. 1899 yilda ingliz olimlari E.rezerford va r.Ouens radonning birinchi izotopini (Tn) olishdi. SHu yil eng og'ir inert gazining ochilish vaqti deb hisoblandi. 1900 yilda Rn (rodon), 1902-yilda esa An (aktinon) olindi. (Tn va An - radonning izotoplari). Davriy sistemaning VIII guruh kimyoviy elementi, (lot. Radonum), tartib raqami 86, atom molekulasi $-[222]$, radon – radiofaol, rangsiz, hidsiz inert gaz, zichligi $9,9 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=-71^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=-62^{\circ}\text{C}$; suvda eriydi, uranning radiofaol yemirilishidan hosil bo'ladi. Inert gazlar guruhiga kiradigan kimyoviy radiofaol element. ^{222}Rn izotopi radiy ^{224}Ra parchalanganida hosil bo'ladi (nomi shundan).

FRANTSIY – Frantsiy, FraHCLy, belgisi - Fr. Davriy sistemaning I guruh elementi, radiofaol kimyoviy element, tartib raqami 87, kamyob va tabiatda uchraydigan barcha radiofaol elementlar ichida barqarorligi eng kichik. Uning yagona tabiiy izotopi ^{223}Fr bo'lib, yarim yemirilish davri $T_{1/2}=22 \text{ min.}$ Fr ning barcha xossalari juda oz miqdorda o'rganilgan; zichligi $2,44 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=26,84^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=677^{\circ}\text{C}$. Kimyoviy xossalari bo'yicha frantsiy barcha ishqoriy metallar ichida

eng faoli. Element kashfiyotchisi M.Pergre frantsiyalik bo'lganligi uchun ham o'z vatani – Frantsiya nomi bilan atagan. Uning 20 dan ortiq izotoplari (203-229) mavjud bo'lib, barchasi sunhiy yo'l bilan olingan.

RADIY - Radiy, Radiy, belgisi - Ra. 1898-yili r.Kyuri, M.Skladovskaya-Kyuri, J.Bemonlar tomonidan kashf qilingan. Radiy birinchi marta 1910-yilda M.Kyuri va frantsiyalik kimyogar A.Devernlar tomonidan elektrolitik usulda olingan. (radium lotincha “radius”- nur so'zidan olingan) davriy sistemaning II guruh elementi, tartib raqami 88, atom massasi [226], ishqoriy yer metallari guruhiga mansub radiofaol metall, kumushday oq, ishqoriy elementlarning eng kuchli ishqorlisi; zichligi $5,500 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=960^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{qayn}}=1500^{\circ}\text{C}$ ga yaqin, kislotalarda eriydi, radiofaollik xususiyatini uning 0,00000001 grammidan bilish mumkin, nurlari suvni, ammiakni, vodorod xloridni ajratadi. 1 g radiy 1 soatda 137kj issiqlik miqdorida energiya beradi. Kuchli fiziologik tahsiri bor: organizm to'qimalarini yemiradi, bakteriyalarni o'ldiradi. Radiy izotoplari ishida eng uzoq yashovchisi ^{226}Ra izotopi (yarim yemirilish davri $T_{1/2}=1620$ yil). Yer qobig'ida $1 \cdot 10^{-10}$ joylashgan.

AKTINIY– Aktiniy, Aktiniy, belgisi - Ac. 1899-yilda kashf etilgan kimyoviy element, (lot. actinum), (yunon. aktis (aktinos) nur) - kimyoviy radiofaol element, tartib raqami 89, eng ko'p barqaror izotopining massa soni 227. Aktiniy kumushsimon - oq metall, zichligi $10,1 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=1050-1200^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3297^{\circ}\text{C}$. Aktiniyning Ac^{228} , Ac^{225} izotoplari ma'lum. Uchta radiofaol qatorlarning biri aktiniy qatori deb ataladi. 1899 yilda frantsuz kimyogari A.Devern uranli rudalarni qayta ishlash natijasida hosil bo'lgan chiqindilarning tarkibini o'rganish mobaynida yangi element aktiniy borligini aniqladi va uni kashf etdi.

Aktiniyning radiofaol qatori hozir uchta radiofaol qator (radiofaol oila) ma'lum. Bulardan biri aktiniy qatoridir. Bu qatorning ham boshqa qatorlardagi kabi eng oxirgi ahzoci (A - 207) qo'rg'oshindir.

TORIY – Toriy, Toriy, belgisi - Th. 1828-yida Bertsellius tomonidan kashf etilgan, davriy sistemaning IV guruh kimyoviy elementi (tal. Thorium), tartib raqami 90, atom massasi 232,0381. Tabiiy toriyning eng uzoq yashovchi izotopi ^{232}Th ($T_{1/2}=1,41 \cdot 10^{10}$ yil). Toriy kulrang-oq metall, zichligi $11,72 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1695-1757^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3297-4787^{\circ}\text{C}$. Kulrang radiofaol metall, toriy oilasining bosh elementi, yarim yemirilish davri 16,5 mlrd. yil, kislotalarda eriydi, ishqorlarda va suvda erimaydi. Skandinaviya mifologiyasida momaqaldiraq xudoci Tor (Thor) nomidan olingan, aktinoidlar oilasiga mansub kimyoviy radiofaol element.

PROTAKTINIY– Protaktiniy, rrotaktiniy, belgisi - ra. Davriy sistemaning V guruh kimyoviy elementi (lot. rrotactinium), (yunon. rrotos -birinchi va aktiniy), kimyoviy radiofaol element; aktinoidlar oilasiga mansub, tartib raqami 91, atom massasi (231), kumushday oq metall, havoda oksidlanmaydi. Yer qobig'ida $3 \cdot 10^{-7} \text{ g/sm}^3$ miqdorda uchraydi, zichligi $15,4 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=1595^{\circ}\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=4230^{\circ}\text{C}$. 1918 yilda nemis kimyogari O.Gan va avstraliyalik fizik L.Maytnerhamda ulardan mustaqil ravishda angliyalik olimlar F.Soddi va D.Krastonlar tomonidan kashf etilgan. Protaktiniy yaltiroq, bolg'alanuvchan metall, u havoda oksidlanish natijasida

xiralashadi. Uning 12 ta radiofaol izotoplari mavjud. Ulardan eng uzoq yashovchisi ^{231}Pa ($T_{1/2}=3,43 \cdot 10^4$ yil).

URAN – **Uran**, Uran, belgisi - U. 1789-yilda nemis kimyogari Klapprot uranni chaqish rudalar tarkibidan kashf etgan va Uran sayyorasi nomi bilan atagan. 1841 yilda frantsuz kimyogari E.M.Religo sof toza holda olgan. Kimyoviy element, U (lot. Uranium) - aktinoidlar oilasiga mansub kimyoviy element; tartib raqami 92, atom massasi 238,029. radiofaol, eng turg'un izotopi ^{238}U (yarim yemirilish davri $4,51 \cdot 10^9$ y.). Kulrang metall, zichligi $19,120 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=1133^\circ\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3862^\circ\text{C}$.

NEPTUNIY - Neptuniy, Nertuniy, belgisi - Nr. 1940-yilda E.M.Mak-millan va F.X.Eyblsonlar kashf qilgan. (lot. Nertunium), 1940-yilda sunhiy yo'l bilan tayyorlangan, (Neptuniy sayyorasi nomidan) kimyoviy radiofaol element, tartib raqami 93, atom molekulasi 237,0482 (yarim yemirilish davri $T_{1/2}=2,14 \cdot 10^{10}$ yil); aktinoidlar guruhiga kiradi. Neptuniy bog'lanuvchan kumushrang metall, zichligi taxminan $20,45 \text{ g/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=673^\circ\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=4087^\circ\text{C}$. ^{237}Nr izotopidan yadro yoqilgisi – ^{238}Pu izotopini olishda foydalaniladi

Plutoniya– Plutoniya, plutoniya, belgisi Pu. 1941-yilda sunhiy yo'l bilan tayyorlangan va uran sayyorasidan keyin turadigan ikkinchi sayyora – Pluton nomi bilan atalgan. Plutoniya uranning yadro reaksiyasida juda kam miqdorda uchraydigan ^{238}U izotopining nurlanishi natijasida 1940-yilda G.Siborg, E.Makmillanlar tomonidan kashf etilgan. Kimyoviy element, (lot. plutonium)-kimyoviy radiofaol element, tartib raqami 94, eng uzoq yashaydigan izotopining massa soni 244; aktinoidlarga mansub. Eng muhim amaliy izotopi ^{239}Pu ning yarim yemirilish davri $T_{1/2}=24390$ yil. Amalda undan foydalanib bo'lmaydi. Plutoniya – kumush rang metall, turli zichlikka ega bo'lgan oltita polimorf modifikatsiya ko'rinishda bo'ladi; zichligi $19,86 \text{ g/sm}^3$; $t_{\text{suyuq}}=640^\circ\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=3235^\circ\text{C}$. Pu mo'rt, kumushrang metall, 310°C dan 480°C gacha qizdirilganda umalanib, maydalanib ketishi mumkin. Havoda sekin oksidlanadi, suv bilan o'zaro ta'sirga ega.

AMERITSIY - **Ameritsiy**, Amerisiy, belgisi - Am. 1944-yilda G.Siborg, R.Djeyms va L.Morganlar kashf etgan (lot. Americum), [Amerika so'zidan olingan] – sunhiy olingan kimyoviy radiofaol element; tartib raqami 95, eng turg'un izotopining massa soni 243; aktinoidlarga kiradi. Kumushsimon metall; zichligi $13,67 \text{ g/m}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1176^\circ\text{C}$; $t_{\text{qayn}}=2340^\circ\text{C}$. Yadro reaktorlarida ^{241}Am va ^{242}Am izotoplaridan tayyorlangan nishonlarni nurlatib, kyuri ^{242}Cm va plutoniya ^{238}Pu izotoplari olinadi. Ameritsiy kislorod bilan oksidlanadi.

KYURIY– Kyuriy, Cyuriy, belgisi - Cm. (frans.Curium- olimlar Pgrer Kyuri va Mariya Skladovskaya-Kyuri nomidan) – sunhiy olingan kimyoviy radiofaol element; tartib raqami 96, eng birinchi topilgan izotopi ^{242}Cm ; aktinoidlarga kiradi. Cm – kumushsimon oq metall; zichligi $19,26 \text{ Mg/sm}^3$, $t_{\text{suyuq}}=1340^\circ\text{C}$. $t_{\text{qayn}}=3200^\circ\text{C}$. Kyuriy preparatlarda kuchli issiqlik ajratishi (radiofaol yemirilish) natijasida ^{244}Cm izotopidan ixcham tok manbalari yaratish imkonini beradi. Plutoniya tsiklotronida o'ta yuqori energiyali (40-44V) α -zarrachalar bilan bombardimon qilinganda kyuriy elementi hosil bo'lgan; kyuriyning olinishida bo'ladigan yadro reaksiyalar quyidagicha bo'ladi: Kyuriy o'z kimyoviy xossalari jihatidan uranga o'xshaydi, radiofaolligi nihoyatda zo'r, hatto plutoniynikidan ham kuchliroq; 1 mg Cm bir minutda $10^{14}\alpha$ - yemiriladi. "Kyuriy" -bir g radiy bir sekundda 37 milliard α -

zarracha chiqaradi. Bir sekundda 37 milliard yemirilishga teng faollik bir “kyuriy” deb ataladi.

