

**O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIY VA O‘RTA MAXSUS TA’LIM VAZIRLIGI**

**NIZOMIY NOMIDAGI
TOSHKENT DAVLAT PEDAGOGIKA UNIVERSITETI**

“Kimyo o‘qitish metodikasi” kafedrası

N.I.BOZOROV

UMUMIY KIMYO

5110300-Kimyo o‘qitish metodikasi bakalavriat ta’lim yo‘nalishi
talabalari uchun darslik

TOSHKENT-2017

“Umumiy kimyo” deb nomlangan ushbu darslik pedagogika oliy o`quv yurtlarida kimyo fani o`qitiladigan fakultetlarning bakalavriat talabalari uchun mo`ljallangan bo`lib, darslikda xorijiy tajribalarga asoslangan holda anorganik kimyo, organik kimyo, fizik kimyo hamda koordinatsion kimyo fanlarining barcha asosiy qonuniyatlari bayon etilgan. Umumiy kimyo darsligi XII bobdan iborat bo`lib, har bir bobda kimyoning muhim nazariy qonuniyatlari va o`ziga xos xususiyatlari aniq dalillar, rasm va jadvallar asosida yoritilgan. Darslik yakunida “Umumiy kimyo” fanining asosiy tushunchalarini o`zida jamlagan glossariy, ilovalar va foydalanilgan adabiyotlar ham keltirilgan bo`lib, unda bayon etilgan ma`lumotlar umumiy kimyo fanining zamonaviy rivojlanishiga to`liq mos keladi.

Ushbu darslikdan faqatgina pedagogika yo`nalishidagi kimyogar talabalar emas, balki kimyo faniga ixtisoslashgan boshqa oliy o`quv yurti talabalari, magistrlar, akademik litsey va kasb-hunar kollejlarning o`qituvchilari ham foydalanishlari mumkin.

Учебник «Общая химия» предназначен для студентов-бакалавров педагогических ВУЗов с химическим направлением. В книге описываются все основные законы неорганической, органической, физической и координационной химии. Учебник состоит из XII глав, каждая глава освещается рисунками, таблицами, конкретными фактами химической науки о законах химии. В конце учебника «Общая химия» приводятся основные понятия в обобщенном глоссарии, а также приложение и использованная литература.

Данным учебником могут пользоваться не только студенты педагогических ВУЗов направления химия, но и студенты, магистры и ученики академических лицеев и профессиональных колледжей.

The course book, that “General chemistry” is outlined for the bachelorette students of chemistry teaching faculties in higher educational establishments, foreign experiments were given in the course book and inorganic chemistry, organic chemistry, physical chemistry and all main laws of coordination chemistry were described. The course book of general chemistry has XII chapters and in each chapter have essential theoretical laws and specific properties, picture and tables. In the end of the course book was brought out glossary, appendix and used literatures of the subject of “General chemistry”, the data correspond to develop the general chemistry subject by modern achievements.

The course book may be used not only pedagogic direction students on chemistry, but also students specialized in chemistry discipline of other higher education establishments, masters, academic lyceum and teachers of professional colleges can use from the course book.

Taqrizchilar:

1. O`zR FA Bioorganik kimyo instituti “Amaliy tajribalar” laboratoriyasi mudiri, kimyo fanlari doktori, professor **S.M.Mavlyanov**.

2. Nizomiy nomidagi Toshkent davlat pedagogika universiteti dotsenti, kimyo fanlari nomzodi **M.I.Ibodulloyeva**.

SO‘Z BOSHI

Mamlakatimizda ta'lim-tarbiya tizimini tubdan isloh qilish, uni zamon talablari darajasiga ko'tarish, kelajak avlod uchun barkamol va yetuk shaxsni tarbiyalash ishlari Davlat siyosatining ustivor yo'nalishiga aylandi. Kadrlar tayyorlash milliy dasturini amalga oshirishda yosh avlodga chuqur bilim beradigan, fikrlash doirasi keng, kasbiy ko'nikmalarga ega bo'lgan, huquqiy demokratik jamiyat a'zolarini ozod va erkin yashashga, mustaqil fikr yuritishga o'rgata oladigan yuqori malakali mutaxassislarini tayyorlash asosiy vazifa qilib belgilangan. "Ilgari biror bir mamlakatning taraqqiyoti va kuch qudratini ifodalash, hamda baholash uchun uning mavjud bo'lgan tabiiy boyliklari va iqtisodiy salohiyati haqida so'z yuritilar edi. Shuning uchun O'zbekistonning 1-Prezidenti I.A.Karimov "...Bugun dunyo taraqqiyotning shunday bosqichiga qadam qo'ydiki, har qanday millat va davlat imkoniyatlarining hal qiluvchi belgisi - ma'rifat, insonlarning intellektual, kasbiy va ma'naviy salohiyatidir" - deb ta'kidlaydi¹, shunga mos holda yuqori salohiyatga ega bo'lgan kadrlarni tarbiyalash va bilimni mustahkamalashda yangi avlod adabiyotlarini yaratishga to'g'ri keladi.

"Umumiy kimyo" fanini chuqur o'zlashtirilishi bo'lajak kimyo o'qituchisining mutaxassisligi bo'yicha tayyorgarligini belgilashda muhim o'rinni egallaydi. Chunki umumiy kimyo, kimyo yo'nalishidagi akademik litsey, kasb-hunar kolleji va o'rta umumta'lim maktablari kimyo kursining asosiy qismini tashkil etadi. Mustaqil Respublikamiz tabiiy zahiralari va sanoatiga umumiy kimyo fanining chambarchas bog'liqligi, uni o'qitishning ta'lim va tarbiyaviy ahamiyatini belgilaydi.

Universitetda umumiy kimyo fanini o'rganishi uchun talaba o'rta umumta'lim maktablari, akademik litsey va kasb-hunar kollejlarning noorganik va organik kimyo kursi bilimlarini to'la o'zlashtirgan bo'lishi, biologiya, matematika va fizika fani asoslaridan xabardor bo'lishi kerak. Buning asosiy sababi, talabalar kimyoning asosiy qonunlarini tushunishida fizik qonuniyatlarga

¹ И.А.Каримов. Асосий вазифамиз - ватанимиз тараққиёти ва халқимиз фаровонлигини янада юксалтиришди / -Тошкент: Ўзбекистон. – 2010. 37-бет.

tayansa, ularning natijasini chiqarishda matematik bilimlari qo‘l keladi. Bundan tashqari, murakkab kimyoviy masalalar algebraik tenglamalar tuzish usulida yechiladi, logarifmlashdan foydalaniladi, determinantlar sistemasini yecha olishdan esa atom tuzilishi va kimyoviy bog‘lanish mavzularida qo‘llaniladi.

Muhim yo‘nalishlar o‘shini ta‘minlab, ishlab chiqarilayotgan mahsulotlar sifatini yanada yaxshilash, iqtisodiy rivojlanishni yangi bosqichga ko‘tarish, boshqarishning samarali usullaridan foydalanib, sotsial muammolarni keng ko‘lamda kompleks holda hal etish va bu masalalarni hal etishda asosiy omillardan biri bo‘lgan yetuk mutaxassislar tayyorlash ishi muhim vazifalardan biri ekanligi zamon taqazosidir. Oliy o‘quv yurtlari oldida turgan muhim vazifa- ilg‘or texnologik jarayonlarga asoslangan holda ish ko‘ruvchi va yangi g‘oyalarni amalga oshiruvchi, o‘z sohasini yaxshi biladigan yuqori saviyali mutaxassislar tayyorlashdan iboratdir. Bu esa zamon talablariga javob bera oladigan darslik va o‘quv-qo‘llanmalar yaratilishini taqozo qiladi. Kimyo dunyoni tashkil etgan elementlarni hamda shu elementlardan hosil bo‘lgan turli-tuman oddiy va murakkab moddalarni, ularning bir-biriga aylanishiga doir murakkab qonunlarni o‘rganadi. Mustaqil mamlakatimizda kimyoga oid bir qator sanoat korxonalari tez suratlar bilan rivojlanayotganligi, yirik kimyo korxonalari barpo etilayotgani ham pedagoglar oldiga muhim talablarni qo‘ymoqda-ki, ularni amalga oshirish uchun kimyo fanini har tomonlama chuqur biladigan, uni amaliyotda qo‘llay oladigan, butun jaxon mutaxassislari bilan raqobatlasha oladigan yetuk kadrlar zarur.

Hozirgi vaqtda har taraflama kamol topgan har bir mutaxassis umumiy kimyoning asosiy qonuniyatlarini bilmay turib, ish yurita olmaydi. Eng oddiy kimyoviy tasavvurlarga ega bo‘lmay turib, atrof-muhit ekologik holatini tushunib yetmaydi. Tavsiya etilayotgan mazkur darslik O‘zbekiston Respublikasi Oliy va o‘rta maxsus ta‘lim vazirligi tomonidan tasdiqlangan fanning na‘munaviy dasturi va oquv rejasiga asoslangan holda pedagoglar tayyorlovchi oliy o‘quv yurtlari talabalariga mo‘ljallab yozilgan dastlabki o‘quv adabiyoti hisoblanadi. Mazkur darslikning boshqa darsliklardan farqi shundaki, uni yaratishda xorijiy ilg‘or tajribalar va jaxon standartlariga mos keluvchi adabiyotlar asos qilib olinganligi

hamda kimyoning barcha muhim tushuncha va qonuniyatlarini o'zida jamlaganligidir.

Darslikni yozishda talabalarning mustaqil ishlashiga alohida e'tibor berilgan holda, kimyo fanining nazariy qismi, chunonchi kimyoning asosiy tushuncha va qonunlari, atom-molekulyar ta'limot, atom tuzilishi, D.I.Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy qonuni va davriy sistemasi, kimyoviy bog'lanishning zamonaviy nazariyalari, kimyoviy kinetika va kimyoviy muvozanat, kimyoviy jarayonlar energetikasi, eritmalar va ularning xossalari, elektrolit eritmalar va oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, organik kimyo va koordinatsion kimyo kursining asosiy nazariyalari to'g'risidagi ma'lumotlar amaliyot bilan bog'langan, darslikdagi ma'lumotlar, o'lchov birliklari, fizik-kimyoviy kattaliklar xalqaro sistemada berilgan.

Darslik XII bobdan iborat bo'lib, har qaysi bobda avval atroflicha nazariy tushunchalar va muhim qonuniyatlar berilib, so'ngra talabalar tomonidan fanni yanada chuqurroq o'zlashtirishlari uchun shu bobga oid savol va topshiriqlar, reaksiya tenglamalari hamda testlar ham keltirilgan.

Ushbu darslikdan pedagogika oliy o'quv yurtlarining talabalari, o'rta maktab o'qituvchilari, akadem litsey, kasb-hunar kollejlarining talabalari, shuningdek kimyo fani asoslarini mustaqil o'rganuvchilar foydalanishlari mumkin. Muallif darslikni ko'rib chiqib, o'zining qimmatli maslahatlarini bergan kimyo fanlari doktori, professor S.M.Mavlyanov, kimyo fanlari nomzodi, dotsent M.I.Ibodullayevalarga hamda Nizomiy nomidagi Toshkent davlat pedagogika universitetining "Kimyo o'qitish metodikasi" kafedra professor-o'qituvchilariga o'z minnatdorchiligini bildiradi.

I BOB

UMUMIY KIMYO FANINING PREDMETI, RIVOJLANISH TARIXI

1.1. Kirish. Kimyo fani va uning vazifalari. Kimyoning biologiya, fizika va boshqa fanlar bilan bog‘liqligi.

Kimyo fanini o‘rganishga kirishganda dastlab bu qanday fan ekanligi, uning tabiati qandayligi hamda kimyogarlarning nima bilan shug‘ullanishi haqida tasavvurlar paydo bo‘ladi. Yana aniqroq aytadigan bo‘lsak, kimyo deganda oq xalat kiyib olgan, qo‘liga probirka olib narsalar ustida tajriba o‘tkazilayotgan vaziyat xayolga keladi. Bu holat, ma’lum bir vaqt davomidagina qiziqarli albatta. Haqiqatdan ham kimyo fani eksperimental fan bo‘lib, undagi asosiy bilimlar laboratoriya tajribalari asosida vujudga keladi. Bundan tashqari, hozirgi vaqtda kimyogarlarning kompyuterdan foydalanib, moddalarning kimyoviy xossalari va mikroskopik tuzilishini o‘rganish uchun ishlatishlari mumkin yoki murakkab elektron uskunalarning yordamida avtomobillardan chiqadigan zararli moddalar hamda tuproqdagi zaxarli moddalarni aniqlashlari mumkin. Hozirgi vaqtda bir qancha xorijiy davlatlarda biologiya va meditsinada kimyoni o‘rganishda asos bo‘ladigan atom va molekula darajasidagi struktura birliklari o‘rganilmoqda. Kimyogarlarning yangi dori-darmonlar hamda qishloq xo‘jaligida qo‘llaniladigan mahsulotlar olish bo‘yicha ham ish olib boradilar. Umuman olganda kimyogarlarning atrof-muhitni ifloslaydigan tabiiy energiyani o‘zgarishga olib kelayotgan muammolarni yechish yo‘llarini hal qilishmoqda. Bir qancha sohalar borki, ular kimyoga bog‘liq bo‘lmasada, asosiy ishlatiladigan mahsulotlari kimyo asosida paydo bo‘lgan. Masalan, kimyogarlarning polimerlarni ishlab chiqqan bo‘lib, ishlab chiqaruvchilarning polimerlardan turli-tuman mahsulotlar, kiyim-kechak, o‘yinchoq, istemol tovarlari, sun‘iy organlarni olishda ishlatadilar. Yuqoridagi fikrlardan shunga amin bo‘lish mumkinki, kimyo fanini ko‘p hollarda “markaziy fan” - “central science” deb atashadi².

² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 2-bet

Boshqa fanlarga nisbatan kimyoni o'rganish boshlang'ich bosqichlarda ancha qiyin kechadi, chunki kimyoning o'ziga xosligi uning maxsus fan ekanligidan dalolat beradi. Dastlab kimyoni o'rganishni boshlaganda hatto yangi tilni o'rganishdek tuyiladi. Bundan tashqari, ayrim kimyoviy tushunchalar abstraktdir. Ammo shunga qaramay harakat qilish asosida yaxshi natijalar bilan o'rganib olish mumkin. Bunga bir necha misollar keltirish mumkin. Kimyo fanini o'rganishda muntazam darslarga qatnashish va diqqat bilan tinglash kerak. Tanqidiy fikrlash, bilganlarini tahlil qilish, fanga oid yangi teminlarni va tenglamalarni qo'llash hamda o'z bilganlarini boshqa kursdoshlar bilan muhokama qilib boorish kerak. Eng asosiysi bilmagan va tushunmagan narsalarni o'qituvchidan so'rashda tortinmaslik zarur. Shundagina, kimyo fani murakkab formula, noma'lum sifrlar va abstrakt narsalardan emas, balki mantiqiy fan bo'lib, uni o'rganish asnosida qiziqarli g'oyalar va takliflar hosil bo'lishiga olib keladi³.

Kimyo qadimdan barchaga ma'lum bo'lgan fanlardan biri hisoblanadi va uning paydo bo'lishi haqida turli xil nazariyalar tarixdan ma'lum. Nazariyalardan biriga muvofiq, *khemeia* so'zi Misrning qadimgi nomi- *Kham* (ingliz tilidan tarjima qilinganda *Ham* ga aylangan) dan kelib chiqqan. Shunday qilib, u «misr san'ati»ni bildiradi. Biroq hozirgi vaqtda ancha zamonaviylashgan, boshqacha tushuntirish mavjud.

Taxmin qilinishicha, γημέια so'zi grekcha χυμός - **o'simlik suvi** so'zidan kelib chiqqan, ya'ni *khemeia* - bu «**suv ajratishi san'ati**»dir. Yuqorida aytilgan suv, suyuqlangan metall ham bo'lishi mumkin, shuning uchun *khemeia* «**metallurgiya san'ati**»ni ifodalashi mumkin. O'zbekiston ensiklopediyasida esa kimyo so'zi **metall quyma** ma'nosida keltirilgan. Biroq *khemeia* so'zining kelib chiqishi qanday bo'lishidan qat'iy nazar, u bizning «kimyo»ning ajdodidir.

Kimyo- moddalar, ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari, o'zgarishlari va bu o'zgarishlarni boshqarish usullarini o'rganadigan fandır. Boshqacha aytganda kimyo- dunyoni tashkil etgan elementlarni hamda shu elementlardan hosil bo'lgan

³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 2-3 betlar.

turli-tuman oddiy va murakkab moddalarni, ularning bir-biriga aylanishiga doir murakkab qonunlarni o'rganadi.

Kimyoning muhim vazifalari:

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

Umumiy kimyo fani ko'pgina tabiiy fanlar jumladan, matematika, fizika va biologiya fanlari bilan chambarchas bog'liqdir, chunki barcha biologik jarayonlar uzluksiz fizik va kimyoviy o'zgarishlar asosida yuz beradi. Umumiy kimyo fani fizika fani bilan yaqin bog'lanishda bo'ladi, chunki kimyoviy o'zgarishlar sodir bo'lganda doimo fizikaviy hodisalar yuzaga keladi.

Kimyo bilan biologiya fanlari orasida tirik organizmdagi kimyoviy birikmalar va ularning o'zgarishini o'rganuvchi biokimyo va molekulyar biologiya fanlari jadal sur'atlar bilan rivojlanmoqda. Hozirgi vaqtda bir qancha xorijiy davlatlarda biologiya va meditsinada kimyoni o'rganishda asos bo'ladigan atom va molekula darajasidagi struktura birliklari o'rganilmoqda.

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.

Kimyogarlar yangi dori-darmonlar hamda qishloq xo'jaligida qo'llaniladigan mahsulotlar olish bo'yicha ham ish olib boradilar. Umuman olganda kimyogarlar atrof-muhitni ifloslaydigan tabiiy energiyani o'zgarishga olib kelayotgan muammolarni yechish yo'llarini hal qilishmoqda. Bir qancha sohalar borki, ular kimyoga bog'liq bo'lmasada, asosiy ishlatiladigan mahsulotlari kimyo asosida paydo bo'lgan. Masalan, kimyogarlar polimerlarni ishlab chiqqan bo'lib, ishlab chiqaruvchilar polimerlardan turli-tuman mahsulotlar, kiyim-kechak, o'yinchoq, istemol tovarlari, sun'iy organlar olishda ishlatadilar. Yuqoridagi fikrlardan shunga amin bo'lish mumkinki, kimyo fanini ko'p hollarda "markaziy fan" - "central science" deb atashadi.

Kimyo fanining ahamiyati nihoyatda katta ekanligi yuqoridagilardan ko‘rinib turibdi, shuning uchun har bir mutaxassis kimyoni o‘rganar ekan, bu fanning zarurligini chuqurroq his qiladi.

Butun tabiat, butun olam, inson ongidan tashqarida va uning ongiga bog‘liq bo‘lmagan holda ob‘ektiv borliq - materiya deyiladi.

Materiya formalari – maydon va moddadir. Har ikkalasi zarrachalari– massa, energiyaga ega bo‘lib korpuskulyar va to‘lqinli harakat bilan xarakterlanadi. Modda zarrachalarining massasi bir xil, zichligi katta, maydon doimo to‘lqinli harakatda bo‘lib, uning zichligi esa kichik bo‘ladi.

Materiya– doimo harakatda tabiatdagi o‘zgarishdan tortib to fikrlash qobiliyatimizgacha. Harakat shakllarining mexanik, kimyoviy, issiqlik turlari bo‘ladi. Materiyaning tabiatni qo‘zgalmas deb tinch holatda turadi deb o‘ylamaslik zarur, u doimo harakatda, o‘zgarish va rivojlanishdadir. Butun koinot jonli va jonsiz tabiat, koinotda sodir bo‘ladigan barcha o‘zgarishlar materiyaning ayrim harakat shaklidir. Materiya abadiy, u yo‘qdan bor bo‘lmaydi va bordan yo‘q bo‘lmaydi. Materiya tushunchasi bilan harakat tushunchasi o‘zaro bog‘liq.

Materiya (lotincha – materrem – **narsalar onasi** degan ma’noni bildiradi) bu ob‘ektiv reallikni “ifodalaydigan falsafiy kategoriya bo‘lib, bu ob‘ektiv reallikni inson o‘z sezgilari bilan idrok qiladi, ob‘ektiv reallik bizning sezgilarimizga bog‘liq bo‘lmagan holda mavjuddir”. Materiyaning struktura darajalari: elementar zarrachalar (proton, neytron, elektron) va maydonlar (elektr, magnit hamda gravitatsion), atomlar, molekulalar, turli kattalikdagi makroskopik jismlar, geologik sistemalar, planetalar, yulduzlar, Gallaktikaning ichki sistemalari, moddiy sistemalarning alohida turlari-tirik mavjudotlar va ijtimoiy uyushgan materiya (jamiyat)lar kiradi.

Materiyaning muayyan sharoitda o‘zgarmas fizik xossalarga ega bo‘lgan har bir turi **kimyo fanida modda** deyiladi.

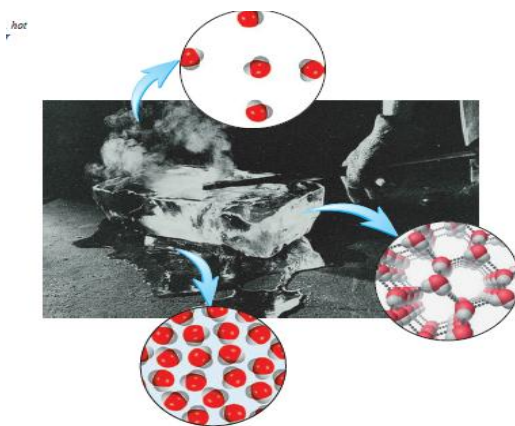
Masalan: suv, osh tuzi, oltingugurt, ohak, soda, shakar, kislorod va boshqalarning barchasi moddalardir. Har bir modda o‘ziga xos xossalarga ega, moddaning fizik xossalarini ya’ni zichligi, suyuqlanish temperaturasi, eruvchanligi

va boshqa xossalari tavsiflovchi kattaliklar, ya'ni muayyan sharoitda o'zgarish qiyamatga ega bo'ladigan kattaliklar fizik konstantalar deyiladi (lotinchada konstanta-o'zgarish demakdir). Moddalarda xilma-xil o'zgarishlar bo'lib turishini ko'p kuzatganmiz: nam havoda turgan temir buyum zanglab qoladi, yongan o'tindan ozgina kul qoladi. Moddalarni tubdan o'zgartirib, ularni boshqa moddalarga aylanishiga olib keladigan hodisalar kimyoviy hodisalar deyiladi.

Moddalarning klassifikatsiyalanishi. Moddalar asosan 3 xil agregat holat: qattiq, suyuq va gaz holatda bo'ladi. Qattiq moddalar aniq bir formaga va shaklga ega bo'ladi. Suyuq moddalar esa yumshoq bo'lib, ular oquvchan bo'ladi va har qanday idish holatiga kiradi. Gazlar esa qattiq va suyuq moddalardan farq qilib, hech qanday shaklga va hajmga ega bo'lmasdan ular erkin zarrachalar hisoblanadi.

Moddalar tarkibi o'zgarishdan turib, uch xil agregat holatda bo'lishi mumkin. Masalan, qattiq moddani qizdirilsa hajm kattalashishi asosida suyuq holatga qizdirish davom ettirilsa gaz holatga o'ta oladi. Buni, muz misolida yaqqol ifodalash mumkin. Muz suyuqlanish haroratigacha qizdirilsa suyuq holatga o'tadi. Yana davom ettirilsa qaynash haroratiga etgach bug'lanish boshlaydi. Boshqa tomondan, gazlar sovutilsa, gazlarning kondensatlanishi natijasida suyuqlansa, suyuq moddalar yetarli sovutilsa muzlab qattiq holga o'tadi⁴.

Buni 1-rasmda kuzatish mumkin. E'tibor bering, suyuq holatda qattiq holatga nisbatan suvning molekulalari mustahkam joylashgan.



1.1-rasm. Moddaning 3 agregat holati (suv misolida). Muz-qattiq holat, suyuq va suv bug'i-ya'ni gaz holati.

⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 4-7 betlar.

Moddalar juda ko'p va xilma-xildir. Hozirgi vaqtda 600 mingga yaqin anorganik va 10 milliondan ortiq organik moddalar ma'lum. Ilgarilari kimyoviy jihatdan inert hisoblangan ksenonning hozirgi paytda 400 dan ortiq kimyoviy birikmalari olingan. Tabiatdagi hamma jismlar moddalardan tashkil topgan. Kimyoda modda tushunchasi birlamchi tushuncha, shuning uchun moddaga aniq va mantiqiy jihatdan bekam-ko'st ta'rif berish mumkin emas. Ammo shunga qaramasdan «Materiyaning muayyan sharoitida o'zgarmas fizik kattaliklar (zichlik- ρ , suyuqlanish temperaturasi- T_s , qaynash temperaturasi- T_q) bilan ifodalanadigan, bir yoki bir necha kimyoviy elementlarning zarrachalaridan tarkib topgan, qattiq, suyuq yoki gaz holatida bo'ladigan, massa va hajmga ega alohida turiga kimyoda modda deyiladi» degan ta'rifni berish mumkin.

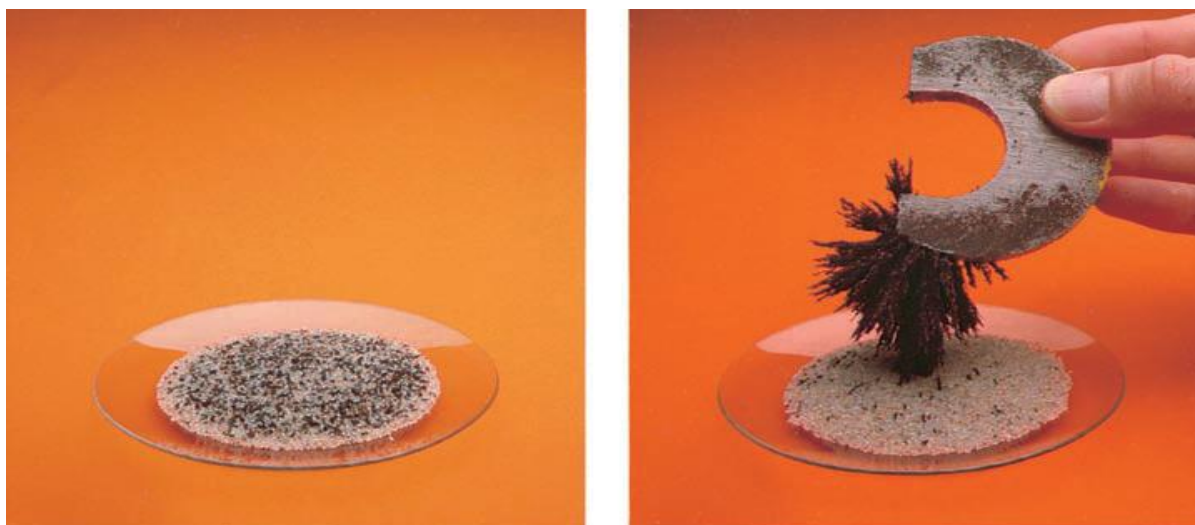
Kimyoviy toza modda ayni sharoitda o'zgarmas fizik xossalarga ega. Moddalarni o'rganishda ularning turli xossalari qarang, bir necha sinflarga bo'linadi:

- 1) Elementar zarrachalar (elektron, proton, neytron, pozitron, neytrino, mezon va h.k.)
- 2) Oddiy moddalar- kimyoviy elementning erkin holda mavjud bo'la oladigan turi hisoblanib, tarkibida bitta kimyoviy element atomlari bo'ladi.
- 3) Murakkab moddalar (kimyoviy birikmalar) - o'zaro ma'lum nisbatlarda kimyoviy birikkan ikki yoki undan ortiq element atomlaridan tashkil topadi.
- 4) **Aralashmalar.** Tabiatda toza moddalar bilan bir qatorda aralashmalar ham uchraydi. Ular o'z xossalari bilan kimyoviy toza moddalardan keskin farq qiladi. Jism moddaning fazoda chegaralangan qismidir. Aralashmalarga tog' jinslari, loyqa va mineral qazilma boyliklari ham misol bo'ladi.

Jism moddaning fazoda chegaralangan qismidir. Jism tushunchasi juda aniq tushuncha bo'lib (temirdan bolg'a, belkurak, bolta yasash mumkin), modda tushunchasi esa ancha keng ma'noni beradi. Demak, modda tushunchasi jism tushunchasiga nisbatan umumiy tushunchadir. Umuman fanda ishlatiladigan muhim tushuncha «Materiya» tushunchasidir. Butun koinot jonli va jonsiz tabiat, koinotda sodir bo'ladigan barcha o'zgarishlar materiyaning ayrim harakat

shaklidir. Materiya abadiy, u yoʻkdan bor boʻlmaydi va bordan yoʻq boʻlmaydi. Materiya tushunchasi bilan harakat tushunchasi oʻzaro bogʻliqdir. Modda materiyaning xususiy massaga ega boʻlgan zarrachalardan tashkil topgan shaklidir.

Aralashmalar va toza moddalarni quyidagi usul bilan oson ajratish mumkin (1.2-rasm).



1.2-rasm. (a) qum va temir qirindisidan iborat aralashma. (b) Aralashmadan temirni magnit yordamida ajratilishi. Bu usul bilan boshqa narsalar masalan, plastiklar, idishlar va alyuminiyli buyumlarni ham temirdan ajratish mumkin.

Moddalarda boʻladigan fizik-kimyoviy oʻzgarishlar. Moddalar nafaqat tarkibi va xossalri bilan ham bir-biridan farqlanadi. Rangi, suyuqlanish va qaynash harorati, zichligi yaʼni, fizikaviy xossalari bilan ham. Moddalarning fizik xossalari tarkibi oʻzgarmasdan turib oʻzgarishi mumkin. Masalan, bir boʻlak muzni olib, uni suyuqlanish haroratigacha qizdirilsa sekinlik bilan suyuq holatga oʻtishini kuzatish mumkin.

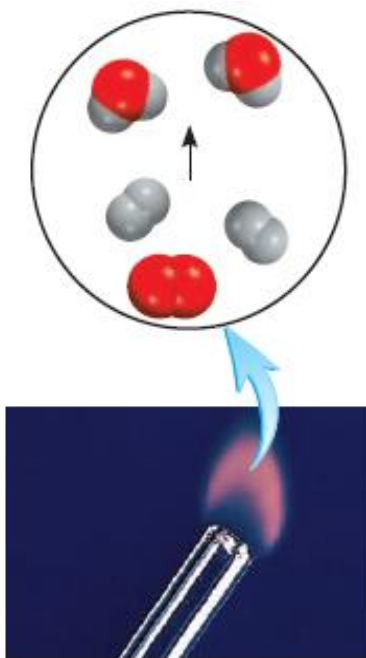
Suv faqatgina agregat holati bilangina muzdan farq qiladi, bunda tarkibda oʻzgarish boʻlmayd, chunki suyuq holdagi suvni bemaolol qayta muzlatilsa yana muzga aylanishini kuzatish mumkin. Shunga koʻra suyuqlanish harorati fizik hodisa ekanligini yana bir bor isbotlash mumkin. Qachonki biz, gaz holdagi He havodan yengil desak bu ham, fizik hodisa ekanligini tushunamiz. Demak,

moddalarning tarkibi o'zgarasdan boradigan hodisalar **fizik hodisalar yoki fizik xossalari** hisoblanadi.

Boshqa tomondan, "vodorod kislorodda yonishi natijasida suv hosil bo'ladi" deganda vodorodning kimyoviy xossasi ekanligini ko'rish mumkin, chunki bunday hodisa yuz berganda kimyoviy tarkib o'zgaradi, ya'ni yonish yuz beradi (3-rasm). Dastlabki moddalar kislorod va vodorod yo'qolib, uning o'rini yangi modda suv egallaydi. Biz esa oddiy qaynatish yoki muzlatish bilan dastlabki moddalarni hosil qila olmaymiz.

Har safar biz tuxumni qovurganimizda kimyoviy o'zgarish yuz beradi. Haroat taxminan 100°C atrofida tuxum sarig'i va tuxum oqsili nafaqat tashqi tuzilishi, balki tarkibini ham o'zgartiradi. Qachonki, uni yesak yana o'zgarishga uchraydi, chunki fermentlar ta'sirida o'zgaradi. Ushbu ovqat tayyorlash harakatini ham yana bir kimyoviy o'zgarishlarga kiritish mumkin⁵.

Shunga ko'ra, bir xil moddalar tarkibi va xossalari jihatidan farq qiladigan boshqa moddalarga aylanadigan va bunda molekulalarning tarkibi o'zgaradigan hodisalar **kimyoviy hodisalar** yoki **kimyoviy reaksiyalar** deyiladi.



1.3-rasm. Vodorodning havoda yonib suv hosil qilish jarayoni.

⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 7-8 betlar

1.2. Kimyoning shakllanishi va rivojlanish tarixi hamda unga olimlarning qo'shgan hissasi

Butun dunyo kimyo tarixini o'rgangan olimlari quyida keltirgan beshta katta davrga bo'lishni taklif qilganlar.

1. **Kimyoning alkimyodan avvalgi davri.** Bu davr miloddan avvalgi qariyb 8000 yildan tortib to hozirgi IV asrga qadar davom etgan bo'lib, tajribada qo'lga kiritilgan bilimlar avloddan avlodga o'tib kelgan. Olingan bilimlarni birlashtirish tushunchalari hali vujudga kelmagan edi. O'sha davrlarda oltin, mis, bronza, temir, shisha, o'simliklardan bo'yoq va boshqa mahsulotlar olish kimyoviy jarayonlar haqidagi ta'limot ko'p ming yillik tarixga ega.

Amaliy kimyo miloddan qariyb 4000 yil ilgari Misr, Mesopotamiya, Hindiston, Xitoy mamlakatlarida rivojlana boshlagan. Shuni ham qayd etish kerakki, kimyoviy bilimlar Misrdan qadimgi dunyoning turli mamlakatlariga tarqalgan. «Kimyo» so'zi yunoncha so'z bo'lib, asl metallar ishlab chiqarishni bildiradi. Tabiatdagi o'zgarishga falsafa nuqtai nazaridan qarash dastlab Yunon mamlakatida boshlangan. Ular materiya qaerdan kelib chiqqan degan savolga javob izlay boshlanganlar. Masalan, Yunon olimi Fales (miloddan VII asr ilgari) fikriga boshlang'ich materiya suv bo'lib, undan barcha narsalar hosil bo'ladi degan. Undan bir asr keyin yunon olimi Anaksimenes boshlang'ich modda havo deb tahlil qilgan. Miloddan V asr oldin yashagan Geraklit hamma narsa olovdan kelib chiqadi deb ta'kidlagan va uning fikricha- materiya uzlukiz harakatda bo'ladi. Empidokl esa (milloddan 490-430 yil avval yashagan) boshlang'ich modda suv, havo, olov va tuproqdir deydi. Milloddan V asr oldin yashagan yunon olimi Levkipp va uning shogirdi Demokrit barcha moddalar juda kichik zarrachalardan (bo'linmas zarracha) tashkil topgan deb ta'kidlaydi, ya'ni atomistik tushunchaga asos solgan. Milloddan III asr oldin yashagan Arastu (Aristotel) fikricha butun dunyo «sovuqlik», «issiqlik», «namlik» va «quruqlik»larni qo'shilishidan hosil bo'ladi, deb ta'kidlagan. Uning bu tasavvurlari amaliy jarayonlar bilan tasdiqlanmagan edi. Milloddan III asr avval Misrliklarning amaliy kimyosi va

yunon faylasuflari tasavvurlari asosida Aleksandriyada akademiya va kutubxonalar barpo etildi. Milodimizning 47-yilida bu kutubxonalarda yong'in (40000 jild) kitoblarga zarar etkazdi. Misrni arablar zabt etganidan keyin, Aleksandriya akademiasining qolgan boyliklari VII asrda arablar qo'liga o'tdi. Arablar «Kimyo» so'zi oldiga, arab tiliga xos «al» qo'shimchasini qo'shib kimyoni «alkimyo» deb nomladilar va ular kimyoviy ma'lumotlarni birmuncha rivojlantirdilar hamda yangi moddalar olish yo'llarini topdilar. VIII asrda kimyoviy bilimlar arablardan Yevropaga o'ta boshladi. Qadimiy Markaziy Osiyo, jumladan o'zbek olimlarining namoyondasi Abu Ali Ibn Sino (980-1037y) tibbiyot sohasida ko'p ishlari bilan mashhurdir. Uning fikricha- kimyoviy bilimlar oddiy moddalardan oltin olish emas, balki dorivor moddalar yaratishga xizmat qilishi kerak. 980-1048 yillarda Xorazmda yashagan Abu Rayxon Beruniyning «Qimmatbaho toshlarni bilib olish bo'yicha ma'lumotlar to'plami» o'sha zamondagi Markaziy Osiyo, Yaqin Sharq, hatto Evropada ham ma'danshunolik sohasidagi eng yirik asar deb hisoblangan.

2. Alkimyo davri. Bu davr IV-XVI asrga qadar davom etadi. Aleksandr Makedonskiyning o'limidan so'ng (miloddan 323 yil ilgari) grek imperiyasi parchalanib ketdi. Ammo o'sha davrda ko'pchilik millatlar madaniyati aralashib ketgan edi. Ana shu davrda Misrda amaliy kimyo ancha rivojlangan bo'lib, lekin alohida bilim deb hisoblanmagan. Misrda bu ilm «Ilohiy san'at» deb atalgan va u maxfiy saqlangan. Ular asosan qimmatbaho toshlarni qayta ishlash, soxtalashtirish, murdalarni balzamlashni duo o'qishlar bilan olib borganlar. Shuning uchun amaliy kimyoni natijalari misrliklarning amaliy ishlari va grek faylasuflarning tushunchalarini birlashishining hosilasi desa ham bo'ladi. VII asrga kelib arablar kimyoni «alkimyo» deb yuritishdi. Eng ko'zga ko'ringan arab alkimyogarlardan Djobir Ibn Xayyom qo'rg'oshin bo'yog'i (belila), sirka kislotasini olish usulari haqida yozgan. U azot kislotasini olishga muvofiq bo'lgan. Lekin u ham noasl metallardan asl metallarni olish (transmutatsiya) bilan ham shug'ullangan. Arablardan yana bir ko'zga ko'ringan alkimyogar Ar-Roziy (865-925 y)

(Yevropada uni Razes deb ataganlar) gips olish va singan suyaklarni gipslash ustida ishlar olib borgan va surma «Sb» ni xossalarini o'rgangan.

3. Kimyo bilimlarning sifat va miqdoriy analizlarning birlashish davri. Bu davr o'z ichiga XVI-XVIII asrlarni oladi. Bu davrda boshqa fanlarda tez rivojlanish boshlandi, chunki astronomiyada Nyuton qonuni, fizikada Galiley qonunlari kashf etildi. Ammo kimyo fanida katta o'zgarishlar bo'lmadi, chunki kimyo fanida faqat sifat analiz bilan ish yuritilgan edi. Fanning rivojlanishi uchun miqdoriy analiz poydevori kashf etilishi lozim edi. 1627-1691 yillarda yashagan Irlandiyalik olim R.Boyl havoni siqish jarayonini o'rgandi va havoning hajmi bosimga teskari proportsionalligini aniqladi. 1630-1684 yillarda yashagan frantsuz olimi Marriot, Boylning tajribasidan bexabar, u ham shunday natijaga keladi. Shuning uchun bu qonunni Boyl-Marriot qonuni deb ataladi. Ana shu qonun birichi bor moddalarning xossalarining o'zgarishini miqdoriy o'lchashga kiradi deb aytish mumkin. Olingan natijalar asosida havoni tashkil qiluvchi zarrachalar bir-birlaridan ancha uzoq masofada bo'lib, siqilganda ular bir-birlariga yaqinlashadilar. Ammo suyuq va qattiq moddalar hajmi bosim ostida juda kam o'zgaradi, ya'ni ularning zarrachalari havoning zarrachalariga qaraganda ancha zich joylashgan bo'ladi, degan xulosaga kelganlar. R.Boyl atomistik nazariya tarafdori bo'lgan va u o'zini tajribalarini shu asosda tushuntirgan. Boyl o'zining «Ximik-skeptik» degan kitobida birinchi bor «alkimyo» o'rnida kimyo so'zini ishlatgan. O'sha davrda metallarga bo'lgan ehtiyojning tez yuksalishi metallurgiya sohasida tadqiqotlar olib borishni taqozo qiladi. Demak, metallurgiyani taraqqiy ettirish albatta yuqori haroratni talab qiladi, ya'ni ko'mirni, yog'och ko'mirini, neftni yondirish asosida olinishi lozim edi. Moddalarni yonish jarayonini tushuntirish uchun qandaydir nazariya yaratish kerak edi. Yonish, oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini noto'g'ri izohlovchi flogiston nazariyasi 1700 yilda G.Shtal (1659-1734) tomonidan ilgari surildi. Flogiston nazariyasiga ko'ra har qanday modda tarkibida flogiston mavjud bo'lib, modda yonganda modda tarkibidan flogistonning chiqib ketishi bilan boradi deb tushintirilgan. (Yunoncha

«flogiston» soʻzi yonuvchi demakdir). Bu nazariya tarafdorlari J.Pristli, G.Kavendish, Karl Sheyelelar boʻlgan.

4. Miqdoriy qonunlar davri. XVII asrda kimyo fanining asosiy vazifalari asosan tabiiy minerallar tarkibini oʻrganish boʻldi, chunki bu davrda metallarga boʻlgan ehtiyoj juda ham oʻsgan edi. XVIII asrda kimyoviy elementlarni oʻzaro birikishidagi qonuniyatlarni oʻrganishga qaratiladi. Bu sohada J.Prust va K.Bertolle ishlarini misol qilish mumkin. J.Prust bilan K.Bertolle orasidagi koʻp yillik munozara Prust foydasiga hal boʻldi va tarkibning doimiylik qonuni qabul qilindi. A.L.Lavuazening kislorod nazariyasi va tarkibning doimiylik qonuni XIX asr boshlanishida rivojlangan kimyoviy tahlil imkoniyatlari boshlangʻich moddalar va mahsulotlar tarkibini oʻrganishni, minerallar tarkibini chuqur bilishni, yangi ochilgan elementlarni xossalarini oʻrganish kabi muhim amaliy ishlarni taraqqiy etishiga sabab boʻldi. Izlanishlar natijasida muhim maʼlumotlar toʻplandi, anorganik birikmalarni sinflarga boʻlish usullari shakllandi. XIX asr boshida J.Daltonning kimyoviy atomistikasi, A.Avogadroning molekulyar nazariyasi, atom-molekulyar nazariyasi yuzaga chiqdi. Shu asosida valentlik va kimyoviy bogʻ haqidagi tushunchalar yuzaga keldi va «atom», «molekula», «ekvivalent» tushunchalariga aniq maʼno berildi. Shu bilan bir qatorda, birikmalar haqidagi bilimlarning keng tarqalishi davriy qonun yaratilishiga zamin tayyorladi. 1861 yilda A.M.Butlerovning organik birikmalarning kimyoviy tuzilish nazariyasi va D.I.Mendeleyevning 1869 yilda kimyoviy elementlarning davriy sistemasining kashf etilishi kimyoning nazariy asoslarini chuqurlashtirdi.

5. Kimyoning hozirgi zamon davri. Bu davr 1860 yildan hozirga kunlarga qadar davom etmoqda va bu davrni «Kimyoning oltin davri» deb atash mumkin. Qayd qilingan davr ichida kimyoviy elementlarning davriy sistemasi, stereokimyo, atom tuzilish nazariyalari yaratildi, kimyoviy bogʻlanish va valentlikning aniq tushunchalari yuzaga keldi, fizik kimyo, biokimyo, geokimyo, bioanorganik kimyo, bioorganik kimyo, kosmo kimyo, yadro kimyo, kristallo kimyo, polimer kimyo va hokazo fanlar vujudga keldi.

1.3. O‘zbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi

O‘zbekiston va Markaziy Osiyoda kimyo fanining taraqqiyotini besh davrga bo‘lib o‘rganish mumkin:

Birinchi davr - bu revolyutsiyaga qadar davr bo‘lib, to 1920 yilgacha davom etgan va bu vaqt ichida fakat o‘lkani o‘rganishga oid ishlar olib borilgan; 1870 yilda Toshkentda birinchi bor kimyo laboratoriyasi N.Teyx tashabbusi bilan tashkil qilindi. Kimyo fani esa faqat gimnaziya va bilim yurtida o‘qitilgan.

Ikkinchi davr. 1920 yildan 1933 yilgacha davom etgan. 1920 yilda O‘rta OsiYo davlat universiteti ochildi. Bu davrda ilmiy ishlarga tayYorgarlik ishlari olib borildi va kimyogar mutaxassislar tayyorlandi.

Uchinchi davr 1933 -1941 yillargacha davom etdi va shu yillari ko‘plab kimyo mutaxassislari tayyorlandi. O‘zbekistonning dastlabki kimyo korxonalaridan biri bo‘lgan sement zavodi Bekobod shahrida barpo etildi. 1931 yilidan boshlab Chirchiq elektrokimyo kombinatini qurishga kirishilib 1940 yili ishga tushirildi.

To‘rtinchi davr 1941-1991 yillarni o‘z ichiga oladi. Bu davr ichida Makaziy Osiyoga vaqtincha ko‘chib kelgan kimyo institutlari, kimyo zavodlari kimyogarlari bilan mahalliy kimyogarlarni orasida yaqindan hamkorlik kuchaydi. Bu davr kimyo fani va kimyo sanoatining taraqqiy etishiga katta ta’sir ko‘rsatdi. Kimyo fanining yirik olimlari O.S.Sodiqov, S.Yu.Yunusov, I.P.Sukervanik, X.U.Usmonov, K.S.Axmedov, Sh.T.Tolipov, M.N.Nabiev, A.Sultonovlar yetishib chiqdi.



1.4.-rasm. O‘zbek kimyogar olimlari.

Beshinchi davr - 1991 yildan boshlab va shu kungacha davom etmoqda. Bu davr O'zbekistonning mustaqillik davri bo'lib, bu davrda Respublikamiz rahbariyati ostida kimyo fanini va kimyo sanoatini rivojlantirishga qaratilgan desak bo'ladi.

Demak, O'zbekiston kimyogar olimlari va kimyo sanoati xodimlari oldiga juda katta ma'suliyatli ishlar rejalashtirildi:

1. Kimyo fani yo'nalishlarini va kimyo sanoatini dolzarb yo'nalishlarini aniqlash va bu yo'nalishda tezkorlik bilan Respublikamiz mintaqasida er usti va osti zahiralaridagi xom ashyolarni oqilona qayta ishlash bilan bir qatorda tayyor mahsulotlar olib, ichki bozorni mahsulotlar bilan to'ldirish va tashqi mamlakatlar bozoriga dunyo standartlariga javob beradigan mahsulotlar chiqarib sotish masalasi qo'yilgan.

2. Tashqaridan keltiriladigan xom ashyolarni Respublikamiz mintaqasidagi xom ashyolar bilan almashtirish va shu bilan kimyo sanoatini xorij mamlakatlariga qaramligiga chek qo'yish.

3. Kimyo sanotini rivojlantirishda ekologiya masalalariga katta e'tibor berish.

4. Qishloq xo'jaligini sifatli mineral o'g'itlar va o'simliklarni himoya qilish uchun kerak bo'lgan moddalarni o'zimizdagi zahiralaridan topilgan xom ashyolarni qayta ishlash asosida olish va mineral o'g'itlar, o'simliklarni himoya qilish moddalar bozorida Markaziy Osiyoda etakchi o'ringa ko'tarilish.

5. Yangi sifatli kimyoviy moddalar olish sanoatlarini barpo etish.

6. Chiqarilayotgan mahsulotlarni raqobatbardoshligini oshirish maqsadida sanoatga yangi energiyani kam sarflaydigan va xom ashyoni tejamkor sarflaydigan texnologiyalarni joriy qilish bilan birga maxsulotni tannarxini kamaytirish.

Yuqorida qo'yilgan talablarga asosan ilm ahllari bilan O'zbek kimyo kontserni mustaqillik davrida quyidagi ishlar bajarildi:

Kimyo sanoati uchun xom ashyo bazasi yaratildi: Qizilqumda fosforit kombinati, Tyubegatanda kaliy tuzlarini ishlab chiqarish zavodi, ishlab chiqarish birlashmasi, «Ammofos» va Samarqand kimyo zavodini rekonstruktsiya qilish,

Farg‘ona «Azot» «Navoiyazot», «Elektroximprom (Chirchiq) ishlab chiqarish birlashmalarini modernizatsiyalash ko‘zda tutilgan. Yangi kimyoviy mahsulotlarni ishlab chiqarish bo‘yicha kaustik soda, xlor, vodorod xlorid, poliamid-6, paxta sellyulozasi, melaminlarni ishlab chiqarish korxonalarini ishga tushirish ko‘zda tutilgan. Undan tashqari paxta sellyulozasi asosida nitrosellyuloza, polietilen, poliamid tolalari, protravitellar, gerbitsidlar, fungitsidlar, defoliantlar kabi mahsulotlarni ham korxonalarini qurib bitirish mo‘ljallangan.

O‘zbekiston bugungi kunda oltin zahirasi bo‘yicha dunyoda 4- o‘rinda, uni qazib olish bo‘yicha 7-o‘rinda turadi. Respublikamizning Navoiy va Chirchiq shaharlarida joylashgan eng yirik elektr kimyo kombinatlari bugungi kunda o‘z mahsulotlari bo‘yicha nafaqat Respublikamiz talabini qondirib qolmasdan, balki jahonning qator mamlakatlariga o‘z mahsulotlarini eksport qilmoqda. Respublikamiz Mustaqillikka erishgandan keyin o‘nlab yangi neft konlari izlab topildi va bugungi kunda ularning soni 160 dan oshib ketdi. Ustyurt, Buxoro–Xiva, Janubiy–G‘arbiy Hisor, Surxondaryo, Farg‘ona kabi mintaqalarda neft va gazning yirik zahiralari mavjudligi aniqlandi. O‘zbekiston– kimyoviy ma‘danlarga, gaz, neft, oltin, mis, rux kabi metallarga boy bo‘lgan diyordir.

O‘zbekistonning 1-Prezidenti I.A.Karimovning 2008 yil 15 iyuldagi “Innovatsion loyihalar va texnologiyalarni ishlab chiqarishga tatbiq etishni rag‘batlantirish borasidagi qo‘shimcha chora-tadbirlar to‘g‘risida”gi qarori bu borada muhim ahamiyatga ega bo‘ldi. Ushbu qaror mamlakatimizda ilmiy loyihalarni maqsadli moliyalashtirish va ilmiy laboratoriyalarni zamonaviy jihozlar bilan ta‘minlash tizimini yaratish, korxonalarda modernizatsiyalash va yangi texnologiyalar fondini tashkil etish, shuningdek, respublika innovatsion yarmarkalarini o‘tkazishga xizmat qilmoqda. Mamlakatimizda yosh mutaxassislarni tayyorlash uchun qulay sharoitlar yaratish maqsadida ilmiy muassasalar moddiy-texnik bazasini yanada mustahkamlash bo‘yicha zarur chora-tadbirlar amalga oshirildi.

Ilmiy muassasalarda katta avlod vakillari bilan bir qatorda har tomonlama puxta bilimga ega, bir necha chet tillarini biladigan yosh olimlar va tadqiqotchilar

ham keng ko‘lamli tadqiqotlar olib bormoqda. Ular zamonaviy ilmiy va laboratoriya jihozlari, material resurslari bilan ta‘minlangan. Yosh olimlar tomonidan olingan muhim fundamental natijalar, amaliy, ilmiy-texnik va innovatsion ishlanmalarni keng rivojlantirishga asos bo‘lib xizmat qilayotir va asosan mamlakatimiz ishlab chiqaruvchilari hamda iqtisodiyotimizning asosiy tarmoqlari ehtiyojiga yo‘naltirilmoqda.

O‘zbekistonning 1-Prezidenti Islom Karimov “O‘zbekiston XXI asr bo‘lag‘asida: xavfsizlikka tahdid, taraqqiyot shartlari va kafolatlari” kitobida ta‘kidlaganidek, respublika fani qudratli intellektual salohiyatni yaratgan, u hayotimizning ko‘pgina sohalarida amalda qo‘llanilmoqda, Vatanimizning milliy davlatchiligi va iqtisodiy mustaqilligini mustahkamlash uchun asos bo‘lib xizmat qilmoqda⁶.

Qishloq xo‘jaligi ilm-fanda asosiy ustuvor sohalardan biridir. Bugun yer, suv resurslari va biologik xilma-xillikdan oqilona foydalanish hamda uning o‘rnini to‘ldirish tizimini takomillashtirish, samarali agrotexnologiyalar, genetik resurslar va ilg‘or ilmiy yutuqlardan unumli foydalanish asosida qishloq xo‘jaligi ekinlari va chorva mollarining sermahsul nav hamda zotlarini yaratishga qaratilgan ilmiy ishlanmalarga talab yuqori.

O‘zbekiston Respublikasi Fanlar Akademiyasining Umumiy va noorganik kimyo instituti olimlari tomonidan mahalliy xom-ashyo asosida yuqori samara beradigan o‘g‘itlar, o‘simliklarni o‘stiradigan vositalar, defoliantlar va boshqa kimyoviy preparatlar olishning yangi texnologiyasi ishlab chiqildi. Ular ayni paytda sanoatda o‘zlashtirildi va qishloq xo‘jaligi ehtiyojini to‘la ta‘minlamoqda, shuningdek, eksportga ham yetkazib berilayotir. Kremniy asosida foto otkazgichlar yaratilishi va qayta tiklanadigan energiya manbalaridan foydalanish priborsozlik sohalarida ham salmoqli yutuqlarga erishildi.

⁶ Каримов И.А. “Ўзбекистон XXI аср бўсағасида: хавфсизликка таҳдид, барқарорлик шартлари ва тараққиёт кафолатлари”. Тошкен: Ўзбекистон. 1998.

Ilm-fanning yuksak intellektual salohiyati va yuqori texnologiyali ishlanmalar innovatsion iqtisodiyotni rivojlantirish asosi hisoblanadi. O'zbekistonda ilm-fanni boshqarish tizimining isloh etilishi fundamental va amaliy tadqiqotlarni o'tkazish, yangi ishlanmalarni joriy etish va ulardan amaliyotda foydalanishga qaratilgan innovatsion ishlarni rivojlantirishning amaliy mexanizmini yaratish imkonini berdi. Har yili an'anaviy o'tkazib kelinayotgan innovatsion g'oyalar, texnologiyalar va loyihalar yarmakalari amaliy tadqiqotlarni joriy etish va ularning natijalarini tijoratlashtirish, ilm-fan va ishlab chiqarish, innovatsion mahsulotlar ishlab chiquvchilar va iste'molchilar o'rtasidagi yaqin aloqani ta'minlashning muhim mexanizmlaridan biriga aylandi.

Ushbu innovatsion forum innovatsion rivojlanish jarayonlarini jadallashtirishdek muhim vazifani hal etishda sanoatchilar, olimlar, tadbirkorlar, moliyachilar sa'y-harakatlarini birlashtirishga yordam berayotir. 2008-2016 yillarda o'tkazilgan yarmakalar natijalari buning yorqin tasdig'idir. Ushbu yarmakalarda to'rt mingdan ziyod innovatsion g'oya va ishlanmalar, texnologiyalar namoyish etilib, umumiy qiymati 110 milliard so'mdan ziyod bo'lgan uch mingdan ortiq shartnoma imzolandi. Natijada mamlakatimizda qiymati bir trillion so'mdan ortiq bo'lgan yangi mahsulotlar ishlab chiqarildi. Ayni paytda kichik korxonalar va fermer xo'jaliklarining innovatsiyalarga qiziqishi ortganini ta'kidlash joiz.

O'tgan innovatsion yarmakalar ilm-fan, ta'lim va ishlab chiqarishni integratsiyalashtirish, Fanlar akademiyasi va oliy o'quv yurtlari ilmiy bo'linmalari innovatsion ishlanmalarini "O'zbekneftgaz" milliy xolding kompaniyasi, "O'zkimyosanoat" davlat aktsiyadorlik kompaniyasi, "O'zbekenergo" davlat aktsiyadorlik kompaniyasi, "O'zfarmosanoat" davlat aktsiyadorlik konserni, Navoiy va Olmaliq kon-metallurgiya kombinatlari, "O'zbekiston havo yo'llari" milliy aviakompaniyasi, Qishloq va suv xo'jaligi vazirligining viloyat boshqarmalari va boshqa yirik sanoat korxonalarida joriy etishni faollashtirdi. Sanoat, qishloq xo'jaligi va iqtisodiyotning boshqa sektorlariga innovatsion ishlanmalarni joriy etish borasida ijobiy natijalarga erishilayotganiga qaramasdan, kashf etish va

ixtironi o'zlashtirish, uni tijoriylashtirish va yakuniy mahsulot ishlab chiqarishni o'z ichiga olgan innovatsion jarayonning barcha bosqichlarini birlashtiradigan uzluksiz tizimni yanada izchil rivojlantirish zarur.

Umumiy kimyo fani sohasida erishilgan eng oxirgi yangiliklardan biri sifatida nanomateriallar olish va ularni amaliyotda qo'llash desak mubolag'a bo'lmaydi. Nanomateriallar olishni asosiy muammolaridan biri odatda nanomaterialli birikmalar, o'z-o'zidan yo'qotilgan xususiyatlarini qaytada tiklash qobiliyati mavjud. Shuning uchun nanomateriallar olishda stabilizatorlik (barqarorlashtirish) muammosini hal qilish kerak. Bulardan bir nechta turlarni ko'rib chiqamiz: qatlamli alyuminosilikat – (glina) tabiiy noorganik tuzilmalar montmorillonit, gektorit, vermikulit kaolin, saponin va boshqalar kiradi. Hajmlari noorganik qatlamlarda uzunligi 100 nanometr va kengligi 1 nanometrgacha bo'lgan nanometr⁷. Glina materialga yangicha noyob xususiyatlar beradi. Masalan, oz miqdorda nanozarracha alyuminasilikatni polimer matritsasiga qo'shganda, uning moddiy kuchini oshirish imkoniga ega. Shuni unutmaslik kerakki, bu yerda juda kichik zarrachalarning ham ko'p miqdorini o'zida namoyon qiladi. Nanozarracha qo'shish nafaqat mexanik xususiyatlarni yaxshilaydi, issiqlikka chidamliligi ya'ni yuqori haroratda xususiyatini saqlab qoladi va haroratni 100°C ga oshirishga imkon yaratadi. Nanokompozitlar past yonuvchanlikka ega. Bu qurilish materiallari sifatida foydalanish uchun muhim. Ularning asosiy xususiyatlaridan biri past bug' va gaz o'tkazuvchanligi ta'minlab berib, o'rash materiallari sifatida ishlatiladi.

Uglerodli nanotrubkalar va nanotolalar – cho'ziluvchan silindr shakl tuzilishli 1 diametrda 1 necha 10 nanometrgacha uzunligi bir necha santimetrli, bir yoki bir nechta olti burchakli yassi qayrilgan va tugash joyi yarim shar shaklida. Uglerodli nanotrubkalar qattiq juda mustahkam va chidamlilikka ega. Ular issiqlikka chidamli vaakumda 2800°C gacha, elektr tokini o'tkazish xususiyatiga ega mis simlariga nisbatan 1000 marta yaxshi o'tkazadi va olmosga qaraganda issiqlikni 2

⁷ A.K. Haghi. Modern Nanochemistry. USA: Nova Science Publishers, 2011.

marta yaxshi o'tkazadi. Shu bilan birga ular yangi davr elektron qurilmalarning asosi bo'lishi mumkin. Kichik hajmli va yanada mustahkam avvalgilarga qaraganda foydaliroq uglerodli nanotrubkalardan tashqari bizdagi ma'lumotlar bo'yicha o'nlab har xil nanotrubkalar yaratilgan.

Demak, barcha fanlar singari umumiy kimyo fani ham hozirgi vaqtda butun dunyoda bo'lgani singari O'zbekistonda ham rivojlanishda desak mubolag'a bo'lmaydi.

1.4. Umumiy kimyo fanining rivojlanish tarixi. Arab va yevropa alkimyosi, uning eng mashhur namoyondalari va ularning kimyo sohasidagi ishlari. Alkimyoning tugashi.

Fanning rivojlanishi noregulyar holatda bo'lib, ayrim hollarda mantiqqa zid xarakterda bo'ladi. Fandagi buyuk kashfiyotlar ko'pchilikning tajribasi asosida va ko'p yillik tajribalar natijasida yuz bersada, ammo nazariyalar va qonunlarning yaratilishi bitta bitta insonga bog'liq bo'ladi. Albatta, ilmiy yangiliklarning yaratilishi oldidan shug'ullangan kishilargagina nasib etadi. Chunki, shu fan egasi o'z ustida puxta ishlagan, o'zining fanini chuqur biladigan va aniq tahlil qila oladigan hamda yaratgan kashfiyotlaridan unumli foydalana oladigan bo'ladi. Ko'p hollarda umumlashgan holda ishlash oxiri yo'q joyga yetaklshi mumkin, chunki har bir loyiha ustida olimlar bir necha yillar davomida ish olib boradilar, natijada turli xil taxminlarga olib keladi. Ammo shunday bo'lsada, har qanday ishning natijasi bo'ladi va u fandagi buyuk yangiliklarga yo'l ochib bera oladi. Shuning uchun bunday izlanishlarga bo'lgan qiziqish fanni sevishga, qachonki ko'pgina olimlarni kimyo laboratoriyalarida ushlab turishga muvaffaq bo'lgan desak mubolag'a bo'lmaydi.

Har qanday fan singari kimyo fanining ham o'z rivojlanish tarixi, buyuk kashfiyotlar davri mavjud bo'lib, shular asosida hozirgi darajaga yetib kelgan⁸.

⁸ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 4-11 betlar

Bulardan eng muhim davrlardan biri sifatida alkimyo davrini keltirish mumkin. Ioniya maktabining qadimgi grek faylasuflari (Fales, Anaksimandr, Anaksimenes, Geraklit) butun borliqning birligi haqidagi g'oyani ilgari surish bilan birga, shu vaqtning o'zida din bilan tabiatni bilishni ajratishgan.

Misrliklar esa amaliy kimyoni juda puxta egallagan bo'lishlariga qaramasdan, uni bilimlarning mustaqil sohasiga ajratishmas edi. Kimyo qadimgi Misrda kohinlarning "ilohiy sirli san'ati" ga kirar edi. Nodir toshlarga ishlov berish va bu toshlarning yasamasini yasash, murdalarni mumiyolashtirish va boshqa umuman olganda, mutlaqo sirli bo'lmagan operatsiyalar duolar va kalimalar yordamida amalga oshirilardi. Ximiyaning xudosi deb, misrliklar qo'shboshli xudo – Ozirisni hisoblashardi. Misrliklarning amaliy ximiyadan bilgan bilimlari greklarni lol qoldirdi, va ularning aniq bilimlarini qabul qila turib, ularning mistik tasavvurlarini ham qabul qilishdi. (Ular hattoki greklarning xudosi Germesni Oziris bilan o'xshatishdi). Shuning uchun misrliklarning amaliy ximiyasi bilan greklarning naturfilosofiyasining birikishi, umuman olganda, samara bermadi.

O'sha davrda doimo o'zining joyini o'zgartiradigan va shuning uchun ham "planeta" ("sayr qiluvchi yulduzlar") deb nomlangan yettita koinot jismlari ma'lum edi. Shuningdek, yettita metall: oltin, kumush, mis, temir, qalay, qo'rg'oshin va simob ham ma'lum edi. Shundan keyin nima uchun ularni juftliklarga ajratmas ekanmiz? deb, aynan shunda oltinni quyosh bilan, kumushni oy bilan, misni Venera bilan va h.k. taqqoslash mumkinku. Simob Merkuriy planetasining nomidan kelib chiqqan, chunki simob - bu metallning zamonaviy nomi, qadimgilar esa simobni - *hydrargyrum*, ya'ni "suyuq kumush", deb atashardi. Kimyoviy o'zgarishlar mifologik tasavvurlar bilan tushuntirilardi. Bu tasavvurlarning ta'siri bugungi kunda ham seziladi.

Ismi bizgacha yetib kelgan, grek-misr *khemeias*ining birinchi vakili Bolos (er.av.200y yaqin) Nil deltasi yonidagi Mendedan edi. Bolos o'zining ishlarida Demokritning ismidan foydalangan, shuning uchun uni «Bolos-Demokrit» yoki

ayrim holatlarda “Psevdo-Demokrit” deb aytishadi. Bolos o‘zini *khemeiada* o‘sha davrda eng muhim bo‘lgan masalalardan biri - bir metallni boshqasiga aylantirish va shuningdek, qo‘rg‘oshin yoki temirni oltinga aylantirish (transmutatsiya)ga bag‘ishladi.

Yuz yillar davomida kimyogarlar oltin olish usullarini ishtiyoq bilan topishga harakat qilganlar. Bolos o‘zining ishlarida oltin olish usulini mukammal ta’riflab yozgan, uning bu ishlari ko‘zbo‘yama qilish emas edi. Masalan, misni rux metali bilan eritib, sariq rangli qotishma– latun olish mumkin edi. Qadimgi tadqiqotchilar uchun, oltin rangidagi metallni olish, oltinni olish degan tushuncha bo‘lgan edi.

Ammo qadimgi Rim davrida grek madaniyatining qulashi, *khemeia* san’atiga o‘z ta’sirini ko‘rsatdi. Eramizdan avvalgi 100 y. dan keyin qadimgi bilimlarga yangilari deyarli qo‘shilmadi, biroq eski mualliflarning ishlari mistik ruhda tez-tez tushuntiriladigan bo‘lib qolgandi.

Masalan, 300 yilda misrlik Zosima 28 kitobdan iborat bo‘lgan ensiklopediya yozdi. Bu ensiklopediya *khemeiadan* to‘plangan, o‘tib ketgan besh yoki olti asr oldin yig‘ilgan, barcha bilimlarni qamrab olgan edi. Bu ensiklopediyaning qiymati unchalik yuqori emas edi. Albatta, unda ko‘pgina qiziqarli ma’lumotlarni topish mumkin edi, masalan, qisman mishyak haqida. Zosima qo‘rg‘oshin atsetat olish usulini bayon qilgan: u bu zaharli birikma shirinroq ta’mgga (“qo‘rg‘oshli shakar” nomi bizgacha ham yetib kelgan) ega, deb aytgan.

Qo‘rquv *khemeiaga* hal qiluvchi zarba berdi. Rim imperatori Diokletian oltin olishning arzon usuli, qulayotgan imperiyaning iqtisodiyotini yanada kasodga uchratadi, deb qo‘rqardi. U *khemeiadan* qilingan ishlarni yo‘q qilishni buyurdi, bu esa, bizgacha bu ishlarning oz qismi yetib kelishining sabablaridan biridir.

VII asrda jahon sahnasida arablar paydo bo‘lishdi. Qadimgi hukmdorlarga taqlid qilgan holda, arab xalifalari ham fanlarning taraqqiyotiga boshchilik qildilar va VII-IX asrlarda birinchi arab kimyogarlari paydo bo‘ldi.

Arablar *khemeia* soʻzini “*al-khemeua*” deb qaytadan nomlashdi. Yevropaliklar keyinchalik bu soʻzni arablardan olishib, shundan yevropa tillarida “*alximiya*” va “*alximik*” terminlari paydo boʻlgan. “*Alkimyo*” termini ishlatilganda, kimyoning 300- yildan 1600- yilgacha boʻlgan davr tarixi haqida gapiriladi.

Khemeia bilan arablar birinchi marta gʻalati bir sharoitda tanishishdi. 670 yilda Konstantinopol (xristianlar olamida eng katta va kuchli shahar) da turgan arab flotining kemalari “greklar olovi” - yonganda kuchli alanga hosil qiladigan va suv yordamida oʻchirib boʻlmaydigan, kimyoviy aralashma bilan yondirildi. Aytishlaricha, bu aralashmani *khemeia* bilan shugʻullanuvchi, arablardan qutulish maqsadida oʻz vatani Misr (yoki Suriya boʻlishi mumkin) dan qochgan Kallinik tayyorlagan edi⁹.

Yevropada Geber nomi bilan mashhur boʻlgan, eng iqtidorli va mashhur arab alximigi **Jobir ibn Xayyom** (721-815) edi. U arablar imperiyasining gullab-yashnagan davri (“Ming bir kecha”da tanilgan Xorun al-Rashid davrida) yashagan. Jobir **nashatir spirtini** tavsiflab berdi va qoʻrgʻoshinli belilani tayyorlash usulini koʻrsatdi. U oʻsha davrda maʼlum boʻlgan kislotalardan eng kuchlisi - sirka kislotasini olish usulini yaratgan. U nitrat kislotaning kuchsiz eritmasini olishga muvaffaq boʻldi. Jobir simobni oʻziga xos metall, deb hisobladi, chunki simob suyuq holatda boʻlganligi sababli, tarkibida aralashmalar miqdori kam boʻladi. Oltingugurt ham xuddi shunday oʻziga xos xossalarga ega: u alangalanishga qobildir (shuningdek, u oltin kabi sariqdir).

Yevropada Razes nomi bilan mashhur boʻlgan boshqa bir arab alximigi ar-Roziy (865-925) tibbiyot va alximiya bilan shugʻullangan. Ar-Roziy gips tayyorlash va singan suyakning bir-biri bilan birikishi uchun, gipsli taxtakach quyish usulining metodikasini bayon qilgan. Djobir oltingugurtning yonish prinsipi, simobni – metallik prinsipi sifatida qarar edi. Ar-Roziy esa bu ikkala principga uchinchi -tuz, yaʼni, qattqlik printsipini kiritdi. Uchuvchan simob va

⁹ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 12-15 betlar

alangalanuvchan oltingugurt faqat uchinchi komponent – tuz ishtirokida qattiq moddalarni hosil qiladi degan fikrni berdi.

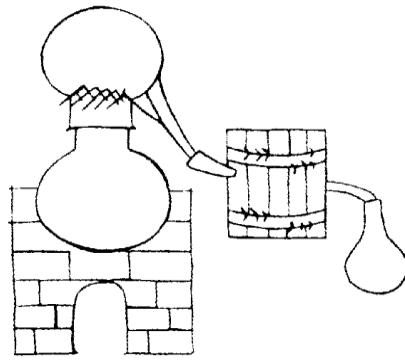
Jobirga nisbatan ar-Roziy tibbiyotga ko‘proq qiziqar edi, biroq eng mashhur tabib buxorolik Abu ali Ibn Sino (980-1037 y. yaqin) edi. Uning asarlari ko‘p asrlar davomida tibbiyotchilar uchun muhim qo‘llanma bo‘lib xizmat qildi. Alximiklar orasida faqat Avitsenna oltinni boshqa metallardan olish mumkinligiga ishonmas edi. Kuchli mineral kislotalarning kashf etilishi kimyoda erishilgan yutuqlardan eng muhimi bo‘lib hisoblandi.

Kuchli mineral kislotalardan foydalanib, yevropalik kimyogarlar ko‘pgina yangi reaksiyalarni amalga oshira olishdi va shuningdek, ular qadimgi greklar va arablar erita olmagan ayrim moddalarni erita olishdi (chunki greklar va arablar eng kuchli kislota sifatida sirka kislotani hisoblashgan).

Insoniyatga mineral kislotalar oltinga nisbatan, agarda uni transmutatsiya yo‘li bilan olishni o‘rganishganda, ko‘proq foyda keltirar edi. Agar oltin kamyob metall bo‘lmay qolganda, uning qiymati yo‘qolgan bo‘lar edi. Biroq mineral kislotalarning qiymati, u qanchalik arzon va kamyob bo‘lsada, shunchalik oshib beraveradi. Afsus, insonning tabiati shunday – mineral kislotalarning kashf etilishi uning hissiyotiga hech qanday ta’sir ko‘rsata olmadi va u va oltin izlashni davom ettirdi. 1455 yilda turk bosqinlaridan qutulish maqsadida grek olimlari yevropaga qochishdi va o‘zlari bilan olib kelgan bilimlari va qadimgi grek fanining an‘analari yevropada ilm-fanning rivojlanishiga kuchli ta’sir ko‘rsatdi. Shunday qilib, yevropada buyuk kashfiyotlar va izlanishlar davri boshlandi.

“Kashfiyotlar asri” da nemis kashfiyotchisi Iogann Gutenberg (1397–1468 yillar) birinchi matn bosadigan uskunani yaratdi. Bu uskunadagi harakatlanuvchi literalarni matn qilib yig‘ib, qar qanday kitobni chiqarish mumkin edi. Tarixda birinchi marta arzon kitoblarni yetarli miqdorda chiqarish imkoniyati tug‘ildi. Birinchilar qatori Lukretsiyning poemasi chiqarildi, poemaga ko‘ra yevropada atomistik ta’limot keng tarqaldi.

XV asrda yevropada pivodan spirt ajratib olish ishlarini amalga oshirish uchun maxsus qurilma yaratishga muvaffaq bo‘lganlar.



1.5-rasm. Suv bilan sovutib haydaydigan usul bilan pivodan spirt olish apparati.

Kimyo masalalariga, umuman, o'zgacha qarashlar ikkita zamondosh tabib – nemis Georg Bauer (1494–1555) shveytsariyalik Teofrast Bombast fon Gogengeymning (1403-1541) ishlarida namoyon bo'lgan.

Ko'pincha, Agrikol nomi bilan (lotin tilidan tarjima qilinganda, “dehqon” degan ma'noni bildiradi) mashhur bo'lgan Bauer mineralogiya va uning tibbiyot bilan boqliqligi mumkin bo'lgan tomonlarini o'rganishga qiziqdi. Bunday bog'lanishni uchratish (vrach–minerolog kabi) o'sha davr va keyingi 2 yarim yuz yillikdagi kimyo uchun xosdir. 1556 yilda nashr qilingan “Metallurgiya haqida” (“De Re Metallice”) kitobida Agrikol o'sha davrdagi konchilardan bilib olgan bilimlarini sistemaga soldi.

Ravon tilda yozilgan, shaxta uskunalarining rasmlari chiroyli qilingan ilova bu kitob tezda mashhur bo'lib ketdi va bizning davrimizda ham klassik asarlardan biriga aylandi. Bu asar kimyoviy texnologiya bo'yicha 1700 yilgacha paydo bo'lgan eng muqim asar hisoblanadi. Bu kitob nashr qilingan davrdan boshlab mineralogiya fan sifatida tan olindi.

Fon Gogengeym tarix sahifalariga o'zi tanlagan **Paratsels**, ya'ni «Selsdan o'tuvchi» nomi bilan kirib keldi. Sels – tibbiyotga oid asarlar yozgan qadimgi Rim olimi edi. Uning asarlari o'z davrida katta ahamiyat kasb etgan edi.

Paratsels Ibn Sino kabi alkimyoning asosiy masalasi oltin olish yo'llarini izlash emas, balki dori vositalarini tayyorlash, deb hisoblar edi. Paratselsgacha o'simliklardan tayyorlangan preparatlardan dori vositalari sifatida foydalanishgan,

biroq Paratsels minerallardan tayyorlangan dori vositalarining ta'siri kuchliroq ekanligiga juda qattiq ishonar edi. Transmutatsiya g'oyasiga negativ munosabatda bo'lishiga qaramay, Paratsels eski maktab alkimyogari edi. U to'rt unsur haqidagi qadimgi grek ta'limotini va uchta printsip- element (simob, oltingugurt va tuz) haqidagi arablar ta'limotini qabul qilar edi va hayot eliksirini izlar edi (hatto, uni topdim deb ta'kidlar edi). Paratsels rux metalini kashf qildim deb qattiq ishonar edi, ammo rux ruda tarkibida va mis bilan qotishma (latun) tarkibida bo'lishi qadimdan ma'lumligiga qaramay, ba'zan uni ruxning kashfiyotchisi deb ham hisoblashadi. Paratselsning ishlari uning o'limidan so'ng, hatto yarim asr o'tgandan keyin ham tortishuvlarga sabab bo'ldi. Paratselsning izdoshlari o'z ustozlari qarashlaridagi mistik mazmunni kuchaytirishdi va ulardan ayrimlarini hatto diniy aqidalargacha olib kelishdi, bu esa alkimyogarlarning aniqlik va ratsionalizmga intila boshlagan davrda yuzaga keldi.

Nemis vrachi alkimyogar Andrey Libau (1540–1616 yillar oxiri) 1597 yilda lotin tilida “Libaviya” nomi bilan mashhur bo'lgan, birinchi kimyo darsligi – “Alkimyo” ni nashr qildi.

“Libaviya” birinchi bo'lib xlorid kislota, qo'rg'oshin to'rt xlorid, ammoniy sulfat va “zar suvi” (podsho arog'i) – nitrat va xlorid kislotalar aralashmasini tayyorlashni ta'riflab bergan. Libaviya eritma bug'latilganda hosil bo'ladigan kristallarning shakliga qarab, mineral moddalarni aniqlash mumkin, deb hisoblar edi. Biroq, u Paratselsning alkimyo asosiy masalasi – tibbiyotga xizmat qilish, degan fikriga qo'shilgan bo'lsa ham, u metallar oltinga aylanishi mumkinligiga qattiq ishonar va oltin olish usulining kashf etilishi kimyo fani gulchambari bo'lib qoladi, deb qisoblar edi. Aniq va ravon tilda yozilgan asarlarida “Libaviy” “paratselsga tegishli” – deb aytgan, noaniq nazariyalarga jiddiy qarshi turar edi.

Kimyoning yangi yo'nalishida ko'proq tanilgan vakillaridan biri nemis kimyogari Iogann Glauber (1604-1668) edi. Ixtisosligi vrach bo'lgan bu odam, turli xildagi kimyoviy moddalarning olish usullarini taqqoslash va qaytadan ishlab chiqish bilan shuqullanar edi. Glauber osh tuziga sulfat kislota ta'sir ettirib, xlorid kislota olish usulini yaratdi. U kislotalar haydalganda keyin qolgan qoldiq (natriy

sulfat)ni sinchiklab o'rganib, bu modda kuchli ich yumshatuvchi ta'sirga ega ekanligini aniqladi. U bu moddani “**ajoyib tuz**” (sal mirabile) deb atadi va uni “panatsea”, deyarli “**hayot eliksiri**” deb qisobladi. Glauberning zamondoshlari bu moddani “**Glauber tuzi**” deb nomlashdi va bu nom hozirgi kungacha saqlanib qolgan. Glauber bu va boshqa bir qator tuzlarni tayyorlash bilan shug'ullana boshladi.

Libaviya usuli bilan kislotalar olish jarayoni



1.7-rasm. Haydash usuli bilan xlorid va azot kislotalarini olish: A – pech, V – aylana teshik; S – havo uchun teshik; D – o‘tin uchun teshik; E – puflash; H – tigel; G - kolba; N – haydash shlemi; I - uning klyuvi; K – qabul qiluvchi; L - qabul qiluvchi idishni soladigan idish.

Tibbiyot va minerallar haqida rivojlanayotgan fanlar shunchalik daromadli va jalb qiluvchi bo‘lib chiqdiki, oltin olish uchun cheksiz va omadsiz urinishlarga vaqt ketkazishga qech bir hojat qolmadi.

Darhaqiqat, XVII asrda alkimyoning aqamiyati tushib borar edi, XVIII asrda esa u asta-sekin biz hozir “kimyo” deb ataydigan fan bo‘lib qoldi.

1.5. Umumiy kimyo fanining rivojlanish tarixi. Flogiston nazariyasini vujudga kelishi, Shtalning flogiston nazariyasi. Gazlar to'g'risidagi (pnevmatik) kimyoning rivojlanishi.

Kimyoning rivojlanishiga muhim ahamiyatga ega bo'lgan XVII asrning kashfiyotlari qatoriga, atmosfera havosidagi bosim ustunining mavjudligi, bu bosimni ishlatish va vakuumni hosil qilish imkoni mavjudligini ko'rsatuvchi kashfiyotlarni kiritish mumkin. Ayrim tadqiqotchilar vakuumni havo nasosini ishlatmasdan turib, hosil qilish mumkin, degan fikrga kela boshladi. Faraz qilaylik, siz suvni qaynatdingiz va kamerani bug' bilan to'ldirdingiz, keyin esa kamerani tashqaridan sovuq suv bilan sovutdingiz. Bu vaqtda kameraning ichidagi (par) bug' kondensatlanib, suv tomchilariga aylanadi va kamerada vakuum yuzaga keladi. Agar bunday kameraning devorlaridan birini harakatga keltirsak, u holda havo bosimi ta'sirida harakatlantiradigan devor kameraning ichki tomoniga tortiladi. Bug'ning yangi portsiyasi kameraga tushishi bilan, devor qaytadan tashqi tomonga itariladi, keyin esa bug' kondensatlanganda, qaytadan kameraga tortiladi. Uzimizcha tasavvur qilishimiz mumkinki, harakatlanuvchi devor – bu qaytarilib – kiradigan harakatlarni bajaradigan o'ziga xos turdagi porshendir, bunday porshenni masalan, bug'da ishlaydigan nasosda ishlatish mumkin¹⁰.

Bunday bug' mashinasi 1689 yilda angliyalik tog' injeneri Tomas Severi (1650-1715 y.) tomonidan haqiqatdan ham yaratildi. Bu qurilmada bug' yuqori bosim ostida ishlatilar edi, bu esa o'sha davrda havfsiz deb hisoblanmas edi. Taxminan o'sha vaqtda (1705 yil) Severi bilan hamkorlikda ishlagan Tomas Nyukomen (1663-1729) ancha past bosimdagi bug' bilan ishlay oladigan bug' mashinasini yaratdi. Mashinaning konstruksiyasi universal bug' mashinasining yaratuvchisi deb hisoblanadigan shotlandiyalik mexanik Djeyms Uott (1736-1815) tomonidan ancha takomillashtirildi.

Bug' mashinasida odatdagidek bo'lmagan holatlardan bo'lgan, olovning ishlatilishi kimyogarlarda yonish jarayoniga bo'lgan qiziqishini o'yg'otdi. Nima

¹⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England. 2013. 10-11- betlar.

uchun ayrim jismlar yonadi, ayrimlari esa yonmaydi? Yonish jarayonida nima sodir bo'ladi?

Alkimyogarlarni ham taxminan, shu nuqtai-nazarni ma'qullashgan, biroq yonish qobiliyatiga ega bo'lgan moddalarning tarkibida "sul'fur" (oltingugurt bo'lishi shart emas) elementi mavjuddir, deb hisoblashgan.

1669 yilda nemis kimyogari Iogann Ioaxim Bexer (1635-1682) yonish hodisasini aql-idrokka asoslanib tushuntirishga urinib ko'rdi. U qattiq moddalar uch turdagi "tuproq"dan iborat deb faraz qildi va ulardan birini, ya'ni o'zi "yog'li tuproq" deb atagan turini "**yonish prinsipi**" deb qabul qildi. Bexerning nihoyatda noaniq bo'lgan tasavvurlarini izdoshi nemis vrachi va kimyogari Georg Ernest Shtal (1659-1734) 1700 yilda flogiston nazariyasini ilgari surgan. U yana bir marta "yonish prinsipi" degan nomni "**flogiston**"– grekchadan olingan bo'lib, "**yonuvchi**", deb nomlab, nomlanishini yangiladi. Shtal yonish jarayonidagi flogistonning rolini tushuntirib beradigan, yonish jarayonining sxemasini tavsiya qildi.

Shtal tasavvurlariga muvofiq, yonuvchi moddalar flogistonga boydir. Yonish jarayonida moddaning tarkibidagi flogiston ajralib chiqadi va yonish jarayoni tugagandan keyin qolgan narsaning tarkibida flogiston bo'lmaydi va shuning uchun ham yonishda davom eta olmaydi. Shtal, metallarning zanglashi yog'ochning yonishiga o'xshaydi, deb ta'kidlar edi. Uning fikricha, metallar flogistonga ega, zangning tarkibida esa flogiston bo'lmaydi. Zanglash jarayonini bunday tushunish, rudaning metallarga aylanishi jarayoni - kimyo sohasidagi birinchi nazariy kashfiyotning sababini tushuntirib berishga imkon yaratdi. Shtalning tushuntirishlari quyidagilardan iborat edi. **Flogistonga** kam bo'lgan ruda, flogistonga boy bo'lgan yog'och ko'mirida qizdiriladi. Bu vaqtda flogiston yog'och ko'mirdan rudaga o'tadi, natijada yog'och ko'miri flogistoni kam bo'lgan kulga aylanadi, flogistoni kam bo'lgan ruda esa flogistonga boy bo'lgan metallga aylanadi.