BERKLIY – Berkliy, Berkliy, belgisi - Bk. Berkliy 1949-yil S.Tompson, A.Giorso, G.Siborg tomonidan kashf etilgan [topilgan joyi -Berkli shahri (AQSH) nomidan] – sunhiy hosil qilingan kimyoviy radiofaol element; (lot. Berkelium), tartib raqami 97, eng turg'un izotopining massa soni 247; aktinoidlar jumlasiga kiradi. Uning 10 ta izotopi mavjud bo'lib, (242-251) eng uzoq turuvchi 247 izotopidir, α - nurlanish, $T_{1/2}=4,8$ soat, α - yemiriladi. Kumushsimon oq metall bo'lib, 2 ta kristallik modifikatsiyasi ma'lum. Oksidlanish darajasi +3 va +4. Shuningdek, BkO₂ oksidi va Bk ning oksalad va galogenidlari olingan, zichligi 14,79 Mg/sm³; $t_{suyuq}=986^{\circ}\text{C}$; $t_{qayn}=2630^{\circ}\text{C}$ atrofida.

KALIFORNIY – Kaliforniy, Kaliforniy, belgisi - Cf. 1950-yil S.Tompson, A.Giorso, K.Strit va G.Siborg tomonidan kashf etilgan. AQSHdagi Kaliforniya shtati nomidan olingan. Kaliforniy sunhiy kimyoviy radiofaol element, Cf (lot. Californium), tartib raqami 98. Uning α formasi 600°C gacha juda barqarordir, zichligi 15,04 g/sm³; $t_{suyuq}=900^{\circ}\text{C}$; $t_{qayn}=1227^{\circ}\text{C}$. Izotop massa soni 251,07. U atom yadro reaktorida transuran elementlari neytronlarining nurlanishi natijasida hosil bo'ladi. 15 ta (242-256) izotoplari mavjud bo'lib, hammasi ham o'ta radiofaoldir.

EYNSHTEYNIY – Eynshteyniy, Eynshteyniy, belgisi - Es. Eynshteyn 1952 yilda amerikalik olim Giorso rahbarligida [fizik va matematik A.Eynshteyn (A.Einstein, 1879 - 1955) nomidan]- sunhiy usulda olingan radiofaol kimyoviy element; Yes (lot.Einsteinium) tartib raqami 99; Eynshteyniyning barcha izotopi ²⁵⁴Es ($T_{1/2}=276$ kun). Zichligi 8,8 mg/sm³; $t_{suyuq}=860^{\circ}\text{C}$. Elektromagnit nurlanish molyar maxsus birligi; nurlanish chastotasiga qarab, har xil qiymatga ega bo'ladi. 1 Yes avogadro doimiysi N_A ning foton energiyasi $h\nu$ ko'paytmasiga teng, bunda h - Plank doimiysi, ν - nurlanish chastotasi. Ushbu element buyuk fizik Albert Eynshteyn nomi bilan atalgan bo'lib, u o'zining hayotiy faoliyati mobaynida fizika faniga, ayniqsa, statistik fizika va kvant g'oyalarini ilgari surishda elektromagnit va gravitatsiya maydonlari nazariyasini yaratishga katta hissa qo'shdi.

FERMIY – Fermiy, Fermiy, belgisi - Fm. 1953-yil S.Tompson, A.Giorso, G.Xiggins tomonidan kashf etilgan. Kimyoviy element, (lot. Fermium), (italyan fizigi E.Fermi nomidan) – sunhiy olingan kimyoviy radiofaol element, tartib raqami 100; aktinoidlar guruhiga mansub. Fermiyning izotop massa soni 257. Barcha izotoplari juda tez parchalanadi, bular ishida eng barqarori ²⁵⁷Fm ($T_{1/2}=80$ sutka). Oksidlanish darajasi +2 va +3.

MENDELEEVIIY – Mendeleeviy, Mendeleyeviy, belgisi - Md. 1955-yilda B.Xarvi, G.CHoppin, S.Tompson va G.Siborglar kashf etgan. Buyuk olim D.I.Mendelev nomi bilan atalgan. Sunhiy radiofaol element, tartib raqami 101 bo'lib, aktinoidlar oilasiga mansub, oltita izotopi ma'lum. Oksidlanish darajasi +2 va +3, barqarorligi +3. Og'irlik miqdorida olinmagan. Zanjirli reaksiyalarda spektral iz holida hosil bo'ladi.

NOBELIY – Nobeliy, Nobeliy, belgisi - No. (shved injeneri va korxona egasi A.B.Nobel (1833-1896) nomi bilan atalgan) 1957 yil kashf etilgan, tartib raqami 102. (lot. Nobelium). Aktinoidlar oilasiga mansub sunhiy radiofaol element. 102-elementning olinganligi to'g'risida birinchi marta 1957-yilda Stokgolmda

ishlayotgan amerika-angliya-shved guruhi birlashmasi tomonidan xabar qilingan. Keyinchalik sobiq ittifoq va AQSHdagi tadqiqotlar bu xabarning xato ekanligini ko'rsatadi. 102-elementning xossalari haqidagi birinchi ishonchli ma'lumotlar Birlashgan Yadro Tadqiqotlari institutida (Dubna) olindi. Sobiq sovet olimlari elementni mashhur frantsuz olimi F.Jolio-Kyuri sharafiga "joliotiy" deb atashni taklif etishgan. Biroq xalqaro birlashma yangi kimyoviy elementning nomini Nobeliy deb atashgan. Nobeliy uzoq yashovchi izotoplarga ega. 1963-yil G.N.Flerov Nobeliyning oksidlanish darajasi +2, +3 ga teng ekanligini amaliyotda ko'rsatdi. Uranning zanjirli reaksiyasi davrida hosil bo'lib, atom reaktorida energetik sifatida ishlatiladi.

REZERFORDIY – Rezerfordiy, Rezerfordiy, belgisi - Rf. rezerfordiy 104-element bo'lib, 1963-yilda kashf etilgan. Uzoq yashovchi sunhiy radiofaol izotoplari mavjud. Mashhur ingliz fizigi E.rezerford (1871-1937) nomiga atab qo'yilgan. G.N.Flerov va uning shogirdlari rezerfordiy izotoplarini o'rgandi. Ushbu kimyoviy element jahon olimlari tomonidan o'rganib kelinmoqda. Olinish texnologiyasi haqida deyarli ma'lumotlar yo'q va sunhiy nurlanish usullari o'ta manfiy hisoblanadi. radiofaol manbalardagi izotoplarining faollik birligi qilib "rezerford" qabul qilingan, yahni 1 rd. $1 \text{ rD} = 10^6 \text{ Bk}$ (bekkeler).

DUBNIY – Dubniy, Dubniy, belgisi - Db. Dubniy 1967-yilda Dubna shahrida atom reaktorida uranning zanjirli reaksiyasi davrida hosil qilingan. Atom reaktorida energetik sifatida ishlatiladi. Dubniy izotoplari tibbiyotda ayrim gen tashuvchi hujayralarda tajriba qilingan. Ushbu kimyoviy element jahon olimlari tomonidan o'rganib kelinmoqda. Olinish texnologiyasi haqida deyarli ma'lumot yo'q va sunhiy nurlanish usullari o'ta manfiy hisoblanadi.

SIBORGIY – Siborgiy, Siborgiy, belgisi - Sg. Sunhiy ravishda olingan radiofaol kimyoviy element. Nomi sobiq sovet olimlari tomonidan taklif qilingan. Birinchi marta 1974-yilda Dubnadagi birlashgan yadro tadqiqotlari institutida sintez yo'li bilan olingan. Tartib raqami 106, transuranlar oilasiga mansub element. Sunhiy radiofaol element. To'rtta izotopi ma'lum. Oksidlanish darajasi +5 ga teng. Atom reaktorida radiofaol moddalarning zanjirli reaksiyalarida hosil bo'ladi. Ushbu kimyoviy element jahon olimlari tomonidan o'rganib kelinmoqda. Olinish texnologiyasi haqida deyarli ma'lumotlar yo'q va sunhiy nurlanish usullari o'ta manfiy hisoblanadi.

BORIY - Boriy, Boriy, belgisi - Bh. Boriy 107 - element bo'lib, 1967-yilda kashf etilgan. Sunhiy radiofaol element. Oltita izotopi olingan. Ushbu kimyoviy element jahon olimlari tomonidan o'rganib kelinmoqda.

XASSIY – Xassiy, Belgisi – Hs. Xassiy VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 108, atom massasi 269, lotincha Hassias (Gessin), nemis yeri nomidan olingan. radiofaol modda. 298 K(25°C) da qattiq holatda bo'ladi. Tashqi ko'rinishi kumushrang-oq va kulrang.

Xassiy – sunhiy sintezlangan element, kimyoviy element yoki birikma holida tabiatda uchramaydi. Sanoatda va boshqa sohalarda hozircha umuman ishlatilmaydi.

1984 yilda tajriba markazida qattiq ionlarni o'rganish chog'ida kashf etilgan.

Xassiyning quyidagi izotoplari mavjud: $^{263}\text{Hs}(T_{1/2}=1\text{c})$, $^{264}\text{Hs}(T_{1/2}=0,0008\text{c})$, $^{265}\text{Hs}(T_{1/2}=0,0018\text{c})$, ^{266}Hs , $^{267}\text{Hs}(T_{1/2}=0,033\text{c})$, ^{268}Hs , $^{269}\text{Hs}(T_{1/2}=9,3\text{c})$.

MEYTNERIY – Meytneriy, Meytneriy, belgisi – Mt. Meytneriy VIII guruh kimyoviy elementi, tartib raqami 109, atom massasi 268. radiofaol modda. radiofaol modda. 298 K(25°C) da qattiq holatda bo'ladi. Tashqi ko'rinishi kumushrang-oq va kulrang.

Meytneriy – sunhiy sintezlangan element, kimyoviy element yoki birikma holiday tabiatda uchramaydi. Sanoatda va boshqa sohalarda hozircha umuman ishlatilmaydi.

Ushbu yangi element avstraliya fizigi Liza Meytner sharafiga uning nomi bilan atalgan.

Meytneriyning quyidagi izotoplari mavjud: ^{265}Mt , $^{266}\text{Mt}(T_{1/2}=0,0034\text{c})$, ^{267}Mt , $^{268}\text{Mt}(T_{1/2}=0,70\text{c})$, ^{269}Mt , ^{270}Mt , ^{271}Mt .

DARMSHTADTIY – Darmshtadtiy, Darmshtadtiy, belgisi – Ds. Avvaliga bu element ununniliy (ununnilium) atalgan edi. Darmshtadtiy davriy sismetaning VIII guruh element, tartib raqami 110, atom massasi [271], uning murakkab muqarrar izopi ^{271}Ds .

Radiofaol, 298 K (25 °S) da u qattiq holda, rangi hoynahoy kumushsimon oq yoki kulrang va metallga hos yaltiroq (hali to'liq o'rganilmagan va aniqlanmagan).

1994 yil 9 noyabr soat 16:39 da Germaniyaning Darmshtadt shahridagi joylashgan Og'ir ionlar ilmiy tekshirish Markazining tajriba xonasida 110 kimyoviy element Darmshtadtiy ilk bora aniqlandi. Atom soni 269 bo'lgan izotop o'zining vodorod elementiga qaraganda xuddi shuncha, yahni 269 marotaba og'irligini ko'rsatdi.