Shtalning fikricha, havo o'zaro yonishga faqat bevosita yordam beradi. Flogiston yog'ochdan yoki metallardan chiqqanida havo uni tashish uchun xizmat

qiladi, ya'ni flogistonni boshqa moddaga uzatadi (agar shunday narsa mavjud bo'lsa). Shtalning flogiston nazariyasi birinchi vaqtlarda keskin tanqidga uchradi. Bu nazariyaga, ayniqsa gollandiyalik vrach German Burgave (1668-1738) qarshi chiqdi. U yonish hodisasi va zangning hosil bo'lishi bitta hodisa bo'lishi mumkin emas, deb hisoblar edi. Chunki yonish, olovning paydo bo'lishi bilan boradi, zanglash esa-olovsiz sodir bo'ladi. Shtalning o'zi bu farqni qo'yidagicha tushuntirdi:

-yog'ochga o'xshash narsalar yonganda, flogiston shunchalik tez uchib ketadiki, atrofdagi olamni qizdirib ko'zga ko'rinadigan bo'lib qoladi. Zanglashda esa flogiston asta-sekin uchib ketadi, shuning uchun ham olov paydo bo'lmaydi.

Burgavening tanqidlariga qaramasdan, flogiston nazariyasi ommabop bo'lib boraverdi. 1780 yilda bu nazariya kimyogarlar tomonidan deyarli hamma joyda qabul qilindi. Chunki u ko'pgina savollarga aniq javoblar berishga imkon yaratdi. Biroq bitta savolni Shtal ham, uning izdoshlari ham hal qilisha olmadi. Gap shundaki, ko'pgina yonuvchi moddalar, masalan, yog'och, qog'oz, yog' yonishi vaqtida ma'lum miqdorda yo'qolib ketardi. Bu shunday bo'lishi tabiiydek edi, chunki yonish vaqtida flogiston modda tarkibidan uchib ketardi.

Shtal nazariyasiga ko'ra, zanglash jarayonida metallning tarkibidan flogiston uchib ketar edi. Shunga qaramasdan 1490 yildayoq alximiklar tomonidan zanglagan metall zanglamagan metalldan ancha og'ir ekanligi aniqlandi. Nima uchun flogistonni yo'qotgan modda og'ir bo'lib qoladi? Balki, XVIII asrning ayrim kimyogarlari ta'qidlaganidek, flogiston manfiy og'irlikka egadir? Bunday bo'lsa, nima uchun yog'och yonganda og'irligi kamayadi? Balki flogistonning ikki xil-musbat va manfiy og'irlikka ega bo'lgan turi mavjuddir.

XVIII asrning kimyogarlari bu muammo, hozirgi kunda bizga ko'ringanidek, muhim bo'lib ko'rinmas edi. Biz hodisalarni chuqur tahlil qilishga o'rganib qolganmiz va og'irlikning o'zgarishi, albatta bizni o'ylantiradi. XVIII asrning yuz yilligidagi kimyogarlar aniq o'lchashlarning muhimligini hali fahmlamas edi va og'irlikdagi o'zgarishni e'tiborga olishmasdilar. Flogiston nazariyasi moddalarning xossalari va tashqi o'zgarishlarining sabablarini

tushuntirardi, og'irlikning o'zgarishi esa, o'sha davrda hisoblanganidek, muhim ahamiyatga ega emas edi.

Modda massasining yonishi vaqtidagi o'zgarishi tushunarsiz edi. Aniqlanishicha, bu hodisa yonish vaqtida gazlarning paydo bo'lishi yoki yo'qolishi bilan bog'liqdir. Garchi gazlarning mavjudligi juda qadimda aniqlangan bo'lsada va Van Gelmontgacha, bir asr oldin, gazlar haqidagi bilimlar asta-sekin to'plana boshlangan bo'lsada, Stal davrida kimyogarlar gazlarning mavjudligini hisobga olishib, aslida ularga umuman e'tibor berishmas edi. Yonish jarayonida modda massasini o'zgarishi sabablari haqida o'ylayotgan tadqiqotchilar, faqat qattiq moddalar va suyuqliklarni hisobga olishar edi. Ma'lumki, kul yog'ochdan yengil. Chunki yog'och yonganda bug' (gaz) ajralib chiqadi. Biroq bu qanday bug' ekanligini, kimyogarlardan birortasi ham tushuntirib bera olmas edi. Zanglagan metall zanglamagan metall dan og'irroqdir. Balki metall zanglamaganda havodan nimanidir qabul qilishi mumkindir? Bunga javob yo'q edi. Bu va boshqa bir qator savollarga javob berish uchun kimyogarlar gazlarni muntazam ravishda o'rganishni boshlashlari kerak edi¹¹.

Flogiston nazariyasining yaratilishiga yana bir asosiy sabab kimyogarlar tomonidan gazlar hamda gaz hosil qiluvchi birikmalarning yonishini o'rganish hisoblanadi. XVIII asrning o'rtalarida kimyoning asosiy bo'limlaridan biri pnevmokimyo paydo bo'ldi. Uning asosiy namoyandalari sifatida D.Blek, D.Rezerford, G.Kavendish, Dj.Pristli va K.V.Sheyelelar bo'lib, ular kimyoda miqdoriy analiz metodlarining yaratuvchilari hisoblanadi.

Bu sohada muhim qadamni, XVIII asrning boshlarida angliyalik botanik va kimyogar Stiven Geyls (1677-1761) qo'ydi. U gazlarni suv ustida yig'adigan asbobni yaratdi. Bu asbob "**pnevmatik vanna**", ya'ni siqiladigan havo yordamida ishlaydigan asbob deb ataladi. Kimyoviy reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazni Geyls, suvli vannaga teskari to'ntarilgan idishga, trubkadan ajratib olar edi. Gaz pufakchalari idishning yuqori qismiga ko'tarilib u yerdagi suvni siqib chiqarar edi. Shu yo'l bilan Geyls reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazlarni yig'ar edi. Geyls

¹¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England. 2013. 11-12- betlar.

o‘zi yig‘gan gazlarni identifikatsiya qilmadi va ularning xossalarini o‘rganmadi. Biroq uning gazlarni yig‘ishi uchun yasalgan asbobi pnevmatik kimyoning rivojlanishida muhim rol o‘ynadi.

Boshqa bir muhim qadam shotlandiyalik kimyogar Djozef Blek (1728-1799) tomonidan amalga oshirildi. 1754 yilda tibbiyot magistri darajasini olish uchun qilgan dissertatsiyasi kimyoviy muammo bilan bog‘langan bo‘lib, kislotalarning “**yumshoq**” (karbonat) ishqorlariga ta’sir ettirish vaqtida ajralib chiqadigan gazlarning xossalariga bevosita bog‘liq edi. Blekning aniqlashicha, ohakli mineral (kaltsiy karbonat) qizdirilganda gaz ajralib chiqishi bilan parchalanadi va ohak (kaltsiy oksidi)ni hosil qiladi. Ajralib chiqayotgan gazni qaytadan kalsiy oksidi bilan biriktirib, yana kaltsiy karbonat olish mumkin edi. Keyinchalik Blek, kaltsiy oksidi havoda qizdirilsa, u asta-sekin kaltsiy karbonatga aylanishini ko‘rsatdi. Shundan kelib chiqib, Blek atmosfera havosida unchalik ko‘p bo‘lmagan miqdorda **karbonat angidrid gazi** mavjud deb, to‘g‘ri xulosa qildi. Bu havo oddiy modda emasligini ko‘rsatadigan birinchi aniq dalil edi.

Karbonat angidrid gazining xossalarini tekshirayotib, Blek bu gazda sham yonmasligini aniqladi. Yopiq idishdagi oddiy havoda yonayotgan sham, nihoyat o‘chib qoladi va idishdagi qolgan havo esa yonishga yordam bermaydi. Bunday hodisaning, albatta, biror bir sababi bo‘lishi kerak edi, chunki sham yonganda karbonat angidrid hosil bo‘lishi aniqlangan edi.

Ammo Blek karbonat angidrid gazini absorbttsiyalaganda, idishda qolgan, karbonat angidrid emasligi odindan ma’lum bo‘lgan gaz, yonishga yordam bermas edi. Blek bu muammoni o‘rganib chiqishni shogirdlaridan biriga – shotlandiyalik kimyogar Daniel Rezerfordga (1749-1819) taklif qildi. Rezerford quyidagi tajribani o‘tkazdi: u cheklangan miqdordagi havoda sichqonni, u o‘lib qolmagunicha ushlab turadi. Keyin qolgan havoda yonib turgan shamni, u o‘chib qolguncha ushlab turdi. Shularning hammasidan keyin qolgan havoda esa, u yonib turgan fosforni ushlab turdi, fosfor u yerda kam vaqt yonib turdi. Keyin Rezerford bu tajribani 1772 yilda e’lon qildi.

Rezerford ham, Blek ham flogiston nazariyasining qat'iy tarafdorlari bo'lganliklari uchun, bu tajribaning natijasini shu nazariyaning qarashlaridan kelib chiqqan holda izohlashdi. Toki sichqonlar nafas olib, sham va fosfor yonar ekan, flogiston ajralib chiqadi va havoda, hosil bo'layotgan karbonat angidrid bilan birga kiradi. Karbonat angidridi va chiqarib yuborilgan havoda shunchalik ko'p flogiston bor ediki, u xuddi flogiston bilan "shimdirilgan" ga o'xshar edi. Bu havo flogistonni boshqa qabul qila olmas edi va shuning uchun ham na sham, na fosfor unda yonmas edi. Shunga ko'ra, Rezerford, o'zining ajratib olgan gazini "**Flogistonlashgan havo**" deb atadi. Bugungi kunda biz uni "**azot**" deb aytamiz.

Vodorod va kislorod. Blek va Rezerford bilan bir vaqtda, gazlarni o'rganishda, boshqa ikkita angliyalik kimyogarlar– **Kavendish** va **Pristli** ham muvaffaqiyatlarga erishishdi. Ular ham flogiston nazariyasining tarafdorlari safiga kirar edilar.

Genri Kavendish (1731-1810) turli xil sohalarda tadqiqotlar olib borayotgan, qiziq tabiatli kishi bo'lgan. Tabiatdan kamgap bo'lgan bu odam, o'tkazgan ilmiy ishlarining natijalarini har doim ham nashr qilavermas edi.

Ayniqsa, ayrim metallarga kislotalar ta'sir ettirganda hosil bo'ladigan gaz qiziqtirib qoldi, biroq Kavendish birinchi bo'lib, **1766 yilda** bu gazning xossalarini sistematik ravishda o'rganib chiqdi. Shuning uchun **vodorod** deb nomlangan gazning kashf etilishini, uning sharafiga yoziladi. Kavendish birinchi bo'lib, turli gazlarning ma'lum hajmdagi massalarini aniqladi va natijada ulardan har birining zichligini topa oldi. U vodorod haddan tashqari yengil ekanligini va uning zichligi havoning zichligiga nisbatan $\frac{1}{14}$ ni tashkil etishini kuzatdi. (Hozirgi kunda ham bizga ma'lum bo'lgan gazlarning orasidagi eng yengil gaz hisoblanadi). Aniqlanishicha, vodorod yana bir oddiy bo'lmagan hossaga ega. U karbonat angidrid va havodan farqli ravishda osongina alangalanadi, unda Kavendish flogistonning o'zini ajratib olganlik ehtimoli borligiga ishonar edi.

Gazlarni o'rganishda muvaffaqiyatlarga erishgan ikkinchi kimyogar – **Djozef Pristli** (1733-1804) edi. U protestant mashabidagi ruhoni bo'lib, kimyo bilan juda mashg'ul bo'lgan. XVIII asr 60-yillarining oxirida u Lidsada (Angliya)

pastorlikni qabul qildi. Lidsaning yonida pivo zavodi joylashgan edi. U yerdan Priestli tajriba o'tkazish uchun yetarli miqdorda karbonat angidrid olishi (karbonat angidrid pivo qilish uchun tayyorlangan atalning achishidan hosil bo'ladi) mumkin edi.

Priestli, suv ustida karbonat angidridni yig'ayotib, uning bir qismi suvda erib, yoqimli nordon ta'm berishini kuzatdi. Bu ishning mohiyatiga ko'ra, Priestli gazli yoki sodali suv (sun'iy mineralli suv) turidagi ichimlikni hosil qilib oldi. "Sitro" hosil qilishi uchun faqat shakar qo'shib, uni xushbo'y hidli qilish kerak ekan, Priestlini alkogolsiz ichimliklar zamonaviy sanoatning otasi deb hisoblash mumkin.

XVIII asrning 70-yillari boshida Priestli gazlarni o'rganish bilan qaytadan shug'ullanib boshlaganda, kimyogarlar faqat uchta gazni -havoning o'zini, Blek va Van Gelmontning karbonat angidrid gazini va Kavendishning vodorod gazini farqlay olishar edilar: Rezerford to'rtinchi gaz - azotning olinishiga yaqinlashgan edi. Omad Priestliga kulib boqdi: u yana bir qator gazlarni ajratib olib, o'rganib chiqdi.

1774 yilda Priestli o'zining eng muhim kashfiyotini amalga oshirdi. Yuqorida aytib o'tilganidek, u gazlarni simob ustida yig'di. Havoda qizdirilgan simob, g'ishtsimon-qizil rangdagi "qurum" (simob oksidi)ni hosil qildi. Priestli probirkaga ozgina qurum solib, unga linza yordamida quyosh nurlarini fokuslab, probirkani qizdirdi. Bunda qurum qaytadan simobga aylanib, probirkaning ustki qismida metallning yaltiroq sharchalari paydo bo'lar edi. Qurum parchalanganda, g'ayrioddiy hossalarga ega bo'lgan gaz ajralar edi. Tez alangalanuvchi moddalar bu gazda, havodagiga nisbatan, tez va yorug' alanga hosil qilib yonar edi. Shunday gazli idishga tashlangan tutab yonayotgan paraha yorqin alanga berib yonardi.

Priestli bu hodisani flogiston nazariyasi yordamida tushuntirishga harakat qildi. Chunki alangalanuvchi moddalar bu gazda yorug' alanga hosil qilib yonar ekan, ular flogistonni osongina ajratishi kerak edi. Buni nima bilan tushuntirish mumkin? Flogiston nazariyasiga ko'ra, havo flogistonni osongina yutardi, biroq ma'lum cheklanishgacha, shundan keyin yonish to'xtaydi. Priestli kashf qilgan gazda yonish, havodagiga nisbatan yaxshiroq borardi, va u bu gazning tarkibida

flogiston umuman bo'lmaydi, deb hisobladi. Priestli kashf qilgan gazni "**deflogistonlashgan havo**" deb atadi. (Biroq bir necha yildan keyin uni **kislorod** deb qayta nomlashdi, biz hozirgi kunda shunday deb ataymiz).

XVIII asrning oxiriga kelib, yagona nazariya doirasiga sistemalashtirish zarur bo'lgan katta tajribaviy ma'lumotlar to'plangan edi. Bunday nazariyaning yaratuvchisi frantsuz kimyogari **Antuan-Loran Lavuaze** (1743-1794) edi. Kimyo sohasidagi o'zining ilk faoliyati boshlanishidayoq u aniq o'lchashning qanchalik muhim ekanligini tushundi. Uning birinchi va katta ahamiyatga ega bo'lgan ishlaridan (1764) biri **gips mineralining tarkibini** o'rganishga bag'ishlangan edi. Bu mineralni qizdirayotib, Lavuaze uning tarkibidagi suvni bug'latib yubordi va shunday yo'l bilan olingan suvning miqdorini aniqladi. Bu esa unga, nafaqat foydasiz, balki kimyoning rivojlanishiga xalaqit berayotgan eski nazariyalarning beqarorligini isbotlashga yordam berdi.

Lavuaze suvning tuproqqa aylanishi mumkinligini tajriba yo'li bilan tekshirishga urinib ko'rdi. Shu maqsadda u 10 kun davomida suvni, suv bug'i kondensatlanib, qaytadan kolbaga tushadigan idishda qaynatdi, bunda tajriba jarayonida biror-bir miqdordagi modda yo'qolib ketishi mumkin emas edi. Va albatta, Lavuaze tajribaning aniqligi haqida esidan chiqarmas edi. U idishni ham, suvni ham qizdirishdan oldin va keyin o'lchardi.

Bunda cho'kma haqiqatdan ham paydo bo'ldi, ammo suvning massasi o'zgarmadi. Shunday ekan, suv cho'kma hosil qila olmas ekan. Biroq aniqlanishicha, idishning massasi, cho'kmaning og'irligiga teng bo'lgan miqdorda kamaygan edi. Boshqacha qilib aytganda, cho'kma suvning tuproqqa aylanishi natijasida emas, balki idish devorlarining issiq suv ta'sirida asta-sekin yemirilishi natijasida paydo bo'ldi. Cho'kmani, qattiq plastinka ko'rinishida cho'kadigan, yemirilgan **shisha** hosil qilar edi. Bu misol, oddiy kuzatish xato xulosalarga olib kelishi mumkinligini, miqdoriy o'lchash esa hodisaning asl sababini aniqlashga imkon berishini ko'rsatdi.

Yonish hodisasi qanday hodisa ekanligi haqidagi savol XVIII asrning barcha kimyogarlarini qiziqtirardi, va Lavuaze ham bu bilan qiziqmasligi mumkin emas

edi. 1772 yilda Lavuaze boshqa kimyogarlar bilan birgalashib, olmosga ega bo‘ldi. U bu olmosni yopiq idishga joylashtirib, uni olmos yo‘q bo‘lib ketgunicha qizdirdi. Bunda karbonat angidrid gazi hosil bo‘ldi. Bu olingan ma’lumotlardan shunday xulosa kelib chiqdi: agar metall qisman qurumga aylanib, o‘zining og‘irligini oshirgan bo‘lsa, u holda idishning ichidagi yana nimadir ekvivalent miqdordagi og‘irligini yo‘qotgan. Bu “yana nimadir” havo bo‘lishi ham mumkin edi. Haqiqatdan ham, Lavuaze idishni ochganida, idishga havo kirib, idishning og‘irligi ham, uning ichidagilarning og‘irligi ham oshdi.

Shunday qilib, Lavuaze, metall mistik flogistonni yo‘qotishi natijasida emas, balki oddiy havo portsiyasini biriktirishi natijasida qurumga aylanishini ko‘rsatdi.

Bu kashfiyot metallar va rudalar hosil bo‘lishi to‘g‘risidagi yangi nazariyaning oldinga chiqishiga imkon berdi. Bu nazariyaga muvofiq, rudadagi metall gaz bilan bog‘langan. Ruda yog‘och ko‘mirda qizdirilganida, ko‘mir rudadagi gazni adsorbtsiyalaydi, bu holda karbonat angidrid gazi va erkin metall hosil bo‘ladi.

Shunday qilib, metall suyuqlanishi jarayonida flogiston yog‘och ko‘mirdan rudaga o‘tadi, deb hisoblagan.

Metalldan hosil bo‘lgan qurumning og‘irligi, metall bilan birikkan havo miqdorining og‘irligiga teng edi. Yog‘ochning yonishi ham havo birikishi bilan boradi, biroq bunda og‘irlikning ortishi kuzatilmaydi, chunki hosil bo‘lgan yangi modda - karbonat angidrid atmosferaga uchib ketadi¹².

Yonish. Biroq Lavuazening o‘zi olingan natijalardan to‘liq qanoatlanmas edi. Havo metall bilan birikkanda qurum hosil bo‘lardi, yog‘och bilan birikkanida esa - gaz hosil bo‘lardi. Ammo nega bunday o‘zaro ta’sirlanishda havoning hammasi emas, balki uning taxminan beshinchi qismi qatnashadi?

1774 yilning sentyabrida Parijga Pristli tashrif buyurdi va Lavuazega o‘zining “**deflogistonlashgan havo**”sining kashf etilishini gapirib berdi. Lavuaze birdaniga bu kashfiyotning ahamiyatini baholadi. 1775 yilda u Fanlar

¹² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England. 2013. 13-15- betlar.

Akademiyasida ma'ruza bilan chiqdi, tez orada esa, havo oddiy modda emas, balki ikkita gazning aralashmasidir, deb ta'kidlab yozgan maqolasini tayyorladi. Lavuazening fikriga ko'ra: *havoning beshdan bir qismini Pristlining "deflogistonlashgan havo"si tashkil qilar ekan, va aynan havoning ana shu qismi yonayotgan yoki zanglayotgan narsalar bilan birikib, rudadan yog'och ko'mirga o'tadi va hayot uchun zarur bo'lib hisoblanadi.*

Lavuaze bu gazni **kislorod**, ya'ni kislotalarni tug'diruvchi deb nomladi, chunki kislorod – barcha kislotalarning zaruriy tarkibiy qismi deb hisoblardi. Bunda, keyinchalik aniqlanishicha, u xato qilgan ekan.

Havoning beshdan to'rtini tashkil etgan gaz (Rezerfordning "flogistonlangan havo"si), mutlaqo erkin modda deb, tan olindi. Bu gaz yonishga yordam bermas edi, sichqonlar esa unda o'lib qolardi. Lavuaze uni **azot - hayotsiz** deb atadi. Keyinchalik **azot, nitrogen**, ya'ni lotinchadan tarjima qilinganda, **selitra hosil qiluvchi**, deb qayta nomlandi. Bunday nomlanishga sabab, aniqlanishicha, azot keng tarqalgan selitra mineralining tarkibiy qismini tashkil etishidadir.

Lavuaze, hayot yonish jarayoni kabi jarayon bilan boradi, deb aniq ishongan edi (va aytish kerakki, u mutlaqo haq edi), chunki biz kislorodga boy bo'lgan va karbonat angidridi kam bo'lgan havoni yutar ekanmiz, kislorodi kam bo'lgan va karbonat angidridga ancha boyitilgan havoni chiqaramiz.

Biz yuqorida aytib o'tganimizdek, 1783 yilda Kavendish hali ham "**yonuvchi gaz**" ni o'rganayotgan edi. U mana shu aniq hajmli gazning bir qismini yondirib, hosil bo'ladigan mahsulotlarni yaxshilab o'rganib chiqdi. Kavendish, yonish jarayonida hosil bo'ladigan gazlar, analizning ko'rsatishicha, atigi suv bo'lib chiqqan, suyuqlikka kondensatlanishini aniqladi. Bu kashfiyotlarning muhimligini qayta baholash qiyin edi. Unsur elementlar nazariyasiga yana bitta og'ir zarba berildi, chunki suv oddiy modda emas, balki ikkita gazning birikmasidan hosil bo'lgan mahsulot ekanligi aniqlangan edi.

Bu tajriba haqida xabar topgan Lauvaze, **Kavendishning** gazini **vodorod** ("**suv hosil qiluvchi**") deb nomladi, va vodorod kislorod bilan birikkanida yonadi, demak **suv- vodorod va kislorodning birikmasi** ekanligini aytib o'tdi.

Shuningdek, Lavuaze oziqaviy substantsiya va tirik to‘qima “uglerod va vodorodning ko‘pgina turli xil birikmalaridan hosil bo‘lgan va shuning uchun havo yutilganida kislorod nafaqat ugleroddan karbonat angidridining hosil bo‘lishi uchun, balki vodoroddan suvning hosil bo‘lishi uchun ham sarf bo‘ladi, deb taxmin qildi. Shunday qilib, Lavuaze nafas olishni o‘rganish uchun o‘zining o‘tkazgan tajribalarida, hech qaysi usul bilan hisoblab chiqa olmagan kislorodning bir qismi qaerga sarf bo‘lishini tushuntirib berdi. Lavuazening yangi nazariyalari ximiyani to‘liq ratsionalizatsiyalashtirishga olib keldi, barcha sirli “elementlar”ga barham berildi. O‘sha davrdan boshlab kimyogarlari faqat tortib ko‘rish yoki o‘lchash mumkin bo‘lgan moddalar bilan qiziq boshlashdi.

Shunday qilib, kimyo fanining poydevorini qurgan Lavuaze endi uning ustqurmasi bilan shug‘ullanishga qaror qildi. XVIII asrning 80 yillari davomida Lavuaze boshqa uchta frantsuz kimyogarlari – Lui Bernar Titon de Morvo (1737-1916), Klod Lui Bertolle (1748-1822) va Antuan Fransua de Furkrua (1755-1809) bilan hamkorlikda kimyoviy nomenklaturaning mantiqiy sistemasini ishlab chiqdi. Bu ish 1787 yilda nashr qilindi.

Tayanch iboralar: umumiy kimyo, kimyonini paydo bo‘lishi, modda, materiya, qora tuproq, kimyoviy hodisalar, fizikaviy hodisalar, moddalarning klassifikatsiyasi, alkimyo davri, flogiston nazariyasi, deflogistonlashgan havo, pnevmatik vanna yonuvchi gaz.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Kimyo dastlab qayerda paydo bo‘lgan?
2. Kimyoning paydo bo‘lishi nimaga bog‘liq?
3. Kimyoning rivojlanish bosqichlari qaysilar?
4. Fizik hodisalar deb nimaga aytiladi?
5. Kimyoviy hodisalar deb nimaga aytiladi?
6. Moddalar qanday klassifikatsiyalanadi?
7. Materiya formalari deganda nimani tushunish mumkin?
8. O‘zbekistonda nima uchun kimyoni rivojlanishi turli davrlarga bo‘linadi?

9. O'zbekistonda kimyo fani qay darajada rivojlangan?
10. O'zbekistonda kimyo sanoati qay darajada rivojlangan?
11. Alkimyo davrining boshlanishiga nima turtki bergan?
12. Arab alkimyosining o'ziga xosligi namalarda ko'rinadi?
13. Yevropada alkimyoning boshlanishiga nima sabab bo'lgan?
14. Greklar va arablar erita olmagan qaysi moddani eritishga muvaffaq bo'lganlar?
15. Suv bilan sovutib haydaydigan usul bilan pivodan spirt olish apparati qachon yaratilgan?
16. Nemis kashfiyotchisi Iogann Gutenberg qanday kashfiyotni amalga oshirgan?
17. Yangi ilmiy revolyutsiyaning boshlanishini qaysi davrga to'g'ri keladi?
18. Flogistika va uning maydonga chiqishiga nima sabab bo'lgan?
19. Shtal va flogistikaning boshqa namoyondalari ishlarida qanday farqlar mavjud?.
20. Gazlar to'g'risidagi (pnevmatik) kimyoning rivojlanishiga nima turtki bo'lgan?
21. Suv tarkibini o'rganish bo'yicha qanday tajribalar amalga oshirilgan?
22. Lavuaz'e tomonidan kislorod nazariyasini yaratilishi nimaga asoslanadi?
23. Azotning yaratilishida nimalarga qaratilgan ishlar muhim?
24. Flogiston nazariyasi bo'yicha qaysi olimlar buyuk kashfiyotlarni amalga oshirgan?

Bob yuzasidan testlar:

1. Kimyo dastlab qaerda paydo bo'lgan va u qanday ma'noni anglatadi?

A. Misr, metall quyma

B. Xitoy, mo'miyo

C. Gretsiya, qora yer

D. Hindiston, qora tuproq

2. Chinni buyumlar dastlab qaerda kashf etilgan?

A. Xitoy

B. Yaponiya

C. Italiya

D. AQSH

3. Paxta sellulozasini o'rganishda qaysi o'zbek olimi faol qatnashgan?

- A. H. Usmonov
C. O. Sodiqov
- B. O‘. Musaev
D. K. Axmedov

4.O‘zbekistonda kimyo fanining rivojlanishiga o‘z hissasini qo‘shgan o‘zbek kimyogar olimlarini aniqlang.

- A. Axmedov K.S, Sodiqov O, Yunusov S, Nabiev M.
B. Musaev O‘., Axmedov K.S., Yunusov S,
C. Nabiev M., Yuldoshev A, Axmedov Yu,
D. Tojiev K, Sodikov O,

5. Kimyo faniga birinchi atom-molekulyar ta'limotni qaysi olim kiritgan?

- A. M.V.Lomonosov
B. D.Mendeleev
C. J.Prust
D. A.M.Butlerov

6. Quyidagilardan atom radiusi eng kichik elementni kursating.

- A. xlor
B. kremniy
C. natriy
D. oltingugirt

7. Quyidagilardan atom radiusi eng katta elementni ko'rsating.

- A. natriy B. uglerod
C. litiy D. ftor

8.Grafit qanday rangda bo‘ladi?

- A. kulrang B. qora
C. rangsiz D. havorang

9.Tarkibi doimiy bulmaydigaan oksidni toping ?

- A. TiO_2 B. Li_2O
C. Na_2O D. K_2O

10.Qaysi elementlarda allotropiya mavjud?

- A. S, P B. O, H C. N, S D. P, Na

II BOB

ATOM–MOLEKULAR TA'LIMOT. KIMYONING ASOSIY TUSHUNCHA VA QONUNLARI

2.1. Atom–molekulyar ta'limot. Kimyoviy formulalar. Allotropiya hodisasi

Atomistik ta'limot eramizdan ancha ilgari vujudga kelgan. Qadimgi grek filosoflari **Levkip** va **Demokrit** (eramizdan avvalgi V-IV asrlar) barcha moddalar juda mayda ko'zga ko'rinmaydigan zarrachalar-atomlardan tuzilgan hamda ular doimiy va uzluksiz harakatda bo'ladi, deb ta'kidlagan edilar; atomlar bir-biridan bo'shliq bilan ajralgan. Bu mutafakkirlarning ta'limotiga ko'ra, moddalar bir-biridan ularni tashkil etgan atomlarning soni, tuzilishi va joylashishi bilan farq qiladi¹³.

Dunyoda sodir bo'ladigan barcha o'zgarishlarni atomlarning birikishi yoki bir-biridan ajralishi deb tushuntirdilar. Qadimgi grek filosof-materialistlarning atomlar haqidagi ta'limoti diniy e'tiqod tomiriga bolta uradigan ta'limot bo'lib, keyinchalik cherkov tomonidan qattiq ta'qib ostiga olindi va sekin-asta unutib yuborildi. Faqat, XVI asrning birinchi yarmidagina atomlar haqidagi ta'limot frantsuz filosofi **P.Gassendi** tomonidan qayta tiklandi. Uning fikricha tabiatda atomlarning xillari uncha ko'p emas, atomlar bir-biri bilan birikib yirikroq zarrachalar-molekulalar hosil qiladi, hamma moddalar esa molekulalardan tuzilgan. Molekula terminini 1-bo'lib fanga kiritgan. Ammo atom-molekulyar nazariya rivojlanmay qolib ketgan.

XVIII asrda, ya'ni **1741 yilda** ulug' rus olimi **M.V.Lomonosov** atom-molekulyar tasavvurlarni rivojlantirib, muntazam tabiiy-ilmiy sistemaga soldi va **atom-molekulyar nazariyani** yaratdi va uning asoslarini «Matematik kimyo elementlari» degan asarida bayon etdi.

¹³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 28-29 betlar

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

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

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

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

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

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

U ham o'z ta'limotiga barcha moddalar juda mayda zarrachalardan tuzilgan, degan fikrni asos qilib oldi. Lomonosov zarrachalarni ikki turga bo'ldi: atomlarni **“elementlar”** deb, molekulalarni esa o'zining terminologiyasi bo'yicha **“korpuskulalar”** deb atadi. Lomonosov atomlar muayyan kimyoviy xossalarga ega deb hisobladi. Molekulalar hosil bo'lishida atomlar bir-biri bilan muayyan miqdoriy nisbatlarda birikadi. Molekulalarnig xossalari faqat ularning tarkibiga kirgan atomlar sonigagina bog'liq bo'lmay, balki atomlarning molekulada joylashish tartibiga ham bog'liq. Faqat 60 yildan keyingina J.Dalton shunga o'xshash fikrlar aytdi.

Dalton atomistikasi. Ingliz olimi va o'qituvchisi Jon Dalton atomistik tushunchalarni rivojlantirib (**1808 yil**), moddalarning tuzilishi haqida quyidagi fikrlarni aytdi.

1. Elementlar atom deb ataladigan juda mayda jarrachalardan tashkil topgan.

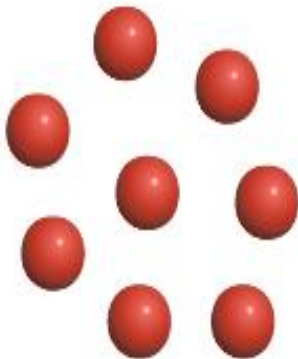
2. Bitta elementning atomlari boshqa element atomlaridan farq qiladi. Har bir element atomi o'ziga xos bo'lgan massaga, o'lchamga va kimyoviy xossaga ega bo'ladi.

3. Moddalar bittadan ortiq elementlardan tashkil topadi. Har qanday birikmalarda atomlarning nisbati biri-biridan farq qiladi.

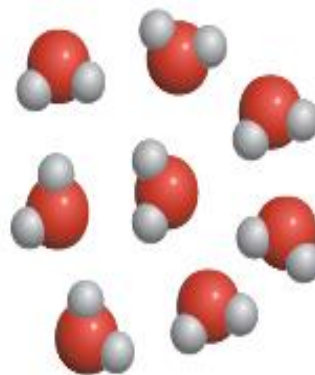
4. Kimyoviy reaksiyalar birikish, ajralish va qayta guruhlanish asosida yuz beradi, buning natijasida paydo bo'lish yoki yo'qolish mumkin emas.



X element atomi



Y element atomi



X va Y elementlarining
birikmasi

2.1-rasm. (a) Daltonning atomistik nazariyasiga ko'ra, atomlar bir element atomlar boshqasidan farq qiladi. (b) X va Y dan tuzilgan modda. Ushbu misolda X va Y atomlarining nisbati 2:1 ga teng.

Boshqacha aytganda bordan yo'q bo'lmaydi, faqat bir turda ikkinchi turga o'tish mumkin xolos.

Barcha moddalar juda mayda zarrachalardan– atomlardan tuzilgan. Oddiy atomlar kimyoviy prosesslar natijasida parchalanmaydi, va yangidan hosil bo'lmaydi. Kimyoviy birikmalar faqat shu birikma uchun xos bo'lgan “murakkab atomlar”dan tashkil topgan. Reaksiyalarda murakkab atomlar oddiy atomlarga parchalanadi. Shunday qilib, kimyoga atom to'g'risida kiritilgan qat'iy tushunchalar Dalton ishlari bilan bog'liq. Lekin uning atom va molekulalarning bir biriga nisbati haqidagi tushunchasi Lomonosovning atom–molekulyar nazariyasi bilan taqqoslaganda, bir qadam orqaga qaytish edi. Daltonning katta xizmati shuki, u birinchi bo'lib, kimyoviy birikmalarda elementlar massalarining nisbatini tushuntirish uchun kimyoviy elementlarning atom massasini aniqlash masalasini ilgari surdi. Atomlarning absolyut massasini aniqlash imkoniyati bo'lmaganligidan eng yengili, ya'ni vodorod atomi massasini birlik sifatida qabul qilib, atomlarning nisbiy massasini aniqlashga harakat qiladi. Lekin elementlar atom massasini

aniqlash masalasi gaz moddalar orasidagi reaksiya o'rganilgandan keyingina hal qilindi, natijada turli moddalar molekulalarining atom tarkibini amalda aniqlashga imkoniyat tug'ildi. Dalton vodorodning atom massasini shartli ravishda birga teng deb qabul qilishni aytgan. Dalton oddiy moddalar molekula hosil qilishini inkor qilgan, uning fikricha bir elementning bir atomi ikkinchi elementning faqat bir atomi bilan birikadi degan noto'g'ri fikrni ham bergan¹⁴.

Atom - kimyoviy elementning oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan eng kichik zarrachasidir.

Molekula - moddaning mustaqil mavjud bo'la oladigan va shu moddaning fizikaviy va kimyoviy xossalarini o'zida saqlab qoladigan juda kichik zarrachasidir.

Kimyoviy element– bu yadrosining musbat zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turidir. Kimyoviy element - o'zida muayyan xossalarni mujassamlashtirgan va kimyoviy usular bilan boshqa oddiy moddaga aylana olmaydigan atomlar turidir.

Izotoplar. Turli elementlar atom yadrolarining massa va zaryadlarini o'rganish shuni ko'rsatdiki, yadro zaryadlari bir xil, ammo massalari bir-biridan farq qiladigan atomlar tabiatda mavjud ekan: uran rudalarida topilgan qo'rg'oshining atom massasi 206, toriy rudalarida uchraydigan qo'rg'oshinniki 208, aktiniy rudalaridagi qo'rg'oshinniki 207. Bu uchala qo'rg'oshinning yadro zaryadlari 82 ga teng, uchala qo'rg'oshinning atom yadrolari atrofida 82 tadan elektron harakatlanadi. Demak, qo'rg'oshin elementining 3 xil atom massasiga ega bo'lgan izotoplari mavjud. Ularning hammasi D. Mendeleev davriy sistemasida bir katakka joylashadi.

Bir elementning yadro zaryadlari bir xil bo'lib, massalar soni bilan bir-biridan farqlanadigan atomlari shu elementning izotoplari deyiladi. Izotop hodisasi deyarli hamma elementlarda uchraydi. Ko'pchilik elementlar o'zlarining bir necha izotoplari aralashmasidan iborat: $^{40}_{20}\text{Ca}(20p,20n)$, $^{42}_{20}\text{Ca}(20p,22n)$, $^{43}_{20}\text{Ca}(20p,23n)$. D.I.Mendeleyev davriy sistemasidagi elementlarning atom

¹⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 29-30 betlar.

massalari kasr sonlar bilan ifodalangan, chunki ayni elementning davriy sistemada keltirilgan atom massasi uni tashkil qilgan izotoplar aralashmasining oʻrtacha atom massasiga teng boʻlib, bu izotoplarning qanday foizlarda aralashganiga bogʻliq. Ayni elementlarning barcha izotoplari oʻzlarining kimyoviy xossalari jihatidan bir-biriga juda yaqin boʻlgani uchun, ularni bir-biridan ajratish juda mushkuldir. Ularni bir-biridan ajratish uchun fraktsion haydash, qayta-qayta diffuziyalash, mass-spektrometr metodlaridan foydalanish mumkin. Vodorod izotoplarini ajratib olish, boshqa elementlarning izotoplarini bir-biridan ajratib olishga nisbatan ancha osondir. Chunki vodorod izotoplari oʻzlarining massalari bilan bir-biridan katta farq qiladi: ${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$; ${}^3_1\text{H}$.

Izotoplar kashf etilgandan keyin «kimyoviy element» tushunchasiga quyidagicha taʼrif beriladigan boʻldi: «Yadrosining musbat zaryadi bir xil boʻlgan atomlarning muayyan turi kimyoviy elementdir». Hozirda 118 ta elementning 250 ta izotopi maʼlum (radioaktiv izotoplar bular jumlasiga kirmaydi).

Atom massalari bir-biriga teng boʻlib, ammo yadro zaryadlari son jihatdan farq qilsa, bunday elementlar **izobarlar** deyiladi:

${}^{40}_{18}\text{Ar}(18p,22n)$; ${}^{40}_{19}\text{K}(19p,21n)$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}(20p,20n)$. Bu uchala element tamomila boshqa-boshqa kimyoviy xossalarga ega.

Agar har xil elementlar atomlarining tashkil qiluvchi neytronlar soni bir xil boʻlsa, bunday elementlar atomlari **izotonlar** deyiladi:

${}^{136}_{45}\text{Xe}(54p,82n)$; ${}^{138}_{56}\text{Ba}(56p,82n)$; ${}^{139}_{57}\text{La}(57p,82n)$.

Kimyogarlar ichida birinchi boʻlib, D.I.Mendeleyev oddiy modda va kimyoviy element tushunchalarini bir-biridan farqlashni koʻrsatgan edi. Har bir oddiy modda oʻzining maʼlum fizik va kimyoviy xossalari ega boʻlishi bilan xarakterlanadi. Qandaydir oddiy modda kimyoviy reaksiyaga kirishganda va yangi modda hosil qilganda oʻzining koʻpchilik xossalari yoʻqotadi. Masalan, temir oltingugurt bilan birikkanda oʻzining metallik yaltiroqligini, bolgʻalanish, magnitlanish kabi xossalari yoʻqotadi. Oddiy modda shaklidagi temir endi sulfid tarkibidagi temir elementiga aylanadi. Oddiy modda boʻlgan oltingugurt ham temir

sulfid tarkibidagi oltingugurt elementiga aylanadi. Endi oddiy oltingugurtning mo'rtligi, sariq rangi, yonuvchanlik xususiyati yo'qoladi.

Oddiy moddalar molekulasini bir xil elementning atomlaridan (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 va boshqalar), 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. Bir xil element atomlarining o'zaro birikishi natijasida oddiy moddalar, har xil elementlar atomlarining o'zaro ta'siridan murakkab moddalar hosil bo'ladi.

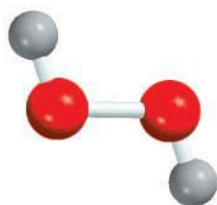
Kimyoviy formulalar. Kimyoviy moddalarning xossalarini tavsiflash maqsadida formulalardan keng foydalaniladi. Kimyoda ko'p uchraydigan formulalar turlarini eslatib o'tamiz. Ularga empirik, molekulyar (kimyoviy), grafik, elektron va molekulyar struktur formulalar kiradi. Har birini alohida ko'rib chiqamiz.

1. Molekulyar (kimyoviy) formula. Molekuladagi atomlar sonini aks ettiradi, lekin uning atomlari orasidagi bog'lanishni aks ettirmaydi. Masalan, H_2 vodorod molekulasini, H_2SO_4 , C_2H_4 , O_2 , $NaCl$ va boshqalar. Osh tuzi tarkibidagi natriy ioni o'zining atrofidagi 6 ta xlardan birortasi bilan bevosita bog'lanmagan. Uning formulasini $NaCl$ ko'rinishida yozish moddaning molekulyar massasiga to'g'ri keladi, kristaldagi kation va anionlar miqdorining o'zaro nisbatlari 1:1 ekanligini to'g'ri aks ettiradi. O_2 –kislorod, O_3 esa ozon molekulasini hisoblanadi¹⁵.

2. Empirik formulalar. Moddaning element analizi asosida olingan ma'lumotlardan hisoblab topiladi. Bunday formuladagi atomlar soni, ularning o'zaro nisbatlari umumiy ko'paytuvchisi bo'lmagan butun sonlar orqali ifodalanadi. Masalan, eng soda empirik formula C_2H_2 atsetilen va benzolga mos keladi. Lekin, analiz qilingan moddaning xossalari va molekulyar massasi asosida uning molekulyar formulasini keltirib chiqarish mumkin. Bundan tashqari tibbiyotda antiseptik modda hamda oqartiruvchi sifatida ishlatiladigan vodorod peroksidi H_2O_2 tarkibida vodorod va kislorod atomlari 2:2 yoki 1:1 nisbatda

¹⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 41-42-betlar.

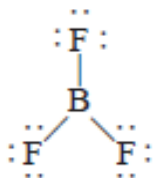
bo'lishini, gidrazinda azot va 1:2 nisbatda bo'lsada NH_2 emas, balki N_2H_4 ekanligi aniqlangan.



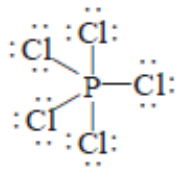
2.2-rasm. H_2O_2 ning empirik formulasining modeli.

3. Grafik formula. Molekuladagi atomlar orasida bog'lanish hosil qilishda qatnashgan elektron juftlarning har birini valent chiziqlar orqali ifodalash vositasidir. Bunday formulalar atomlar orasidagi bog'larni aks ettiradi $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ yoki $\text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}$. Ular molekulaning geometric shaklini, undagi fazoviy holatni aks ettirmaydi.

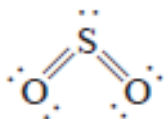
4. Elektron formula. Molekuladagi atomlar har birining tashqi valent pog'onasidagi bog'lovchi (yadrolar oralig'ida taqsimlangan) va taqsimlanmagan elektronlarni aks ettirgan tuzilish formulaga o'xshash ko'rinishga ega bo'ladi.



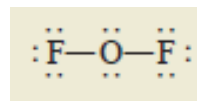
Bor triflorid



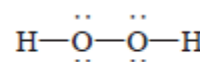
Fosfor
pentaxlorid



Oltinugurt
(IV)-oksid



Ftor oksidi

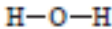
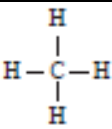
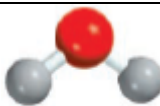
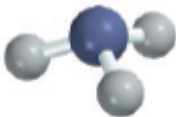
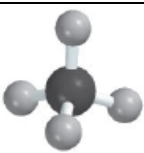
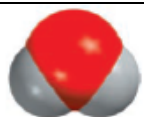


Vodorod
peroksidi

2.3-rasm. Molekulalarning elektron formulalari.

5. Molekulyar struktur formula. Molekuladagi atomlar orasidagi masofalar, valent burchaklarning kattaligi haqidagi ma'lumotlarni aks ettiradi. Molekulyar tabiatli moddalarning tuzilish formulalrini kristall panjara tugunlarida kovalent yoki qutbli bog'ga ega bo'lgan molekulalardagi atomlarning ma'lum tartibda

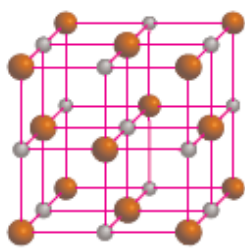
joylashganini aks ettiradi. Bunday moddalar erkin holda ham kristall holda ham o‘z holatlarini saqlab qoladi¹⁶.

	Vodorod	Suv	Ammiak	Metan
Molekulyar formula	H ₂	H ₂ O	NH ₃	CH ₄
Struktur formula				
Ball va stik model				
Fazoviy model				
2.4-rasm. 4 ta moddaning molekulyar va tuzilish formulalari hamda molekulyar modellari				

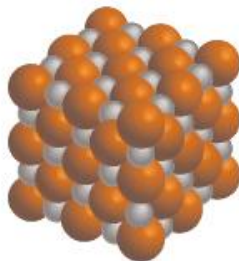
Ionli birikmalarning formulalari. Molekuladagi grafik va tuzilish formulalri orasida farq bor, ularning har birini o‘z o‘rnida qo‘llash kerak. Osh tuzi, kaliy xlorid kabi ion tabiatli moddalarda molekula yo‘q, ularda kation va anionlar ma’lum miqdordagi teskari zaryadli ionlar bilan qurshalgan kristall panjara hosil qiladi. Osh tuzini NaCl tarzida yozish ionlarning molekuladagi holatini aks ettirmaydi, bu yozuv tuzilish formulasi emas. Osh tuzi tarkibidagi natriy ioni o‘zining atrofidagi 6 ta xlordan birortasi bilan bevosita bog‘lanmagan. Quyidagi rasmda NaCl ning uch xil holati keltirilgan bo‘lib, unda NaCl ning strukturasi, kristallari hamda kristall panjarasini ko‘rish mumkin¹⁷.

¹⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 40- bet

¹⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 42-43 betlar



(a)



(b)



(c)

NaCl strukturasi

Real holatagi ionlarning joylashuvi

NaCl kristallari

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

Kimyoviy elementning bir necha oddiy moddalar holida uchrash hodisasi **allotropiya deb ataladi**, bir xil elementdan hosil bo‘lgan har xil oddiy moddalar shu elementning allotropik shakl o‘zgarishlari deb ataladi. Fosfor elementining allotropik shakl o‘zgarishlari oq va qizil fosfor misol bo‘ladi. Oddiy moddalar tabiatda bir necha xil ko‘rinishda bo‘lganligi uchun davriy sistemada 118 ta element bo‘lsada, ular 400 dan ortiq moddalar holida uchraydi. Ayni element atomlaridan tashkil topgan, turli xususiyatga ega bo‘lgan moddalar (allotropic shakl ko‘rinishlar) molekulalaridagi atomlar orasidagi bog‘I yoki kristall panjara

xili turlicha bo'lishi mumkin. Ular orasida molekulani hosil qilishda turli miqdordagi atomlar qatnashgan holat (O_2 va O_3 ni), kristall strukturasi turlicha bo'lganlari (olmos, grafit va karbin) ham ma'lum. Bitta kimyoviy elementning o'zi ikki yoki bir necha oddiy moddalar hosil qilishi **allotropiya** deyiladi.

Allotropik shakl ko'rinishlariga ega bo'lgan moddalarning bir kristall strukturadan 2-siga o'tishi tashqi omillarga bog'liq. Masalan, oltingugurt rombik va monoklinik bo'la oladi. Harorat $95,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ dan pastda rombik tuzilishga, undan yuqorida esa monoklinik kristall panjara holida mavjud. Bu ikki shakl ko'rinish qaytar jarayonda qatnashadi.



2.5-rasm. Oltingugurtning turli-xil allotropik tuzilishi.

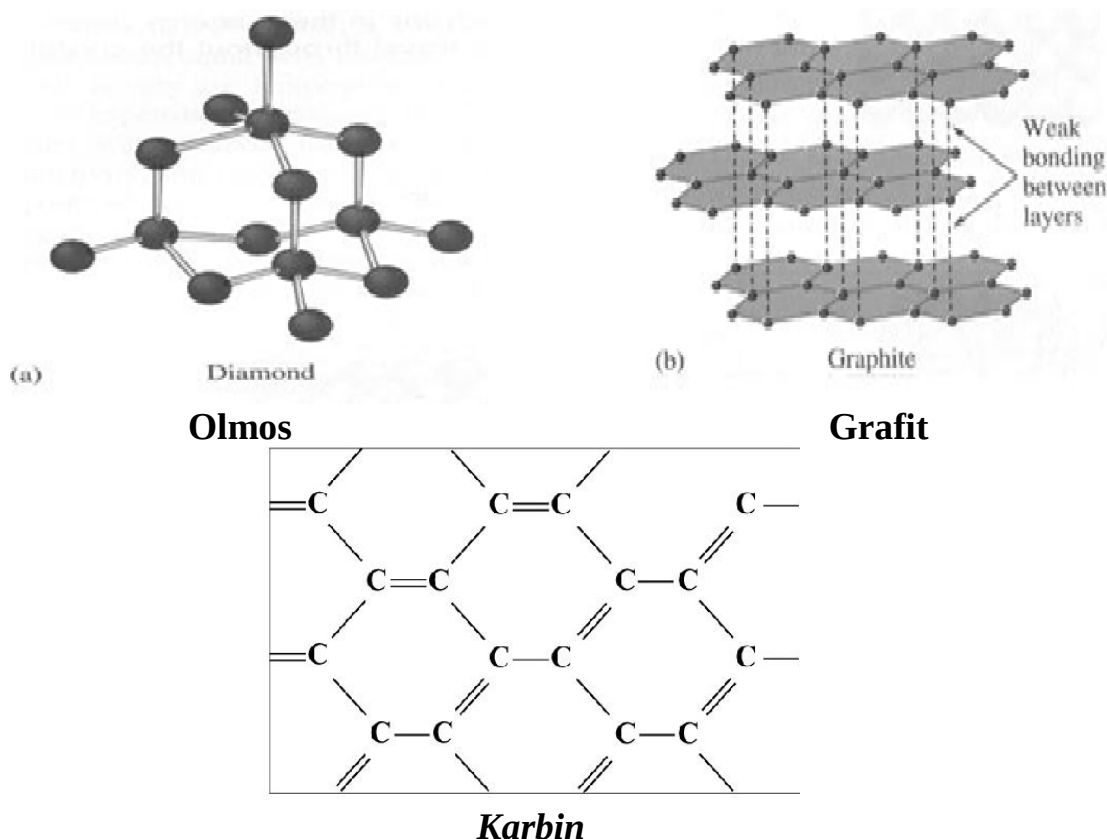
Ba'zan, kimyoviy jarayonlarda hosil bo'lgan modda allotropik shakllarning noturg'un ko'rinishidagi modda holida bo'lib, vaqt o'tishi bilan turgun holatga o'tishi kuatiladi. Masalan, fosfor bug' holatdan qattiq moddaga aylanganda oq fosfor modifikatsiyasi hosil bo'ladi. Bu shakldagi allotropik fosfor qizdirilganda qizil fosforga aylanadi, lekin teskari jarayonni amalga oshirib bo'lmaydi¹⁸.

Demak, oddiy modda elementning erkin holda mavjud bo'lish shaklidir. Bir element atomlari bir necha xil oddiy moddalar hosil qiladigan xollar ham oz emas; masalan karbon (C) - olmos, grafit va karbin nomli ko'rinishga ega. Ular bir-biridan Ular bir-biridan struktura ruzilishi va fizik xossalri bilan ham farq qiladi.

Allotropiya hodisasi asosan, IVA-VIA_guruhchalar elementlarida kuzatiladi. Yuqorida keltirilganlardan tashqari, mishyakda 3 xil- kulrang, sariq va qora rangli, selen va tellurda 2 tadan amorf va kristall holida bo'ladi. Allotropik shakl

¹⁸ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry, Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 184-187 betlar

ko‘rinishiga quyidagi 3- xil alomatni ham qo‘shish kerak. Vododrod atomining yadrosi- protonning spini molekula hosil qilishda 2 vaziyatda – bir-biriga parallel holat (uni para-holat, belgisi p-H₂) va qarama-qarshi yo‘nalgan spinli holat (orto-vodorod, o-H₂) da bo‘lishi mumkin. Bunday vodorod molekulalari bir-biridan o‘zlarining magnit, optik va termik xususiyatlari bilan farq qiladi. Oddiy sharoitda H₂ molekulalari 75% orto dan va 25% paradan tashkil topgan.



2.6-rasm. Uglerodning 3 xil allotropik shakl o‘zgarishlari

Allotropiya hodisasi faqat metallmaslar uchun emas, balki ayrim metallarda ham bo‘ladi. Masalan, Li, Na va Be lar uchun alfa va betta shakllar, Cr, Mn va Fe uchun uch xil alfa, betta va gamma shakllar ma‘lum. Metallarga xos bo‘lgan allotropiya ularning kristall panjaralaridagi polimorfizm bilan bog‘liq. Oddiy va murakkab moddaning bir necha ko‘rinishda uchrashi **polimorfizm** deb ataladi, chunki kristall panjaralar energiyalari bir-biriga yaqin bo‘lib, tashqi sharoitning o‘zgarishi bilan bir-biriga o‘tib turadi. Bu holat asosan d-elementlarga xos bo‘ladi.

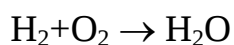
2.2. Kimyoning asosiy qonunlari: moddalar massasining va energiyaning saqlanish qonunlari. Tarkibning doimiylik qonuni. Dalʼtonidlar va Bertollidlar. Ekvivalentlar qonuni.

Moddalar massasining saqlanish qonuni. Atom molekulyar taʼlimot asosida M.V.Lomonosov quyidagi xulosaga keldi: “Tabiatda sodir boʻladigan har qanday oʻzgarishning mohiyati shundan iboratki, biror jismdan qancha miqdor kamaysa, ikkinchi jismda shuncha miqdor qoʻshiladi. Demak, materiya biror joyda kamaysa, ikkinchi joyda koʻpayadi”. Keyinchalik, olimlar tekshirishning aniq usullarini tadbqiq etib, kimyoviy oʻzgarishlar vaqtida moddalarning umumiy massasi oʻzgarmay qolishini tajriba yoʻli bilan tasdiqladilar. Bu qonun massaning saqlanish qonuni deyiladi. Bu qonunni yaratishda **M.V.Lomonosov** birinchi marta **1748 yilda** taʼrifladi, **1756 yilda** metallarni ogʻzi kavsharlab berkitilgan idishlar (**retorta**)da qizdirish yoʻli bilan bu qonunni toʻgʻriligini tajribada isbotladi.

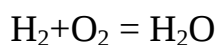
1773 yilda moddalar massasining saqlanish qonunini isbotlash maqsadida fransuz kimyogari **A.L.Lavuazye** tajribalar oʻtkazgan va Lomonosov tajribalarini takrorlagan va 1789 yilda qonunni kashf etgan (Lomonosov ishidan bexabar holda) Lavuazye kimyoviy reaksiyalarda moddalarning umumiy massalaridan tashqari oʻzaro taʼsir qiluvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning massalari ham saqlanib qolishini koʻrsatadi. Lavuaze idish ichida metal bilan reaksiyaga kirishgan gazning kislorod ekanligini, reaksiyaga kirishmay qolgan gaz esa azot ekanligini ham aniqlab bergan. Lavuazening kamchiligi esa issiqlikni ogʻrligi boʻlmagan element deb qarashi boʻlgan va uni teplot deb nomlab, hatto elementlar qatoriga ham kiritgani boʻlgan. Moddalar massasining saqlanish qonuni hozirgi paytda quyidagicha taʼriflanadi:

“Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil boʻlgan moddalar massasiga doimo teng boʻladi”.

Bunga misol sifatida vodorod bilan suv reaksiyaga kirishib suv hosil boʻlish reaksiyasini kiritish mumkin. Bunda 2 molekula vodorod 1 molekula kislorod bilan reaksiyaga kirishib 2 molekula suvni hosil qiladi.



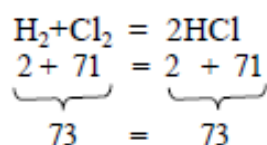
Reaksiya tenglashtirilgach strelka o'rniga tenglik ishorasi qo'yiladi.



Buni quyidagi sxema asosida keltirish mumkin:



Natijada reaksiyaning 2 tomonida ham massalar teng ya'ni, 36 g bo'ladi.¹⁹



Har qanday o'z-o'zidan sodir bo'ladigan o'zgarishlar natijasida sistemaning energiya miqdori o'zgaradi, bunday vaziyatda tabiatning umumiy qonuni asosida har qanday harakat (kimyoviy reaksiyalar ham harakat turlaridan biridir) davomida reaksiyada qatnashuvchi moddalar massasining o'zgarishi yotadi. Har qaysi yadro massasi uni tashkil etuvchi proton va neytronlar massalarining arifmetik yig'indisidan (m.a.b.) kichik bo'ladi.

Masalan, ^{12}C atomining 6 tadan nuklonlar va elektronlardan hosil bo'lishini ko'rib chiqaylik.

Uglerod atomidagi zarrachalar massalarining yig'indisi:

$$6 \text{ ta proton: } 6 \times 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1,0038 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

$$6 \text{ ta neytron: } 6 \times 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1,0050 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

$$6 \text{ ta elektron: } 6 \times 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} = 0,0005 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

$$2,0093 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

¹⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 73-74 betlar.

Tabiiy uglerod atom massasi $1,9927 \times 10^{-26}$ kg. Raqamlar farqi (2,0093-1,9927) 10^{-26} kg=0,16610 $^{-26}$ kg massa defekti deb yuritiladi. (bu kattalik 0,0990 m.a.b. ga teng).

Energiya- modda harakatining o'lchovi. Materiyaning harakat shakliga qarab, energiya har xil, ya'ni mexanik, issiqlik, yorug'lik, elektr va kimyoviy energiyalar bo'ladi. Massa bilan energiya orasida miqdoriy bog'lanish borligini nemis olimi **A.Eynshteyn 1905 yilda** quyidagi tenglama bilan ko'rsatdi:

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

bu erda: **m**– modda massasi (kg hisobida); **E**-moddaning tinch holatdagi energiyasi (J. hisobida) **c** - vakuumdagi yorug'lik tezligi (300.000 km·s⁻¹). Bu tenglama, energiya o'zgarganda massa, massa o'zgarganda energiya o'zgarishini ko'rsatadi. A.Eynshteynning bu tenglamasi mikrozarrachalar (masalan, elektronlar, protonlar) uchun ham taalluqlidir.

Bu tenglama asosida kamaygan massani 1 m.a.b. uchun hisoblaymiz:

$$E=1,6606 \times 10^{-27} \text{ kg} \times (3 \times 10^9)^2 \text{ m}^2/\text{c}^2 = 1,4945 \times 10^{-8} \text{ kg} \times \text{m}^2/\text{c}^2 = 1,4945 \times 10^{-8}$$

$$\text{kg} \times \text{m}^2/\text{c}^2 = 1,4945 \times 10^{-8} \text{ J/atom}$$

$$1 \text{ J} = 1/\text{kg} \times \text{m}^2/\text{c}^2$$

$$^{12}\text{C} \text{ atomi uchun } 0,0990 \text{ m.a.b.} \times 1,4945 \times 10^{-8} \text{ J} = 1,480 \times 10^{-9} \text{ J/atom} = 8,91 \times 10^{-14}$$

$$\text{J/mol} = 8,91 \times 10^{-11} \text{ kJ/mol}$$

Katta miqdorda energiya ajralib chiqsa ham massa juda kichik miqdorda o'zgaradi. Bu yorug'lik nuri tezligining qiymati juda ham kattaligi bilan tushuntiriladi. Kimyoviy reaksiyalar natijasida doimo ma'lum miqdorda energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi. Kimyoviy jarayonlar eng yuqori ekzotermik xususiyatga ega bo'lganda ham ajralib chiqadigan energiya miqdori yuqorida hisoblangan yadro energiyasidan million marta kichik bo'ladi. Hosil bo'lgan energetic effect natijasida massaning o'zgarishi $1 \times 10^{-7}\%$ gagina ega bo'la oladi. Kimyoviy jarayonlarda massaning bunday qiymatga o'zgarishini amalda tarozida o'lchashning deyarli imkoniyat yo'q. Ammo kimyoviy reaksiyalarda ajraladigan yoki yutiladigan energiya miqdorlariga to'g'ri keladigan massa miqdori nihoyatda

kam bo'lganligidan uni o'lchash qiyin. Shu sababli kimyoviy reaksiyalarda energyaga aylanib ketadigan massa hisobga olinmaydi²⁰.

Moddalar tarkibining doimiylik qonuni. XIX asrning boshlarida kimyoda turli moddalarning tarkibi haqida ko'p tajriba materiallari to'plandi. A.Lavuazye **1781 yilda** karbonat angidrid gazini 10 xil usul bilan hosil qildi va bu usullarning barchasida olingan gaz tarkibidagi uglerod bilan kislorod massalari orasidagi nisbat bir xil (3:8) ekanligini aniqladi. Shundan keyin, *har qanday kimyoviy toza birikmalarni tashkil etuvchi elementlarning massalari o'zgarmas nisbatda bo'ladi*, degan xulosa chiqarildi.

1803 yilda fransuz olimi **Bertolle** qaytar reaksiyalarga oid tajribalari asosida *kimyoviy reaksiyalar natijasida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkiblari reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liqdir*, degan xulosaga keldi.

Fransuz olimi **J.Prust** Bertollening yuqoridagi xulosasiga **qarshi chiqdi**. U kimyoviy toza moddalarni puxta analiz qildi: toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini juda ko'p analizlar bilan isbotladi. Prust bilan Bertolle orasidagi munozara 7 yil davom etdi. Ko'pchilik olimlar fransuz olimi **J.Prust** xulosalarini yoqladilar va natijada **1808 yilda** kimyoning asosiy qonunlaridan biri **tarkibining doimiylik qonuni** kashf etildi. U quyidagicha ta'riflanadi. "**Har qanday kimyoviy birikmaning sifat va miqdoriy tarkibi, bu birikma qaysi yo'l bilan hosil qilinishidan qat'iy nazar, hamma vaqt bir xil bo'ladi**". Masalan, suv qanday yo'l bilan olinishidan qat'iy nazar, uning tarkibiga kiruvchi vodorod va kislorod miqdori 1:8 og'irlik nisbatida bo'ladi, ya'ni toza suv – H_2O tarkibida 11,11% vodorod va 88,99% kislorod bo'lib, suv normal sharoitda $0^{\circ}C$ da muzlaydi, $100^{\circ}C$ da qaynaydi, uning $4^{\circ}C$ dagi zichligi $1000\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ yoki $1\text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$ ga teng; u o'zgarmas elektr o'tkazuvchanlikka, o'zgarmas qovushqoqlikka ega.

Tarkibning doimiylik qonunini hamma moddalar uchun qo'llash mumkin emas. Masalan, izotoplarda ayni modda tarkibiga kiruvchi elementlarning

²⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 713-714 betlar

massalari orasidagi nisbat faqat bu elementlarning izotop tarkibi doimiy bo'lgandagina o'zgaras bo'lishi mumkin. Elementlarni izotop tarkibi o'zgarganda birikmalarning miqdoriy tarkiblari ham o'zgaradi. Masalan, og'ir suv tarkibida 20% ga yaqin vodorod bo'lsa, oddiy suv tarkibida faqat 11% vodorod bo'ladi.

Molekulyar birikmalar. Molekulyar birikmalar ionli birikmalardan diskret xususiyatga ko'ra farqlanadi. Molekulyar birikmalar odatda metallmas elementlardan tashkil topadi (2-rasmga qarang). Ko'pchilik molekulyar birikmalar binary moddalar hisoblanadi. Bunday moddalarni nomlashda birinchi element o'z nomida qoladi, ikkinchi element nomiga esa –id qo'shimchasi qo'shish bilan moddaning formulasini nomlanadi. Buni quyidagi misollarda ko'rish mumkin:

HCl – Vodorod xlorid,

SiC- Kremniy karbid

HBr- Vodorod bromid

Ayrim moddalar nomlanishida grekcha nomidan ham foydalaniladi²¹. Masalan:

CO-uglerod monooksid SO₃ oltingugurt trioksid

CO₂ uglerod dioksid NO₂ azot dioksid

SO₂ oltingugurt dioksid N₂O₄ dinitrogen tetroxid

Bu moddalarni nomlashda quyidagi holatlar ham kuzatiladi. Masalan:

-“mono-” perifiksi ayrim hollarda birinchi elementga nisbatan qo'llanilmaydi. Misol uchun, PCl₃ monofosfor trixlorid deb emas, balki fosfor trixlorid deb nomlash qabul qilingan.

-oksidlarni nomlaganda esa “a” prefixi ba'zan qo'llaniladi. Misol uchun, N₂O₄ dinitrogen tetroxide deb emas balki, dinitrogen tetraoxid deyiladi.

Yunoncha prefikslardan foydalanib nomlash vodorodli molekulyar birikmalarda qo'llanilmaydi. Masalan:

B₂H₆ – Diboran,

PH₃ - Fosfin

²¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 47-48 betlar

CH₄ – Metan,
H₂O - Suv
SiH₄ – Silan,
H₂S – Vodorod sulfid
NH₃ - Ammiak

Tarkibning doimiylik qonuniga- faqat molekula holidagi gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi.

Anorganik tabiatga ega bo'lgan moddalarning taxminan 5% qismigina molekulyar tuzilishga ega. Ular qatoriga oddiy gazlar, oddiy sharoitda gaz holidagi yoki qaynash harorati unchalik yuqori bo'lmagan molekulyar tuzilishli moddalar va boshqalarni kiritish mumkin.

CO- uglerod monooksid,	SO ₃ – oltingugurt (VI)-oksid
CO ₂ – uglerod dioksid	NO ₂ – azot (IV)-oksid
SO ₂ –oltigugurt dioksid	N ₂ O ₄ . azot qo'shoksid
N ₂ O ₅ – azot (V)-oksid	Mn ₂ O ₇ - marganets (VII)- oksid

Anorganik moddalarning deyarli 95% ni nomolekulyar turga taaluqli. Ko'pincha qattiq holatdagi anorganik moddalar atom yoki ionlardan tuzilgan bo'lib, ularning tarkibi doimiy bo'lmaydigan holatlar ko'p uchraydi. Bunga kristall tuzilishning defekti deyiladi. Ko'pincha defekt ikki xil bo'ladi. Misol tariqasida tarkibida 2 xil atom (yoki ion) bo'lgan AB moddani olaylik. Struktura elementlari kristall hosil qilishda 3 xil vaziyatda bo'lishi mumkin.

Atom tuzilishiga ega bo'lgan moddalar va yuqori molekulyar birikmalar bu qonunga bo'ysunmasligi mumkin. **Bertollening** o'zgaruvchan tarkibli birikmalar mavjudligi haqidagi ta'limotini XX asrning boshlarida akademik **N.S.Kurnakov** rivojlantirdi va uning taklifiga ko'ra: qotishma va eritmalar haqiqatan ham o'zgaruvchan tarkibli birikmalar deb atadi. Masalan, vismutni talliy bilan hosil qiladigan birikmalarida talliyning bir og'irlik massasiga vismutning 1,24 dan 1,82 gacha bo'lgan og'irlik massasi to'g'ri kelishi mumkin.

XX asrning 30-yillarida bertolidlar faqat metallarning bir-biri bilan hosil qiladigan birikmalaridagina kuzatilmasdan, ularning tabiiy birikmalar orasida ham uchrashi aniqlandi. Masalan, oksidlar, metallarning oltingugurt, azot, uglerod, vodorod bilan hosil qiladigan birikmalari, silitsidlar orasida bertolidlar uchrashi mumkin. Shularga mos ravishda **N.S.Kurnakovning** taklifiga ko'ra tarkibi o'zgaruvchan moddalar **Bertollidlar** deb atala boshlandi. Masalan uran (VI)-oksidning tarkibi odatda $\text{UO}_{2,5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi. Vanadiy (II)-oksidning tarkibi esa $\text{VO}_{0,9}$ dan $\text{VO}_{1,3}$ gacha bo'lishi mumkin. Titan (II)-oksidning tarkibi $\text{TiO}_{0,8}$ dan $\text{TiO}_{1,2}$ gacha, mis (I)- oksidning tarkibi $\text{Cu}_{1,8}\text{O}$ dan Cu_2O gacha, temir (II) oksidniki- $\text{Fe}_{0,89}\text{O}$ dan $\text{Fe}_{0,95}\text{O}$ gacha, uning sulfidiniki- $\text{Fe}_{1,1}\text{S}$ dan $\text{FeS}_{1,1}$ gacha bo'lishi aniqlangan. Bunday birikmalar d-elementlarning oksidlari, gidridlari, karbidlari, nitridlari va sulfidlari orasida keng tarqalgan. Ular ko'pincha ravshan rangli, yarim o'tkazuvchan xossaga ega, ularda reaksiya qobiliyati va katalitik xususiyati doimiy tarkibga ega bo'lgan moddalarnikiga qaraganda ustun ekanligi aniqlangan. Tarkibi o'zgarmaydigan moddalar esa **Daltonidlar** deb nomlandi.

Karrali nisbatlar qonuni. Ikki element bir-biri bilan birikib bir necha xil kimyoviy birikma hosil qilishi mumkin. Masalan, vodorod kislorod bilan birikib ikki xil birikma- suv va vodorod peroksid hosil qiladi. Ularning massa tarkibi quyidagi sonlar bilan ifodalanadi:

	Vodorod	Kislorod
Suv H_2O	1,008	8,00
Vodorod peroksid H_2O_2	1,008	16,00

Kislorodning suv va vodorod peroksiddagi bir xil og'irlikdagi vodorod bilan birikkan og'irliklari bir-biri bilan 8:16 yoki 1:2 nisbatda bo'ladi. Atomistik ta'limotga va ikki element hosil qilgan turli xil birikmalar tarkibidan olingan ma'lumotlarga asoslanib ingliz olimi **J.Dalton** 1804 yilda **karrali nisbatlar qonunini** kashf etdi. U quyidagicha ta'riflanadi:

Agar ikki element bir-biri bilan birikib, bir necha kimyoviy birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil

chunki 8 g kislorod 20 g kaltsiy bilan qolqisiz birikib, 28 g kalsiy oksid hosil qiladi.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasi shu moddalarning kimyoviy ekvivalentlariga proporsionaldir. Bu qonun ekvivalentlar qonuni deb ataladi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

bunda, m_1 va m_2 - birinchi va ikkinchi moddalarning massasi; E_1 va E_2 - birinchi va ikkinchi moddalarning ekvivalentlari.

Ayni elementning bir massa qism (1,00797) vodorod yoki bir (7,9997) massa qism kislorod bilan birikadigan yohud birikmalarda shuncha miqdor vodorod yoki kislorodning o'rnini oladigan miqdori shu elementning kimyoviy ekvivalenti deyiladi. Elementning kimyoviy ekvivalentini aniqlash uchun uning ekvivalenti ma'lum bo'lgan boshqa har qanday element bilan hosil qilgan birikmasining tarkibini bilish kerak.

1. Misol. 4,56 g magniy yonganda 7,56 g magniy oksid hosil bo'lishi ma'lum, magniyning ekvivalentini aniqlang.

Yechish. Masalaning shartidan ma'lumki, 7,56 g magniy oksidda 4,56 g magniy bor, demak, birikmada 7,56-4,56=3,00 g kislorod bor ekan. Kislorodning ekvivalenti 8 ekanligini bilgan holda proporsiya tuzamiz:

$$\frac{4,56}{3,0} = \frac{E_{Mg}}{8}$$

$$E_{Mg} = \frac{4,56 \times 8}{3,0} = 12,16$$

2. Misol. Mis xloridda 47,26% mis bor. Xlorning ekvivalenti 35,45 ga tengligi ma'lum. Shu birikmadagi misning ekvivalentini aniqlang.

Yechish. Misning 47,26 og'irlik birligiga 100-47,26=52,74 og'irlik birlik xlor to'g'ri keladi. Demak,

$$\frac{47,26}{52,74} = \frac{E_{Cu}}{35,5}$$

$$E_{Cu} = \frac{47,26 \times 35,5}{52,74} = 31,77$$

Murakkab moddaning har qanday boshqa moddaning bir ekvivalenti bilan reaksiyaga kirishadigan miqdori ekvivalent deb ataladi.

3. Misol. Ekvivalenti 12,16 ga teng bulgan magniyning 24,32 grammi bilan 98,08 g sulfat kislota reaksiyaga kirishadi. Sulfat kislotaning ekvivalentini aniqlang.

Yechish. H_2SO_4 ning ekvivalenti quyidagi nisbatdan topiladi:

$$\frac{98,08}{24,32} = \frac{E_{H_2SO_4}}{12,16}$$

$$E_{H_2SO_4} = \frac{98,08 \times 12,16}{24,32} = 49,04$$

Asos va tuzlarning mol (ekvivalent) ini aniqlash uchun ularning molekulyar massasi shu asos yoki tuz tarkibidagi metall valentini birliklarining umumiy soniga bo'linadi:

$Ca(OH)_2$ ning ekvivalenti $74,102:2 = 37,05$ g/mol (ekvivalent)

$Al_2(SO_4)_3$ ning ekvivalent $324,12:6 = 57,02$ g/mol (ekvivalent)

Elementlar va murakkab moddalarning kimyoviy ekvivalenti bir-biridan farq qiladi. Analiz va hisoblashlarda, umuman turli reaksiyalarda, ko'pincha elementlar, kislotalar, asoslar, tuzlarning ekvivalentlarini hisoblashga to'g'ri keladi.

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

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

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M}{2} = \frac{98,077}{2} = 49,039$$

$$E_{H_3PO_4} = \frac{M}{3} = \frac{97,9953}{3} = 32,665$$

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

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

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

Tuz ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini tuz tarkibidagi metallning valentligi va soni ko'paytmasiga bo'lish kerak.

$$E(\text{tuz}) = M / (n \times V) \times N(\text{atom soni}).$$

$$E(\text{CaBr}_2) = 200 / 2 \times 1 = 100 \text{ g/ekv bo'ladi.}$$

2.3. Ideal gaz qonunlari. Atom va molekulyar massa, Avogadro soni, mol, molyar massa

Ideal gaz qonunlari. Biz yashayotgan olamda atmosferaning hajm jihatdan 78 % N₂, 21 % O₂, va 1 % ga yaqin boshqa gazlardan iborat bo'lib, unda 0,03-0,06 % gacha CO₂ tashkil etadi. 1990 yilga kelibgina gazlarning tarkibini o'rganish bo'yicha yakuniy xulosalarga kelishga erishilgan. Odatdagi sharoit 25⁰C va 1 atmosfera bosimi hisoblanib, unda ayrim moddalar gaz holatda bo'ladi.

Davriy jadvalda joylashgan 11 ta element odatdagi sharoitda gaz holatda bo'ladi. 2.7-rasmda ushbu elementlar ko'rsatib o'tilgan. Bu elementlarga kiradigan vodorod, azot, kislorod, ftor va xlor moddalari 2 molekuladan tuzilgan gazlardir. Ularga ozon (O₃) gazi ham kiradi. 8A guruhning barcha elementlari ham gazlar bo'lib, ular monoatomli gazlar: He, Ne, Ar, Kr, Xe, va Rn hisoblanadi.

2.7-rasmda keltirilgan gazlardan biri bo'lgan O₂ tiriklik asosi hisoblanadi. Vodorod sianid (HCN) juda kuchli zahar. Is gazi (CO), vodorod sulfid (H₂S), azot dioksidi (NO₂), O₃ va oltingugurt dioksidlari (SO₂) ham zaharli moddalardir. He va Ne gazlari kimyoviy inert; ularning hech qanday birikmasi oilnmagan va rangsiz gaz. Qolgan barcha inert gazlar o'ziga xos rangli. Qo'ng'ir-jigar rangli NO₂ ba'zida havoda bug'lanib turadi.

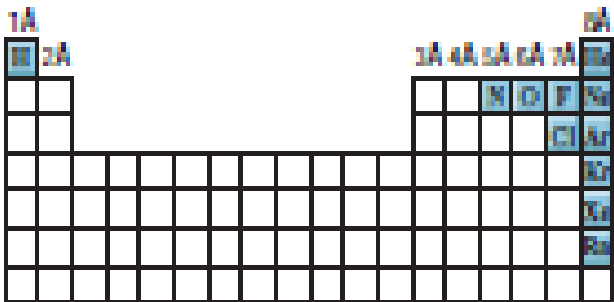
Standard atmosfera bosimi (1 atm) 760 mm (yoki 76 sm) balandlik 0°C da sathga teng qiymat hisoblanadi. Standard atmosfera bosimi 760 mmHg ustuni, mmHg ustuni *torr bilan ham tenglashtiriladi*, buni Italiyalik olim after Evangelista Torrichelli barometrni kashf qilganidan keyin aniqlangan. Ya'ni, 1 torr = 1 mmHg
 Va $1 \text{ atm} = 766 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$

1 atm bosimi paskalda hisoblanganda quyidagiga teng bo'ladi

$$1 \text{ atm} = 103,325 \text{ Pa} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

va

$$1000 \text{ Pa} = 1 \text{ kPa (kilopaskal)} \quad 1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^2 \text{ Pa}^{22}.$$

	
2.7-rasm. 1 atm bosimi va 25°C haroratda gaz holda bo'ladigan elementlar.	2.8-rasm. Qo'ngi'r-jigar rangli NO_2 gazi

Avogadro qonuni. Gazlarning xossalari o'rganish A.Avogadroga gipoteza aytishga imkon berdi va Avogadro qonuni deb atala boshlandi. Italiya olimi A.Avogadro 1811 yilda quyidagi gipotezani ilgari surdi: *bir xil sharoitda (bir xil temperatura va bir xil bosimda) va barobar hajmda olingan turli gazlarning molekulalari soni o'zaro teng bo'ladi*. Avogadroning bu gipotezasi juda ko'p tajribalar yordamida tasdiqlandi va **1860 yilda** kimyogarlarning Karlsrue'dagi Xalqaro syezdida qonun sifatida tan olindi²³.

Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqadi:

²² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 133-140 betlar

²³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 141-142 betlar

1. Oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor va boshqalar) molekulalari ikki atomdan iborat.

2. Normal sharoitda bir mol gaz 22,4 l hajmni egallaydi (Bir xil sharoitda istalgan gazning 1 moli bir xil hajmni egallaydi), bu hajm gazning **molyar hajmi** deyiladi:

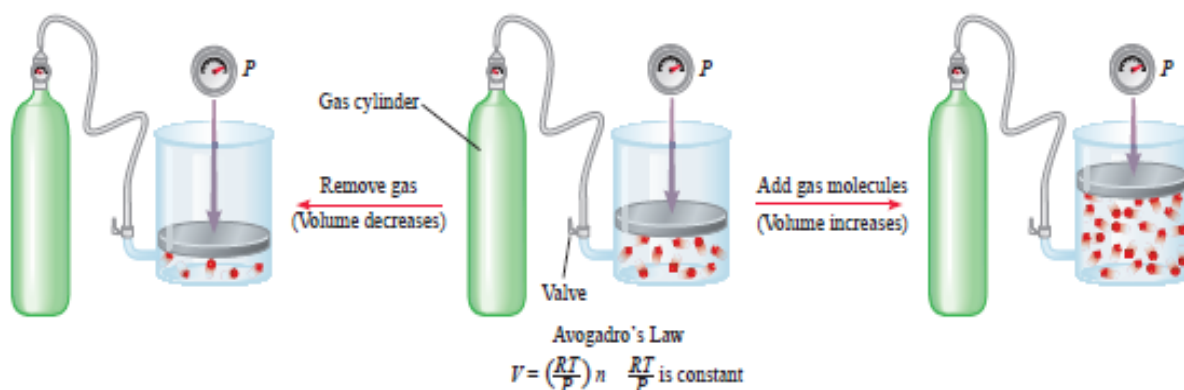
$$V \propto n \quad V = k_4 n$$

3. Bu yerda n moddaning miqdori.

Masalan, n.shda, ya'ni 273 K (0°C) harorat va 101325 Pa bosimda 1 l H_2 ning massasi 0,09 ga, uning molyar massasi 2,016 g/mol ga teng. U holda 1 mol H egallagan hajm quyidagiga teng bo'ladi:

$$2,016/0,09=22,4 \text{ l/mol}$$

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



2.9-rasm. Avogadro qonunining sxematik ilyustratsiyasi.

1961 yildan boshlab atom massa birligi (a.m.b.) sifatida uglerod izotopi ^{12}C atom massasining 1/12 qismi qabul qilingan.

Element atom massasining uglerod birligida ifodalangan miqdori shu elementning atom massasi deyiladi. Moddaning grammlar hisobidagi massasi son jihatdan molekulyar massasiga teng bo'lgan miqdori uning mol massasiga teng. 1 mol suv 18,01 g/mol ga teng; 1 mol sulfat kislota 98,09 g/mol ga teng.

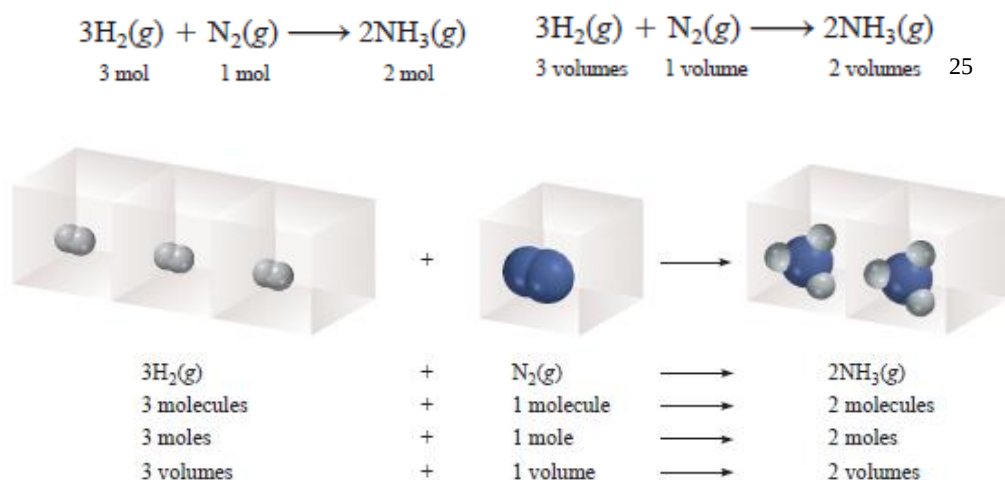
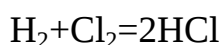
Har qanday moddaning 1 molida $6,02 \cdot 10^{23}$ ta atom yoki molekula bo'ladi, bu son Avogadro soni deyiladi: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Har qanday gazning 1 mol massasi (n.sh.) 22,4 l hajmni egallaydi (n.sh. -0°C va 760 mm da simob ustuni bosimiga ega sharoitdir)²⁴.



2.10-rasm. Kolba va basketbol to‘pida 22.4 l hajmning keltirilishi.

Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni. Bu qonunni fransuz olimi Gey-Lyussak (1778-1850 yillar) kashf etgan: «*Kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari bir xil sharoitda (harorat va bosimda) va reaksiya natijasida hosil bo‘ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbatida bo‘ladi*». Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori temperaturada reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv hosil bo‘ladi yoki 1 l xlor 1 l vodorod bilan birikib, 2 l vodorod xlorid hosil qiladi. Bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning hajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada o‘lchanishi lozim.

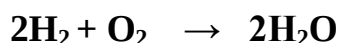


²⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 143- bet.

²⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 142- bet.

2.11-rasm. Gazlarning kimyoviy reaksiyalardagi nisbati. Molekulyar vodorod va molekulyar azot 3:1 nisbatda reaksiyaga kirishganda 2 molekula ammiak hosil bo‘ladi.

Gey – Lyussak hajmiy nisbatlar qonuni Avogardo qonuni asosida juda qulay izohlanadi. Masalan 2 hajm vodorod va 1 hajm kislorod o‘zaro birikib, 2 hajm suv bug‘ini hosil qilishini quyidagicha izohlash mumkin: kislorod va vodorodning har qaysi molekulasi 2 atomdan iborat; vodorodning bir molekulasi kislorod molekulasidagi bir atom bilan birikib, bir molekula suv hosil qiladi; Kislorodning ikkinchi atomi qolgan bitta vodorod molekulasi bilan birikib, yana bir molekula suv hosil qiladi; demak,



reaktsiyasi sodir bo‘ladi.