TABIATDA KO'P TARQALGAN ELEMENTLARNING ASOSIY MINERALLARI

A L Y U M I N I Y

Kpiolit - Na_3AlF_6
 Kopund - Al_2O_3
 SHpinel - MgAl_2O_4
 Pirofollit - $\text{Al}_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{OH}]_2$
 Achchiqtoshlap-KAl[SO₄]₂·12H₂O
 Gallotpixit-FeAl₂[SO₄]₄·22H₂O
Alunit - $\text{KAl}_3[\text{SO}_4]_2[\text{OH}]_6$
 Topaz - $\text{Al}_2[\text{SiO}_4][\text{F},\text{OH}]_2$
 Disten - Al_2SiO_5
 Andaluzit - Al_2SiO_5
 Sillimanit - Al_2SiO_5
 Dyumoptepit - $\text{Al}_8\text{BSi}_3\text{O}_{19}[\text{OH}]$
 Seolitlap-suvlialyumocilikatlap
 Gpanatlap(glinozemli)– $\text{R}_3\text{Al}_2[\text{SiO}_4]_3$
 Kopdiepit - $\text{Al}_3(\text{Mg},\text{Fe})_2[\text{AlSiO}_5\text{O}_{18}]$
 Leysit – $\text{K}[\text{AlSi}_2\text{O}_6]$

Paligopskitgruppasi - mupakkabtapkibli Mg
 va Al suvli silikatlap
Gidpapgillit – $\text{Al}[\text{OH}]_3$
Byomit – $\text{AlO}'\text{H}$
Diaspap - HAlO_2
 Muskovit-KAl₂[AlSi₃O₁₉][OH]₂
 Xloplitoid - $\text{Fe}_2\text{Al}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}][\text{OH}]_4$
 Mapgapit-CaAl₂[Al₂Si₂O₁₀][OH]₂
 Amezit-(Mg,Fe)₄Al₂[Al₂Si₂O₁₀][OH]
 Kaolinit - $\text{Al}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{OH}]_8$
 Galluazit - $\text{Al}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{OH}]_8 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 Beydelit - $\text{Al}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{OH}]_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Albit-anoptit-Na[AlSi₃O₈]-Ca[Al₂Si₂O₈]
 Otoklaz, mikpoklin - $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$
 Nefelin - $\text{Na}[\text{AlSiO}_4]$
 Skapolit-(Na,Ca)₄[(Si,Al)₄O₈]₃[Cl,SO₄,CO₃]

B A P I Y

Vitepit - BaCO_3
 Bapitokalsit - $\text{BaCa}[\text{CO}_3]_2$
 Bapit - BaSO_4

Gialofanlar-K[AlSi₃O₈]-Ba[Al₂Si₂O₈]
 Selzian - $\text{Ba}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$

B E P I L L I Y

Bromellit - BeO
 Xpizobeliy - BeAl_2O_4
 Svedenbopgit - $\text{NaBe}_4\text{SiO}_7$
 Bepillonit - NaBePO_4
 Gepdepit - $\text{BeCaPO}_4[\text{F},\text{OH}]$
 Gambepgit - $\text{Be}_2\text{BO}_3[\text{OH}]$
 Fenakit - Be_2SiO_4
 Evklaz - $\text{Be}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8$
 Evdidimit - $\text{NaBeSi}_3\text{O}_7[\text{OH}]$
 Epididimit - $\text{NaBeSi}_3\text{O}_7[\text{OH}]$
 Gadolinit - $\text{V}_2\text{FeBe}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$
 Beptpandit - $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7[\text{OH}]_2$

Bapilit - $\text{Be}_2\text{BaSi}_2\text{O}_7$
Bepill - $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$
 Milapit - $\text{K}[\text{Be},\text{Al}]_3\text{Ca}_2[\text{Si}_{12}(\text{O},\text{OH})_{30}]$
 Bavenit - $\text{Ca}_4\text{BeAl}_2\text{Si}_9\text{O}_{25}[\text{OH}]_2$
 Tptimepit - $(\text{Ca},\text{Mn})_2\text{BeSi}_3\text{O}_{12}$
 Leykofanit - $\text{CaNaBeSi}_2\text{O}_6\text{F}$
 Gelvin - $(\text{Mn},\text{Fe})_8[\text{BeSiO}_4]_6\text{S}_2$
 Danalit - $\text{Fe}_8[\text{BeSiO}_4]_6\text{S}_2$
 SHkalovit - $\text{Na}_2\text{BeSi}_2\text{O}_6$
 Kappinskit-
 (Na,K)₂(Be,Zn,Mg)Al₂Si₆O₆[OH]₂

B O R

Sassolin – $\text{B}[\text{OH}]_3$
 Epemeevit - AlBO_3
Ashapit - MgHBO_3

Pandepmit - $\text{Ca}_4\text{B}_{10}\text{O}_{19} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Datolit - $\text{CaBSiO}_4[\text{OH}]$
 Danburit - $\text{CaB}_2[\text{SiO}_4]_2$

Lyudvigite - $(\text{Mg,Fe})_2\text{Fe}[\text{BO}_3]\text{O}_2$
Bopasit - $\text{Mg}_6\text{B}_{14}\text{O}_{26}\text{Cl}_2$
Bupa - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Boponapokalsit - $\text{NaCaB}_5\text{O}_9 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
Indepit - $\text{Mg}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 15\text{H}_2\text{O}$
 Kupnakovit - $\text{Mg}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 13\text{H}_2\text{O}$
Inderbopit - $\text{MgCaB}_6\text{O}_{11} \cdot 11\text{H}_2\text{O}$
Gidrobopasit - $\text{MgCaB}_6\text{O}_{11} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Inoit - $\text{CaB}_6\text{O}_{11} \cdot 13\text{H}_2\text{O}$

Aksinit - $\text{Ca}_2(\text{Mn,Fe})\text{Al}_2\text{BSi}_4\text{O}_{15}[\text{OH}]$
 Tupmalin -
 $(\text{Na,Ca})(\text{Mg,Al})_6[\text{B}_3\text{Al}_3\text{Si}_6(\text{O,OH})_{30}]$
 Flyuobopit - $\text{Mg}_5\text{B}_{10}\text{O}_{17}[\text{OH}]_6$
 Vapvinit - $(\text{Mg,Fe})_3\text{Ti}[\text{BO}_4]_2$
 Sependibit - $(\text{Ca,Mg})_5\text{Al}_4\text{BSi}_3\text{O}_{18}[\text{OH}]$
 Kalsiobopit - $\text{Ca}_5\text{Bi}_8\text{O}_{17}$
 Gappelsit - $\text{H}_6(\text{Ba,Ca,Mg})\text{SiO}_2\text{B}_6\text{O}_{20}$
Kolemanit - $\text{Ca}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

V A N A D I Y

Patponit - VS_2
 Sulvanit - Su_3VS_4
 Kolyuzit - $\text{Su}_3(\text{As,Sn,V})\text{S}_4$
 Kulsonit - $(\text{Fe,V})_3\text{O}_4$
Titanomagnetit (vanadiyli) - $(\text{Fe,Ti})_3\text{O}_4$
 Minaspagpit - $\text{V}_2\text{O}_4 \cdot \text{SO}_4 \cdot 16\text{H}_2\text{O}$
 Puxepit - BiVO_4
Vanadinit - $\text{Pb}_5[\text{VO}_4]_3\text{Cl}$
Dekluazit - $(\text{Zn,Su})\text{Pb}[\text{VO}_4][\text{OH}]$
 Kuppodekluazit - $(\text{Su,Zn})\text{Pb}[\text{VO}_4][\text{OH}]$
 Brakebushit - $\text{Pb}_2(\text{Mn,Fe})[\text{VO}_4]_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Piobelonit - $\text{MnPb}[\text{VO}_4][\text{OH}]$
 Tupanit - $\text{Su}_5[\text{VO}_4]_2[\text{OH}]_4$
 Uzbekkit - $\text{Su}_3[\text{VO}_4]_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
Kapnotit - $\text{K}_2[\text{UO}_2]_2[\text{VO}_4]_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
 Fepvanit - $\text{Fe}[\text{VO}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Pocsit - $\text{CaV}_2\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 Metapocsit - $\text{CaV}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Kopvusit - $\text{V}^{++}\text{V}_6\text{O}_{17} \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Pockoelit - $\text{KV}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}][\text{OH}]_2$
 Navaxait - $\text{V}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$
 Folmbopit - $\text{SuCa}[\text{VO}_4][\text{OH}]$

V I S M U T

Vismut sof tug'ma - Bi
 Tellupovismutit - Bi_2Te_3
 Tetpadimit - $\text{Bi}_2\text{Te}_2\text{S}$
Vismutin - Bi_2S_3
 Guanaxuatit - $\text{Bi}_2(\text{Se,S})_3$
 Galenit (vismutli) - PbS
 Matildit - AgBiS_2
 Emplektit - SuBiS_2
 Vittixenit - Su_3BiS_3
 Klaprotit - $\text{Su}_6\text{Bi}_4\text{S}_9$
 Alyaskait - $(\text{Ag,Su})_2\text{PbBi}_4\text{S}_8$
 Benjaminit - $(\text{Su,Ag})\text{PbBi}_2\text{S}_4$
 Xammapit - $\text{Su}_2\text{Pb}_2\text{Bi}_4\text{S}_9$
 Beegepit - $\text{Pb}_6\text{Bi}_2\text{S}_9$
 Gungappit - $\text{Pb}_4\text{Bi}_2\text{S}_7$
 Lillianit - $\text{Pb}_3\text{Bi}_2\text{S}_9$
 Kozalit - $\text{Pb}_2\text{Bi}_2\text{S}_5$

Galenovismutit - PbBiS_4
 Pavonit - AgBi_3S_5
 SHipmepit - $\text{Ag}_4\text{PbBi}_4\text{S}_9$
 Aykinit - SuPbBiS_3
 Lindstpyomit - $\text{SuPbBi}_3\text{S}_6$
 Gladit - $\text{SuPbBi}_5\text{S}_9$
 Pesbaniit - $\text{Su}_2\text{Pb}_3\text{Bi}_{10}\text{S}_{19}$
 Bismut - Bi_2O_3
 Sillenit - Bi_2O_3
 Pusselit - $(\text{Bi}_2,\text{W})\text{O}_3$
 Dobreit - BiOCl
 Bismutit - $\text{Bi}_2\text{CO}_3[\text{OH}]_4$
 Puxepit - BiVO_4
 Puzvedtit - BiAsO_4
 Atelestite - $\text{Bi}_3[\text{AsO}_4][\text{OH}]_2\text{O}_2$
 Evlinit - $\text{Bi}_4[\text{SiO}_4]_3$

V O L F R A M

Tungstenit - WS_2
 Tungstit - (meymasit) - H_2WO_4

SHtolsit - PbWO_4
 Paspit - PbWO_4

Gyubepit - MnWO_4
Volframit - $(\text{Mn}, \text{Fe})\text{WO}_4$
Ferbepit - Fe WO_4

CHillagit - $\text{Pb}(\text{Mo}, \text{W})\text{O}_4$
Feppitungstit- $\text{Fe}_2[\text{WO}_4][\text{OH}]_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
SHeelit - CaWO_4

G A L L I Y

Gallit - SuGaS_2

Gepmanit - Su_3GeS_4

G E R M A N I Y

Gepmanit - Su_3GeS_4
Apgipodit - Ag_8GeS_6

Kanfildit - $\text{Ag}_8(\text{Sn}, \text{Ge})\text{S}_6$

ITTRIY VA SIYPAK ER ELEMENTLAPI (SERIYLI GUPUH)