Oddiy gaz molekulasi necha atomdan iboratligi XIX asrning ikkinchi yarmiga borib aniqlandi. Buni hal qilish uchun issiqlikning kinetik nazariyasidan foydalanildi. Gazning o‘zgarmas bosimdagi issiqlik sig‘imini C_r , o‘zgarmas hajmdagi issiqlik sig‘imini C_v bilan belgilasak, $C_r:C_v$ nisbatlar qiymati gaz molekulasi necha atomdan iborat ekanligiga bog‘liq bo‘ladi. Bir atomli gaz uchun $C_r:C_v$ nisbati 1,67 ga teng, molekulasi ikki atomi gaz uchun $C_r:C_v=1,44$ bo‘ladi, uch atomli molekula $C_r:C_v=1,33$ bo‘ladi. Masalan azot uchun $C_r:C_v=1,41$ ga teng, demak, azot molekulasi ikki atomlidir.

Ideal gaz qonunlari. 1860 yilda Germaniyaning Karlsrueda shahrida chaqirilgan kimyogarlarning Xalqaro sezdida «atom», «molekula» va «ekvivalent» tushunchalariga anik ta’rif berilgan. Shundan keyin atom va molekula tushunchalari asosida atom - molekulyar ta’limot yaratildi. Gaz holatidagi moddani tavsiflash faqat ekvivalentlar qonuni bilan cheklanmaydi; Avogadro, Sharl, Gey - Lyussak va Boyle-Mariott qonunlariga ham buysunadi. **Avogadro qonuni:** *o‘zgarmas bosim va o‘zgarmas temperaturada hamma gazlarning barovar hajmda bir xil miqdorda molekulalar (yoki gazning mol miqdorlari) bo‘ladi.* Binobarin, har qanday gazni hajmi uning sonlariga proportsionaldir:

$$v = (\text{const} * n)_{p,T} \text{ yoki } V_1/V_2 = n_1/n_2$$

bunda: n_1 va n_2 - gazning V_1 va V_2 hajmlardagi mol sonlari, R, T indeksleri shu fizik kattaliklar doimiy qolgan holatini anglatadi.

Sharl-Gey-Lyussak qonuni (izobarik jarayon uchun)ga muvofiq: O'zgarmas (doimiy) bosimda gazning hajm o'zgarishi temperatura o'zgarishiga to'g'ri proportsional. Agar o'zgarmas bosimda gazning temperaturasi necha marta oshirilsa (kamaytirilsa), uning hajmi shuncha marta ortadi (kamayadi).

$$P = \text{const} \quad \frac{V}{T} = \text{const} \text{ yoki } \frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$$

bu yerda, const – konstanta, o'zgarmas degan ma'noni beradi. P – bosim, kPa. V_0 – dastlabki hajm, V – keyingi hajm (l yoki ml). T_0 – dastlabki harorat, T – keyingi harorat (K).

Boyl-Mariott qonuni (izotermik jarayon uchun)ga muvofiq: O'zgarmas (doimiy) temperaturada gazning hajm o'zgarishi bosim o'zgarishiga teskari proportsional. Agar o'zgarmas temperaturada gazning bosimi necha marta oshirilsa (kamaytirilsa), uning hajmi shuncha marta kamayadi (ortadi).

$$T = \text{const} \quad P \cdot V = \text{const} \text{ yoki } P_0 \cdot V_0 = P \cdot V$$

bu yerda, const – konstanta, o'zgarmas degan ma'noni beradi. T – absolyut temperatura (K). V_0 – dastlabki hajm, V – keyingi hajm (l yoki ml). P_0 – dastlabki bosim, P – keyingi bosim, kPa.

Gey-Lyussak qonuni (izoxorik jarayon uchun)ga muvofiq: O'zgarmas (doimiy) hajmda gazning bosim o'zgarishi temperatura o'zgarishiga to'g'ri proportsional. Agar o'zgarmas hajmda gazning temperaturasi necha marta oshirilsa (kamaytirilsa), uning bosimi shuncha marta ortadi (kamayadi).

$$V = \text{const} \quad \frac{P}{T} = \text{const} \text{ yoki } \frac{P_0}{T_0} = \frac{P}{T}$$

bu yerda, const – konstanta, o'zgarmas degan ma'noni beradi. V – hajm (l yoki ml). T_0 – dastlabki harorat, T – keyingi harorat (K), P_0 – dastlabki bosim, P – keyingi bosim, kPa.

Gazlarning birlashgan tenglamasi XIX asr birinchi yarmida Boyle-Mariott, Sharl va Gey – Lyussaklar yaratgan bo'lib, u quyidagicha ta'riflanadi:

agar gazlarning barcha parametrlari (R,V,T) o'zgaruvchan bo'lsa, ularning o'zaro munosabati doimiy qiymatga ega. Normal sharoitda bu qiymat 8,31 ga teng va u universal gaz doimiysi deyiladi, R – bilan belgilanadi.

$$\frac{PV}{T} = \text{const} \text{ yoki } \frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}; \frac{P_0V_0}{T_0} = R \quad (R = 8,31)$$

Mendeleyev–Klayperon tenglamasi. XIX asr ikkinchi yarmida D.I.Mendeleyev va Klayperon tomonidan ishlab chiqilgan bo'lib, $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$ tenglamani chap tomonini R bilan almashtirsak, u $PV = RT$ ko'rinishga o'tadi. n – mol gaz uchun esa, $PV = nRT$ yoki $PV = \frac{m}{Mr}RT$ ga ega bo'lamiz.

bu yerda, P – bosim, kPa. V – hajm, l. n – modda miqdori, mol. R – universal gaz doimiysi (8,31). T – absolyut temperatura, K. m – gaz massasi, g. Mr – gaz yoki gazlar aralashmasi molyar massasi, g/mol.

Haqiqatdan ham P = 101,325 kPa, T = 273,15 K da $V_0 = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ (yoki 22,4 l) bo'ladi. Bu hajm gazning molyar hajmi (ba'zan V_M ko'rinishda belgilanadi) deb ataladi. Tenglamani chap tomonini $P_0 \cdot V_0 / T_0$ ni R harfi bilan belgilaymiz.

Gaz moddalarning molekulyar massasini aniqlash. Gaz moddaning molekulyar (molyar) hajmi qiymatidan foydalanib moddalarning molekulyar massasini hisoblab topish mumkin. Buning uchun berilgan gazdan 22,4 litrining (n.sh.dagi) massasini topish kerak.

Agar harorat va bosim n.sh.dan farq qilsa, gaz moddaning molekulyar massasi Mendeleyev-Klapeyron tenglamasi yordamida hisoblab topiladi:

Universal gaz doimiysi R - bir mol gazga tegishli bo'lib, u gazning tabiati, bosimi va hajmiga bog'liq bo'lmay, faqat bosim (R) hamda hajm (V) qanday birliklarda ifodalanishiga bog'liq. Agar bir mol gaz olingan bo'lsa, n.sh.da (R=760 mm simob ustuni va T=273⁰K) 1 mol gazning hajmi 22400 ml bo'ladi. Bu kattaliklarni **Mendeleyev-Klapeyron** tenglamasiga qo'yib, gaz doimiysining son qiymatini topamiz:

$$R = \frac{RV}{T} = \frac{760 \cdot 22400}{273} = 62400 \text{ sm}^3 \cdot \text{mm.simob ustuni/mol} \cdot \text{K}$$

Agar v–litrlar bilan, R-atmosfera bosimi bilan ifodalansa, R uchun boshqa son qiymati olinadi:

$$R = \frac{1,0 \cdot 22,4}{273} = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$$

R ning SI dagi qiymatini topish uchun «atmosfera» ni n/m^2 ga aylantirish kerak (bu erda n-Nyuton, m- metr/ SI bosim birligi uchun Paskal (Pa) qabul qilingan, uning o‘lchami n/m^2 simobning zichligi $13,595 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$. Yerning tortish kuchi tezlanishi $g=9,8067 \text{ m/s}^2$ (bu erda s-sekund).

Binobarin: Gaz doimiyligining fizik ma’nosi o‘zgarmas bo‘ladi. 1mol ideal gazni 1° isitganda yuzaga chiqadigan kengayish ishidan iborat: uning SI dagi qiymati $8,314 \text{ Joul/mol} \cdot \text{K}$ ga teng.

$1 \text{ atm}=760\text{mm}=101,3 \text{ kPa}=101,3 \cdot 10^3 \text{ Pa}$. Bu holda R quyidagicha hisoblanadi.

$$R = \frac{101,3 \cdot 22,4}{273,15} = 8,314 \frac{\text{l} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Mendeleyev-Klapeyron tenglamasidan gaz yoki uning holatini belgilab topishda foydalaniladi.

Gaz moddalarning zichligini va molekulyar massasini aniqlash. Gazning mol massasi ikkinchi gazga nisbatan zichligining shu gazning molekulyar massasiga ko‘paytirilganiga teng nisbiy zichlik odatda, vodorod yoki havoga nisbatan olinadi. Masalan, vodorodning molekulyar massasi $M=2$, havoning o‘rtacha molekulyar massasi 29. Shuning uchun noma’lum gazning mol massasi ham quyidagi formula yordamida topiladi:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

$$M=2D(\text{H}_2)$$

yoki

$$M=29 \cdot D_{\text{havo}}$$

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

Demak, noma'lum gazning vodorodga nisbatan yoki havoga nisbatan zichligini topib, uning molekulyar massa qiymatini hisoblash mumkin. Agar gazning molekulyar massasini bilsak, u holda uning vodorodga yoki havoga nisbatan zichligini topish mumkin.

Masalan, sulfat angidridning molekulyar massasini hisoblang (uning vodorodga nisbatan zichligi 32,03 ga teng) Yechish: $M=2 \cdot D(H_2) = 2 \cdot 32,03 = 64,06$ Agar gazning molekulyar massasini bilsak, u holda uning vodorodga yoki havoga nisbatan zichligini topish mumkin.

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Usbu formuladan n ni topamiz:

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{m}{MV} = \frac{P}{RT}$$

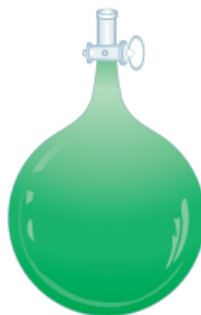
Usbu formula asosida moddaning zichligini topamiz:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

Keltrilgan formula asosida moddaning molyar massasini topish mumkin²⁶:

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

Gazning zichligini aniqlaydigan shar asbob 2.12-rasmda keltirilgan



2.12-rasm. Gazning zichligini aniqlaydigan shar asbob.

²⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 146-147- betlar.

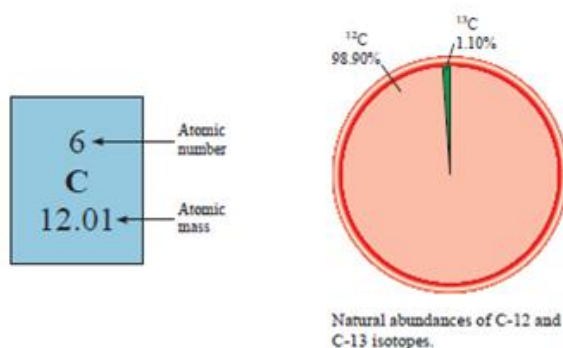
Haqiqiy (absolyut) va nisbiy atom massa: Atomlarning haqiqiy massasi juda kichik bo‘ladi. Bu o‘lchamlar 10^{-27} kgdan 10^{-25} kggacha yoki 10^{-24} g dan 10^{-22} ggacha boradi. Masalan vodorod atomining massasi $1,674 \cdot 10^{-27}$ kg yoki $1,674 \cdot 10^{-24}$ gramm, kislorod atomining massasi $2,658 \cdot 10^{-26}$ kg, uglerod atomining massasi $1,995 \cdot 10^{-26}$ kg va h.k. Bunday kichik qiymatlar bilan ishlash juda qiyin. Shuning uchun atomning absolyut massasi o‘rniga 1961 yilda “nisbiy atom massa” tushunchasi qabul qilingan. Atomning uglerod birligida ifodalangan massasi nisbiy atom massa deyiladi va uning o‘lchov birligi sifatida “uglerod biriligi” u.b. tushunchasi qabul qilingan. Nisbiy atom massa (A_r) – atomning uglerod birligi (a.u.b), atomning massa birligi (a.m.b) deb ham yuritiladi.

$$\text{Nisbiy atom massa } (A_r) = \frac{\text{Elementning absolyut massasi}}{\text{Uglerod } {}^{12}_6\text{Sc izotopi absolyut massasi } 1/12 \text{ qismi}}$$

Masalan: Vodorod atomining nisbiy massasini aniqlaymiz.

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,995 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12} = \frac{1,674 \cdot 10^{-24}}{1,662 \cdot 10^{-24}} = 1,0069 \text{ u. b.}$$

Barcha elementlarning nisbiy massalari shu usulda aniqlangan va davriy sistemada keltirilgan. Shunday qilib, “**Uglerod birligi**” deb, uglerod atomining massasi 12 bo‘lgan izotopi massasining 1/12 qismigi teng bo‘lgan massa miqdoriga aytiladi. Har qanday elementning nisbiy atom massasi deb, son jixatdan uning atom massasiga teng bo‘lib, uglerod birliklarida ifodalangan og‘irligiga aytiladi²⁷. Masalan: $A_r(\text{Fe}) = 55,847$ m.a.b., $A_r(\text{Cl}) = 35,453$ m.a.b. va h.k.



2.13-rasm. Uglerod izotoplarining foiz nisbatlari.

²⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 59-61- betlar.

Avogadro soni. Gazsimon moddaning xajmi va mikdori (mol) shu gaz tarkibidagi elementar zarracha (atom yoki molekular) soni N_A - Avogadro soni bilan bog'liqdir. 1 mol gazda $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ ta zarracha bor, boshkacha aytganda shuncha molekula normal sharoitda 22,4 litr hajmni egallaydi.

Quyidagi misollarda buni yanada osonrok tushunish mumkin: 1 mol O_2 32 g/mol og'irlikka ega bo'lib, u 22,4 litr/mol hajmni egallaydi, chunki tarkibida $6,02 \cdot 10^{23}$ ta molekula bor. 0,5 mol CO_2 22 g og'irlikka ega, uning hajmi $V = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2$ litrga teng. Bu mikdor gaz tarkibidagi molekular soni: $N = 0,5 \cdot N_A = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,011 \cdot 10^{23}$ ta²⁸.

$$N_A = 6.0221415 \times 10^{23}$$

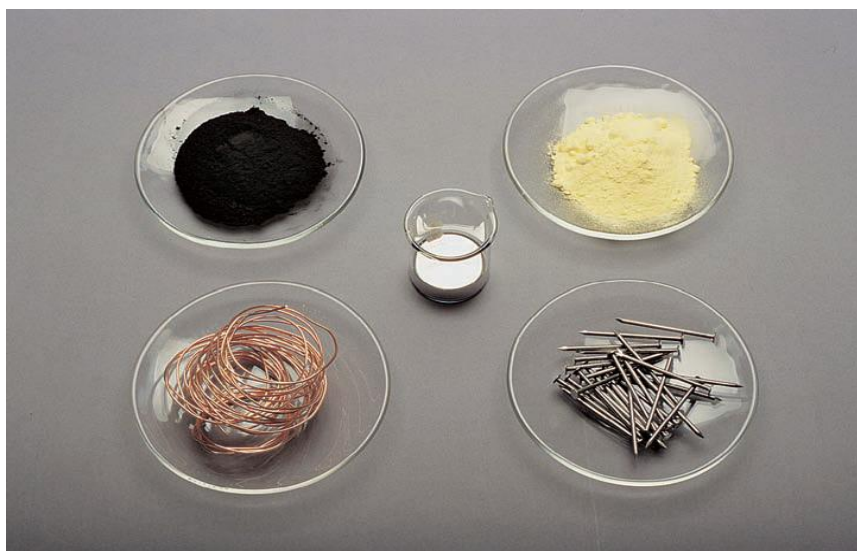
$$\frac{1 \text{ mol X}}{\text{molar mass of X}} \quad \text{and} \quad \frac{1 \text{ mol X}}{6.022 \times 10^{23} \text{ X atoms}}$$

$$\frac{12.00 \text{ g carbon-12 atoms}}{6.022 \times 10^{23} \text{ carbon-12 atoms}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \frac{\text{amu}}{\text{gram}} &= \frac{12 \text{ amu}}{1 \text{ carbon-12 atom}} \times \frac{1 \text{ carbon-12 atom}}{1.993 \times 10^{-23} \text{ g}} \\ &= 6.022 \times 10^{23} \text{ amu/g} \end{aligned}$$

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ amu}$$

$$1 \text{ amu} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$



2.14-rasm. Nisbatan ko'p uchraydigan elementlarning 1 mol miqdori. Uglerod (qora kukun), oltigugurt (sariq kukun), temir (mix), mis (sim), simob (suyuq metall).

²⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 60-62- betlar.

Haqiqiy (absolyut) va nisbiy molekulyar massa: Molekulyar massa – molekuladagi atomlar massalari yig‘indisi. Molekulaning absolyut massasi tarkibidagi atomlar absolyut massalari yig‘indisiga teng. Molekulaning nisbiy massasi tarkibidagi atomlar nisbiy massalari yig‘indisiga teng. Masalan: Suvning absolyut va nisbiy massalarini hisoblaymiz.

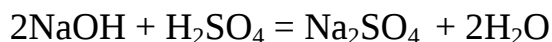
$$M(H_2O) = 2A(H) + A(O) = 2 \cdot 1,674 \cdot 10^{-24} + 2,658 \cdot 10^{-23} = 2,993 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$Mr(H_2O) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Shunday qilib, **moddaning nisbiy molekulyar massasi deb**, son jihatdan har qanday modda molekulasining massasiga teng bo‘lib, uglerod birligida ifodalangan birligiga aytiladi. Molekulyar massa ham ^{12}S izotopi massasining 1/12 qismiga nisbatan o‘lchangani uchun “nisbiy molekulyar massa” deyiladi va Mr bilan belgilanadi. Masalan: $Mr(\text{O}_2) = 32 \text{ u.b.}$, $Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ u.b.}$ va h.k. $\text{NaCl} = 22.99 + 35.5 = 58.44^{29}$.

2.4. Kimyoviy reaksiya tenglamasi. Kimyoviy reaksiyalarning sinflarga bo‘linishi. Ekzotermik va endotermik reaksiyalar haqida ma’lumot.

Reaksiyani kimyoviy formulalar yordamida ifodalash kimyoviy tenglama deyiladi. Kimyoviy tenglama qanday moddalar reaksiyaga kirishishini, bunda qaysi moddalar va qanday miqdoriy nisbatda hosil bo‘lishini ko‘rsatadi. U massaning saqlanish qonuni asosida tuziladi:



Tenglamadan ko‘rinib turibdiki, 2 molekula NaOH bilan 1 molekula H_2SO_4 reaksiyaga kirishganda 1 molekula Na_2SO_4 bilan 2 molekula H_2O hosil bo‘lar ekan. Moddalarning kimyoviy formulalariga qarab, ularning gramm–molekulyar massasini topamiz va tegishli koeffitsiyentlarga ko‘paytiramiz:

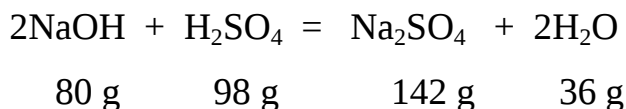
$$2 \text{ mol NaOH} \quad 40 \cdot 2 = 80 \text{ g ga teng;} \quad 1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \quad 142 \text{ g ga teng;}$$

²⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 64-66- betlar.

1 mol H_2SO_4 98 g ga teng;

2 mol H_2O $18 \cdot 2 = 36$ g ga teng.

Tegishli moddalarning formulalari tagiga ularning miqdorini yozib qo'yamiz.



Tenglamaning chap qismidagi moddalar massasi o'ng qismidagi moddalar massasiga tengligini ko'rish qiyin emas. Formulalar tagidagi sonlar ham reaksiyada ishtirok etadigan moddalar massasining nisbatini ko'rsatadi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalar massasini faqat grammlardagina emas, kg, mg va boshqalarda ham ifodalash mumkin.

Kimyoviy tenglamadan foydalanib, ayni reaksiya bilan bog'liq bo'lgan turli hisoblarni o'tkazish mumkin.

Misol. 1,60 g o'yuvchi natriyni neytrallash uchun necha gramm sulfat kislota kerak?

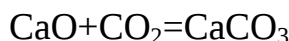
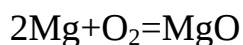
Yechish. Buning uchun neytrallanish reaksiyasini yozamiz:

$$\begin{array}{ccc} 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \\ \left. \begin{array}{l} 80 - 98 \\ 1,6 - X \end{array} \right\} X = \frac{1,9 \cdot 98}{80} = 1,96 \text{ g. sulfat kislota kerak ekan.} \end{array}$$

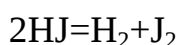
Agar reaksiyada gaz moddalar ishtirok etayotgan bo'lsa, bu reaksiyaning kimyoviy tenglamasi faqat massalar nisbatini emas, balki reaksiyaga kirishgan gazlarning hajmiy nisbatlarini ham ko'rsatadi. Shuning uchun reaksiyaga kirishayotgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan gazlarning hajmi (ularning massasini oldindan hisoblamay turib) tug'ridan to'g'ri reaksiya tenglamasidan hisoblab topiladi.

Kimyoviy reaksiyaning turlari haqida umumiy ma'lumotga ega bo'lamiz. Boshlang'ich va oxirgi moddalar sonining o'zgarishiga qarab 4 ga, ya'ni birikish, ajralish, o'rin olish va almashinish reaksiyalariga bo'linadi.

Reaksiya natijasida ikkita yoki bir necha moddalardan faqat bitta yangi modda hosil bo'ladigan reaksiyalar **birikish reaksiyalari** deyiladi:

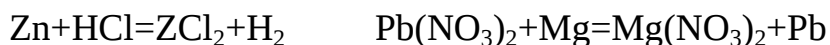


Reaksiya natijasida bitta moddadan bir necha yangi moddalar hosil bo'lsa, bunday reaksiyalar, **ajralish reaksiyalari** deyiladi:



2.15-rasm. Oltinugurtni havoda yonib SO_2 ning hosil bo'lishi (chapda) HgO ning parchalanish reaksiyasi (o'ngda).

O'rin olish reaksiyalari. Oddiy va murakkab moddalar o'zaro ta'sirlashib, natijada oddiy modda atomlari murakkab modda elementlaridan birining o'rnini olsa, bunday reaksiyalar **o'rin olish reaksiyalari** deyiladi:



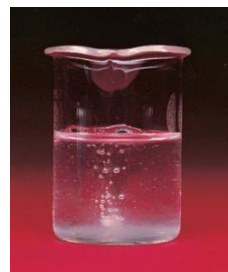
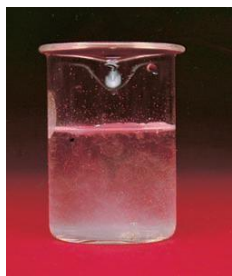
1. Vodorod o'rin olish reaksiyasi. Barcha ishqoriy va ayrim ishqoriy yer metallari (Ca, Sr, and Ba), qaysiki suv bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqadi (2-rasm).

Ko'pgina hollarda uch xil o'rin olish reaksiyalari uchraydi, ya'ni vodorod almashish, metall va galogen o'rin olish reaksiyalari shular jumlasidandir.

³⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 109-110 betlar



2.15-rasmda natriy va kalsiy metallarining suv bilan ta'sirlashish tajribasi keltirilgan. Unga ko'ra natriy metalli kalsiyga nisbatan sovuq suv bilan shiddatli reaksiyaga kirisha olishini bilish mumkin.

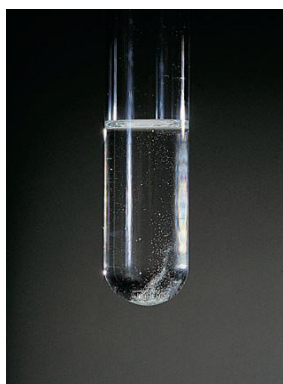


2.16-rasm. (a) natriy (Na) va (b) kalsiy (Ca) metallari bilan sovuq suvning ta'sirlashishi. Ushbu reaksiya Na bilan Ca ga qaraganda ancha tez boradi.

Ko'pgina metallar Mg va Zn ham kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi:



2.17-rasmda xlorid kislota (HCl) va metallar (Fe), rux (Zn), hamda magniy (Mg) bilan reaksiyalarining laboratoriyda borishi keltirilgan bo'lib, ushbu reaksiyalar natijasida vodorod gazi ajralib chiqayotganligini kuzatish mumkin³¹.



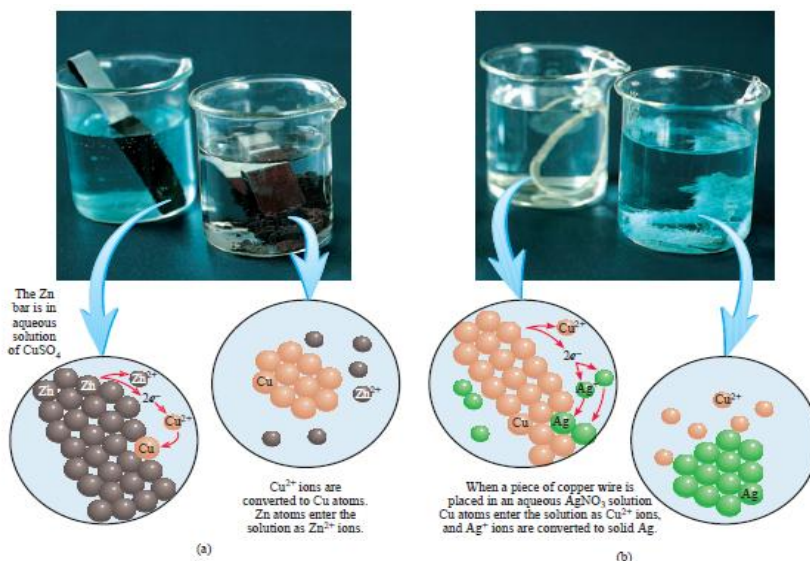
2.17-rasm. Chapdan o'nga: temir (Fe), rux (Zn), va magniy (Mg) bilan xlorid kislotaning reaksiyasi asosida gaz ajralishi va metall xloridlar hosil bo'lishi (FeCl_2 , ZnCl_2 , MgCl_2).

³¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 111-112- betlar.

2. Metallarning o‘rin almashinishi. Ushbu reaksiyalar borishi uchun biror faol metal o‘ziga nisbatan kuchsizroq metal tuzi bilan ta’sirlashib, undan ionni o‘ziga biriktirib oladi. Bu 2.17-rasmda keltirilgan. Masalan, rux metalli mis sulfati (CuSO_4), bilan ta’sirlashishi natijasida Cu^{2+} ionlari o‘z o‘rnini ruxga beradi



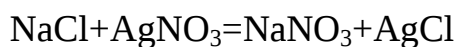
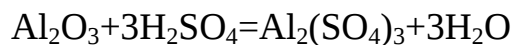
Boshqa misolga ko‘ra, nisbatan faol mis metalli kumushni o‘zining tuzidan siqib chiqaradi (AgNO_3) (bu ham 2.18-rasmda keltirilgan)³²:



2.18-rasm. Eritmalardagi metallarning o‘rin olish reaksiyalari a) Zn va CuSO_4 reaksiyasi. b) Cu va AgNO_3 reaksiyasi.

Demak, bundan ko‘rinadiki yuqoridagi reaksiyalarda rux metalli misga nisbatan, mis metalli kumushga nisbatan faol ekan degan xulosaga kelish mumkin

Almashinish reaksiyalari. Ikki murakkab modda o‘zining tarkibiy qismlari bilan almashinib, ikkita yangi modda hosil qiladigan reaksiyalar **almashinish reaksiyalari** deyiladi:

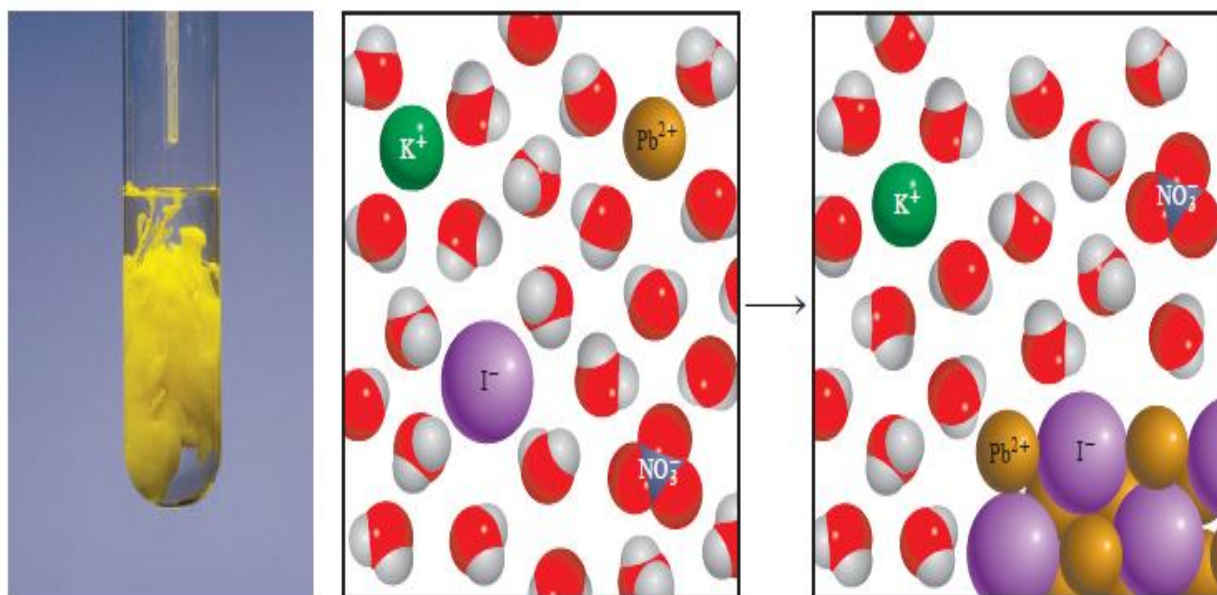


Misol uchun, $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ qo‘rg‘oshin nitrat tuzining (KI) kaliy yodid bilan ta’sirlashib, sariq rangli kaliy yodid (PbI_2) cho‘kmasinini hosil bo‘lishni keltirish mumkin:

³² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 113- bet.



Reaksiyada hosil bo'ladigan kaliy nitrat tuzi eritmada qoladi. Bu 2.19-rasmda keltirilgan bo'lib, unda reaksiyaning tajribada borishi, hamda ionlarning almashinishi keltirilgan³³.

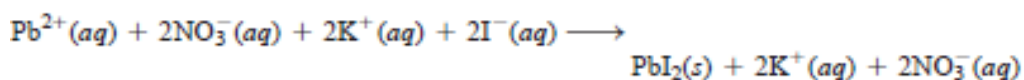


2.19-rasm. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ bilan KI reaksiyasi asosida PbI_2 ning hosil bo'lishi.

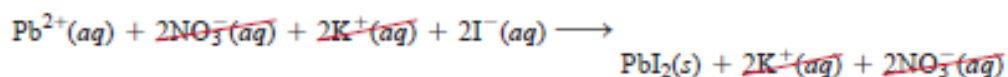
Almashinish reaksiyalarida molekulyar, ionli va qisqa ionli tenglamalar.

Almashinish reaksiyalari oxirigacha borgandagina ushbu uchta reaksiyani keltira olamiz. Bunda dastlab, reaksiya tenglamasi yoziladi. So'ngra eritmaga o'tadigan va cho'kmaga tushadigan moddalar aniqlanadi.

1-bosqichda yozilgan molekulyar tenglama asosida ionli tenglama hosil qilinadi.



Reaksiyaning 2 tomonida bo'ladigan 1 xil ionlar qisqartiriladi



³³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 97-99 betlar

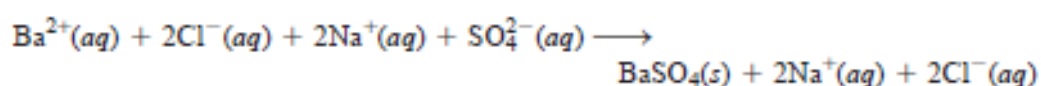
Natijada, oxirgi qisqa ionli tenglama yozilib, nima hosil bo'lganligini osongina aniqlash mumkin:



Ushbu holatga yana bitta reaksiyani misol sifatida keltirilsa, yanada tushunarliroq bo'ladi. Buning uchun BaCl_2 tuzi eritmasi natriy sulfat bilan reaksiyasi amalga oshiramiz. Dastlab, reaksiyaning molekulyar tenglamasi yoziladi:



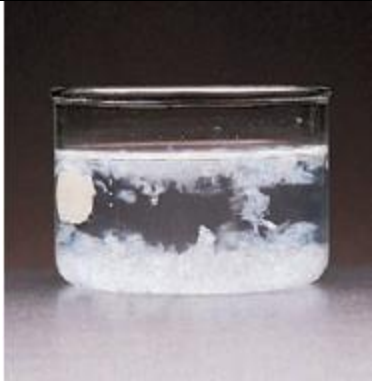
Reaksiyaning to'liq ionli tenglamasi yoziladi:



Natriy va xlor ionlari eritmada qolganligi (Na^{+} va Cl^{-}) bois, reaksiyadan qisqartiriladi, natijada reaksiyaning qisqa ionli tenglamasi hosil bo'ladi³⁴



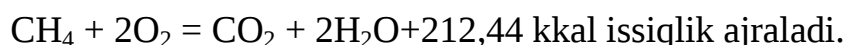
Ushbu reaksiyaga ko'ra, eritmada qolgan bariy va sulfat ionlarining o'zaro birikishi natijasida, probirka ostiga oq rangli cho'kma tusha boshlaydi. Bunga misol sifatida kalsiy fosfanning hosil bo'lishini ham keltirish mumkin.

	
BaSO₄ cho'kmasining hosil bo'lishi	Ca₃(PO₄)₂ cho'kmasining tushishi

Kimyoviy reaksiyalarda ko'pincha issiqlik tarzida energiya ajralib chiqadi yoki yutiladi. Reaksiya vaqtida **issiqlik ajralib chiqsa**, bu reaksiya **ekzotermik**,

³⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 99-100 betlar

issiqlik yutilsa, endoterlik reaksiya deyiladi. Kimyoviy reaksiya natijasida reaksiyada hosil bo'lgan moddalarning energiya zapasi o'zgaradi. *Ekzotermik reaksiyada hosil bo'lgan moddalarning energiya zapasi boshlang'ich moddalarnikidan kam, endotermik reaksiyada esa ko'p bo'ladi.* Kimyoviy birikma hosil bo'lishida qancha ko'p energiya ajralib chiqsa, bu mahsulotlar barqaror bo'lishi mumkin. Aksincha, endotermik reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar o'zining beqarorligi bilan ajralib turadi va ular oson parchalanadi. *Reaksiyaning issiqlik effekti, ya'ni ajralib chiqayotgan yoki yutilayotgan issiqlik miqdori ko'rsatilgan kimyoviy tenglamalar termokimyoviy tenglama deyiladi.* Bu tenglamalar massalar saqlanish qonuni va energiyaning saqlanish qonuni asosida tuziladi. Ekzotermik reaksiyalar issiqlik effekti musbat(+), endotermik reaksiyalarda esa manfiy (-) ishora bilan yoziladi. Masalan 1 mol CH₄ 2 mol O₂ bilan reaksiyaga kirishganda



Bu **ekzotermik reaksiya**.

1 mol kalsiy karbonat to'la parchalanganda



Bu **endotermik reaksiya**.

Oddiy moddalardan 1 mol murakkab modda hosil bo'lishida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu moddaning **hosil bo'lish issiqligi** deyiladi.

Masalan:



Kimyoviy reaksiyalarni borishiga qarab ikki guruhga bo'lish mumkin:

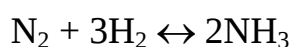
qaytmas va qaytar reaksiyalar.

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



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

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



Reaksiya uchun sharoit yaratilgandan so'ng gazlar aralashmasi analiz qilinsa, sistemada faqat reaksiya mahsuloti (ammiak) bo'libgina qolmay, dastlabki moddalar (azot va vodorod) ham bo'ladi. Demak, ammiak sintezi qaytar reaksiyadir. Ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan jarayonlar qaytar jarayonlar deb ataladi. Demak, qaytar reaksiyalar tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga strelka qo'yiladi, bu strelkalar reaksiyani to'g'ri va teskari tomonga borishini ifodalaydi.

Tayanch iboralar: Atom-molekulyar ta'limot, atom, molekula, kimyoviy element, kimyoviy formulalar, izotop, allotropiya hodisasi, stexiometrik qonunlar, tarkibning doimiylik qonuni, ideal gaz qonunlari, kimyoviy reaksiya turlari, ajralish reaksiyalari, qaytar reaksiyalar.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Atom-molekulyar ta'limotni kimlar yaratgan?
2. Atom-molekulyar ta'limotning asosiy qoidalari qanday ta'riflanadi?
3. Molekulalar qanday turlarga ajratiladi?
4. Kimyoviy element va izotoplarni qanday farqlash mumkin?
5. Kimyoviy formulalar deganda nimani tushunish mumkin?
6. Kimyoviy formula nima uchun kerak bo'ladi?
7. Empirik formulani bilish bizga nima beradi?
8. Molekulyar va struktur formulaning farqi nimada?

9. Allotropiya qanday hodisa hisoblanadi?
10. O, C va vodoroning allotropiyalari qanday farqlanadi?
11. Kimyoning asosiy stexiometrik qonunlariga nimalar kiradi?
12. Energiya va massa orasida qanday bogʻliqlik mavjud?
13. Moddalar massasining saqlanish qonunini kimlar yaratgan?
14. Moddalar massasining saqlanish qonunini bilish bizga nima beradi?
15. Moddalarni nomlashda nimaga asosiy eʼtibor qaratiladi?
16. Tarkibning doimiylik qonuni qanday taʼriflanadi?
17. Daltonid va bertolidlarning oʻziga xosligi nimada?
18. Karrali nisbatlar qonuni deganda nima tushuniladi?
19. Ekvivalentlar qonuni deganda nimani tushunamiz?
20. Moddalarning ekvivalentini hisoblashda nimalarga eʼtibor qaratiladi?
21. Moddaning molekulyar va atom massasi qanday usullar bilan aniqlanadi?
22. «Ideal» va «Real» gazlarning farqini ajratib koʻrsating.
23. Moddalarning agregat holatlari oʻzgarganda, moddalarning zarrachalari orasidagi masofa oʻzgaradi. Sababini izohlang.
24. 6 g magniy yonganda 10g magniy oksid hosil boʻlgan. Magniy oksidning miqdoriy tarkibini hisoblang.
25. K_2SO_4 tarkibidagi elementlarning ning foiz tarkibini hisoblang.
26. Tarkibida 43,4% natriy, 11,3% uglerod va 45,3% kislorod boʻlgan moddaning kimyoviy formulasini tuzing.
27. 3 massa qism magniy 2 massa qism kislorod bilan birikadi. Magniyning ekvivalentini hisoblab toping. 33
28. Simob oksid tarkibida 92,7% simob elementi bor. Simobning ekvivalentini va valentligini aniqlang.
29. Normal sharoitda 10l hajmni egallab turgan gazning massasi 7,14g ga teng. Gazning molekulyar massasini toping.
30. 5,52 g gazning havoga nisbatan zichligi 1,52 ga teng. Bu gazning normal sharoitdagi hajmini toping.

31. Ruxning solishtirma issiqlik sigʻimi 0,39 kJ ga teng. Ruxning tahminiy atom massasini hisoblab toping.

32. Kimyoviy reaksiya tenglamasi deganda nimani tushunish mumkin?

33. Kimyoviy reaksiyalarda qanday tenglashtirish amalga oshiriladi?

34. Kimyoviy reaksiyalar qanday turlarga ajratiladi?

35. Birikish reaksiyalarining oʻziga xosligi nimalarda koʻrinadi?

36. Ajralish reaksiyalarining oʻziga xosligi nimalarda koʻrinadi?

37. Oʻrin olish reaksiyalarining oʻziga xosligi nimalarda koʻrinadi?

38. Almashinish reaksiyalarining oʻziga xosligi nimalarda koʻrinadi?

39. Qanday reaksiyalarda issiqlik ajraladi? Misol keltiring.

40. Qanday reaksiyalarda issiqlik yutiladi? Misol keltiring.

Bob yuzasidan testlar:

1. Kimyo faniga birinchi atom-molekulyar ta'limotni qaysi olim kiritgan?

A. M.V.Lomonosov

B. D.Mendeleyev

C. J.Prust

D. A.M.Butlerov

2. Quyidagilardan atom radiusi eng kichik elementni kursating

A. Xlor

B. Kremniy

C. Natriy

D. Oltingugirt

3. Quyidagilardan atom radiusi eng katta elementni koʻrsating.

A. Natriy

B. Uglerod

C. Litiy

D. Ftor

4. Quyida keltirilgan elementlardan qaysilarida shu elementlarning proton, neytron va elektronlar soni har birida bir xil kattalikka ega? 1)N 2)P 3)O 4)C 5)H

A. 1,3,4

B. 2,4,5

C. 1,2,3

D. 3,4,5

5. Qaysi elementlarda allotropiya mavjud emas?

A. Al, Cl

B. O, H

C. N, S

D. P, Na

6. Qaysi elementlarda allotropiya mavjud?

A. S, P

B. O, H

C. N, S

D. P, Na

7. Kimyoviy element deb nimaga aytiladi?

A. Yadrosining musbat zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turi

B. Yadrosining manfiy zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turi

C. Izobarlar yig'indisi

D. Izotonlar yig'indisi

8. Takibning doimiylik qonuni qaysi olim tomonidan yaratilgan?

A. J.Prust

B. A.Lavuaze

C. J.Dalton

D. I.Mendeleyev

9. Atomning murakkab sistema ekanligini qaysi olm aytgan?

A. 1819 yilda M.G.Pavlov

B. 1880 yilda B.N.Chicherin

C. 1886 yilda A.M. Butlerov

D. 1879 yilda Kruks

10. Elementning tabiiy izotoplar tarkibidagi atomi o'rtacha massasining uglerod ^{12}C atom massasining 1/12 qismiga nisbatiga teng kattalik-bu:

A. Kimyoviy elementning nisbiy atom massasi

B. Kimyoviy elementning nisbiy molekulyar massasi

C. Absolyut massa

D. Absolyut molekulyar massa

III BOB

MURAKKAB MODDALARNING SINFLARGA BO‘LINISHI VA NOMENKLATURASI

3.1. Murakkab moddalarning sinflanishi: Oksidlar va binar birikmalar. Ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va qo‘llanilishi

Murakkab moddalar– molekulasi har xil atomlardan hosil bo‘lgan moddalar hisoblanadi. *Masalan:* H_2O – suv (distillangan), $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ – shakar, H_2SO_4 – sulfat kislota, CO_2 – karbonad anhidrid, NaCN – natriy sianid, NH_3 – ammiak, CaCl_2 – kaltsiy xlorid, KOH – kaliy gidroksid va h.z. murakkab moddalar 4 guruhga sinflanib, ularga oksidlar, kislotalar, asoslar va tuzlar kiradi. Ushbu bobda murakkab moddalarning sinflanishini ma’lum ketma-ketlikda ko‘rib chiqamiz.

Oksidlar. Elementlarning kislorod bilan hosil qilgan birikmasi oksidlar yoki *biri kislorod bo‘lgan ikki element atomlaridan tashkil topgan murakkab moddalar oksidlar* deyiladi. Oksidlarda kislorod bilan birikkan element doimo musbat valentli, kislorod esa manfiy valentli bo‘ladi. (F_2O dan boshqa birikmalarda). Oksidlar kimyoviy xossalriga ko‘ra to‘rt gruppaga bo‘linadi: 1) asosli oksidlar: 2) kislotali oksidlar: 3) amfoter oksidlar (bular tuz hosil qiluvchi oksidlar ham deyiladi); 4) tuz hosil qilmaydigan oksidlar (masalan, NO va CO tuz hosil qilmaydi). Ko‘pincha bu oksidlar betaraf (indiferent) oksidlar ham deyiladi, lekin bu to‘g‘ri emas, chunki ular ham kimyoviy reaksiyaga kirishadi va birikma hosil qiladi.

Oksidlar aniq misollarda ko‘rib chiqamiz:

1) Asosli oksidlar– asoslarga muvofiq keladigan oksidlar, ularga metallarning kichik valentli oksidlari misol bo‘ladi. Masalan: CuO – mis (II) oksidi, K_2O – kaliy oksidi va h.z.

2) Kislotali oksidlar– kislotalarga muvofiq keladigan oksidlar, ularga metalmaslarning barcha oksidlari va metallarning 5,6,7,8 valentli oksidlari misol bo‘ladi, ular kislota anhidridlari ham deb yuritiladi. Masalan: SO_3 – oltingugurt

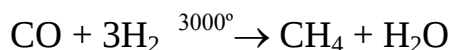
(VI) oksidi (sulfat anhidrid), Br_2O_7 – brom (VII) oksidi (perbromat anhidrid), OsO_4 – osmiy (VIII) oksidi, KrO_2 – kripton (IV) oksidi, SO_2 – uglerod (IV) oksidi (karbonat anhidrid), R_2O_5 – fosfor (V) oksidi (fasfat anhidrid) va h.z.

3) Amfoter oksidlar – ham asoslarga ham kislotalarga muvofiq keladigan oksidlar. Masalan: Al_2O_3 – alyuminiy oksidi, BeO – berilliy oksidi, ZnO – rux oksidi, Fe_2O_3 – temir (III) oksidi, Cr_2O_3 – xrom (III) oksidi, Mn_2O_3 – marganets (III) oksidi, PbO_2 – qo‘rg‘oshin (IV) oksidi, V_2O_3 – vanadiy (III) oksidi va h.z.

4) Indifferent (beparq) oksidlar – tuz hosil qilmaydigan oksidlar. Masalan: NO – azot (II) oksidi, N_2O – azot (I) oksidi, CO – uglerod (II) oksidi va h.z.

5) Qo‘sh (aralash) oksidlar– ikki va undan ortiq oksidlarning aralashmasidan hosil bo‘lgan birikmalar. Masalan: Fe_3O_4 ($\text{FeO}\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$) – temir qo‘sh oksidi, Cr_3O_4 ($\text{CrO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$) – xrom qo‘sh oksidi, Mn_3O_4 ($\text{MnO}\cdot\text{Mn}_2\text{O}_3$) – marganets qo‘sh oksidi, Pb_2O_3 ($\text{PbO}\cdot\text{PbO}_2$) – qo‘rg‘oshin qo‘sh oksidi Co_3O_4 ($\text{CoO}\cdot\text{Co}_2\text{O}_3$) – kobalt qo‘sh oksidi va h.z. Ayrim hollarda har xil metallarning oksidlari aralash holda ham uchraydi, ular *shpinellar* deb aytiladi. Masalan: FeAl_2O_4 ($\text{FeO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$), ZnAl_2O_4 ($\text{ZnO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$), MgAl_2O_4 ($\text{MgO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$) va h.z.

Masalan: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$



Oksidlarning nomlanishi. O‘zgarmas valentli elementlar oksidining nomi shu element nomiga oksid so‘zini qo‘shish yo‘li bilan hosil qilinadi. Masalan, K_2O kaliy oksid, Na_2O – natriy oksid CaO – kaltsiy oksid, Al_2O_3 - alyuminiy oksid va hakazo. Agar element o‘zgaruvchan valentlik namoyon qilsa, uning oksidini atashda shu elementning nomi yoniga qavs ichida rim raqami bilan elementning valentligi ko‘rsatiladi va oxiriga oksid so‘zi ko‘shiladi. FeO temir (II)- oksid Fe_2O_3 temir (III) oksid, CO - uglerod (II) -oksid, CO_2 - uglerod (IV) -oksid va hokazo:

CO Carbon monoxide SO_3 Sulfur trioxide

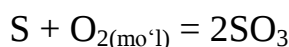
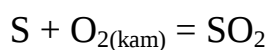
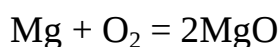
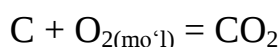
CO_2 Carbon dioxide NO_2 Nitrogen dioxide

SO_2 Sulfur dioxide N_2O_4 Dinitrogen tetroxide

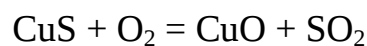
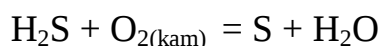
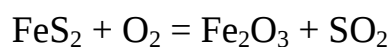
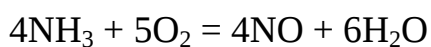
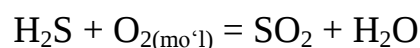
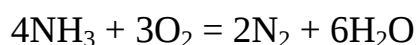
Ularini nomlaganda ayrim paytda kislorod soniga qarab ham nomlanadi, masalan, 1 ta bo'lsa, mono, ikkita bo'lsa dioksid. Misol uchun, N_2O_4 nomlashda dinitrogen tetroxide emas balki dinitrogen tetraoxide deb ham ataladi³⁵.

Oksidlarning olinish usullari. Oksidlarni quyidagi usullardan foydalanib olish mumkin.

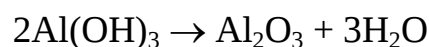
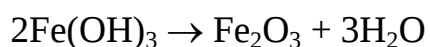
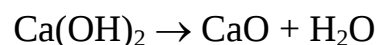
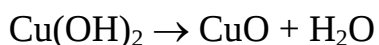
1. Oddiy moddalarni bevosita kislorodda yonishidan oksidlar hosil bo'ladi, kislorod kom sharoitda kichik valentli oksid, mo'l sharoitda yuqori valentli oksid hosil bo'ladi:



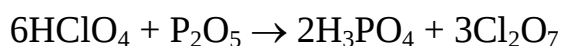
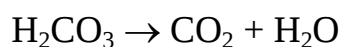
2. Ayrim murakkab moddalarni bevosita kislorodda yonishidan oksidlar hosil bo'ladi, kislorod kom sharoitda kichik valentli oksid, mo'l sharoitda yuqori valentli oksid hosil bo'ladi:



3. Asoslarni parchalab ham (degidratlash – suvni ajratish) oksidlar olinadi:

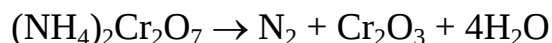
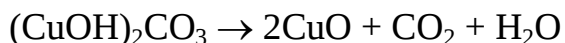
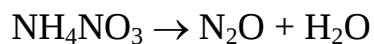
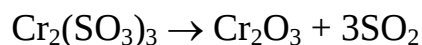
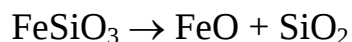


4. Ayrim kislotalarni parchalab (degidratlash – suvni ajratish) ham oksidlar olish mumkin:

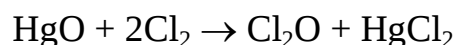
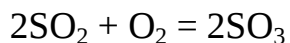
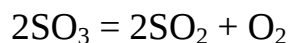
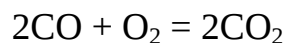
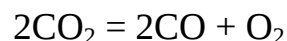
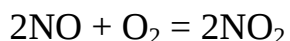


³⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 46-47 betlar.

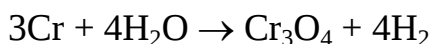
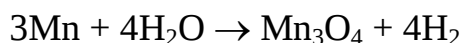
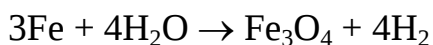
5. Tuzlarni parchalash yo‘li bilan ham olish mumkin:



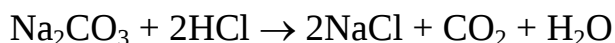
6. Oksidlardan oksidlarni olinish:



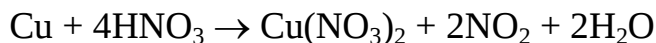
7. Ayrim metallar suv bug‘i bilan yuqori haroratda oksidlar hosil qiladi:



8. Tuzlarga kislotalarning ta‘siridan ham oksidlar olish mumkin:



9. Kislotalarga metall yoki metalmaslarni ta‘siridan oksidlarni olinishi:



Oksidlarning davriy jadvalda joylashishiga ko‘ra xossalari. Asosli oksidlarning barchasi turli rangli qattiq moddalar bo‘lib, kristall va amorf tuzilishga ega: FeO – qoramtir, Ag₂O va CuO – qora, CaO, MgO, Na₂O, K₂O, MnO – oq rangli, CoO – ko‘kimtir yashil, NiO – yashil, Cu₂O – qizil va h.z. Ishqoriy metallarning oksidlar suvda yaxshi eriydi va asoslar(ishqorlar)ni hosil qiladi, ishqoriy-er metallarni oksidlari suvda kam eriydi, qolgan metallarning oksidlari suvda deyyarli erimaydi. Asosli oksidlar yuqori temperaturada suyuqlanadigan, elektr tokini o‘tkazmaydigan moddalar. 1A, 2A va Al hisil qilgan oksidlar ionli oksidlar hisoblanadi. Shunga mos ravishda jadvalda keltirilgan

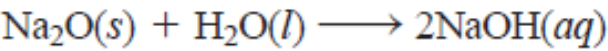
ma'lumotlarga ko'ra suyuqlanish va qaynash haroratlari yuqori hisoblanadi. Bu holat 1-jadvalda yaqqol namoyon bo'ladi³⁶.

3.1-jadval.

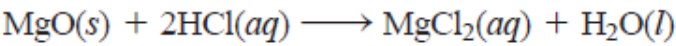
III davr elementlari oksidlarining o'ziga xosligi

	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Type of compound	←— Ionic —→			←— Molecular —→			
Structure	←— Extensive three-dimensional —→				←— Discrete —→ molecular units		
Melting point (°C)	1275	2800	2045	1610	580	16.8	−91.5
Boiling point (°C)	?	3600	2980	2230	?	44.8	82
Acid-base nature	Basic	Basic	Amphoteric	←— Acidic —→			

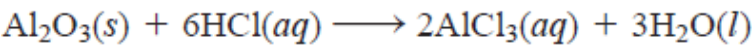
3.1-davrdagi dastlabki ikki oksid, Na₂O and MgO, asosli oksid hisoblanadi. Misol uchun, natriy oksidi suv bilan ta'sirlashishi natijasida, ishqor hosil qiladi:



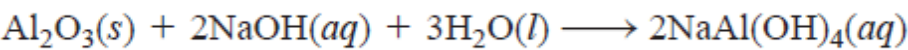
Magniy oksidi asosli bo'lganligi bois, kislota bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



Aluminiy oksidi esa kislota bilan ham, ishqor bilan ham ta'sirlasha oladi. Quyidagi reaksiyalardan ko'rish mumkin. Masalan, alyuminiy oksidi xlorid kislota bilan ta'sirlashganda, tuz va suv hosil qiladi:



Bundan tashqari, alyuminiy oksidi, ishqor bilan ham bevosita ta'sirlashib, kompleks tuz hosil qila oladi:



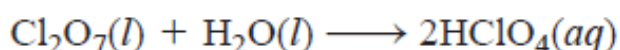
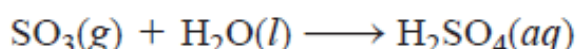
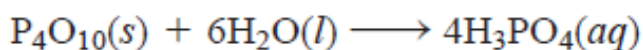
³⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 270-bet

Yuqoridagi reaksiyalardan kelib chiqib, alyuminiy oksidini amfoter oksid deyish mumkin. Bunday oksidlarga ZnO, BeO, va Bi₂O₃ lar ham yaqqol misol bo‘ladi.

Silicon dioksid esa kislotali oksid bo‘lganligi bois, faqat ishqor bilan ta’sirlashadi:



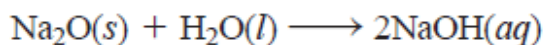
Ba’zi oksidlar suv bilan ta’sirlashib, tegishli kislotalarni ham hosil qiladi. Masalan, phosphoric acid (H₃PO₄), sulfuric acid (H₂SO₄), and perchloric acid (HClO₄):



CO and NO shularga o‘xshash oksidlar betaraf oksidlar hisoblanadi³⁷.

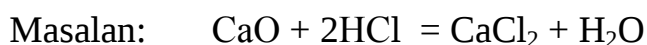
Oksidlarning kimyoviy xossalari. Asosli oksidlar. Kislotalar yoki kislota oksidlari bilan o‘zaro ta’sirlashib, tuz hosil qiladigan oksidlar asosli oksidlar deyiladi. Ishqoriy va ishkoriy-er metallarining oksidlari (Li₂O, CaO, MgO, BaO va hakazo) suvda yaxshi eriydi. Metall oksidlarining hammasi ham asosli oksidga misol bo‘lavermaydi. Ayrim metallar kislotali, asosli va amfoter oksid xosil qilishi mumkin. Masalan, CrO asosli Cr₂O₃ kislotali, MnO asosli MnO₂ amfoter, MnO₃ va Mn₂O₇ kislotali oksid hisoblanadi. Oksid tarkibida ion bog‘lanish kuchsizlanib, kovalent bog‘lanish kuchaygan sari oksidning xarakteri o‘zgarib, avval amfoter, keyin kislotali xossalarni namoyon qiladi; boshqacha aytganda, elementning ksidlovchilik xossasi ortishi bilan uning harakteri amfoter yoki kislotali oksid xossasiga o‘tib boradi.

Masalan, Na₂O, BaO, reaksiyalarini misol qilib ko‘rsatish mumkin:

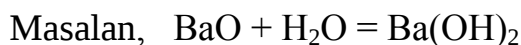


³⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 271 bet.

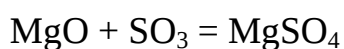
Asosli oksidlar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi (neytrallanish reaksiyasi).



Asosli oksidlar suv bilan reaksiyaga kirishib asos hosil qiladi.



Asosli oksidlar kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi³⁸.



3.2-jadval.

Yuqori oksidlanish darajasiga ega elementlarning oksidlari

[illegible]

Kislotali oksidlar (angidridlar) turli rangda va agregat holatlarda bo‘lishi mumkin: CO_2 , SO_2 , NO , NO_2 , Cl_2O – gazsimon, SO_3 , Cl_2O_5 – suyuqlik, P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , N_2O_5 , SiO_2 , V_2O_5 – qattiq moddalar. CrO_3 – qizg‘ish sariq, P_2O_5 , N_2O_5 , SiO_2 – oq rangli, V_2O_5 – sariq, Mn_2O_7 – qoramtir-binafsha ranglarda bo‘ladi. Asoslar yoki asosli oksidlar bilan o‘zaro ta’sirlashib, tuz hosil qiladigan oksidlar kislotali oksidlar deyiladi. Kislotali oksidlarni angidridlar deb ham ataladi. Metalloidlar va oksidlovchilik xossasi kuchli bo‘lgan metalmaslarning oksidlari

³⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 563-bet.

kislotali oksidlarga misol bo‘ladi, masalan: SO_2 , SO_3 , CO_2 , N_2O_3 , P_2O_5 , NO_2 , CrO_3 , SiO_2 , Cl_2O_7 va hakoza.

Ko‘pchilik kislotali oksidlar suvda erib, ayni elementning kislorodli kislotasini hosil qiladi. Masalan:

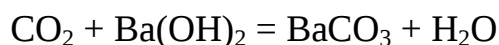
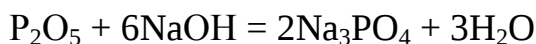


Ba'zi kislotali oksidlar suvda yomon eriydi (masalan, SiO_2), ularning suvdagi eritmalari nordon ta'mga ega bo‘lib, gazsimon moddalarning eruvchanligi bosim ortishi bilan ortadi.

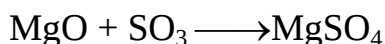


Kislorodli kislotalardan suv ajralib olinsa, kislotali oksid hosil bo‘ladi. Hosil bo‘lgan oksid esa ayni kislotalaning angidridi deyiladi.

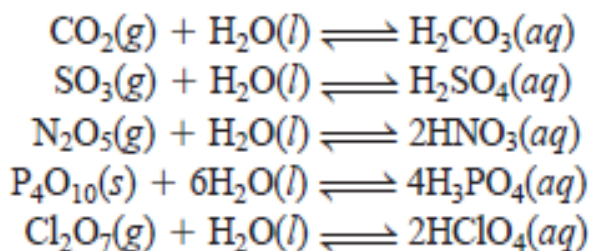
1. Kislotali oksidlar asoslar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi.



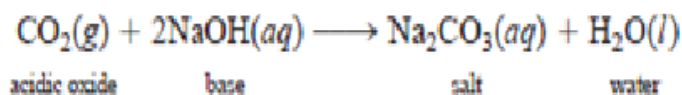
Kislotali oksidlar asosli oksidlar bilan o‘zaro ta'sirlashib, tuz hosil qiladi.



Bularning ko‘pchiligi suv bilan reaksiyaga kirishib kislotalar hosil qiladi.



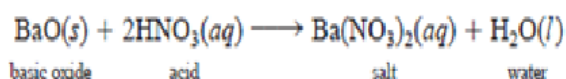
Kislotali oksid karbonat angidridi CO_2 bilan H_2O orasidagi reaksiya natijasida kuchsiz kislota ya'ni, karbonat kislota hosil bo‘ladi. Buni 2-rasmda keltirilgan tajriba orqali ifodalash mumkin, unda bromtimol ko‘ki indikatorini tomizilgan suvli eritmaga quruq muz solinganda eritmaning rangi sariq rangga o‘tib, $\text{pH}=5.5$ bo‘lganligini kuzatish mumkin (3.1-rasm).



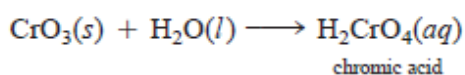
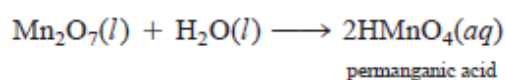


3.1-rasm. Chapda: bromtimol ko'ki indikator tomizilgan suvli stakan. O'ngda: quruq muz solingan stakandagi suvning reaksiyasidan karbonat kislota hosil bo'lishi, natijada indikator rangining ko'kdan sariq rangga o'tishi.

Ayrim asosli oksidlarning kislotalar bilan ta'sirlashishi natijasida esa suv va tuzning hosil bo'lishi kuzatiladi:



Ba'zi metallarning yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan oksidlari, manganes (VII) -oxidi (Mn_2O_7) va xrom (VI) -oxidi (CrO_3) ham suv bilan ta'sirlashib, tegishli kislotalarni hosil qiladi³⁹:

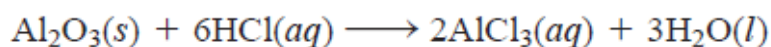


Amfoter oksidlar qattiq moddalar bo'lib, amorf ayrimlari kristall moddalar va suvda erimaydi. Fe_2O_3 – qo'ng'ir rangli, Al_2O_3 , ZnO , BeO – kul rang va h.z. Kislotalar bilan asosli oksid sifatida, asoslar bilan kislotali oksid sifatida reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladigan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. Amfoter oksidlarga quyidagilar misol bo'la oladi: ZnO , SnO , PbO , As_2O_3 , Cr_2O_3 ,

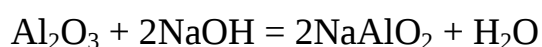
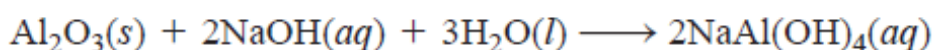
³⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 563-564 betlar.

Al_2O_3 , MnO_2 va hokazo. Barcha amfoter oksidlarning amfoterlik xossalari bir xil emas. ZnO kislota va ishqorlarda oson eriydi. Demak, bu oksidning kislotalik va asoslik xossalari bir xil. SnO_2 ning kislotali xossasi kuchliroq, asosli xossasi esa kuchsizroqdir.

Bunday oksidlar kislotalar bilan asoslarga o‘xshab reaksiyaga kirishadi:

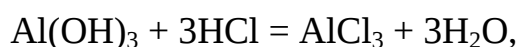


Bunday oksidlar asoslar bilan kislotalarga o‘xshab reaksiyaga kirishadi:



Ba'zi elementning gidroksidlarida amfoterlik xossasi namoyon bo‘ladi.

Masalan:



Bu reaksiyada alyuminiy gidroksid kislota sifatida reaksiyaga kirishadi. $\text{Al}(\text{OH})_3$ kislotali muhitda asos sifatida, asosli muhitda esa kislota sifatida ionlanadi.

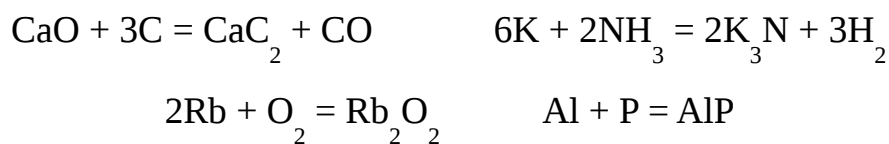


Qo‘sh (aralash) oksidlar juda qattiq, rangli kristall moddalar bo‘lib, paramagnit xossaga ega. Shuning uchun radiotexnikada va qimmatbaho toshlar sifatida ishlatiladi.

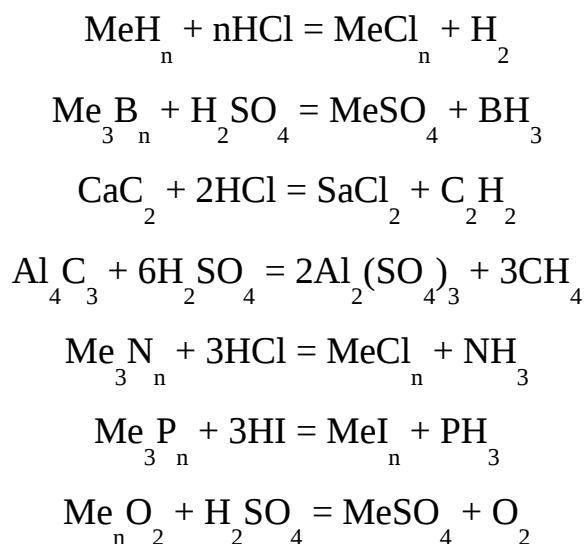
Binar birikmalar – ayrim metalmaslarning metallar bilan hosil qilgan birikmalari. Binar moddalarga asosan vodorod, bor, uglerod, kremniy, azot va fosfor kabi metalmaslarning metallar bilan birikmalari kiradi. Binar moddalarning ko‘pchiligi suv bilan reaksiyaga kirishadi. Binary birikmalar va ularning klassifikatsiyasi ilovada keltiriladi.

Binar birikmalar turli xil reaksiyalar asosida olinishi mumkin:





Binar moddalar kislotalar bilan ham reaksiyaga kirishadi:



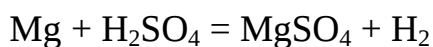
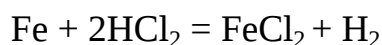
Sulfidlar qoʻllaniladigan sohalar nihoyatda keng. Koʻpchilik oraliq (*d*-) metallarning, lantanoid va aktinoidlarning sulfidlari- termik, termoelektrik, katalitik va boshqa xossalaridan keng foydalanishimiz mumkin. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallarining sulfidlari (CaS, SrS va BaS) koʻpgina lyuminoforlarning asosi sifatida qoʻllaniladi. MgS qiyin suyuqlanuvchan boʻlganligi sababli oʻt oʻchirish asboblari uchun yuqori temperaturaga chidamli zaruriy qismlarning materiali hisoblanadi. CdS nihoyatda kuchli fotoelektrik xossalarga ega.

Selenid va telluridlar sulfidlardan koʻra koʻproq oʻzgaruvchan tarkibga ega. Ularning koʻpchiligi yarim oʻtkazuvchanlik xossalaritufayli ahamiyatga molik. WS₂, NbSe₂, TaSe₂, MoSe₂, kabi ogʻir metallarning diselenidlari qavat-qavat geksagonal strukturaga ega boʻlganliklari sababli ularning ishqalanish koeffitsientlari juda kichik boʻladi. IiIy sababli, ulardan kosmik texnikada yuqori vakuum sharoitida ishlaydigan apparatlar uchun surkov materiallari sifatida foydalaniladi.

Galidlar amaliy ahamiyatga ega: osh tuzi NaCl soda, xlor, ishqor ishlab chiqarishda, oziq-ovqat sanoatida va kundalik hayotda juda zarur modda. Kumush xlorid va kumush bromid fotografiyada ishlatiladi; SF₆- juda yaxshi gazsimon dielektrik sifatida qoʻllaniladi.

3.2. Kislotalar va asoslar. Ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va qo'llanilishi

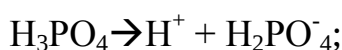
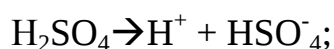
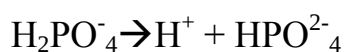
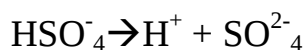
Kislotalar. Kislotalar vodorod atomi va kislota qoldig'idan tashkil topgan murakkab moddalardir. Masalan:



Metallga o'rnini beradigan vodorodning soniga qarab kislotalar har xil negizli bo'ladi. Agar kislota tarkibidagi vodorod atomlaridan bittasini metallga almashtirsa, bunday kislota bir negizli (HCl , HF , CH_3COOH , HNO_3 , HClO_2), ikkitasini almashtirsa, ikki negizli (H_2SiO_3 , H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, H_2S , H_2CrO_7), uchtasini almashtirsa uch negizli (H_3PO_4 , H_3AsO_4 , H_3BO_3) bo'ladi va hokazo $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ to'rt negizli kislota, chunki u $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ tarkibli tuz hosil qila oladi. Lekin ba'zi kislotalar tarkibidagi vodorod atomlarining hammasi ham metallga almashinavermaydi. Masalan, CH_3COOH bir negizli kislota, chunki uning tarkibidagi qarboqsil gruppaning (COOH) vodorodiga metallga almashadi. Uning tuzlari CH_3COONa , CH_3COOK lardir.

H_2CO_3 o'z tarkibidagi ikkita vodorod atomini metall atomiga almashtira oladi (Na_2CO_3). Shuning uchun bu kislota ikki negizli kislota hisoblanadi. H_3PO_4 o'z tarkibidagi ikkita vodorod atomini metall atomiga almashtira oladi (Na_2PO_4); shuning uchun bu kislota uch negizli kislotaadir. Kislotalarning tuzilish formulalarini yozish uchun dastlab markaziy element belgisi yozilib, belgi atrofiga elementning valentligiga teng sondagi chiziqlar chiziladi va bu chiziqlarga kislorod belgisi birlashtiriladi. Kislotaning negizligini ko'rsatuvchi vodorod atomlari esa markaziy element atomiga kislorod orqali bog'lanadi.

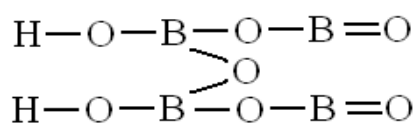
Suvdagi eritmalarda bir negizli kislotalar bir bosqichda ko'p negizli kislotalar bir necha bosqichda ionlanadi:



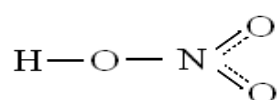
Kislotalar asosan ikki turga: **kislorodli** va **kislorodsiz** kislotalarga bo‘linadi. Agar kislota molekulasida kislorod atomlari bo‘lsa, bunday kislotalar kislorodli kislotalar deyiladi. Masalan, HMnO_4 , H_2SiO_3 , H_2SO_4 , H_3AsO_4 , H_3PO_4 , HClO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 lar kiradi, ushbu kislotalar darslikning ilovasida keltiriladi.

Kislotalarning ayrimlarini keltirish mumkin:

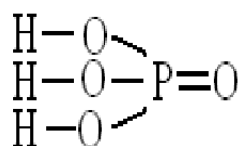
Tetraborat kislota



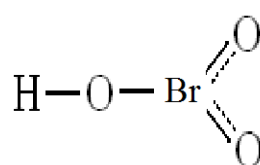
Nitrat kislota



Ortofosfat kislota



Bromat kislota



Agar kislota molekulasida kislorod atomlari bo‘lmasa, bunday kislotalar (masalan: HCl , HF , HI va hokazo) kislorodsiz kislotalar deb yuritiladi.

3.3-jadval.

Kislorodsiz kislotalarning tuzilishi va formulalari

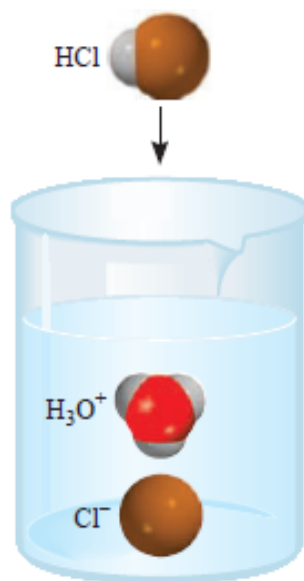
Formulasi	Nomi	Grafik formulasi
1. HF	Ftorid kislota	$\text{H}-\text{F}$
2. HCl	Xlorid kislota	$\text{H}-\text{Cl}$
3. HBr	Bromid kislota	$\text{H}-\text{Br}$
4. HI	Yodid kislota	$\text{H}-\text{I}$
5. H_2S	Sulfid kislota	$\text{H}-\text{S}-\text{H}$
6. H_2Se	Selenid kislota	$\text{H}-\text{Se}-\text{H}$
7. H_2Te	Tellurid kislota	$\text{H}-\text{Te}-\text{H}$
8. HCN	Sianid kislota	$\text{H}-\text{C} \equiv \text{N}$
9. HCNS	Rodonid kislota	$\text{H}-\text{S}-\text{C} \equiv \text{N}$
10. HN_3	Azid kislota	$\text{H}-\text{N} = \text{N} \equiv \text{N}$

Kislotalarni molekulasidagi vodorod atomlari soniga qarab (dissotsilanganda ajralgan vodorod kationlari miqdoriga qarab) bir asosli (negizli) va ko‘p asosli (negizli) kislotalarga ajratish mumkin⁴⁰.

Bir asosli kislotalar – molekulasida bitta vodorod atomi saqlagan kislotalar. Masalan: HOCN – TSianat kislota, HMnO_4 – Permanganat kislota, HIO_3 – Yodat kislota, HBrO_4 – Perbromat kislota, HBrO_2 – Bromit kislota, HBr – Bromid kislota, HI – Yodid kislota, HCl – Xlorid kislota, H_3PO_2 – Gipofosfat kislota, HCOOH – Metan (Chumoli) kislota, CH_3COOH – Etan (Sirka yoki atsetat) kislotalar kiradi.

Ikki asosli kislotalar – molekulasida ikkita vodorod atomi saqlagan kislotalar. Masalan: H_2FeO_4 – Ferrat kislota, H_2UO_3 – Uranit kislota, H_2MnO_4 – manganat kislotalar kiradi.

Uch asosli kislotalar – molekulasida uchta vodorod atomi saqlagan kislotalar. Masalan: H_3VO_4 – Vanadat kislota, H_3AsO_4 – Arsenat kislota, H_3PO_4 – Ortofosfat kislota, H_3AlO_3 – Alyuminat kislotalar misol bo‘ladi.

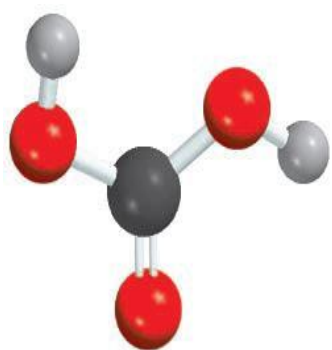


3.2-rasm. HCl molekulasida suvda erishi natijasida H^+ va Cl^- ionlar hosil bo‘lib, kislota hosil qiladi. H^+ ioni suvda gidroksoniy ioni holida mavjud H_3O^+ .

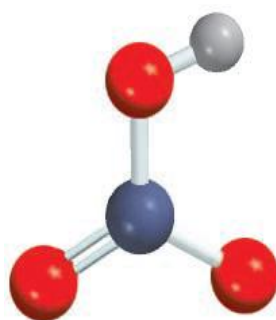
To‘rt asosli kislotalar – molekulasida to‘rtta vodorod atomi saqlagan kislotalar. Masalan: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – Difosfat (Bifosfat) kislota, H_4SiO_4 – Ortosilikat kislota, H_4MnO_4 – Ortomanganit kislota, H_4PbO_4 – Ortoplyumbat kislotalar kiradi.

⁴⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 48- bet.

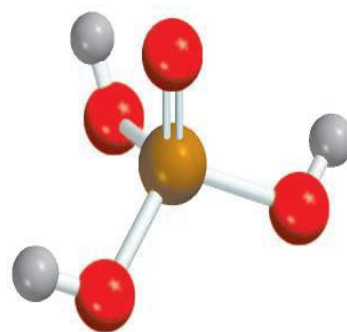
Besh asosli kislotalar – molekulasida beshta vodorod atomi saqlagan kislotalar. Masalan: H_5IO_6 – Peryodat kislota⁴¹.



H_2CO_3



HNO_3



H_3PO_4

3.3-rasm. Kislotalarning struktura formulalari.

Kislotalarning nomlanishi. Kislotalar 1979 yilda IYUPAK qabul qilgan nomenklaturaga asosan nomlanadi.

Quyida ularning nomlanishini misollar asosida keltiramiz:

1. Kislorodsiz kislotalar kislota hosil qilgan element nomiga “*id*” qo‘shimchasi qo‘shib nomlanadi: HF – ftorid, HCl – xlorid, HBr – bromid, H_2S – sulfid, HCN – tsianid, HN_3 – azid, H_2Se – selenid, H_2Te – tellurid, HCNS – rodonid va h.z.

2. Kislorodli kislotalar kislota hosil qiluvchi elementning oksidlanish darajasiga (valentligiga) asoslanib nomlanadi:

a) Eng past oksidlanish darajasida bo‘lsa “*gipo*” old qo‘shimchasi qo‘shiladi: HClO – gipoxlorit, HBrO – gipobromit, HIO – gipoyodit va h.z.,

b) O‘rtacha oksidlanish darajasida bo‘lsa “*it*” qo‘shimchasi qo‘shib nomlanadi: HNO_2 – nitrit, H_3PO_3 – fosfit, H_3AsO_3 – arsenit, H_2SO_3 – sulʼfit, H_2SeO_3 – selenit, HClO_2 – xlorit, HBrO_2 – bromit va h.z.,

v) Yuqori oksidlanish darajasida bo‘lsa “*at*” qo‘shimchasi qo‘shib nomlanadi: HNO_3 – nitrat, H_3PO_4 – fosfat, H_3AsO_4 – arsenat, H_2SO_4 – sulʼfat, H_2SeO_4 – selenat, HClO_3 – xlorat, HBrO_3 – bromat va h.z.,

⁴¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 49- bet.

g) Bir element bir xil oksidlanish darajasida turli kislotalar hosil qilsa, vodorod atomlari kamiga “*meta*”, ko‘piga “*orto*” old qo‘shimchasi qo‘shib nomlanadi: HBO_2 – metaborat, H_3BO_3 – ortoborat, H_2SiO_3 – metasilikat, H_4SiO_4 – ortosilikat, HPO_3 – metafosfat, H_3PO_4 – ortofosfat va h.z.,

d) Kislota hosil qiluvchi element juda yuqori oksidlanish darajasida bo‘lsa “*per*” old qo‘shimchasi qo‘shiladi: HClO_4 – Perxlorat kislota, HBrO_4 – perbromat kislota, HIO_4 (H_5IO_6) – peryodat kislota, HMnO_4 – permanganat kislota va h.z.

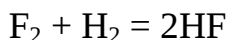
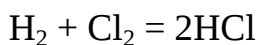
e) Ikki molekula bir xil kislota birikib, bir molekula suv chiqib ketishidan hosil bo‘lsa, bunday kislotalar “*piro*” old qo‘shimchasi qo‘shib nomlanadi: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ - pirofosfat (Bifosfat) kislota, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ - pirosulfit kislota, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – pirosulfat kislota.

Olinish usullari. 1. Kislotali oksidlarga suv ta'sir ettirib olinadi.

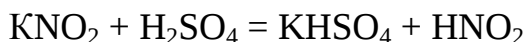
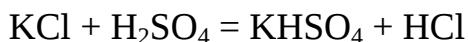
Masalan: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$



2. Metalmaslarga vodorodni biriktirib olinadi



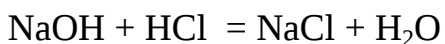
3. Tuzlarga boshqa kislotalar ta'sir ettirib olinadi:



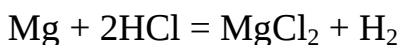
Fizik xossalari. Oddiy sharoitda kislotalar suyuq va qattiq moddalar holida bo‘lishi mumkin. Masalan:, H_2SO_4 , H_3PO_4 , CH_3COOH suyuq H_2SO_4 , H_3BO_3 esa qattiq moddalardir. Kislotalarning deyarli hammasi suvda eriydi. Kislotalarning ko‘pchiligi terini kuydiradi va nordon mazaga ega.

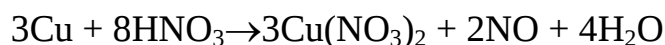
Kimyoviy xossalari.

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

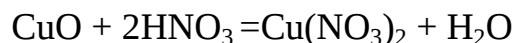


2. Kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:

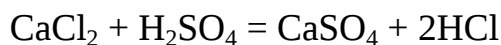




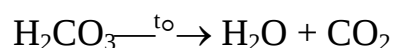
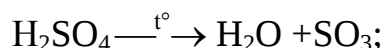
3. Kislotalar asosli oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi:



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

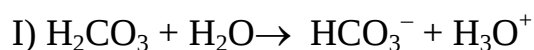
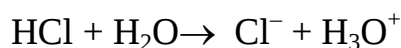


2. Kislorodli kislotalar qizdirilganda suv bilan anhidridga ajraladi:

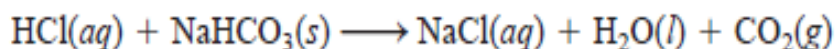
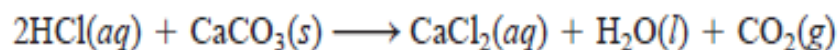


3. Kislotalar ko'k lakmusni qizartiradi, metiloranj sariq rangini qizartiradi; fenolftalein esa kislotalarda rangsizligicha qoladi.

Kislotalar suvdagi eritmalarda vodorod kationiga va kislota qoldig'i anioniga dissotsilanadi.



Misol uchun,

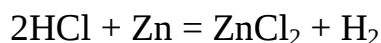


Kislotalar:

-kislotalar nordon ta'mga ega. Masalan, uksus sirka kislotadan, limon va boshqa sitrus mevalarida ham o'zining kislotalari masalan limonda limon kislota bor;

- kislotalar indikator rangini o'zgartiradi, masalan, ko'k lakmus qog'ozi qizaradi;

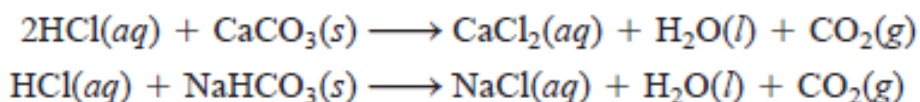
- kislotalar bir qancha metallar magniy, temir, rux va boshqalar bilan reaksiyaga kirishib, vodorod ajratadi:





3.4-rasm. Dostkaga yozish uchun ishlatiladigan bo‘r, tarkibida CaCO_3 saqlagan bo‘lib, xlorid kislota bilan ta’sirlashish reaksiyasi. CO_2 ning ajralishi

-kislotalar karbonat va gidrokarbonat tuzlari bilan ta’sirlashib, karbonat angidrid gazi ajralib chiqadi (4-rasm).



-kislotalarning suvli eritmasi elektr tokini o‘tkazadi⁴².

Asoslar. Asoslar molekulasida metall atomi va gidroksid guruhidan tarkib topgan murakkab moddalardir. Ularda metall atomi doimo musbat valentlik (kation), gidroksid gruppasi esa manfiy valentlik (anion) namoyon qiladi. Gidroksid gruppaning soni metallning valentligiga teng bo‘ladi. Masalan:

NaOH - natriy gidroksid (Sodium hydroxide)

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ - bariy gidroksid (Barium hydroxide)

$\text{Al}(\text{OH})_3$ –alyuminiy gidroksid (Aluminum hydroxide)

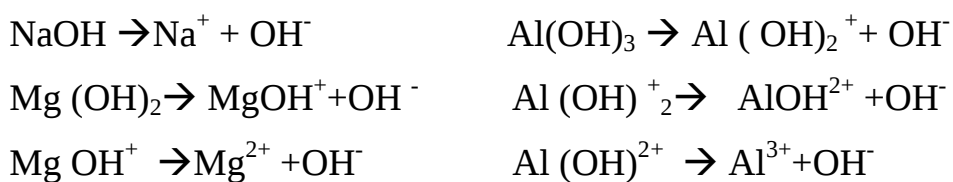
Ammiak (NH_3), molekulyar gaz holdagi birikma bo‘lib, suvda erishi natijasida kuchsiz asos xossasiga ega bo‘lgan NH_4OH , ya’ni ammoniy gidroksidini hosil qiladi. Ammoniy gidroksidi ionlarga ajralganda NH_4^+ va OH^- ionlari hosil bo‘ladi⁴³.

⁴² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 editions, England 2013. 101-102 betlar

⁴³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 50- bet.