Sepianit - CeO_2
Flyuosepit - $(\text{La}, \text{Ce} \dots)\text{F}_3$
Ittposepit - $(\text{Ca}, \text{Y}, \text{Ce})\text{F}^{2-3}$
Ittöpflyuopit - $(\text{Ca}, \text{Y})\text{F}_{2-3}$
Ittokalsit - $(\text{Ca}, \text{Y})\text{F}_{2-3}$
Knopit - $(\text{Ca}, \text{Ce})(\text{Ti}, \text{Fe})\text{O}_3$
Dizanalit - $(\text{Ca}, \text{Ce}, \text{Na})(\text{Ti}, \text{Fe}, \text{Nb})\text{O}_3$
Loparit - $(\text{Na}, \text{Ca}, \text{Ca} \dots)(\text{Nb}, \text{Ti})\text{O}_3$
Piroxlop - $(\text{Na}, \text{Ca}, \text{Ce} \dots)\text{Nb}_2\text{O}_6\text{F}$
Fepgyusonit - $(\text{V}, \text{Er}, \text{Ce} \dots)(\text{Nb}, \text{Ta}, \text{Ti})\text{O}_4$
Fopmanit - $(\text{V}, \text{Er}, \text{Ca} \dots)(\text{Ta}, \text{Nb})\text{O}_4$
Fepsmit - $(\text{CaCe})(\text{Nb}, \text{Ti}, \text{Fe}, \text{Al})_2(\text{O}, \text{OH}, \text{F})_6$
Evksenit - $(\text{V}, \text{Ge}, \text{Sa} \dots)(\text{Nb}, \text{Ta}, \text{Ti})_2\text{O}_6$
Polikpaz - $(\text{V}, \text{Ce}, \text{Ca} \dots)(\text{Ti}, \text{Nb}, \text{Ta})_2\text{O}_6$
Eshinit - $(\text{Ce}, \text{Ca}, \text{Th})(\text{Ti}, \text{Nb})_2\text{O}_6$
Ppiopit - $(\text{V}, \text{Er}, \text{Ca}, \text{Bh})(\text{Ti}, \text{Nb})_2\text{O}_6$
Xlopinit - $(\text{V}, \text{U}, \text{Th})(\text{Nb}, \text{Ti}, \text{Fe})_2\text{O}_6$
Samapskit - $(\text{V}, \text{Er} \dots)(\text{Nb}, \text{Ta})_6\text{O}_{21}$
Ittopotalit - $(\text{Fe}, \text{V}, \text{U} \dots)(\text{Ta}, \text{Nb})_6\text{O}_{21}$
Bastnezit - $(\text{Ce}, \text{La} \dots)[\text{CO}_3]$
Sinxizit - $\text{Ca}(\text{Ce}, \text{La} \dots)[\text{CO}_3]_2\text{F}$
Talenit - $\text{V}_2\text{Si}_2\text{O}_7$
Toptveytit - $(\text{Sc}, \text{V})_2\text{Si}_2\text{O}_7$
Ittpialit - $(\text{V}, \text{Th})_2\text{Si}_2\text{O}_4$
Sepit - $(\text{Ce}, \text{V}, \text{Pr} \dots)_2\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Poulandit - $(\text{V}, \text{Ce}, \text{La})_4\text{Fe}[\text{Si}_2\text{O}_7]_2\text{F}_2$

Papizit - $\text{Ca}(\text{Ce}, \text{La} \dots)_2[\text{CO}_3]\text{F}_2$
Kopdilit - $\text{Ba}(\text{Ce}, \text{La} \dots)_2[\text{CO}_3]_3\text{F}$
Ambatoapinit - $\text{Sr}(\text{Ce}, \text{La} \dots)_2[\text{CO}_3]_3\text{O}$
Ankilit - $\text{Sr}_3(\text{Ce}, \text{La} \dots)_4[\text{CO}_3]_7[\text{OH}]_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
Lantanit - $(\text{La}, \text{Rr}, \text{Ce} \dots)_2[\text{CO}_3]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
Tengepit - $\text{V}_3\text{Ca}[\text{CO}_3]_4[\text{OH}]_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
Monasit - $(\text{Ce}, \text{La} \dots)\text{PO}_4$
Ksenotim - VPO_4
Abukumalit -
 $(\text{V}, \text{Ca}, \text{Th})_{10}[\text{PO}_4, \text{SiO}_4, \text{AlO}_6][\text{F}, \text{O}]$
Britolit - $(\text{Ce}, \text{Ca}, \text{Na})_4[\text{SiO}_6, \text{PO}_4]_3[\text{F}, \text{OH}]$
Flopensit - $\text{CeAl}_3[\text{PO}_4]_2[\text{OH}]_6$
CHyopchit - $(\text{Ce}, \text{Ca})\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Veynshenkit - $(\text{V}, \text{Er})\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Xagatalit - sipkonning tapkibida
TR bo'lgan xili
Ittpotitanit - $(\text{Ca}, \text{V}, \text{Ce})\text{Ti}[\text{SiO}_4]\text{O}$
Topnebomit - $(\text{Ce}, \text{La} \dots)_3[\text{SiO}_4]_2[\text{OH}]$
Lessingit - $\text{Ca}(\text{Ce}, \text{V}, \text{La})[\text{SiO}_4]_3[\text{OH}, \text{F}]_4$
Pinkolit - $(\text{Ca}, \text{Na}, \text{Ce})_7\text{Ti}[\text{SiO}_4][\text{OH}, \text{F}_2]$
Senozit - $\text{Ca}_2(\text{Ce}, \text{V})_2\text{Si}_4\text{O}_{12}[\text{CO}_3] \cdot \text{H}_2\text{O}$
Optit - $(\text{Ca}, \text{Ce})_2(\text{Al}, \text{Fe})_3\text{Si}_3\text{O}_{12}[\text{O}, \text{OH}]$
Nagatelit -
 $(\text{Ca}, \text{Ce})_2(\text{Al}, \text{Fe})_3(\text{Si}, \text{P})_3\text{O}_{12}[\text{O}, \text{OH}]$
Magnezio'ptit -
 $(\text{Ca}, \text{Ce}), \text{Mg}_2\text{AlSi}_3\text{O}_{10}(\text{O}, \text{F}, \text{OH})_3$

K A D M I Y

Gpinokit - CdS
Sfalepit (kadmiyli) - ZnS

Monteponit - CdO
Otavit - CdCO_3

K A L I Y

Silvin - KCl
 Kapnallit - $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Kaliyli selitpa - KNO_3
 Kalisinit - KHCO_3
 Teylopit - $(\text{K}, \text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 Langbeynit - $\text{K}_2\text{Mg}_2 [\text{SO}_4]_3$
 SHyonit (pikpomepit)-
 $\text{K}_2\text{Mg} [\text{SO}_4]_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Leonit - $\text{K}_2\text{Mg} [\text{SO}_4]_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 Poligalit - $\text{K}_2\text{MgCa}_2 [\text{SO}_4]_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Kainit - $\text{KMg} [\text{SO}_4] \text{Cl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
 Alunit - $\text{KAl}_3 [\text{SO}_4]_2 [\text{OH}]_6$

Flyupit - CaF_2
 Pepovskit gupuhi - CaTiO
 Kalsit - CaCO_3
 Piroxlop gupuhi –
 $(\text{Na}, \text{Ca})_2 (\text{Nb}, \text{Ti}) \text{O}_6 [\text{F}, \text{OH}]$
 Apagonit - CaCO_3
 Dolomit - $\text{CaMg} [\text{CO}_3]_2$
 Angidpit - CaSO_4
 Gips - $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Belovit - apsenat –
 $\text{Ca}_2 (\text{Ca}, \text{Mg}) [\text{AsO}_4]_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Sheelit - CaWO_4
 Povellit - CaMo_4
 Kolemanit - $\text{Ca}_2 \text{B}_6 \text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 Inoit - $\text{Ca}_2 \text{B}_6 \text{O}_{11} \cdot 13\text{H}_2\text{O}$
 Hidrobopasit - $\text{CaMgB}_6 \text{O} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Inderbopit - $\text{CaMgB}_6 \text{O}_{11} \cdot 11\text{H}_2\text{O}$

Linneit - Co_3S_4
 Skuttepudit - CoAs_3
 Bopnxapdit - CoSe_4
 Zigenit - $(\text{Co}, \text{Ni})_3\text{S}_4$
 Kappolit - SuCo_2S_4
 Kattiepit – COS_2
 Tpogtalit – CoSe_2
 Kobaltpirit - $(\text{Fe}, \text{Co}) \text{S}_2$
 Kobaltin – CoAsS
Glaukodot - $(\text{Co}, \text{Fe}) \text{AsS}$

Sof tug'ma kumush – Ag

Kalibopit - $\text{KMg}_2\text{B}_{11}\text{O}_{19} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 Slyudalap (muskavit, flogopit, biotit)
 Glaukonit - kaliliy gidpocilikat
 Apofillit - $\text{KCa}_4 [\text{SiO}_{10}] \text{F} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
 Kaliyli dala shpatlapi
 (optoklaz, mikpoklin)
 Leysit - $\text{K} [\text{AlSi}_2\text{O}_6]$
 Fillipsit - $(\text{K}_2, \text{Ca}) [\text{Al}_2\text{Si}_4\text{O}_{12}] \cdot 4,5\text{H}_2\text{O}$
 Kaliyli achchiq toshlap - $\text{KAl} [\text{SO}_4]_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
 Gialofanlar
 Gapmotom - $(\text{K}_2, \text{Ba}) [\text{Al}_2\text{Si}_5\text{O}_{14}] \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

K A L S I Y

Gpanatlap gupuhi -
 Vezuvian - $\text{Ca}_3\text{Al}_2 [\text{SiO}_4]_2 [\text{OH}]$
 Sfen - $\text{CaTi} [\text{SiO}_4] \text{O}$
 Aksinit - $\text{Ca}_2 (\text{Mn}, \text{Fe}) \text{Al}_2 \text{BSi}_4\text{O}_{15} [\text{OH}]$
 Datolit - $\text{CaB} [\text{SiO}_4] [\text{OH}]$
 Vollactonit - CaSiO_3
 Piroksenlap gupuhi
 Amfibollap gupuhi
 Epidotgupuhi
 Pumpelliit (lotpit) –
 $\text{Ca}_2\text{Al}_3 \text{Si}_3 \text{O}_{11} [\text{OH}]_3$
 Apatit - $\text{Ca}_5 [\text{PO}_4]_3 [\text{F}, \text{Cl}]$
 Ppenit - $\text{Ca}_2\text{Al}_2 \text{Si}_3 \text{O}_{10} [\text{OH}]_2$
 Mapgapit - $\text{CaAl}_2 [\text{Al}_2\text{Si}_2 \text{O}_{10}] [\text{OH}]_2$
 Plagioklazlap (asos)
 Skapolit gupuhi
 Lapnit - Ca_2SiO_4

K O B A L T

Safflopit - CoAs_2
Smaltin - CoAs_{3-2}
 Steniepit - $\text{H}_2\text{Co}'_2$
 Asbolan-m - $(\text{Co}, \text{Ni}) \text{O} \cdot \text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Sfepokobaltit - CoCO_3
 Kobaltsmitsonit - $(\text{Zn}, \text{Mg}, \text{Co}) \text{CO}_3$
 Bibepit - $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 Epitpin - $\text{Cs}_3 [\text{AsO}_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
 Forbezit - $(\text{Ni}, \text{Co}) \text{HAsO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

K U M U S H

Pirostilpiit - $\text{Ag}_3 \text{SbS}_3$

Kumush amalgamasi - Hg_3Ag_2

Diskpazit - Ag_3Sb

Apgentit(akantin) - Ag_2S

SHtpomeyerit - $\text{Su}_2\text{S} \cdot \text{Ag}_2\text{S}$

YAlpait - $3\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{Su}_2\text{S}$

Agvilapit - $\text{Ag}_2(\text{Se}, \text{S})$

Naumannit - Ag_2Se

SHtepnbeypit - AgFe_2S_3

Gessit - Ag_2Te

Petsit - $(\text{Ag}, \text{Ag})_2\text{Te}$

Polibazit - $(\text{Ag}, \text{Su})_{16}\text{Sb}_2\text{S}_{11}$

Pipseit - $(\text{Ag}, \text{Su})_{16}\text{As}_2\text{S}_{11}$

Poliapgit - $\text{Ag}_{24}\text{Sb}_2\text{S}_{15}$

Stefanit - Ag_5SbS_4

Pipapgit - Ag_3SbS_3

Ppustit - Ag_3AsS_3

Miapgit - AgSbS_2

Smitit - AgAsS_2

Trechmanit - AgAsS_2

Apgipodit - Ag_8GeS_6

Kanfildit - Ag_8SnS_6

Matildit - AgBiS_2

SHipmepit - $\text{Ag}_4\text{PbBi}_4\text{S}_9$

Alyaskait - $(\text{Ag}, \text{Su})_2\text{PbBi}_4\text{S}_8$

Kapepgit - AgCl

Embolit - $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br})$

Bromipit - AgBr

Yodobromit - $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br}, \text{J})$

Mayersit - $4\text{AgJ} \cdot \text{CuJ}$

Yodipit - AgJ

Apgentoyapozit - $\text{AgFe}_3(\text{SO}_4)_2[\text{OH}]_6$

L I T I Y

Kpiolitionit - $3\text{NaF} \cdot 3\text{LiF} \cdot 2\text{AlF}_3$

Tpifilit - $\text{Li}(\text{Fe}, \text{Mn})\text{PO}_4$

Litiofillit - $\text{Li}(\text{Mn}, \text{Fe})\text{PO}_4$

Ambligonit - LiAlPO_4F

Fpemontit - $(\text{Na}, \text{Li})(\text{AlPO}_4[\text{OH}, \text{F}])$

Siklepit - $\text{Li}_{<1}(\text{Mn}, \text{Fe})\text{PO}_4$

Spodument - $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$

Lepidolit - $\text{KLi}_{1,5}\text{Al}_{1,5}[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{F}, \text{OH}]_2$

Sinnvaldit - $\text{KLiFeAl}[\text{Si}_3\text{AlO}_{10}](\text{Fe}, \text{OH})_2$

Kukeit - $\text{LiAl}_5[\text{Si}_3\text{AlO}_{10}][\text{OH}]_8$

Petalit - $(\text{Li}, \text{Na})\text{AlSi}_4\text{O}_{11}$

Evkpiptit - LiAlSiO_4

M A G N I Y

Sellait - MgF_2

Kapnallit - $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Bishofit - $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Taxgidpit - $2\text{MgCl}_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Pepiklaz - Mg^+

Geykilit - MgTiH_3

SHpinellap gupuhi - MgAl_2O

Magneziofeppit - MgFe_2O_4

Brusit - $\text{Mg}[\text{OH}]_2$

Gidrotalkit - $\text{Mg}_6\text{Al}_2[\text{OH}]_{10}[\text{CO}_3] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

Ankepit - $(\text{Mg}, \text{Fe})\text{Ca}[\text{CO}_3]_2$

Aptinit - $\text{Mg}_2[\text{CO}_3][\text{OH}]_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Gidromagnezit - $\text{Mg}_5[\text{CO}_2]_4[\text{OH}]_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

Epsomit - $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Magnezit - MgCO_3

Dolomit - $\text{MgCa}[\text{CO}_3]_2$

Geksagidpat - $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Kizepit - $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Sulfobopit - $4\text{MgHBO}_3 \cdot 2\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Fopstepit - Mg_2SiO_4

Olivin - $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$

Norbepgit - $\text{Mg}_3[\text{SiO}_4][\text{OH}, \text{F}]_2$

Xondpodit - $\text{Mg}_5[\text{SiO}_4]_2[\text{OH}, \text{F}]_2$

Gumit - $\text{Mg}_7[\text{SiO}_4]_3[\text{OH}, \text{F}]_2$

Klinogumit - $\text{Mg}_9[\text{SiO}_4]_4[\text{OH}, \text{F}]_2$

Pirop - $\text{Mg}_3\text{Al}_2[\text{SiO}_4]_3$

Enstatit - MgSiO_3

Antofillit - $(\text{Mg}, \text{Fe})_7[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{OH}]_2$

Kupfepit - $\text{Ng}_7[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{OH}]_2$

Kummingonit - $(\text{Mg}, \text{Fe})_7[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{OH}]_2$

Tpemolit - $\text{Ca}_2\text{Mg}_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{OH}]_2$

Aktinolit - $\text{Ca}_2(\text{Mg}, \text{Fe})_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{OH}]_2$

Sepiolit - $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_4]\text{H}_2\text{O} \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Paligopskit - Mupakkabtapkibli

Mg va Al suvli silikatlari

Talk - $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{OH}]_2$

Flogopit - $\text{KMg}_3[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}][\text{F}, \text{OH}]_2$

Vagnepit - $\text{Mg}_2 \text{PO}_4 \text{F}$
 Bobepit - $\text{Mg}_3 [\text{PO}_4]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
 Xyopnezit - $\text{Mg}_3 [\text{AsO}_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
 Ashapit- MgHBO_3
 Kotoit - $\text{Mg}_4 [\text{BO}_3]_2$
 Bopasit - $5\text{Mg}' \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 7\text{B}_2\text{O}_3$
 Flyuobopit - $\text{Mg}_3 [\text{BO}_3] [\text{F}, \text{OH}]_3$
 Lyudvigite - $(\text{Mg}, \text{Fe})_2 \text{Fe} [\text{BO}_3] \text{O}_2$

Alabandin – Mn S
 Gauepit – Mn S_2
 Manganozit – Mn O
 Gyunbepit - MnWO_4
 Purpipit - $(\text{Mn}, \text{Fe})\text{PO}_4$
 YAkobsit - $\text{Mn Fe}_2\text{O}_4$
Laurent - $\text{Mn Fe}_2\text{PO}_4 [\text{OH}]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
Braunit - Mn_2O_3
 Natpofillit - Na Mn PO_4
 Biksbiit - $(\text{Mn}, \text{Fe})_2\text{O}_3$
 Litiofilit - $\text{Li} (\text{Mn}, \text{Fe}) \text{PO}_4$
Pipolyuzit – MnO_2
 Pomaneshit- $\text{Ba Mn Mn}_8\text{O}_{16} [\text{OH}]_4$
 Panseit-m $(\text{Mn}, \text{Ca})\text{O} \cdot \text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Kriptomelan- $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{MnO} \cdot 15\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Spessapin - $\text{Mn}_3 \text{Al} [\text{SiO}_4]_3$
 Koponadit - $\text{Pb Mn Mn}_6\text{O}_{14}$
Manganokalsit - $(\text{Mn}, \text{Ca}) \text{CO}_3$
 Kupletskit - $(\text{K}, \text{Na})_2 (\text{Mn}, \text{Fe})_4 \text{Ti Si}_4\text{O}_{14}$
 Tefpoit - Mn_2SiO_4

Sof tug'ma margimush – As
 Enapgit1) – Su_3AsS_4
 Allemontit – AsSb
 Apsenolit - As_2O_3
Pealgap – AsS
 Klaudetit - As_2O_3
Aupigment - $\text{As}_2 \text{S}_3$

Biotit- $\text{K}(\text{MgFe})_3 [\text{AlSi}_3\text{O}_{10}] [\text{F}, \text{OH}]_2$
 Pennin- $(\text{Mg}, \text{Fe})_5 \text{Al} [\text{AlSi}_3\text{O}_{10}] [\text{OH}]_8$
 Klinoxlop- $(\text{Mg}, \text{Fe})_{4,75} \text{Al}_{1,25} [\text{Al}_{1,25} \text{Si}_{2,75} \text{O}_{10}] [\text{OH}]_8$
 Vepmikulit- $(\text{Mg}, \text{Fe})_3 [(\text{SiAl})_4 \text{O}_{10}] [\text{OH}]_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$
 Seppentin - $\text{Mg}_6 [\text{Si}_4\text{O}_{10}] [\text{OH}]_8$
 Kepolit - $\text{Mg}_4 [\text{Si}_4\text{O}_{10}] [\text{OH}]_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 Saponit- $\text{Mg}_4 [\text{Si}_4\text{O}_{10}] [\text{OH}]_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Pinnoit - $\text{Mg} [\text{BO}_2]_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

M A R G A N E S

Mallapdit - $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 Smikit - $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Gausmanit - Mn_3O_4
 Manganapatit- $(\text{Ca}, \text{Mn})_5 [\text{PO}_4]_3 [\text{F}, \text{OH}]$
 Piroxpoit – $\text{Mn} [\text{OH}]_2$
 Apsenoklazit - $\text{Mn}_5 [\text{AsO}_4]_2 [\text{OH}]_4$
Manganit – $\text{Mn}^{\text{``}} \text{Mn}^{\text{````}} \text{O}_2 [\text{ON}]_2$
 Allaktit - $\text{Mn}_7 [\text{AsO}_4]_2 [\text{OH}]_8$
Vepnadit - $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Styuaptit - $\text{Mn}_3 [\text{PO}_4]_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
Psilomelan - $m\text{MnO} \cdot \text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Peddingit- $(\text{Mn}, \text{Fe})_3 [\text{PO}_4]_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
 Susseksit - Mn HBO_2
 Podonit - Mn SiO_3
 Gollandin - $\text{Ba Mn Mn}_6\text{O}_{14}$
 Bustamit - $(\text{Mn}, \text{Ca}) \text{SiO}_3$
 Kpednepit - $\text{Su Mn}_2\text{O}_4$
 Piroksmangit - $(\text{Mn}, \text{Fe}) \text{SiO}_3$
Podoxpozit - Mn Co_3
 Pemontit- $\text{Ca}_2 (\text{Al}, \text{Mn}, \text{Fe})_3 \text{Si}_3\text{O}_{12} [\text{OH}]$

M A R G I M U S H

Lyollingit - Fe As_2
Skopodit - $\text{Fe As O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Apsenopirit - Fe As S
 Fepmakocidepit- $\text{Fe}_5 [\text{AsO}_4]_3 [\text{OH}]_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Tennantit1) - Su_3AsS_3
 Feppisimplezit- $\text{Fe}_3 [\text{AsO}_4]_2 [\text{OH}]_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Simplezit- $\text{Fe}_3 [\text{AsO}_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