Asoslarni formulasini tuzish		Asoslarni nomlash	
Metalni belgisi keyin gidroksid guruhi yozilib, metal valentligi indeks sifatida yoziladi. Masalan: $\overset{\text{III}}{\text{Al}}\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$		Metalni nomiga gidroksid soʻzi qushib birikmalarning nomi yasaladi. Agar metall oʻzgaruvchan valentli boʻlsa, element nomidan keyin qavs ichida uning valentligi rim raqamida koʻrsatiladi.	
Natriy gidroksid –	NaOH	Al(OH) ₃ –	Alyuminiy gidroksid
Mis (II) gidroksid –	Cu(OH) ₂	Cu(OH) ₂ –	Mis (II) gidroksid
Xrom (III) gidroksid –	Cr(OH) ₃	KOH –	Kaliy gidroksid
Temir (III) gidroksid –	Fe(OH) ₃	Cr(OH) ₃ –	Xrom (III) gidroksid
Magniy gidroksid –	Mg(OH) ₂	Fe(OH) ₃ –	Temir (III) gidroksid
Alyuminiy gidroksid –	Al(OH) ₃	Mg(OH) ₂ –	Magniy gidroksid
Rux gidroksid –	Zn(OH) ₂	Zn(OH) ₂ –	Rux gidroksid
Kaltsiy gidroksid –	Ca(OH) ₂	Ca(OH) ₂ –	Kaltsiy gidroksid
Qalay (II) gidroksid –	Sn(OH) ₂	NaOH –	Natriy gidroksid

Asoslar molekulasidagi gidroksid gruppasi soniga qarab bir yoki bir necha bosqich bilan dissotsilanadi. Masalan:



Asoslar suvda yaxshi eriydigan va yomon eriydigan asoslarga boʻlinadi. Ishqoriy metallar va ishqoriy-er metallarining gidroksidlari suvda yaxshi eriydi va yaxshi dissotsilanadi. Suvda juda yaxshi eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. Masalan: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂ ishqorlar hisoblanadi. Ishqor terini uyadi, shisha, yogʻoch va kiyimni emiradi. Shuning uchun ham ularni oʻyuvchi ishqorlar ham deyiladi.

Davriy sistemadagi I va II gruppasining yonaki gruppacha va III, IV, V, VI, VII, VIII guruh metallarining gidroksidlari suvda yomon eriydi, ular asoslar jumlasiga kiradi.

Nomlanishi. 1. Agar metall bitta gidrooksid hosil qilsa, to'g'ridan to'g'ri metall nomi aytilib, oxiriga gidrooksid so'zi qo'shiladi. Masalan: NaOH - natriy gidrooksid; Ca(OH)_2 - qaltsiy gidrooksid.

2. Agar metall ikki yoki undan ortik gidrooksid hosil qilsa metall nomi aytilib, keyin metallning valentligi rim raqami bilan yozilib,

oxiriga gidrooksid so'zi qo'shiladi. Masalan Fe(OH)_2 - temir(II)-gidrooksid; Fe(OH)_3 - temir (III) gidrooksid.

Asoslarda kislorod atomi bitta valenti bilan metall atomiga, ikkinchi valenti bilan vodorod atomiga birikadi. Masalan: KOH (K-O-H), Mg(OH)_2 (H-O-Mg-O-H) va hokazo.

Olinish usullari. Asoslar bir necha usullar yordamida olinadi. Masalan:

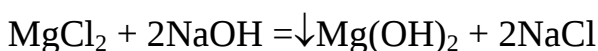
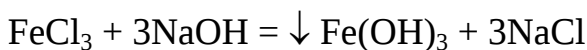
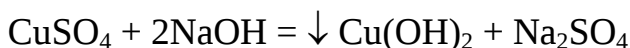
1). Aktiv metallarni suvga ta'sir ettirib :



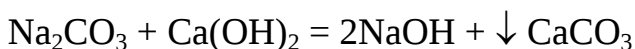
2) Asosli oksidlarga suv ta'sir ettirib:



3) Suvda yomon eriydigan asoslar olish uchun tuzlarga ishqor ta'sir ettiriladi.

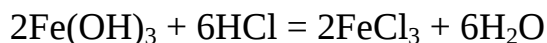
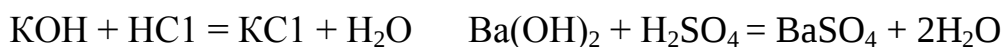


Bu usul bilan suvda yaxshi eriydigan asoslar ham olish mumkin. Bunday hosil bo'layotgan tuz suv va ishqorda erimaydi. Masalan:



Ba'zan tuzlar eritmasini elektroliz qilish bilan ham asos hosil qilinadi. Osh tuzi yoki xlorid eritmasidan o'zgarmas to'k o'tkazilsa, katodda vodorod, anodda esa xlor ajralib chiqadi, eritmada natriy yoki kaliy gidroksid qoladi. Eritma bug'latilsa qattiq xoldagi NaOH yoki KOH olinadi.

Kimyoviy xossalari. 1. Suvda yaxshi eriydigan asoslar va suvda yomon eriydigan asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



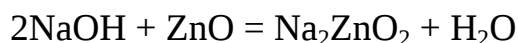
2. Asoslar kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



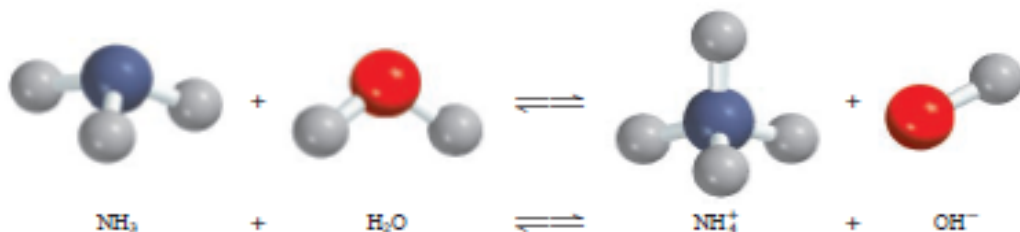
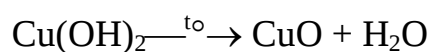
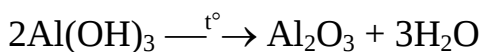
3. Asoslar amfoter oksid va amfoter gidroksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



4. Asoslar amfoter oksid va amfoter gidroksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz hosil qiladi.



5. Ishqorlar yuqori haroratga chidamli bo'ladi. Masalan, NaOH 1400°C da parchalanmasdan qaynaydi. Asoslarning ko'pchiligi qizdirilganda metall oksidi va suvga parchalanadi:



3.5-rasm. Ammiakning suvda erib, ammoniy va gidroksid ionini hosil bo'lish jarayoni.

Asoslar:

- asoslar achchiq ta'mga ega;
- asoslar sovunga o'xshash xususiyat beradi, chunki sovunning tarkibi asoslardan iborat;
- asos eritmasiga qizil lakmus qog'oz tushirsak, u ko'karadi, fenolftalen eritmasidan bir-ikki tomchi tomizsak, pushti rangga kiradi;
- asoslarning suvdagi eritmasi elektr tokini o'tkazadi⁴⁴.

⁴⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 102-104- betlar.

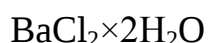
3.3. Tuzlar. Ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va qo'llanilishi.

Molekulasi metall atomi va kislota qoldig'idan tashkil topgan murakkab moddalar **tuzlar** deyiladi. Tuzlar molekularining tarkibiga qarab normal, nordon, gidrokso tuzlarga, qo'sh va kompleks tuzlarga bo'linadi.

Normal tuzlar. Kislota molekulasidagi vodorod atomlari metallga to'liq o'rin almashinishi yoki asoslar tarkibidagi gidroksid (OH) gruppasi kislota qoldig'iga to'liq almashinishi natijasida normal tuzlar hosil bo'ladi: Na_2SO_4 , MgSO_4 , FeSO_4 , NaCl , NaNO_3 , NaNO_2 , CaSO_4 , CaCl_2 , CaCO_3 , MgCO_3 va hokazo. Ushbu formulalardan ko'rinib turibdiki, normal tuzlar metall kationi bilan kislota qoldigi anionidan tarkib topgan moddalardir. Shuning uchun ham normal tuzlarni nomlashda metall nomi bilan kislota nomi asos qilib olinadi.

Masalan: NaNO_3 - natriy nitrat, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ - alyuminiy nitrat, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ - magniy nitrat, Na_3PO_4 - natriy fosfat, $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2$ kaltsiy fosfat va hokazo.

Agar bir metall bitta kislota bilan ikki yoki bir necha tuz hosil qilsa, bunday tuzlarni nomlashda avval metall nomi aytilib, qavs ichida rim raqami bilan metallning valentligi ko'rsatiladi, so'ngra kislota nomi aytiladi. Masalan: FeSO_4 - temir (II)-sulfat, Kristallogidratlar. Normal tuzlar texnik nomlar bilan ham atalishi mumkin.



barium chloride dehydrate



lithium chloride monohydrate



magnesium sulfate heptahydrate

Ko'pchilik tuzlar o'ziga suvni yutib kristallogidratlar hosil qiladi. Masalan, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$ -soda, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (mis kuporosi), $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ -temir kuporosi va hokazo⁴⁵.

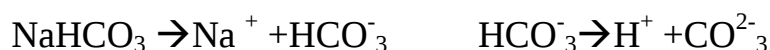
⁴⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 51-bet.



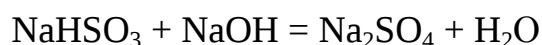
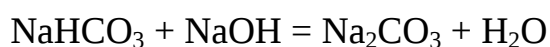
3.6-rasm. $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ (chapda) ko‘k rangda; CuSO_4 (o‘ngda) o‘ rangda

Nordon tuzlar. Kislota tarkibididagi vodorod atomlarining bir qismi metallga almashinishidan hosil bo‘lgan mahsulot nordon tuz (gidrotuz) deyiladi. Ikki yoki undan ortiq negizli kislotalar nordon tuzlar hosil qiladi. Masalan natriy gidrosulfat NaHSO_4 qaltsiy gidrokarbonat $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ va hokazo. Bir negizli kislotalar esa faqat normal tuz hosil qiladi.

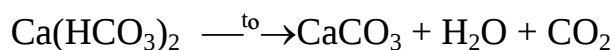
Nordon tuzlar suvdagi eritmalarida ikki bosqichda (metall xamda vodorod) kation va bitta (kislota qoldig‘i) anion hosil qilshi bilan dissotsialanadi:



Nordon tuzlardagi vodorod metall atomlariga o‘rin bera oladi, natijada, normal tuzlar hosil bo‘ladi, masalan:



Nordon tuzlar qizdirilganda o‘zidan suv ajratib chiqaradi va normal tuzga o‘tadi, masalan:



Olinish usullari. 1. Kislotalarga kam miqdorda ishqor qo‘shish bilan nordon tuz hosil qilish mumkin: $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

2. Tuzlarga oz miqdorda kislota qo‘shib tuz hosil qilishi mumkin:

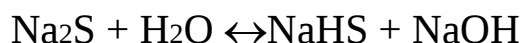
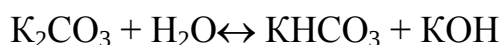




3. Asoslarga mo'1 miqdorda kislotali oksid ta'sir ettirish yo'li bilan ham nordon tuz hosil qilinadi, masalan:



4. Bir valentli metall bilan ikki asosli kislota qoldig'idan hosil bo'lgan tuzlarni gidrolizga uchratish yo'li bilan ham nordon tuzlar olish mumkin:



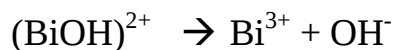
Nomlanishi. Nordon tuzlarni nomlashda normal tuzlardagi kabi avval metall nomi aytilib, keyin bi yoki gidro qo'shimchasi qo'shgan holda kislota nomi aytiladi: NaHCO_3 - natriy biqarbonat yoki natriy gidroqarbonat, $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ -qaltsiy biqarbonat yoki qaltsiygidroqarbonat. Agar nordon tuz tarkibidagi vodorod atomining soni ikkita bo'lsa, gidro qo'shimchasi digidro qo'shimchasi bilan almashtiriladi. Masalan: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ -qaltsiy digidrofosfat , NaH_2PO_4 -natriy digidrofosfat.

Metallga o'rin beradigan vodorodning metallga almashgan soniga qarab birlamchi, ikkilamchi, uchlamchi tuzlar deyiladi. Masalan: NaH_2PO_4 -,birlamchi natriy fosfat, Na_2HPO_4 -ikkilamchi natriy fosfat, Na_3PO_4 -uchlamchi natriy fosfat.

Gidroksotuzlar. Molekulasi tarkibida metall atomi va kislota qoldigidan tashqari gidroksid (OH) gruppasi bo'lgan murakkab moddalar gidroksotuzlar deb ataladi. Masalan: $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{OHSO}_4)_3$ $\text{Ni}(\text{OHSO}_4)_2$ $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Gidrokso -tuzlarni asos tarkibidagi gidroksid gruppaning bir qismi kislota qoldig'iga almashinishidan hosil bo'lgan maxsulot deb qarash mumkin.

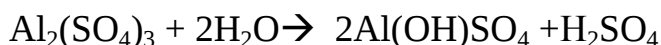
Gidroksotuzlar disotsilanganda metall kationi, kislota qoldig'i va gidroksil anioniga dissotsilanadi; masalan:



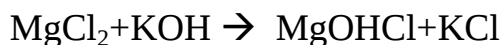


Gidrokso tuzlar suvda yomon eriydi.

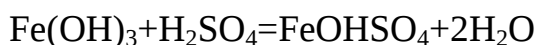
Olinishi. 1. Gidroksotuzlar normal tuzlarning gidrolizi natijasida hosil bo‘ladi.



2. Normal tuzlar asoslar bilan reaksiyaga kirishib gidrokso-tuzlar hosil qiladi:



3. Asoslar bilan oz miqdordagi kislotalarning o‘zaro ta’siridan gidrokso-tuzlar hosil bo‘ladi, masalan:



Agar kislota ortiqcha quyilsa, hosil bo‘lgan gidrokso tuz normal tuzga o‘tadi:

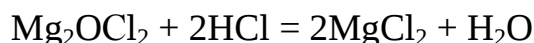


Gidrokso- tuzlarni nomlashda avval metall nomi aytilib, »gidrokso» so‘zi qo‘shiladi, so‘ngra kislota nomi aytiladi. Agar tuz tarkibidagi gidroksid gruppaning soni birdan ko‘p bo‘lsa, ularning soni tegishliicha di, tri, tetra va hakoza qo‘shimchalar bilan ko‘rsatiladi, Masalan $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ temir digidroksoxlorid, $\text{Ti}(\text{OH})_3\text{Cl}$ –titan trigidroksoxlorid $\text{Ni}(\text{OH})\text{NO}_3$ –nikel gidroksonitrat.

Gidrokso - tuzlar qizdirilganida yoki umuman vaqt o‘tishi bilan tarkibidagi suv molekulalarini chiqarib, okso - tuzlarga aylanadi:

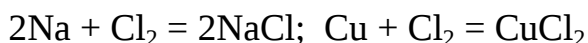


Oksotuzlar ham asoslar xossasini namoyon qiladi. Binobarin, kislota ta’sirida oksotuzlarni normal tuzga aylantirish mumkin:

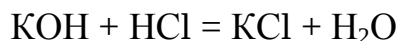


Olinishi. Tuz olishning bir necha usullari bor. Ularda eng muhimlarini ko‘rib chiqamiz.

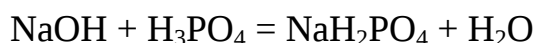
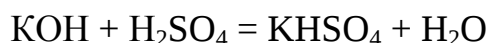
1. Metallarga metalmaslarni ta’sir ettirish.



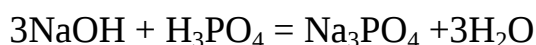
2. Asoslarga kislotalar ta'sir ettirish:



Bu reaksiya neyrallanish reaksiyasi deyiladi. Ko'p negizli kislota asos ettirilganda qanday turdagi tuz hosil qilishi reaksiya uchun olingan kislota bilan asosning nisbiy miqdoriga bog'liq. Agar mo'l miqdorda kislota olinsa, normal tuz hosil bo'ladi.

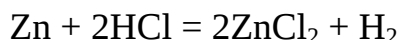


Reaksiya tenglamasiga teng miqdorda kislota va asos olinsa, normal tuzlar hosil bo'ladi.

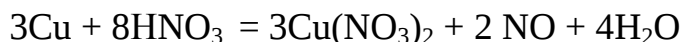


Agar kislota bir negizli bo'lsa faqat normal tuz va asos hosil bo'ladi.

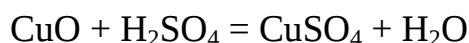
3. Metallga kislota ta'sir ettirib ham tuz hosil qilish mumkin:



Metall bilan kislota orasidagi reaksiyadan hamma vaqt ham vodorod ajralib chiqavermaydi, chunki metallarga kislotalar ta'sir ettirib tuz olish reaktivning kimyoviy xossalriga, konsentratsiyasiga bog'liq. Oksidlovchi xossaga ega bo'lgan kislotalar metallar bilan reaksiyaga kirishganda vodorod ajralib chiqmasligi mumkin.



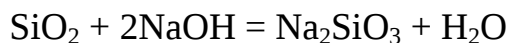
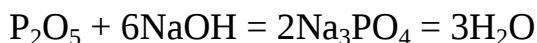
4. Asosli oksidlarga kislotalar ta'sir ettirib.



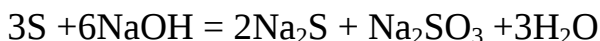
5. Asosli oksidlarga kislotali oksidlar ta'sir ettirib:



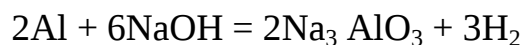
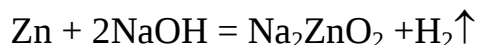
6. Kislotali oksidlarga asoslar ta'sir ettirib.



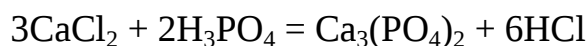
7. Metallmaslarga ishqorlar ta'sir ettirib ham tuz olish mumkin. Galogenlar, oltingugurt va boshqa elementlarga ishqor ta'sir ettirib, kislotalarning tuzlarini hosil qilish mumkin. Masalan:



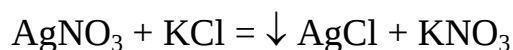
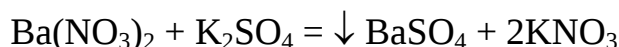
8. Amfoter oksid hosil qiladigan metallga ishqor ta'sir ettirib tuz hosil qilinadi:



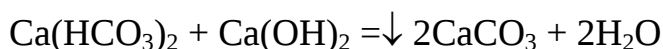
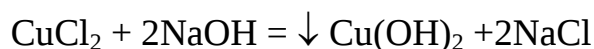
9. Tuzlarga kislotalarni ta'sir ettirib, tuz hosil qilinadi. Tuzga kislota ta'sir ettirilganda yangi tuz va yangi kislota hosil bo'ladi. Reaksiyaning borishi uchun olingan kislota kuchliroq yoki kamroq uchuvchan bo'lishi kerak.



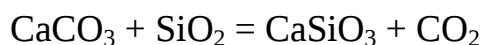
10. Tuzlarga tuzlarni ta'sir ettirib ham tuz olish mumkin. Bu usul ancha keng qo'llaniladigan usullardan biridir. Bunda reaksiya oxirigacha borish uchun hosil bo'layotgan maxsulotlardan biri cho'kmaga tushish kerak:



11. Tuzlarga ishqorlarni ta'sir ettirish yo'li bilan ham tuz olish mumkin. Bu reaksiya natijasida yangi tuz va yangi asos hosil bo'ladi. Bu reaksiyadan, asosan, asoslarni olish va nordon tuzlarni normal tuzlarga aylantirishda foydalaniladi:

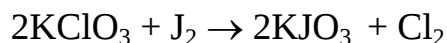
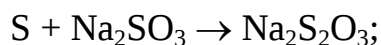


12. Tuzlarga kislotali oksidlar ta'sir ettirish bilan:



Bu reaksiyalar ko'pincha qizdirish yo'li bilan boradi.

13. Metalmaslarning tuzlar bilan reaksiyaga kirishishidan ham tuz hosil bo'ladi.



Kislota-asosli neytrallanish reaksiyalari. Kislota va asoslar o'rtasidagi reaksiyasi asosida suv va tuz hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalarga

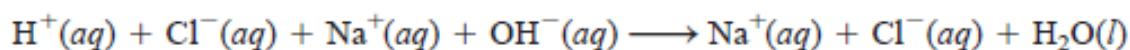
neytrallanish reaksiyalari deyiladi. Uni sxematik holda quyidagicha ifodalash mumkin⁴⁶:



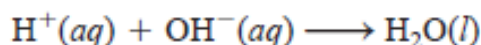
Misol uchun, HCl kislota eritmasi bilan NaOH ishqor eritmasi reaksiyaga kirishishi natijasida quidagicha boradi:



Neytrallanish reaksiyasi ionli shaklda quyidagicha bo‘ladi:



Natijada, reaksiya oxirida suv ionlari qoladi va ular birikib, suv hosil qiladi



Neytrallanish reaksiyasiga NaOH bilan sianid kislota (HCN) orasidagi reaksiyani ham kiritish mumkin:



Ionli tenglamasi quyidagicha bo‘ladi:



va qisqa ionli tenglamasi quyidagicha bo‘ladi:



Neytrallanish reaksiyalariga yana quyidagilarni keltirish mumkin:



Kompleks tuzlar. Ba’zi murakkab moddalar boshqa murakkab moddalar bilan reaksiyaga kirishib yanada murakkabroq moddalar hosil qiladi. Hosil

⁴⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 105- bet.

bo'lgan moddalar XIX asrning oxirlarida kompleks birikmalar deb ataladigan bo'ldi.

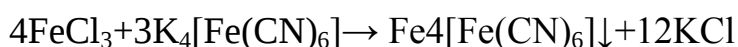
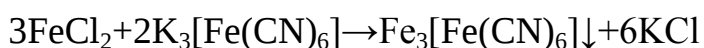
Komplekslarni nomlash. 1963 yildan boshlab taklif qilingan nomenklatura xarqaro nazariy va amaliy kimyo ittifoqi termin komissiyasi tomonidan tasdiqlangan qarorlarga asoslanadi.

1. Ionlarni nomlashda birinchi navbatda kation, undan keyin anion ataladi. $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Br}$ - diaminargento (I) bromid $\text{K}_2[\text{CuCl}_3]$ - kaliytrixlorkuprat (I).
2. Ligandlarni nomlashda avval «anion», so'ngra «neytral ionlar» va undan keyin «kation» nomi ataladi. Anionlarni atashda dastlab «oddiy anion», undan keyin «ko'p atomli anionlar» nomi aytiladi. Ularning nomiga «at» qo'shib o'qiladi. $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$ - kaliy dixlorodinitritoplatinat.

3. Ligandlar sonini ifodalovchi qo'shimchalar. Oddiy ligandlar sonini ifodalashda di, tri, tetra, penta,geksa va xokazo qo'shimchalar ishlatiladi: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksatsian ferrat (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]^-$ kaliy geksatsian ferrat (III) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3^-$ geksaakvoaluminium xlorid.

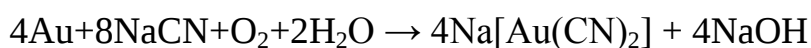
4. Markaziy ionning oksidlanish darajasini nomlashda markaziy ionning oksidlanish darajasi qavs ichida lotincha raqamlar bilan ifodalanadi: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ -diamin mis (I) gidroksid.

1. Ionlarni aniqlash uchun analitik kimyoda ishlatiladi. Masalan, Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} va Co^{3+} ionlarni bor-yo'qligini quyidagi reaksiyalar yordamida aniqlanadi:

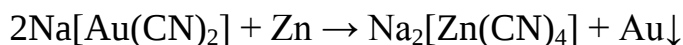


Kuchsiz ishqoriy muhitga ega bo'lgan nikel (II)- sulfat eritmasiga 3-4 tomchi dimetilglioksim qo'shilganda ko'k, qizil kristall hosil bo'ladi.

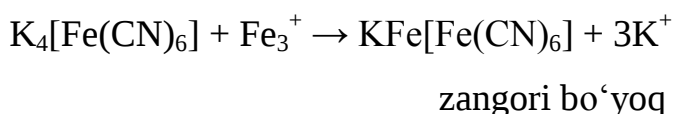
2. Ba'zi metallarni (lantanoidlarni) bir-biridan ajratish va yuqori darajada toza metallar (oltin, kumush va xokazolar) olish uchun kompleks birikmalardan foydalaniladi. Masalan, kvarts va qumdan oltin ajratib olishda ko'pincha oltinning natriy tsianid bilan kompleks tuz hosil qilishidan foydalaniladi. Chunki oltin kislorod ishtirokida NaCN bilan suvda yaxshi eriydigan kompleks hosil qiladi:



Eritmaga o'tgan kompleks tarkibidagi oltinni rux yordamida erkin holda ajratib olish mumkin:



3. Kompleks birikmalardan bo'yoq moddalar sifatida foydalaniladi. Tarkibida temir tuzlari bo'lgan zaangori bo'yoq 1704 yilda Disbax tomonidan qoramol qonini potash (K_2CO_3) bilan qizdirish natijasida hosil qilingan:



Bu modda lak bilan aralashtirib ishlatiladi.

Tayanch iboralar: murakkab moddalar, oksidlar, oksidlarning sinflanishi, indeferent oksidlar, kislotalar, kislorodsiz va kislorodli kislotalar, asoslar, gidroksidlar, tuzlar, normal, nordon, asosli va qo'sh tuzlar.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Quyidagi oksidlarning suv bilan birikishi reaksiya tenglamasini yozing: Na_2O , BaO , N_2O_3 , P_2O_5 .
2. Qaysi oksidlar suv bilan birikib kislota, qaysinisi ishqor hosil qiladi?
3. AgOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ larning parchalanishdan hosil bo'ladigan oksidlarning formulalarining yozing.
4. Qo'yidagi birikmalarning oddiy formulasini va tuzilish formulasini yozing. Kumush (I) - oksid, oltin (III) oksid, niobiy (V) oksid, sirkoniy (IV)- oksid, xlor (VII) oksid.
5. Qo'yidagi murakkab moddalar parchalanish natijasida qanday oksidlar hosil bo'ladi: CaCO_3 , HNO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$?
6. Qo'yidagi moddalarning qaysi biri xlorid kislota bilan reaksiyaga kirishadi. N_2O_5 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; CaO ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; H_3PO_4 ; H_2SO_4 . Reaksiya tenglamasini yozing.
7. Qo'yidagi angidridlarga to'g'ri keladigan kislotalarning formulasini yozing. SO_3 , N_2O_3 , P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7
8. Oksidlarning qanday turlari bo'ladi?

9. Binar birikmalarning o'ziga xosligi nimada?
10. Asoslarning nomlanishida nimalarga asosiy e'tibor qaratish kerak?
11. Asoslar qaysi usullarda olinadi?
12. Asoslar bir-biridan qanday farq qiladi?
13. Kislotalar deganda qanday moddalarni tushunish mumkin?
14. Kislotalarning nomlanishida nimalarga asosiy e'tibor qaratish kerak?
15. Kislotalar qaysi usullarda olinadi?
16. Kislotalar bir-biridan qanday farq qiladi?
17. Kislotalar qanday kimyoviy xossalarga ega?
18. Kislotalarning o'ziga xosligini qanday aniqlash mumkin?
19. Tuzlarni qaysi turlari bor?
20. Normal va nordon tuzlarning o'ziga xosligi nimada?
21. Tuzlar asosan qaysi usullarda olinadi?
22. Tuzlarning eng muhim kimyoviy xossalarini ajratib ko'rsating.
23. Qo'yidagi tuzlardan o'rta tuzlar hosil qilish reaksiyalari tenglamalarini yozing: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$
24. Kompleks tuzlarga ta'rif bering.
25. Kompleks birikmalardagi ligantlarga ta'rif bering.
26. Kompleks tuzlarni oddiy va qo'shaloq tuzlardan farqi nimada?
27. Tuzlar hosil bo'lishining neytrallanish reaksiyalari qanday amalga oshadi?

Bob bo'yicha testlar:

1. Qaysi kislota fakat oksidlovchi bula oladi ?
A. HNO_3 B. HCl C. HJ D. HBr
2. Bir asosli kislota toping ?
A. HNO_3 B. H_2SO_4 C. H_2CO_3 D. H_2SO_3
3. Qaysi kislota faqat qaytaruvchi bula oladi ?
A. H_2S B. HMnO_4 C. HClO D. H_2SO_4
4. Temperaturaga shidamsiz kislota toping?
A. H_2CO_3 B. H_3PO_3 C. HPO_3 D. H_3PO_4

5. Sulfat kislotaning H_2SO_4 molekulyar massasi qanchaga tengligini ko'rsating?

- A. 96 B. 64 C. 98 D. 94

6. Oksidlar deb nimaga aytiladi?

- A. Biri kislorod bo'lgan ikki elementdan tarkib topgan moddalar
B. Biri kislorod ikkinchisi metal atomlaridan iborat moddalar.
C. Biri kislorod ikkinchisi metallmas atomlardan iborat moddalar.
D. Biri metal ikkinchisi metallmas atomlardan iborat moddalar

7. Faqat oksidlar ko'rsatilgan qatorni ko'rsating.

- A. H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3
B. H_2O , SO_3 , P_2O_5 , N_2O_5
C. H_2S , Fe_2O_3 , P_2O_3 , Na_2O
D. NaH , CaO , HCl , $NaCl$

8. Indifferent oksidlarni ko'rsating.

- A. Al_2O_3 , SO_2 , Fe_2O_3
B. Na_2O , K_2O , CuO
C. CO , NO , N_2O , SiO
D. CO_2 , NO_2 , P_2O_5

9. Ishqorlar qatorini ko'rsating.

- A. $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$
B. $Al(OH)_3$, $Sr(OH)_2$, $Cs(OH)_2$, $RbOH$
C. $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Ni(OH)_2$, $NaOH$
D. KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Al(OH)_3$

10. Tuzlar deb nimaga aytiladi?

- A. Tarkibida vodorod kationi va kislorod anionidan iborat birikmalarga.
B. Tarkibi metal ionlari va kislota qoldig'idan iborat bo'lgan murakkab birikmalarga.
C. Tarkibi, biri kislorod bo'lgan ikki elementdan iborat birikmalarga.
D. Tarkibida H^+ kationi tutgan moddalarga.

IV BOB

KIMYOVIY ELEMENTLARNING DAVRIY QONUNI VA ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI. ATOM TUZILISHI

4.1. Kimyoviy elementlarni sinflarga jaratish yo'lida olib borilgan dastlabki izlanishlar. Davriy qonunning kashf etilishi va elementlar davriy sistemasining tuzilish prinsipi. Davriy qonunning hozirgi zamon ta'rifi

XVIII asr oxirida 25 ta element ma'lum bo'lib, XIX asrning birinchi choragida yana 19 ta element kashf qilindi. O'sha asrning 70– yillaridayoq 60 dan ortiq kimyoviy element ma'lum edi. Boshqa tabiiy fanlarda bo'lgani kabi kimyoda ham ma'lumotlar to'plangan sari ularni sinflash zarurati paydo bo'ldi.

Elementlar kashf qilinishi bilan ularning atom massasi, fizikaviy va kimyoviy xossalari o'rganib borildi. Bu tekshirishlar natijasida ba'zi elementlarning avvaldan ma'lum bo'lgan tabiiy guruhleri (masalan, ishqoriy metallar, ishqoriy–yer metallari, galogenlar) ga o'xshash element guruhleri shakllanib bordi. Elementlar va ularning birikmalari haqidagi ma'lumotlar kimyogarlar oldiga barcha elementlarni guruhlarga ajratish vazifasini quydi.

1789 yilda frantsuz olimi **A.Lavuaze** kimyoviy elementlarning birinchi klassifikatsiyasini yaratdi, u barcha oddiy moddalarni 4 gurux (metallmaslar, metallar, kislota radikallari va «oksidlar») ga ajratdi.

1812 yilda shved kimyogari **Y.Ya.Bertselius** barcha elementlarni metallar va metallmaslarga ajratdi. Bunday sinflash unchalik aniq bo'lmasada, haligacha o'z kuchini yo'qotmay kelmoqda.

1829 yilda nemis kimyogari **I.V.Debereyner** uchta – uchta elementdan iborat o'xshash elementlarning guruhlarini tuzdi va ularni triadalar deb atadi. Har qaysi triadada o'rtacha elementning atom massasi ikki chetdagi elementlarning atom massalari yig'indisining 2 ga bo'linganiga teng. O'sha vaqtda ma'lum bo'lgan elementlardan faqat yettita triada tuzish mumkin bo'ldi.

Davriy sistemaning kashf qilinishi. Fransuz kimyogari **Shankurtua** o'xshash elementlar guruhlariga atom massalarining o'zgarish qonuniyatlariga qiziqib o'zining «vint chizig'i» nomli elementlarning sistematikasini e'lon qildi. U elementlar xossalari egri chiziq holida solishtirib, o'zi chizgan silindr yuzasiga 16 ta vertikal chiziq tortdi va ularga elementlarni atom massalari ortib borishi bo'yicha joylashtirdi. Bunda ayrim o'xshash elementlar vertikal chizik bo'ylab joylashdi, ammo u elementlarning davriylik qonunini yarata olmadi.

1863 yilda ingliz kimyogari **J.A.Nyulends** elementlarning atom massalari bilan xossalari o'rtasidagi nisbatlari to'g'risida o'z axborotini bayon qildi, uningcha elementlarni atom massalari ortib borishi bo'yicha joylashtirilsa har sakkiz elementdan so'ng o'xshash xossalar takrorlanadi, bunga u «**oktava qonuni**» (okta – sakkiz demakdir) deb nom bergan. U ham elementlarning davriy qonunini kashf eta olmadi va tushuntirib bera olmadi.

1864 yilda nemis kimyogari **L.Meyer** o'zining «Hozirgi zamon kimyo nazariyalari va uning kimyoviy statikadagi roli» nomli kitobini nashrdan chiqardi. Bu kitobida, u ma'lum bo'lgan 63 elementdan 44 tasini 6 ta ustunga vodorodga nisbatan valentliklarga muvofiq joylashtirib o'zining elementlar jadvalini tuzgan edi. Unda haqiqatda ham o'xshash elementlar ustunlarda joylashgan bo'lib, ammo u davriy qonun sifatida ta'riflanmagan edi. D.I.Mendeleyev o'zining birinchi elementlarning davriy sistemasini e'lon qilgandan bir necha hafta o'tgandan keyin, L.Meyer davriy qonunning muallifligiga da'vo qilib chiqdi⁴⁷.

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

Kimyoviy elementlarni sistemaga solishga bo'lgan urinishlar Mendeleyev-

⁴⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 246-bet

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

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

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

Elementlarning quyidagi fizik xossalarida davriylik uchraydi:

1) atom hajmlari, 2) atom va ionlarning radiuslari, 3) optik spektrlari, 4) ionlanish potentsiallari, 5) suyuqlanish va qaynash haroratlari va boshqalar. Lekin elementlarning yadro zaryadlari atom massalari, atom issiqlik sig'imlari davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalar elementlarning davriy bo'lmagan xossalari qatoriga kiradi. Elementlar atomlarining yadro zaryadlari davriy sistemada bir

elementdan ikkinchi elementga o'tgan sari 1 tadan ortib boradi. Elementlarning atom massalari davriy sistemada bir elementdan 2-elementga o'tishi bilan birta uglerod birligi qadar ortib boradi. Ko'pchilik elementlarning atom issiqligi sig'imi 26 J ga teng bo'lib, elementning davriy sistemadagi o'rniga bog'liq emas.

Atom tuzilishi haqidagi tassavurlar davriy qonunning fizik mohiyatini yaqqol namoyon qildi, ya'ni nima uchun elementlarning xossalari davriy ravishda o'zgarishini tushuntirishga imkon berdi. Elementlarning davriy sistemada joylashgan o'rnini bilan ularning kimyoviy xossalari orasida ma'lum bog'lanish borligi aniqlandi.

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

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

Kimyoviy elementlarning davriy sistemasi. Kimyoviy elementlar davriy sistemasi – D.I.Mendeleyev yaratgan davriy qonunning grafik tasviridir. Xossalari ketma-ketlikda o'zgaradigan elementlarning qatori, masalan, litiydan neongacha yoki natriydan argongacha bo'lgan sakkiz elementdan iborat qatorlar Mendeleyev tomonidan **davrlar** deb ataldi. Agar bu ikki qatorni birini tagiga ikkinchisini yozsak, unda elementlar quyidagicha joylashishi mumkin:

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

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

D.I.Mendeleyev 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 gorizontaal va 6 ta vertikal qatorda joylashtirilgan edi. Bu variantda o‘xshash elementlar gorizontaal qatorlarga joylashgan bo‘lib, 4 ta element uchun bo‘sh joy qoldirilgan edi. D.I.Mendeleyev ularning mavjudligini, atom massalarini va xossalari oldindan aytib berdi. Bu variant **uzun davrli variant** hisoblanadi⁴⁸.

1 1A																	Representative elements		Zinc Cadmium Mercury		18 8A										
1 H	2 2A																	Noble gases		Lanthanides		13 3A		14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He			
3 Li	4 Be																	Transition metals		Actinides		5 B		6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne			
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		10	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn														
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	(113)	114	(115)	116	(117)	(118)														
																		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
																		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Unda 8 ta vertikal, 10 ta gorizontal qator bor edi. Bu variantga asoslanib, D.I.Mendeleyev bir necha element kashf etilishini bashorat qildi. D.I.Mendeleyev

125

bitta vertikal qatorda joylashgan oʻxshash elementlarni guruh deb, har qaysi ishqoriy metall dan galogengacha boʻlgan elementlar qatorini **davr** deb ataldi.

D.I. MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY JADVALI																										
DAVR-LAR	QATOR-LAR	I II III IV V VI VII VIII																								
1	1	H															He									
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F									Ne									
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl									Ar									
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni															
5	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd															
6	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt															
7	7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)									
8	8																									
9	9																									
10	10																									
YUQORI OXSIDLARI		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄																	
UCHLUVCHAN VODORODLI BIRIKMALARI					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR																		
* L A N T A N O I D L A R 58-71																										
** A K T I N O I D L A R 90-103																										

4.2-rasm. Davriy sistemaning qisqa varianti.

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

Hozir davriy sistemada 118 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.

Elementlarning davriy sistema boʻyicha klassifikatsiyalanishi. Kichik davrlarda ishqoriy metall bilan galogen orasida 5 ta element, katta davrlarda 15 ta element (masalan, VI davrda 29 ta element) joylashgan. Shunga koʻra, katta davrlarda bir elementdan ikkinchi elementga oʻtganda elementlarning xossalari kichik davrlardagiga nisbatan bir muncha sust oʻzgaradi. 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 kriptonga 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 kuchayadi⁴⁹.

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.Mendeleyev **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.

1	1A																										18										8A
1	1 H 1s ¹	2A																										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He 1s ²				
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²																											5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶			
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		10 10B	11 1B	12 2B	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶																			
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 4s ² 3d ¹	22 Ti 4s ² 3d ²	23 V 4s ² 3d ³	24 Cr 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn 4s ² 3d ⁵	26 Fe 4s ² 3d ⁶	27 Co 4s ² 3d ⁷	28 Ni 4s ² 3d ⁸	29 Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	30 Zn 4s ² 3d ¹⁰	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶																			
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 5s ² 4d ¹	40 Zr 5s ² 4d ²	41 Nb 5s ¹ 4d ⁴	42 Mo 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc 5s ² 4d ⁵	44 Ru 5s ¹ 4d ⁶	45 Rh 5s ¹ 4d ⁷	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	48 Cd 5s ² 4d ¹⁰	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶																			
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La 6s ² 5d ¹	72 Hf 6s ² 5d ²	73 Ta 6s ² 5d ³	74 W 6s ² 5d ⁴	75 Re 6s ² 5d ⁵	76 Os 6s ² 5d ⁶	77 Ir 6s ² 5d ⁷	78 Pt 6s ¹ 5d ⁹	79 Au 6s ¹ 5d ¹⁰	80 Hg 6s ² 5d ¹⁰	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶																			
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac 7s ² 6d ¹	104 Rf 7s ² 6d ²	105 Db 7s ² 6d ³	106 Sg 7s ² 6d ⁴	107 Bh 7s ² 6d ⁵	108 Hs 7s ² 6d ⁶	109 Mt 7s ² 6d ⁷	110 Ds 7s ² 6d ⁸	111 Rg 7s ² 6d ⁹	112 Cn 7s ² 6d ¹⁰	(113)	114 Fl 7s ² 7p ²	(115)	116 Lv 7s ² 7p ⁴	(117)	(118)																			
																		58 Ce 6s ² 4f ¹ 5d ¹	59 Pr 6s ² 4f ³	60 Nd 6s ² 4f ⁴	61 Pm 6s ² 4f ⁵	62 Sm 6s ² 4f ⁶	63 Eu 6s ² 4f ⁷	64 Gd 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 Tb 6s ² 4f ⁹	66 Dy 6s ² 4f ¹⁰	67 Ho 6s ² 4f ¹¹	68 Er 6s ² 4f ¹²	69 Tm 6s ² 4f ¹³	70 Yb 6s ² 4f ¹⁴	71 Lu 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹						
																		90 Th 7s ² 6d ²	91 Pa 7s ² 5f ² 6d ¹	92 U 7s ² 5f ³ 6d ¹	93 Np 7s ² 5f ⁴ 6d ¹	94 Pu 7s ² 5f ⁶	95 Am 7s ² 5f ⁷	96 Cm 7s ² 5f ⁷ 6d ¹	97 Bk 7s ² 5f ⁹	98 Cf 7s ² 5f ¹⁰	99 Es 7s ² 5f ¹¹	100 Fm 7s ² 5f ¹²	101 Md 7s ² 5f ¹³	102 No 7s ² 5f ¹⁴	103 Lr 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹						

4.3-rasm. Elementlarning elektron konfiguratsiyalari.

⁴⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 247- bet.

Asosiy guruhcha elementlari kimyoviy xossalari jihatidan yonaki guruhcha elementlaridan farq qiladi. Buni VII guruh elementlarida yaqqol ko‘rish mumkin. Bu guruhchaning yonaki guruhcha elementlari (marganets, texnitsiy, reniy) haqiqiy metallar, bosh guruhcha elementlari esa metallmaslardan tashkil topgan⁵⁰.

VIII guruhning asosiy guruhchasi nodir gazlar, yonaki guruhchasini metall (temir, kobalt, nikel, ruteniy, rodii, 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 valentli 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 seziy 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 hakovolar) davriy sistemada davr ichida ham, guruh chegarasida ham, ma‘lum qonuniyat bilan o‘zgaradi. Binobarin, har qaysi element davriy sistemada o‘z o‘rniga ega va bu

⁵⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 247-249- betlar.

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‘lum bo‘lsa, uning xossalari haqida to‘la fikr yuritib, ularni to‘g‘ri aytib berish mumkin.

Kimyoviy elementning davriy sistemadagi o‘rniga qarab, uning elektron tuzilishini aniqlash mumkin. Buning uchun quyidagi qonuniyatlarni bilish kerak.