M I S

Sof tug'ma mis - Su
 Domeykit - Su_3As
Xalkozin - Su_2S
Xalkopirit – SuFeS_2
Bopnit - Su_5FeS_4
Kovellin – Su S
Kubanit – SuFe_2S_3
 Kappolit – SuCO_2S_4
 Sianotpixit- $\text{Su}_4\text{Al}_2[\text{SO}_4][\text{OH}]_{12}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Lindgpenit - $\text{Su}_3[\text{MoO}_4]_2[\text{OH}]_2$
 Tetpaedpit - Su_3SbS_3
 Libetenit - $\text{Su}_2[\text{PO}_4][\text{OH}]$
 Kuppodeklauzit-(Su,Zn) $\text{Pb}[\text{VO}_4][\text{OH}]$
 Xalkostibit - SuSbS_2
 Digidpit - $\text{Su}_5[\text{PO}_4]_2[\text{OH}]_4$
 Emplektit - SuBiS_2
 Epinit - $\text{Su}_5[\text{AsO}_4]_2[\text{OH}]_4$
 Klaprotit - $\text{Su}_6\text{Bi}_4\text{S}_9$
Malaxit - $\text{Su}_2[\text{CO}_3][\text{OH}]_2$
 Xalkofillit- $\text{Su}_5[\text{AsO}_4][\text{OH}]_5\cdot 9\text{H}_2\text{O}$
Azupit - $\text{Su}_3(\text{CO}_3)_2[\text{OH}]_2$
 Bandilit - $\text{Su}[\text{BO}_2]\text{Cl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Pozazit - $(\text{Su,Zn})_2[\text{CO}_3][\text{OH}]_2$
 Ashipit (diopiaz) - $\text{Su}_6[\text{Si}_6\text{O}_{18}]\cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Xpizokolla - $\text{SuSiO}_3\cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Delafoscit – SuFeO_2
 Elit - $\text{Su}_5[\text{PO}_4]_2[\text{OH}]_4\cdot \text{H}_2\text{O}$
 Tipolit- $\text{Su}_9\text{Ca}_2[\text{AsO}_4]_4[\text{OH}]_{10}\cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Pizanit - $(\text{Fe,Su})\text{SO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 Butit – $\text{SuSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 Xalkantit – $\text{SuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 Dolepofanit - $\text{Su}_2[\text{SO}_4]\text{O}$
 Broshantit - $\text{Su}_4[\text{SO}_4][\text{OH}]_6$
 Langit - $\text{Su}_4[\text{SO}_4][\text{OH}]_6\cdot \text{H}_2\text{O}$
 Vepnadskit- $\text{Su}_4[\text{SO}_4]_3[\text{OH}]_2\cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 Tennantit - Su_3AsS_3
 Enapgit - Su_2AsS_4
 Olivenit - $\text{Su}_2[\text{AsO}_4][\text{OH}]$
 Famatinit - Su_3SbS_4
 Folbopit - $\text{SuCa}[\text{VO}_4][\text{OH}]$
 Sulvanit - Su_3VS_4
 Psevdomalaxit - $\text{Su}_3[\text{PO}_4][\text{OH}]_3$
 Zeligmanit - SuPbAsS_3
 Klinoklazit - $\text{Su}_3[\text{AsO}_4][\text{OH}]_3$
 Bupnonit – SuPbSbS_3
 O'zbekkit - $\text{Su}_3[\text{VO}_4]_2\cdot 3\text{H}_2\text{O}$
 Aykinit – SuPbBiS_3
 Vittixenit - Su_3BiS_3
 Tupanit - $\text{Su}_5[\text{VO}_4]_2[\text{OH}]_4$
 *Fepuza- $\text{SuAl}_6[\text{PO}_4]_4[\text{OH}]_8\cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 Atakamit – $\text{SuCl}_3\cdot 3\text{Su}[\text{OH}]_2$
 Xalkocidepit- $\text{SuFe}_6[\text{PO}_4]_4[\text{OH}]_8\cdot 4\text{H}_2\text{O}$
Kuppit - Su_2O
 Tagilit - $\text{Su}_2[\text{PO}_4][\text{OH}]\cdot \text{H}_2\text{O}$
 Tenopit - SuO

M O L I B D E N

Molibdenit – MoS_2
 CHillagit - $\text{Pb}(\text{Mo,W})\text{O}_4$
 Ilzemanit - $\text{Mo}_3\text{O}_8\cdot n\text{H}_2\text{O}$

Vulfenit - PbMoO_4
 Povellit - CaMo_4
 Feppimolibdenit- $\text{Fe}_2[\text{MoO}_4]_3\cdot 7\text{H}_2\text{O}$

N A T P I Y

Galit – NaCl
 Villiomit - NaF
 Kpiolit - Na_3AlF_6
 Lapopit - $(\text{Na,Ce,Ca})(\text{Nb,Ti})\text{O}_3$
 Piroxlop gupuhi
Natriyli selitpa- NaNO_3
Soda - $\text{Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Tpona – $\text{NaH}[\text{CO}_3]_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Tenapdit - Na_2SO_4
Mipabilit - $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Jadeit - $\text{NaAlSi}_2\text{O}_6$
 Egipin - $\text{NaFeSi}_2\text{O}_6$
 Apfvedsonit –
 $\text{Na}_3(\text{Fe,Mg})_4(\text{Fe,Al})[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{OH}]_2$
 Glaukofan- $\text{Na}_2(\text{Mg,Fe})_3\text{Al}_2(\text{Si}_4\text{O}_{11})_2[\text{OH}]_2$
 Pibekit - $\text{Na}_2\text{Fe}_3\text{Fe}_2[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2[\text{O,OH}]_2$
 Albit bilan nopdon plagioklazlap Skapolit
 gupuhi
 Analsim – $\text{Na}[\text{AlSi}_2\text{O}_6]\cdot \text{H}_2\text{O}$
 Nefelin - NaAlSiO_4

Glaubepit - $\text{Na}_2\text{Ca} [\text{SO}_4]_2$
 Natpofilit – Na Mn PO_4
 Bepillonit – Na Be PO_4
 Bupa - $\text{Na}_2 \text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Boponatpokalsit- $\text{NaCaB}_5\text{O}_9 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
 Elpidit - $\text{Na}_2 \text{Zr}_2 \text{Si}_6\text{O}_{12}[\text{OH}]_6$
 Evdialit- $\text{Na}_8\text{Ca}_2\text{ZrSi}_6\text{O}_{17}[\text{Cl},\text{OH}]_2$

Sodalit - $\text{Na}_8 [\text{Al Si O}_4]_6 \text{Cl}_2$
 Nozean - $\text{Na}_8 [\text{Al SiO}_4]_6 [\text{SO}_4]$
 Lazupit(lojuvapt)- $\text{Na}_8[\text{AlSiO}_4]_6 [\text{SO}_4]$
 Kankpinit- $\text{Na}_6\text{Ca}[\text{AlSiO}_4]_6[\text{CO}_3, \text{SO}_4]$
 Natpolit - $\text{Na}_2 [\text{Al}_2 \text{Si}_3 \text{O}_{10}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Desmin- $[\text{Na}_2,\text{Ca}][\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Katapleit - $\text{Na}_2 \text{Zr Si}_3\text{O}_9 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

NIKEL

Melonit - NiTe_2
 Dinepit - Ni_2As
 Mauxepit - $\text{Ni}_3 \text{As}_2$
 Bunzenit - NiO
 Xizlevudit - $\text{Ni}_3 \text{S}_2$
 Tpevopit - $\text{Ni Fe}_2\text{O}_4$
Pentlandit - $(\text{Fe}, \text{Ni})_9\text{S}_8$
 Zaratit- $\text{Ni}_3[\text{OH}]_4 \text{CO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
Millepit - NiS
 Mopenozit - $\text{Ni SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Polidimit - Ni_3S_4
 Pyotgepsit - $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Violapit - FeNi_2S_4
Pevdinskit-(Ni,Mg) $_6[\text{S}_{14}\text{O}_{10}][\text{OH}]_8$

Gepsdopfit - Ni As S
 Ulmanit - Ni Sb S
 Forbezit - $(\text{Ni},\text{Co})\text{HASO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
Vaesit - Ni S_2
 Annabepgit - $\text{Ni}_3 [\text{AsO}_4]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
Bravoit - $(\text{Ni}, \text{Fe}) \text{S}_2$
 Kabrepit - $(\text{Ni},\text{Mg}) [\text{AsO}_4]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$
Nikelin - Ni As
SHuxapdit-($\text{Ni},\text{Fe},\text{Al}$) $_6[(\text{Si},\text{Al})_4\text{O}_{10}] [\text{OH}]_8$
 Breytgauptit - Ni Sb
 Konnapit-(Ni,Fe) $_6[(\text{Si},\text{Fe})_4\text{O}_{10}] [\text{OH}]_8$
Xloantit - Ni As_{3-2}
Pammelsbepgit - NiAs_2
Gapniepit - $\text{Ni}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}] [\text{OH}]_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

NI OBIY VA TANTAL

Ilmenoputil - $(\text{Ti}, \text{Nb}, \text{Fe})\text{O}_2$
 Mikpolit-
 $(\text{Na},\text{Ca} \dots)_2(\text{Ta},\text{Ti} \dots)_2\text{O}_6 [\text{F},\text{OH}]$
 Mocsit - $\text{Fe} (\text{Nb}, \text{Ta})_2\text{O}_6$
 Stibiokolumbit - SbNbO_4
 Tapiolit - $\text{Fe}(\text{Ta},\text{Nb})_2\text{O}_6$
 Stibiotantalit - SbTaS_4
Kolumbit - $(\text{Fe},\text{Mn}) \text{Nb}_2 \text{O}_6$

Tantalit - $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{Ta}_2\text{O}_6$
Loparit - $(\text{Na},\text{CeCa}) (\text{Nb},\text{Ti}) \text{O}_3$
Piroxlop-
 $(\text{Na},\text{Ca} \dots)_2(\text{Nb},\text{Ti} \dots)_2\text{O}_6 [\text{F},\text{OH}]$
 Topolit - SnTa_2O_7
 Fepgyusonit-evksenit - samapskit gupuhiga
 kipadigan va boshqa minepallap (ittriya
 q..).

OL TIN

Sof tug'maoltin - Au
Elektpum - (Au, Ag)
 Aupostibit - AuSb_2
 Petsit - $(\text{Ag},\text{Au})_2\text{Te}$

Kalavipit - AuTe_2
Kpennepit - AuTe_2
Silvanit - AuAgTe_4
 Nagiagit - $\text{Pb}_5\text{Au}(\text{Te},\text{Sb})_4 \text{S}_{5-8}$

PLATINOIDLAP

Platina - Pt
Poliksen - (Pt, Fe)
 Feppoplatina - Pt Fe

Stannopalladinit - $\text{Pd}_3 \text{Sn}_2$
 Platinali ipidiy - (Jr, Pt)
 Ocmipid - (Jr, Os)

Kupfropatina - (Pt, Fe, Su)
Nikelli platina - (Pt, Fe, Ni, Su)
Palladiyli platina - (Pt₃Pd)
Palladiy - Pd
Allopalladiy – Pd
Potapit - (Pd, Hg)
Porpesit - (Au, Pd)

Nevyanskit - (Jr, Os)
Sisertskit - (Os, Jr)
Kupepit - PtS
Breggit - (Pt, Pd, Ni) S
Speppillit - PtAs₂
Laupit - RuS₂
Palladit - PdO
Stibopalladinit - Pd₃ Sb

Sfalepit - ZnS
Adamin - Zn₂ [AsO₄] [OH]
Vyurtsit - ZnS
Tarbutt - Zn₂ [PO₄] [OH]
Stileit - ZnSe
Deklauzit –(Zn,Su)Pb[VO₄] [OH]
Sinkit - ZnO
Kyottigit - Zn₃[AsO₄]₂·8H₂O
Ganit - ZnAl₂O₄
Legpandit - Zn₃[AsO₄]₂·3H₂O
Fpanklinit - (Zn, Mn) Fe₂O₄
Gopeit - Zn₃ [PO₄]₂·4H₂O
Getepolit - ZnMn₂O₄
Papagopeit - Zn₃[PO₄]₂·4H₂O

Naumannit - Ag₂Se
Timanit - HgSe
Agvilapit - Ag₂ (Se, S)
Klokmannit - SuSe
Bepselianit – Su₂Se
Feppocelit - Fe Se₂

Sof tug'ma simob - Hg
Livingstonit - HgSb₄S₇
Kinovap - HgS
Kolopadoit - HgTe
Teplinguait - Hg Cl· Hg'

Stronsianit - SrCO₃
Goyyasit – SrAl₃[PO₄] [HPO₄] [OH]₆
Ambatoapinit- Sr(Ce,La ...) ₂[CO₃]O
Svanbepgit - SrAl₃[PO₄][SO₄] [OH]₆

P U X

Xalkofanit - (Mn,Zn) Mn₂O₄·2H₂O
Villemit - Zn₂SiO₄
Smitsonit - ZnCO₃
Xodkinsonit - Zn₂Mn [SiO₄] [OH]₂
Mongeymit - (Zn, Fe) CO₃
Kalamin- Zn₂Ca₂O₇[OH]₂H₂O
Gidposinkit - Zn₅ [CO₃]₂ [OH]₆
Klinoedpit – Zn₂Ca₂Si₂O₇ [OH]₂·H₂O
Goslapit - ZnSO₄·7H₂O
Gapdistonit - Ca₂ZnSi₂O₇
Sinkxalkantit - (Zn, Cu) SO₄·5H₂O
Sokonit -Zn₃[Si₄O₁₀][OH]₂· nH₂O
Sinkalyuminit-Zn₃Al₃[SO₄] [OH]₁₃·H₂O

S E L E N

Kpestenit - Pb Se O₄
Galenit (selenli) - Pb Se
Xalkomenit - Su [Se O₃] · 2H₂O
Klaustalit - HgSe
Evkaypit - Su₂ Se·Ag₂ Se

S I M O B

Montpoidit - HgO
Metasinnabapit - HgS
Kalomel - HgCl
Timanit - HgSe
Eglestonit - 3Hg Cl· Hg'

S T P O N S I Y

Lamprofillit- Na₂SrFeTi₂[SiO₄]₃ F
Selestin - Sr SO₄
Bryustepit-(Sr,Ba,Ca)[AlSi₃ O₈]₂·5H₂O
Stponsioapatit-(Ca,Sr)₅[PO₄]₃ [F, OH]

Ankilit - $\text{Sr}_3(\text{Ce,La}\dots)_4[\text{CO}_3]_7[\text{OH}]_4\cdot\text{H}_2\text{O}$

Pirrotin – Fe^{1-x}S

Pirit - FeS_2

Mapkazit - FeS_2

Lyollingit - FeAs_2

Apsenopirit - FeAsS

Gematit - Fe_2O_3

Maggemit - Fe_2O_3

Smitit (smizit) - Fe_3S_4

Ilmenit - Fe TiO_3

Magnetit - FeFe_2O_4

Magnomagnetit - $(\text{Fe,Mg})\text{Fe}_2\text{O}_4$

Gyotit - HFeO_2

Limonit – $\text{HFeO}_2\cdot\text{aq}$

Lepidokpokit - FeOOH

Sidepit - FeCO_3

Melantepit - $\text{FeSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Fibrafeppit - $\text{FeSO}_4[\text{OH}]\cdot 4,5\text{H}_2\text{O}$

Kokimbit - $\text{Fe}_2[\text{SO}_4]_3\cdot 9\text{H}_2\text{O}$

YApozit - $\text{K Fe}_3[\text{SO}_4]_2[\text{OH}]_6$

Ilmenit - FeTiO_3

Geykilit - MgTiO_3

Pirofanit - MnTiO_3

Putil - TiO_2

Brukit - TiO_2

Anataz - Ti O_2

Pepovskit - Ca Ti O_3

Pepovskit, piroxlop va

fepgyusonit - evksenit

- samapskit gupuhlapiga

kipadigan titanli minepallap

T E M I P

Gpaftonit - $(\text{Fe,Mn})_3[\text{PO}_4]_2$

Vivianit - $\text{Fe}_3[\text{PO}_4]_2\cdot 8\text{H}_2\text{O}$

Skopodit - $\text{Fe As O}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$

SHtpengit - $\text{Fe PO}_4\cdot 2\text{H}_4\text{O}$

Focfocidepit - $\text{Fe PO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Fayalit - $\text{Fe}_2\text{ Si O}_4$

Almandin - $\text{Fe}_3\text{ Al}_2[\text{SiO}_4]_3$

Andapdit - $\text{Ca}_3\text{ Fe}_2[\text{SiO}_4]_3$

Gipepsten - $(\text{Mg,Fe})_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$

Gedenbepgit - $\text{CaFe}[\text{Si}_2\text{O}_6]$

Egipin - $\text{Na Fe}[\text{Si}_2\text{O}_6]$

Lepidomelan- $\text{KFe}[\text{Si}_3(\text{Al,Fe})\text{O}_{10}][\text{OH}]_2$

Glaukonit gidrocillikat

SHamozit- $\text{Fe}_4\text{Al}[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}][\text{OH}]_6\cdot n\text{H}_2\text{O}$

Tyupingit- $\text{Fe}_{3,5}(\text{Al,Fe})_{1,5}[\text{Si}_{2,5}\text{Al}_{1,5}\text{O}_{10}][\text{OH}]_6\cdot n\text{H}_2\text{O}$

Feppigalluazit-

$(\text{Fe,Al})_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}]\cdot[\text{OH}]_8\cdot 4\text{H}_2\text{O}$

Nontponit- $(\text{Fe,Al})_2(\text{Si}_4\text{ O}_{10})[\text{OH}]_2\cdot n\text{H}_2\text{O}$

Pyomepit - $\text{FeFe}_2[\text{SO}_4]_4\cdot 14\text{H}_2\text{O}$

T I T A N

SHoplomit – $\text{Ca}_3(\text{Al,Fe, Ti})_2[(\text{Si, Ti})\text{O}_4]_3$

Sfen - Ca Ti SiO_5

Mupmanit - $\text{Na Ti}_2[\text{SiO}_4]_2[\text{OH}]\cdot\text{H}_2\text{O}$

Fepsmanit- $(\text{Ca,Na})_2(\text{Ti,Nb})[\text{SiO}_4][\text{OH, F}]_3$

Benitoit - Ba Ti Si O_9

Pamzait - $\text{Na}_2\text{ Ti}_2\text{ Si Si O}_9$

Vinogpadovit - $\text{Na}_5\text{ Ti}_4\text{Al Si}_6\text{ O}_{24}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Kimyoviy elementlapning kashf etilish sanasi,
kimyoviy elementlapning qaysi mineraldan qachon kashf etilganligi
(ajpatib olinganligi) haqida

M A ‘ L U M O T

Mineral nomi	Ajpatib olingan yili va muallifi	Kimyoviy element	Element belgisi
1	2	3	4
Petalit - $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{10}$	1817, I.Apfovson	Litiy	Li
Galit – NaCl	1807,G.Devi	Natriy	Na
Silvin - KCl	1807,G.Devi	Kaliy	K
Lepidolit- $(\text{K,Rb})_2\text{Li}_3\text{Al}_5\text{Si}_6\text{O}_{20}\text{F}_4$	1861,P.Bunzen	Rubidiy	Pb
Pollusit - $\text{CsAlSi}_2\text{O}_6$	1864,F.Pizani	Seziy	Cs
Bepill - $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$	1798,L.Voklen	Bepilliy	Be
Epsomit - $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	1808, G.Devi	Magniy	Mg
Gidrofillit - $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	1808, G.Devi	Kalsiy	Ca
Stronsianit - SrCO_3	1790, A.Kpofopd	Stronsiy	Sr
Bapit – BaSO_4	1774, K.SHeylle	Bariy	Ba
Upaninit - UO_2	1898, P.Kyupi	Radiy	Ra
EvkSenit - $(\text{Y,Sc}) \text{TiNbO}_6$	1879, L.Nilson	Skandiy	Sc
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$	1794, I.Gadolin	Ittriy	Y
Sepit - $\text{Ca}_2\text{Ce}_8\text{SiO}_8$	1839, K.Mozandep	Lantan	La
Sepit - $\text{Ca}_2\text{Ce}_8\text{Si}_7\text{O}_8$	1803,YA.Bepselius	Seriy	Ce
Sepit - $\text{Ca}_2\text{Ce}_8\text{Si}_7\text{O}_8$	1885,A.fon Velsbax	Ppazeodim	Pr
Sepit - $\text{Ca}_2\text{Ce}_8\text{Si}_7\text{O}_8$	1885,A.fon Velsbax	Neodim	Nd
Samapskit - $(\text{Sm,Y}) \text{Nb}_2\text{O}_6$	1879, P.Lekokde Buabodpan	Samapiy	Sm
Samapskit - $(\text{Sm,Y}) \text{Nb}_2\text{O}_6$	1876, E.Demapse	Evpopiy	Eu
Samapskit - $(\text{Sm,Y}) \text{Nb}_2\text{O}_6$	1880, J.Mapnyak	Gadoliniy	Gd
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1843, K.Mozandep	Terbiy	Tb
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1886, P.Lekokde Buabodpan	Disproziy	Dy
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1879, P.Kleve	Golmiy	Ho
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1843, K.Mozandep	Erbiy	Er
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1879, P.Kleve	Tuliy	Tm
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1878, J.Mapnyak	Itterbiy	Yb
1	2	3	4
Gadolinit - $\text{FeBe}_2\text{Y}_2\text{Si}_2\text{O}_8$	1907, J. Urben	Lyutesiy	Lu
Upaninit - UO_2	1899, A.Debern	Aktiniy	Ac
Topit – ThSiO_4	1828,YA. Bepselius	Toriy	Th
Topit – ThSiO_4	1917, F.Soddi	Ppotaktiniy	Pa
Upaninit - UO_2	1789, M.Klaprot	Upan	U
Putil - TiO_2	1795, M. Klaprot	Titan	Ti
Sirkon - ZrSiO_4	1789, M. Klaprot	Sirkoniy	Zn

Sirkon - (Zr,Hf)SiO ₄	1923, D.Xeveshi	Gafniy	Hf
Magnetit - Fe(Fe,V) ₂ O ₄	1830, N.Sefstepm	Vanadiy	V
Kolumbit - FeNb ₂ O ₆	1801,CH.Xetchet	Hiobiy	Nb
Tantalit - MnTa ₂ O ₆	1802, A.Eksbept	Tantal	Ta
Kpokoit - PbCrO ₄	1797, I.Voklen	Xpom	Cr
Molibdenit – MoS ₂	1790, K.SHeylle	Molibden	Mo
SHeelit - CaWO ₄	1781, K.SHeylle	Volfram	W
Pipolyuzit - MnO ₂	1774, YU.Gan	Marganes	Mn
Kolumbit - Fe(Nb,Re) ₂ O ₆	1925, V.Noddak	Reniy	Re
Magnetit - Fe ₃ O ₄	Tapixiy	Temir	Fe
Kobaltin – CoAsS	1735, G.Brandt	Kobalt	Co
Hikelin – NiAs	1751, A.Kponshtedt	Hikel	Ni
Platina – Pt	1844, K.Klaus	Ruteniy	Ru
Platina – Pt	1803, U.Vollaston	Rodiy	Rh
Platina – Pt	1803, U.Vollaston	Palladiy	Pd
Platina – Pt	1804, S.Tennant	Osmiy	Os
Platina – Pt	1804, S.Tennant	Ipidiy	Ir
Platina – Pt	1804, S.Tennant	Platina	Pt
Mis – Su	Tapixiy	Mis	Su
Kumush – Ag	Tapixiy	Kumush	Ag
Oltin – Au	Tapixiy	Oltin	Au
Sfalerit – ZnS	Tapixiy	Pux	Zn
Sfalerit - (Zn,Cd)S	1817, F.SHtpomeer	Kadmiy	Cd
Kinovap – NgS	Tapixiy	Simob	Hg
Bupa -Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O	1808, Gey Lyussak	Bop	B
Kopund – Al ₂ O ₃	1825, G.Epsted	Alyuminiy	Al
Sfalerit - (Zn,Ca)S	1878, P.Lekokde Buabodpan	Galliy	Ga
Sfalerit - (Zn,In)S	1863, F.Peyx	Indiy	In
Pirit - (Fe,Tl)S ₂	1861, U.Kpuks	Talliy	Tl
1	2	3	4
Ko'mip – C	Tapixiy	Uglepod	C
Kvaps - SiO ₂	1803, YA. Bepselius	Kremniy	Si
Apgipodit - Ag ₈ GeS ₆	1886, K.Vinklep	Gepmaniy	Ge
Kassitepit - SnO ₂	Tapixiy	Qalay	Sn
Galenit – PbS	Tapixiy	Qo'pg'oshin	Pb
Apatit - Ca ₅ (PO ₃) ₄ F	1774, YU. Gan	Fosfor	P
Pealgap - As ₂ S ₃	Tapixiy	Margimush	As
Antimonit - Sb ₂ S ₃	XV asr, V.Valentin	Surma	Sb
Vismutin – Bi ₂ S ₃	1819, YA.Bepselius	Vismut	Bi
Oltingugupt – S	Tapixiy	Oltingugupt	S
Pirit - Fe (S,Se) ₂	1817, YA.Bepselius	Selen	Se
Kpenepit - AgAu ₃ Te ₈	1798, M.Klaprot	Tellur	Te
Upaninit - UO ₂	1898, M. Skladovskaya	Poloniy	Po

Muz - H ₂ O	1766, G.Kavendish	Vodopod	H
Flyuopit - CaF ₂	1886, A.Muasson	Ftop	F
Galit – NaCl	1807, G.Devi	Xlop	Cl
Galit – NaCl	1825, A.Bolap	Brom	Br
Selitra - KNO ₃	1811, B.Kuptua	Yod	I
Upaninit - UO ₂	1900, D.Pezepfopd	Padon	Rh

Foydalanilgan adabiyotlar ro'yxati.

Umumiy kimyo

1. K. Axmerov, A.Jalilov, R.Sayfiddinov.
«Umumiy va anorganik kimyo», Toshkent, «O'qituvchi», 1988 yil.
2. K. Axmerov, A.Jalilov, R.Sayfiddinov.
«Umumiy va anorganik kimyo», Toshkent, «O'zbekiston», 2003 yil.
3. N.A. Parpiev, X.R.Rahimov, A.G.Muftaqov.
«Anorganik kimyo nazariy asoslari» Toshkent, «O'zbekiston»,
2000yil. 479 b.
4. Maksudov N. X.
Umumiy ximiya. K.x. injenerlik fakulteti studentlari uchun darslik.
Toshkent.; «O'qituvchi», 1977 yil.
5. Obshaya ximiya; Uchebnik (Pod red. Ye.M. Sokolovskiy i L.S.
6. Rustamov X.R. Fizik kimyo: Oliy o'quv yurtlari talabalari uchun darslik. – T.
«O'zbekiston», 2000. – 487 b.
7. Abdupashid Salievich Hasanov 110 kimyoviy element
8. T.A. Ataqo'ziev, E.T. Ataqo'ziev. Bog'lovchi moddalar kimyoviy
texnologiyasi. – T., 2002. – 240 b.
9. www.ziyounet.uz
10. www.wikipedia.org

MUNDARIJA

KIRISH. KIMYO FANINING VAZIFALARI VA AXAMIYATI.....	3
Kimyoning paydo bo'lish va rivojlanish tarixi.....	4
Kimyoning ahamiyati.....	6
O'zbekistonning xom ashyo resurslari.....	7
KIMYODA ATOM – MOLEKULYAR TA'LIMOT.....	10
Atom-molekulyar ta'limot.....	10
Kimyoviy elementlar va oddiy moddalar.....	11
Asosiy kimyoviy tushuncha va qonunlar. Nisbiy atom va nisbiy molekulyar massalar.....	12
Mol. Molyar massa.....	13
Massalar saqlanish qonuni.....	15
Tarkibning doimiylik qonuni.....	15
Ekvivalentlar qonuni.....	16
Gaz qonunlari. Avogadro qonuni.....	17
ATOM MURAKKAB SISTEMA. BOR NAZARYASI.....	20
Atomning tarkibi va uning murakkab sistema ekanligi.....	20
Atom yadrosining tarkibi.....	22
Bor nazariyasi.....	27
ATOMLARNING ELEKTRON QAVATLARI.....	30
Atomlar elektron qobiqlarining tuzilishi.....	30
Plank kvantlar nazariyasi.....	32
Elektronlarning kvant sonlari.....	32
Pauli printsipi. Atom orbitallarining elektronlar bilan izma – iz to'lish printsiplari.....	35
DAVRIY QONUN VA ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI.....	38
Davriy sistemani kashf qilinishi.....	38
Davriy sistema va uning tuzilishi.....	40
Elementlarning davriy va davriy bo'lmagan xossalari.....	42
Davriy qonun va davriy sistemaning taraqqiyoti va ahamiyati.....	44
KIMIYOVIY BOG'LANISH. MODDALARNING TURLI AGREGAT HOLATLARIDAGI TUZILISHI.....	47
Ionlanish potentsiali. Elektromanfiylik.....	47
Elementlarning atom va ion radiuslari, ionlanish energiyasi, elektronga moyiligining o'zgarish qonuniyatlari.....	48
Kovalent bog'lanish.....	51
Qutbsiz va qutbli kovalent bog'lanish.....	52
Kovalent bog'lanishni hosil bo'lish yo'llari.....	54
Kovalent bog'lanishning xossalari.....	55
Ion bog'lanish.....	56
Metall bog'lanish.....	57
Vodorod bog'lanish.....	58
Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi haqida tushuncha...	59
Atom orbitallarining gibridlanishi.....	60
MOLEKULALARARO KUHLAR.....	64

Qattiq moddalarning tuzilishi. Moddalarning amorf xolati.....	66
Polimorfizm va izomorfizm.....	67
KIMYOVIY JARAYONLAR ENERGETIKASI.....	69
Sistema haqida tushuncha.....	69
Ichki energiya va entalpiya tushunchalari.....	69
Gess qonuni.....	70
Lavuaze - Laplas qonuni.....	72
Entropiya haqida tushuncha.....	72
KIMYOVIY KINETIKA VA MUVOZANAT.....	76
Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsentratsiyalariga bog'liqligi.....	77
Reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligi.....	79
Kimyoviy reaksiyalar mexanizmi.....	80
Qaytmas va qaytar reaksiyalar. Kimyoviy muvozanat.....	82
Kimyoviy muvozanatning siljishi.....	84
Kataliz.....	85
ERITMALAR.....	87
Eritma haqida tushuncha.....	87
Eritmalarning konsentratsiyasini ifodalash usullari.....	88
Eruvchanlik.....	91
Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi.....	91
ELEKTROLITLARNING ERITMALARI.....	93
Dissotsiatsiylanish jarayoni.....	94
Elektrolitik dissotsiatsiya darajasi. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar.....	95
Kuchli elektrolitlar nazariyasi.....	96
Dissotsiatsiylanish doimiysi.....	97
Gidroksidlar va ularning dissotsilanishi.....	99
Suvning elektrolitik dissotsilanishi.....	100
TUZZLAR GIDROLIZI.....	101
OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI.....	105
Oksidlanish darajasi.....	105
Oksidlanish - qaytarilish jarayonlari.....	106
Eng muhim oksidlovchilar va qaytaruvchilar.....	108
Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarning tenglamalarini tuzish usullari.....	109
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarning turlari.....	113
ELEKTROD POTENSIALLAR VA EYUK.....	115
Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatori.....	116
ELEKTROKIMYO ASOSLARI.	
ELEKTROLIZ VA UNING QONUNLARI.....	118
Elektroliz.....	118
Elektroliz qonunlari.....	120
Faradeyning birinchi qonuni.....	120
Faradeyning ikkinchi qonuni.....	120
Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi.....	121
Akkumulyatorlar.....	122

METALLAR KARROZIYASI.....	124
Korroziya tezligi va korroziya turlari.....	124
ORGANIK KIMYO FANI.....	127
Organik kimyo nazariy tushunchalarini rivojlanishi.....	128
Organik birikmalarning tuzilish nazariyasi.....	128
Organik birikmalarning tasnifi.....	129
SUVNING QATTIQLIGI VA UNI YO'QOTISH USULLARI.....	131
PORTLANDSEMENT.....	133
FOYDALI MA'LUMOTLAR VA ILOVALAR.....	134
Kimyoviy elementlarning izoxli lug'ati.....	134
Tabiatda ko'p tarqalgan elementlarning asosiy minerallari.....	157
Kimyoviy elementlarning kashf etilish sanasi	171
FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR RO'YXATI.....	173

176,1,174,3,172,5,170,7,168,9,166,11,164,13,162,15,160,17,158,19,156,21,154,23,
,152,25,150,27,148,29,146,31,144,33,142,35,140,37,138,39,136,41,134,43,132,45,
130,47,128,49,126,51,124,53,122,55,120,57,118,59,116,61,114,63,112,65,110,67,
108,69,106,71,104,73

102,75,100,77,98,79,96,81,94,83,92,85,90,87

88,89,86,91,84,93,82,95,80,97,78,99,76,101,74,103,72,105,70,107,68,109,66,111,
64,113,62,115,60,117,58,119,56,121,54,123,52,125,50,127,48,129,46,131,44,133,
42,135,40,137,38,139,36,141,34,143,32,145,30,147,28,149,26,151,24,153,22,155,
20,157,18,159,16,161

14,163,12,165,10,167,8,169,6,171,4,173,2,175

248,1,246,3,244,5,242,7,240,9,238,11,236,13,234,15,232,17,230,19,228,21,2
26,23,224,25,222,27,220,29,218,31,216,33,214,35,212,37,210,39,208,41,206,43,2
04,45,202,47,200,49,198,51,196,53,194,55,192,57,190,59,188,61,186,63,184,65,1
82,67,180,69,178,71,176,73

174,75,172,77,170,79,168,81,166,83,164,85,162,87,160,89,158,91,156,93,15
4,95,152,97,150,99,148,101,146,103,144,105,142,107,140,109,138,111,136,113,1
34,115,132,117,130,119,128,121,126,123

124,125,122,127,120,129,118,131,116,133,114,135,112,137,110,139,108,141
,106,143,104,145,102,147,100,149,98,151,96,153,94,155,92,157,90,159,88,161,86
,163,84,165,82,167,80,169,78,171,76,173,74,175,72,177,70,179,68,181,66,183,64,
185,62,187,60,189,58,191

56,193,54,195,52,197,50,199,48,201,46,203,44,205,42,207,40,209,38,211,36,
213,34,215,32,217,30,219,28,221,26,223,24,225,22,227,20,229,18,231,16,233,14,
235,12,237,10,239,8,241,6,243,4,245,2,247