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

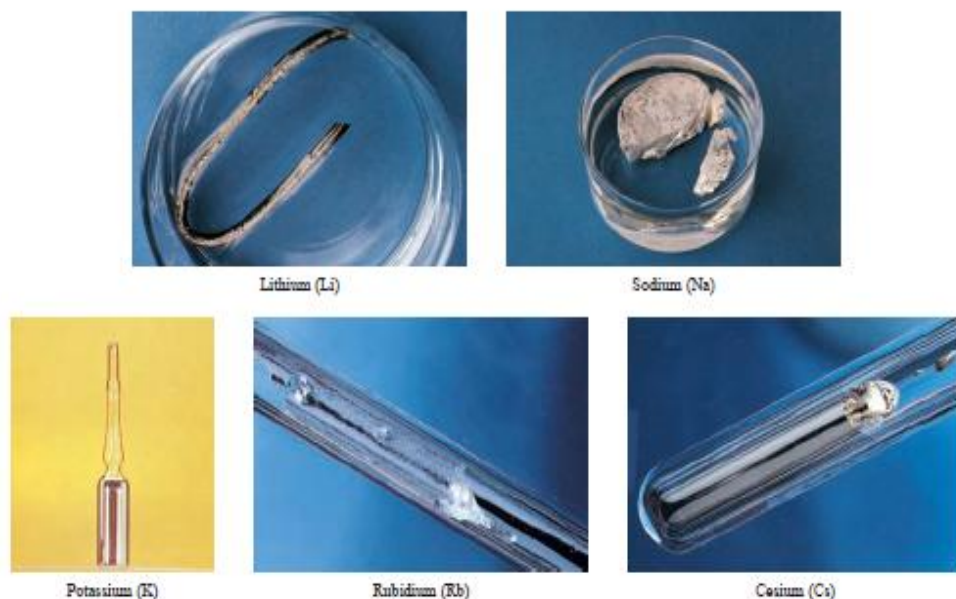
2. Asosiy guruhcha elementlari atomlari tashqi energetik pog‘onasidagi elektronlar soni shu element joylashgan davriy sistemaning guruh nomeriga teng. Masalan, 20-element kalsiy II guruhning asosiy guruhchasida, 4-davrda joylashgan. Kalsiy atomining tashqi pog‘onasidagi elektron konfiguratsiyasi $4s^2$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

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

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

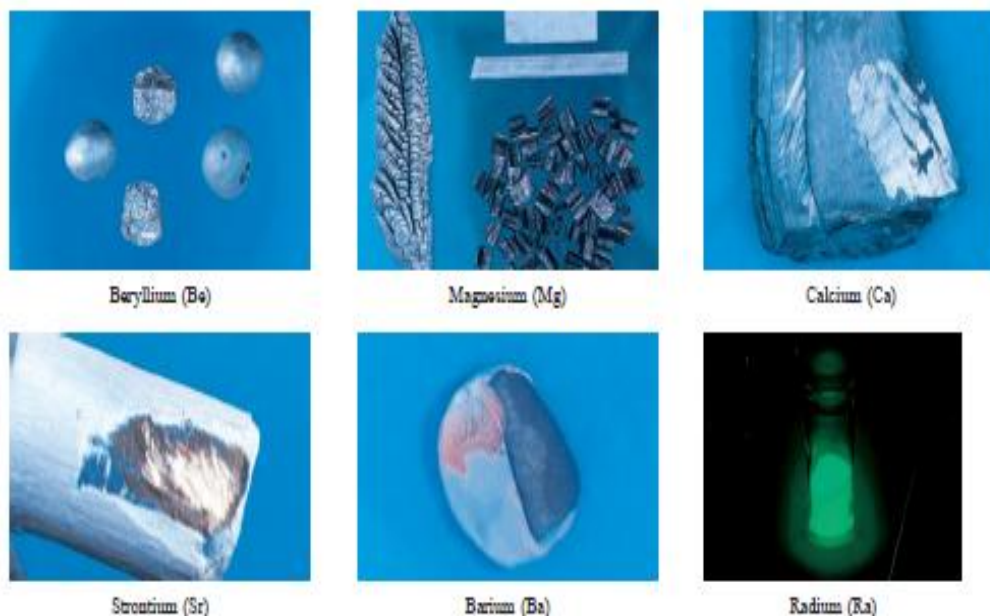
1A-guruh elementlari (ns^1 , $n \geq 2$). .4.4-rasmda 1A-guruhcha elementlari joylashgan bo‘lib, ishqor metallar deyiladi. Bu elementlarning barchasining dissotsilanish energiyalari eng past va yagona valent elektronni yo‘qotishga katta moyilligi bor. Aslida, ularning birikmalarining aksariyatida +1 ionlari bo‘ladi. Ular vodorod gaz ishlab chiqarish uchun suv bilan reaksiyaga kirishganda tegishli metall gidroksidi va vodorod hosil qiladi⁵¹:

⁵¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 262-263- betlar



4.4-rasm. 1A guruh elementlari (263-bet)

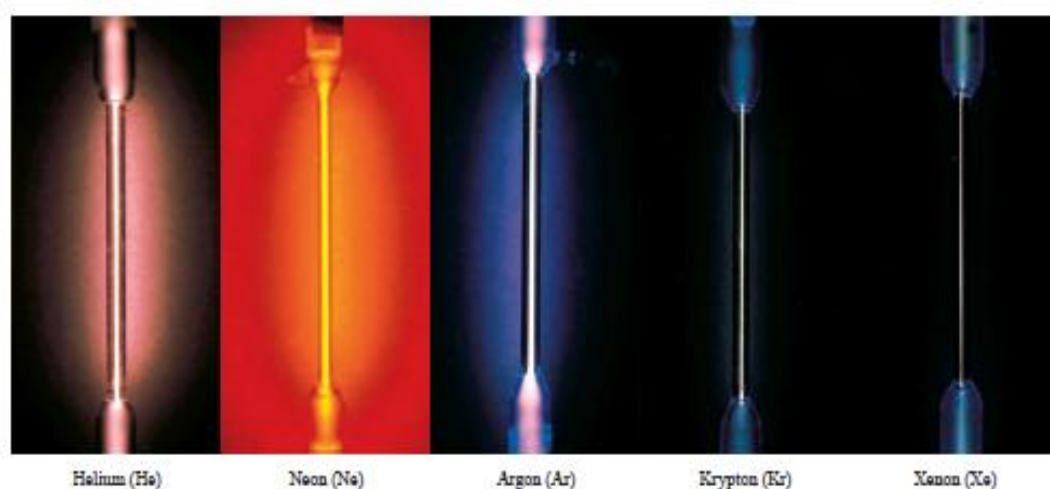
2A-guruh elementlari (ns^2 , $n \geq 2$). 4.5-rasmda 2A-guruhcha elementlari keltririlgan bo‘lib, ular odatda ishqoriy-yer metallari deb yuritiladi. Ishqoriy yer metallari reaksiya qobiliyati jihatidan ishqoriy metallarga nisbatan sustroq bo‘ladi. Birinchi va ikkinchi ionlanish energiyasining qiymati berilliydan bariyga o‘tgan sari kamayib boradi. Shunday qilib, M^{2+} ioni hosil bo‘lishida (bu yerda M- ishqoriy-yer metalli atomi), metallik xossasi yuqoridan pastga tomon oshib boradi⁵².



4.5-rasm. 2A guruh elementlari. Ishqoriy yer metallari (264 bet)

⁵² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2008. 262-264- betlar

8A-guruh elementlari (ns^2np^6 , $n \geq 2$). Barcha nodir gazlar asosan 1 ta atomdan iborat (4.6-rasm) bo‘ladi. Ularning atomlari elektronlar bilan to‘liq bo‘lganligi bois, ularga katta barqarorlikni beradi. (Geliy $1s^2$.) 8A guruh elementlarning dissotsilanish energiyalari barcha elementlar orasida eng katta bo‘lib, bu gazlar qo‘shimcha elektronlar qabul qilish uchun hech qanday moyilligi yo‘q. Ko‘p yillar davomida bu elementlar inert gazlar hisoblanib kelingan. 1962 yilga qadar hech kim bu elementlarning birikmalarini olishga muvaffaq bo‘lmagan. Britaniyalik kimyogar Neil Bartlett birinchi marta platina geksافتoridi bilan ksenonning reaksiyasi asosida reaksiyasini amalga oshirishga muvaffaq bo‘lgan:⁵³



4.6-rasm. 8A guruh elementlari-nodir gazlar. (269-bet)

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

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

II davr. D.I.Mendelev 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.

⁵³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 268-269 betlar

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.Mendeleyev aytgan “davriylikning” tom maʼnosi namoyon boʻldi.

Davriy qonun va elementlarning davriy sistemasi kimyo sanoatining yanada taraqqiy etishiga katta taʼsir koʻrsatdi. U yangi ilmiy kashfiyotlar qilishda muhim qurol boʻlib xizmat qildi.

D.I.Mendeleyev oʻz davriy qonuni asosida elementlar davriy sistemasini tuzganda hali koʻpgina elementlar nomaʼlum edi. Mendeleyev oʻz davriy sistemasida baʼzi kataklarni boʻsh qoldirdi. Masalan, kalsiy bilan titan orasida boʻsh joy qoldirdi. Shuningdek toʻrtinchi davrda rux bilan mishyak orasida ikkita katakni boʻsh qoldirdi.

D.I.Mendeleyev nomaʼlum elementlarning borligiga ishonch hosil qilibgina qolmasdan, balki ularning davriy sistemadagi oʻrniga asoslanib, xossalarini oldindan xarakterlab berdi. Kalsiy bilan titan orasidagi joylanishi kerak boʻlgan elementga **ekabor** (chunki uning xossalari borgan oʻxshash boʻlishi kerak edi), rux bilan mishyak orasida joylanishi kerak boʻlgan ikki elementni **ekaalyuminiy** va **ekasilitsiy** deb atadi. Keyingi 15 yil ichida Mendeleyev xarakterlagan uchala element kashf etildi.

1875 yilda fransuz kimyogari Lekok de Buabodron **ekaalyuminiy** xossalarini namoyon qiluvchi **galliyni** (Fransiyaning qadimiy nomi sharafiga atalgan) kashf qildi. 1879 yilda L.F.Nilson **ekabor** xossalariga ega boʻlgan **skandiyni** kashf etdi. 1886 yilda Germaniyada K.A.Vinkler **ekasilitsiy** xossalarini oʻzida namoyon qiluvchi **germaniyni** kashf etdi.

Davriy sistema baʼzi bir elementlarning valentligi va atom massasini aniqlashda katta rol oʻynadi. Masalan, berilliy elementi uzoq vaqtgacha alyuminiy atomi deb hisoblanib, uning oksidi formulasi Be_2O_3 holida yozilgan. Berilliy oksidining bu formulasi va foiz tarkibi asosida berilliyning atom massasi 13,5 ga teng deb hisoblanar edi. Davriy sistemaga binoan berilliy jadvalda faqat 1 ta oʻrinni egallaydi, bu oʻrin Mg ning yuqorisida boʻlishi kerak. Uning oksidi

formulasi esa BeO bilan ifodalanishi kerak. Berilliyning atom massasi oksid formulasi asosida 10 ga teng. Bu xulosa uning atom massasini berilliy xlorid bug‘ining zichligi asosida aniqlash bilan tezda tasdiqlandi.

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

4.1-jadval.

D.I.Mendeleyev taxmin qilgan elementning haqiqiysi bilan o‘xshashligi

Ekasilitsiyning xossalari	Germaniyning xossalari
Ekasilitsiy Es suyuqlanuvchan metall, kuchli issiqlik ta’sirida uchuvchan	Germaniy Ge - kulrang metall 936 °C da suyuqlanadi, undan yuqori haroratda uchuvchan
Atom massasi 72 ga yaqin	Atom massasi 72,59 ga teng
Zichligi 5,5 g/sm ³ atrofida	Zichligi 20° C 5,35 g/sm ³ ga teng
Oksidi oson qaytariluvchan	Oksidi kumir yoki vodorod yordamida metallgacha oson qaytariladi
Oksidining zichligi 4,7 g/ sm ³ ga yaqin	Oksidining zichligi 18° C 4,703 g/ sm ³ ga teng
EsCl ₄ suyuqlik, 90 °C atrofida qaynashi kerak, uning zichligi 1,9 g/ sm ³ ga yaqin	GeCl ₄ suyuqlik, 83 °C atrofida qaynaydi, uning zichligi 18 °C da 1,88 g/ sm ³ ga teng

Galliy, skandiy va germaniyning kashf etilishi davriy qonunning buyuk tantanasi bo‘ldi. Davriy sistema ba’zi bir elementlarning atom massalarini to‘g‘rilash uchun turtki bo‘ldi. Hozirda ham davriy qonun kimyoning yo‘naltiruvchi prinsiplaridan biri hisoblanadi. Davriy qonunga asoslanib, keyingi o‘n yilliklarda davriy sistemadagi urandan keyingi trasuran elementlar sun’iy yo‘l bilan hosil qilindi. Ulardan biri 101- element bo‘lib, unga Mendeleviy deb nom berildi.

4.2. Erkin atomlarning xossalari. Atom va ion radiuslari. Ionlanish potentsiali. Elektroniga moyillik. Elektromanfiylik. Diamagnetizm va paramagnetizm.

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

Ammo elementlarning rentgen nurlarining spektr chiziqlari to'liq uzunligi, yadro zaryadi, atom massasi, atom issiqlik sig'imi davriy ravishda o'zgarmaydi. Bu xossalar 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'lik emas.

Atom tuzilishi haqidagi nazariyalarning rivojlanishi uning fizik tabiatini tushintirdi, hamda elektron konfiguratsiyalarning oshib borishi, bosh kvant sonining ortishi davriy ravishda o'zgarishi kuzatildi. Elementlarning xossalari ularning atomlari elektron konfiguratsiyasiga bog'liq ekan demak bunda davriylik albatta borligi seziladi. Xossa-tartib nomeri diagrammasini ko'rsak unda minimum va maksimumdan iborat bo'lgan davriylikni ko'ramiz. Davriylik oddiy holda erkin atomlarning xossalarining o'zgarishida, murakkab holda esa gaz holatdagi, eritmalaridagi zarrachalardan kimyoviy birikmalar hosil bo'lishida ko'rish mumkin. davriylikning klassik misoli sifatida oddiy moddalar atomlari hajmining, ion radiuslarining, oksidlanish sonlarining, tartib nomeriga davriy ravishda bog'liqligini aytish mumkin. Elektron konfiguratsiyalarga bog'liq bo'lgan

xossalar-ionlanish potentsial, elektronga moyillik, elektromanfiylik ham davriy xarakterga ega.

1915 yilda Biron tomonidan davrlarda xossalarning monotonsiz o'zgarishi ya'ni ikkilamchi davriylik bo'lishi mumkinligini fanga kiritdi. Rasmda 4 gruppada yonaki monotonli va monotonsiz o'zgarishlar kursatilgan. Monotonsizlikning sababi 3d elektronlaridan 4s elektronlarning ekranga etilishi hisobiga germaniy elementining effektiv zaryadining oshishidir.

Yuqoridan bayon qilingan fikrlardan xulosa sifatida elementlar davriy sistemasida metallar va metalmaslarning kimyoviy aktivligining hamda oksidlar va gidroksidlar kislota-asoslik xossalarning davrlar va guruhlarda o'zgarish qonuniyatlarini quyidagi sxemada ko'rsatish mumkin:

Elementlarning davriy ravishda o'zgaradigan ba'zi xossalarga 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.

Atom radiusi. 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

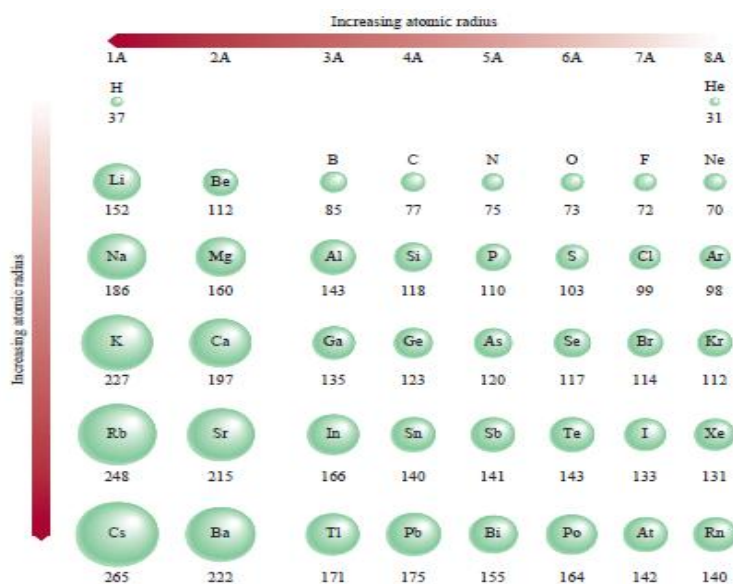
boshidan oxiriga o'tgan sayin kichiklashib boradi. Masalan, natriyning atom radiusi 0,189 nm; magniyniki 0,160 nm; alyuminiyniki 0,157 nm.

4.7-rasmda berilliy va yod molekulasi atom radiuslari va ular orasidagi masofa keltirilgan⁵⁴.



4.7-rasm. (a) Berilliy metaliga o'xshash metallarda atom radiusi ikkita qo'shni atomlarning markazlari orasidagi masofaga asosan aniqlanadi. (b) yodga o'xshash ikki atomli molekulalarning atom radiusi.

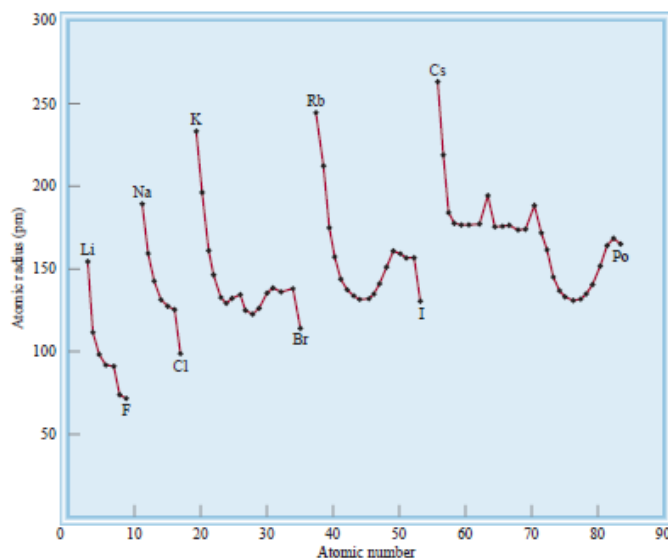
4.8-rasmda Elementlarning atom radiuslari bilan (pm da) ularning davriy sistemadagi joylashgan o'rniga bog'liqligi keltirilgan.



4.8-rasm. Elementlarning atom radiuslari bilan (pm da) ularning davriy sistemadagi joylashgan o'rniga bog'liqligi.

⁵⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 251-bet.

4.9-rasmda elementlarning tartib raqami bilan atom radiusi (piknometrda) orasidagi bog‘liqligi keltirilgan bo‘lib, yuqoridan pastga tomon o‘zgarishi keltirilgan⁵⁵.



4.9-rasm. Elementlarning tartib raqami bilan atom radiusi (piknometrda) orasidagi bog‘liqlik.

Lantanoidlarning atom radiusi bir elementdan ikkinchi elementga o‘tganda juda oz kamayadi. Seriyning 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 bulutining maksimal nuqtalari bilan yadro oraliq masofasini olish mantiqqa to‘g‘ri keladi. Ya‘ni atom yadrosi bilan tashki

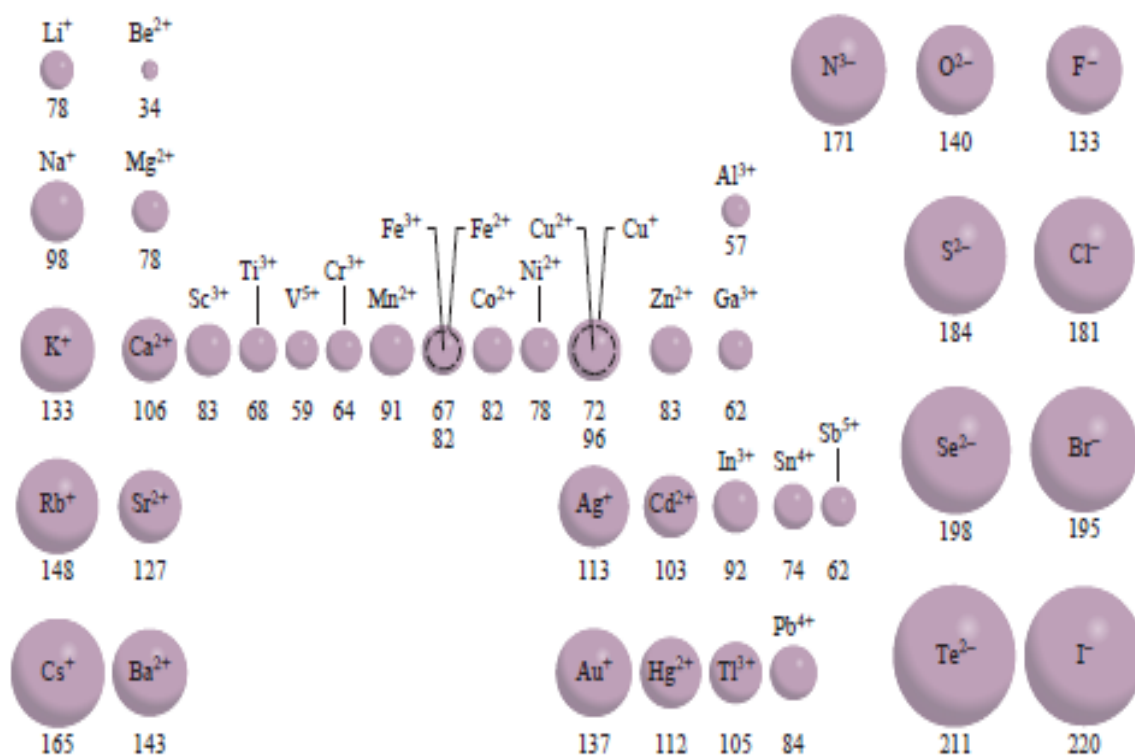
⁵⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 251-253-betlar

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.

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 qabul qilish mumkin: $d = r_1 + r_2$. Yadrolararo masofa – d kristallning panjara konstantasi nomi bilan yuritiladi⁵⁶.

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.

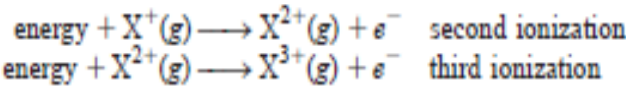


4.10-rasm. Ma'lum bo'lgan elementlarning (pm da) ion radiusi davriy jadvalda joylashishiga ko'ra taqsimlanishi.)

⁵⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 253-255-betlar

Ion radiuslari tajribada rentgen nuri yordamida aniqlash mumkin. Ishqoriy metallar osonlik bilan oʻz elektronlarini yoʻqotib, bir zaryadli musbat ionlarga aylanadi. Shuning uchun ishqoriy metallarning ionlanish energiyalari boshqa eelementlarnikidan kichikdir. Davr chegarasida chapdan oʻngga tomon ionlanish energiyasining qiymati tartibsiz ravishda ortib boradi.

Ionlanish energiyasi. Atomlar elektron berishi yoki biriktirib olishi natijasida hosil boʻlgan zarrachalar ionlar deyiladi. Atomlarning elektron berish (yoʻqotish) jarayoni endotermik, elektronni biriktirib olish jarayoni ekzotermikdir. Atomlar elektron yoʻqotganda musbat, elektron biriktirib olganda manfiy zarrachalar hosil oʻladi. Musbat ionlar hosil boʻlish jarayonini quyidagicha tenglamalar bilan tasvirlash mumkin:



Demak, *atomdan elektronni yadro taʼsir etadigan muxitdan chiqarib yuborish uchun saflangan energiya miqdori ionlanish energiyasi (potentsiali) deyiladi va uni J harfi bilan ifodalanadi.*

4.2-Jadvalda davriy sistemadagi 20 ta elementning ionlanish energiyasi qiymatlari keltirilgan.

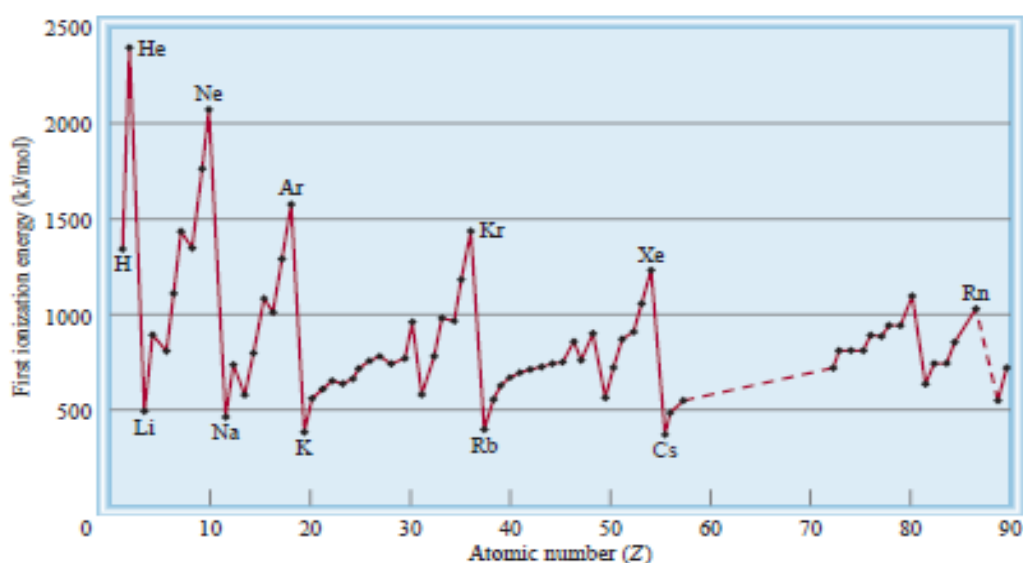
4.2-jadval.

20 ta elementning ionlanish energiyasi qiymatlari (KJ/molda)

Z	Element	First	Second	Third	Fourth	Fifth	Sixth
1	H	1,312					
2	He	2,373	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	495.9	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738.1	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577.9	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786.3	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999.5	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,251	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,521	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	418.7	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	589.5	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

4.11-rasmda elementlarning tartib nomeri bilan birinchi ionlanish energiyasi orasidagi bog‘liqligi keltirilgan⁵⁷.

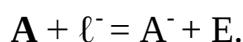
Agar atomdan bir elektronni chiqarib yuborilsa, atom bir zaryadli musbat ionga aylanadi. Bu ionning hosil bo‘lishi uchun saflangan energiya J_1 bilan ifodalanib, uni birinchi ionlanish potentsiali deyiladi. Agar hosil bo‘lgan iondan yana bir elektronni chiqarib yuborilsa, ikki zaryadli musbat ionga aylanadi. Bu vaqtda sarf etilgan energiya - J_2 ikkilamchi ionlanish potentsiali deyiladi. Ionlanish potentsiallari har doim $J_1 < J_2 < J_3 < J_4 \dots$ bo‘ladi. Masalan, Be atomining ionlanish potentsiali $J_1=9,320$ e.v, $J_2=18,206$ e.v, $J_3=153,850$ e.v, $J_4=217,657$ e.v ga teng.



4.11-rasm. Elementlarning tartib nomeri bilan birinchi ionlanish energiyasi orasidagi o‘zgarishi. Nodir gazlarning ionlanish energiyasining qiymati eng yuqori, ishqoriy va ishqoriy-yer metallariniki esa eng kichik

Ionlanish energiyasining qiymati davr chagarasida chapdan o‘nga tomon tartibsiz ravishda ortib boradi.

Elektronga moyillik. Atom elektron biriktirib olish natijasida manfiy zaryadli ion hosil qiladi. Manfiy ion hosil bo‘lishini quyidagi tenglama bilan ifodalasa bo‘ladi:



⁵⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 256-259-betlar

Demak, atom bitta elektronni biriktirib olganda ajralib chiqqan energiya miqdori (E) elektronga moyillik energiyasi deyiladi.

Davriy sistemaning bir gruppasida joylashgan elementlar atomlarining elektronga moyilligi ularning tartib nomerlari oshishi bilan kamayadi, chunki atom radiusi ortishi bilan elektronni tortish kuchi kamayadi. Davriy sistemaning bir davrida joylashgan elementlar atomlarining elektronga moyilligi ularning tartib nomeri ortib borishi bilan oshib boradi, chunki elementning tartib nomeri oshib borishi bilan (davrida) atom radiusi kamayib boradi. Shuning uchun atom elektronni tortish kuchi oshadi.

Shunday qilib, elektronga moyillik energiyasi elementning metallmaslik xossasining o'lchovi bo'la oladi. 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'rnini, elektronlar bilan to'lib boruvchi pog'onachaga (bu pog'onacha tugallanishiga yaqin bo'lsa, element atomining elektronga moyilligi yuqori bo'ladi) hamda boshqa faktorlarga bog'liq bo'ladi.

4.3-jadval.

Ba'zi elementlar atomlarining elektronga moyillik qiymatlari

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

Davr bo'yicha elementlar atomining elektronga moyilligi chapdan o'ngga oshib boradi. Jadvaldagi ma'lumotlar shuni ko'rsatadiki, VII guruhchaning p-

elementlari (F, Cl, Br) nisbatan yuqori elektronga moyillikka ega. Ular atomlarining tashqi elektron konfiguratsiyalari p^5 ga teng, ya'ni tugallanishga (p^6 ga) yaqindir.

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

Elektromanfiylik. Elementlar atomining elektromanfiyligi ayni elementning atomini ionlanish energiyasi va elektronga moyillik energiyasining arifmetik yig'indisi bilan belgilanadi, ya'ni

$$X_{\text{elektronmanfiylik}} = I_{\text{ionlanish energiyasi}} + E_{\text{elektronga moyillik}}.$$

F_{tor} atomining ionlanish energiyasi $J_1 = 415 \text{ kkal/g.at}$ ($17,418_{\text{e.v.}} \cdot 23,05 = 415 \text{ kkal}$). Elektronga moyilligi $95,0 \text{ kkal/g.at}$.

Demak, F_{tor} atomining elektronga moyilligi $= 415 + 95 = 510 \text{ kkal/g.at}$. Litiyning elektronmanfiyligi $= 123 + 5 = 128 \text{ kkal/g.at}$ ga teng. Element atomining elektronmanfiyligi qancha katta bo'lsa, shu elementning metalloidlik xossasi shuncha kuchli bo'ladi. Element atomining elektronmanfiyligi qancha kichik bo'lsa, uning metallik xossalari shunga kuchlik namoyon bo'ladi.

Malliken esa elektromanfiylikni ionlanish potentsiali + elektronga moyillik yig'indisiga teng deb tushintirdi: $X = I + E$

Bunda Malliken va Poling shkalalari mavjud. Poling shkalasida litiy atomining nisbiy elektromanfiyligini 1 ga teng deb qabul qilgan.

Elementlar davriy sistemasidagi elementlarning metallik va metallmaslik xossalari tushuntirish uchun 1927 yilda Poling tomonidan nisbiy elektromanfiylik (NEM) qiymatlari tushunchasi kiritildi. Elementlarning NEM lari jadvalda shkala tarzida berilgan, bu shkalaga Poling shkalasi deyiladi. Bundan asosan kimyoviy bog'lanishlarni o'rganishda keng foydalaniladi.

Litiyning Poling shkalasi bo'yicha nisbiy elektromanfiylik qiymati birga teng deb olingan. $X_{\text{Li}} = 1$; $X_{\text{F}} = 4,1$; $X_{\text{O}} = 3,5$; $X_{\text{N}} = 3,0$; $X_{\text{H}} = 2,1$; $X_{\text{P}} = 2,2$; $X_{\text{Al}} = 1,5$; $X_{\text{Fe}} = 1,8$.

a) Bosh gruppacha elementlarida yadro zaryadi ortishi bilan (yuqoridan pastga), pag'onalar soni ortishi bilan atomlarning elektromanfiyligi kamayib boradi.

I guruh	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
X – nisbiy elektromanfiylik	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7	0,7

b) Davrlarda elementlar yadro zaryadi ortishi bilan (chapdan o'ngga) atomlarning elektromanfiyligi ortib boradi.

3- davr	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
X – nisbiy elektromanfiylik	0,9	1,2	1,5	1,8	2,2	2,5	3,0

Bog'lanish uzunligi. Bog'lanish burchagi– l o'zaro bog'langan atom yadrolari orasidagi burchakka bog'lanish burchagi deyiladi. Bog'lanish burchagi l – gradus va minutlarda o'lchanadi. Bog'lanish uzunligi va bog'lanish burchagi kabi kattalikla moddaning geometrik shakli (tuzilishi)ni ko'rsatadi. $l=A$ angstremlarda ifodalanadi. $1A=10^{-8}$ sm ga teng.

Masalan: Suv molekulasidagi H va O atomlari orasidagi bog'lanish uzunligi 0,96 A, bog'lanish burchagi esa 104,50 ga teng. Demak, suv molekulasining tuzilishi uch burchak shakliga ega ekanligini ko'rsatadi.

4.3. Atom tuzilishi. Kvant mexanikasining boshlanishi. Nurning ikki xil tabiati

Atom murakkab sistema. Atom yunoncha so'z bo'lib, «bo'linmas» ma'nosini anglatadi. XIX asr boshlaridagi juda ko'p izlanishlar shuni ko'rsatadiki, atom moddaning eng kichik bo'linmaydigan zarrachasi emas, balki atomning o'zi elektron, proton, neytrondan va boshqa elementar zarrachalardan tarkib topganligi isbotlandi.

Daltonning atom nazariyasiga asosan biz atomni elementar birlik deb hisoblashimiz va uni kimyoviy birikmalar tarkibiga kiradi deb hisoblashimiz mumkin. Dalton fikriga ko'ra atom juda mayda zarracha va bo'linmaydi. Ammo

1850 yilda XX asr boshlariga kelib atomning murakkab ekanligi va uning tarkibida yanada kichik zarrachalar borligi aniqlandi. Natijada tadqiqotlar 3 ta zarrachaning kashf etilishiga olib keldi, bular elektron, proton va neytronlardir.

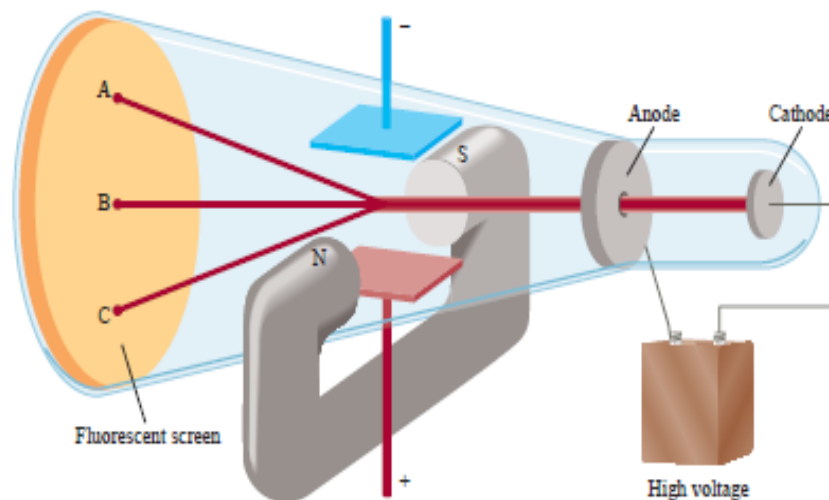
Atomning murakkab sistema ekanligini 1819 yildayoq M.G.Pavlov aytib o'tgan. XIX asrning 80 yillarida B.N.Chicherin atom xuddi «**Quyosh**» sistemasi kabi tuzilgan va uning markazida musbat zaryadli yadro joylashgan, deb ta'riflagan. 1886 yilda A.M. Butlerov- «atomlar bizga ma'lum kimyoviy jarayonlarda bo'linmas bo'lib qolsada, keyinchalik kashf etiladigan jarayonlarda albatta bo'linishi kerak» deb ta'kidlagan.

Elektronning kashf etilishi. Dastlab 1890 yillarda ko'pgina olimlar nurlanishni o'rganish ishlarini boshlaganlar. Buning uchun (1-rasm) Darhaqiqat, atomning murakkabligini tasdiqlovchi daslabki tajriba mal'umotlari angliyalik olim **Kruks** tomonidan **1879 yilda**, siyraklashtirilgan gazlarda elektr zaryadi hosil bo'lishi hodisasini tekshirish natijasida olindi. Agar elektrodlar kavsharlangan shisha naydan havo so'rib olinsa va unga yuqori kuchlanishli o'zgarmas tok ulansa, katoddan nur tarqala boshlaydi. Bu nurlar katod nurlari deyiladi. Ular magnit maydonida (4.11-rasm) to'g'ri chiziqli harakatini o'zgartirib, magnit tomonga og'adi. Demak, bu nurlar manfiy zaryadga ega. Ushbu tajriba ustida ingliz fizigi J.Tomson ham ish olib brogan. Bunda 1-navbatda elektron zaryadining uning massasiga nisbati o'lchangan. Bu miqdor elektronlar oqimining elektr va magnit maydon ta'sirida chetga chiqishini aniqlash orqali belgilangan. Uning taxminicha bu qiymat 1.76×10^{-8} Kl/g bo'lib, bu qiymat elektr zaryadini o'lchash qiymatidir⁵⁸.

Tadqiqotlar shuni ko'rsatdiki, bu oqim elektronlar oqimidan iborat. Ko'pchilik metallar ultrabinafsha nur bilan yoritilganda (fotoeffekt) ham elektronlar ajralib chiqadi. Elektronning massasi $9,1 \cdot 10^{-28}$ g, bu vodorod atomi massasining $1/1837$ qismini tashkil qiladi. Elektron zaryadini aniqlash bo'yicha

⁵⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 30-31- betlar.

amerikalik fizik A.Milliken 1908-1917 yillarda ish olib bordi va $4,8 \cdot 10^{-10}$ absolyut elektrostatik birlikka yoki $1,6 \cdot 10^{-19}$ K ga tengligini aniqladi⁵⁹.



4.12-rasm. Elektronli-nurlanish trubkasiga elektr maydon katod nurlari va tashqi magnit maydoniga teskari qilib joylashtirilgan. N va S simvollari magnit maydonida musbat va manfiy qutblar hisoblanadi. Bu yerda uch xil nur mavjud bo'lib, A nurlar manfiy qutb tomoniga, C nurlar musbat qutbga qarab harakatlanadi, B nurlar esa yo'nalishini o'zgartirmaydi.

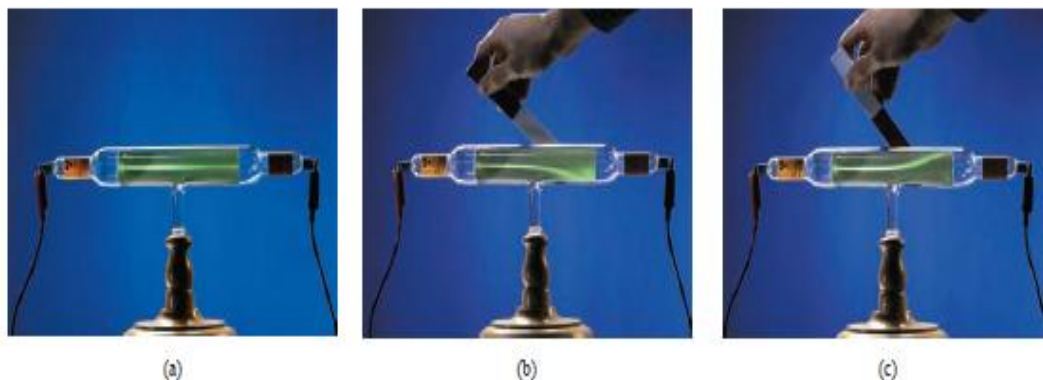
Atom tuzilishi haqidagi tushunchaning keyingi rivojlanishi, radiaktivlik hodisasining kashf etilishi bilan bog'liq. **1896 yilda A.Bekkerel** (1852-1906 yillar) uran birikmalari ko'zga ko'rinmaydigan nurlar chiqarish xususiyatiga ega ekanligini va bu nurlar qora qog'ozga o'ralgan foto plastinkasiga ta'sir qilishini aniqladi. Mariya Kyuri Skladovskaya va Per-Kyuri, Bekkerelning ishlarini davom ettirib, toriy va aktiniy ham shunday hossaga ega ekanligini aniqladilar. O'z-o'zidan nurlanish hodisasi radiaktivlik deb, bu xossaga ega bo'lgan moddalar esa radiaktiv moddalar deb ataladigan bo'ldi⁶⁰.

1903 yilda Dj. Tomson planetar nazariyani inkor qilib, o'zining nazariyasini taklif qildi. Bu nazariyaga ko'ra atom - butun hajm uzra bir tekis tarqalgan musbat

⁵⁹ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 31-35 betlar

⁶⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 31-32- betlar.

zaryaddan iborat bo‘lib, bu musbat zaryadni manfiy zaryadli elektronlar neytrallab turadi.



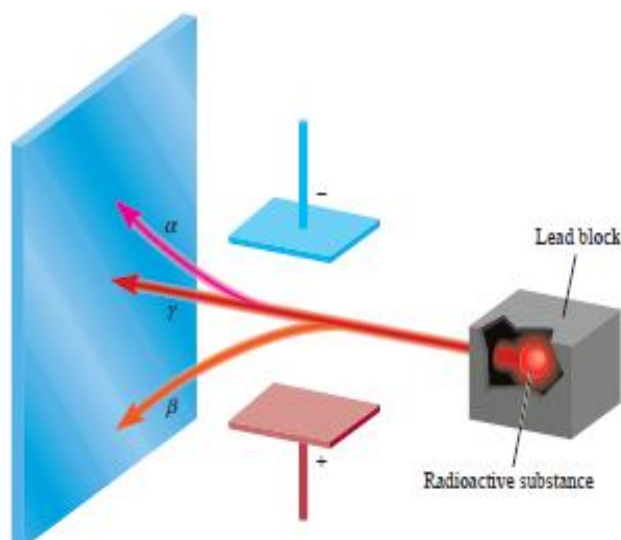
4.13-rasm. (a) elektron-nurlanishli razryadlangan og‘zi kavsharlangan trubka. katod chap tomonda, anod esa o‘ng tomonda joylashgan. Nurning o‘zi ko‘rinmas bo‘lib, rux sulfidning fluoresensiyasi shisha idishda yashil rang beradi. (b) magnit tegizilganda elektron katodga qarab og‘adi. Magnitning teskari tomoni yaqinlashtirilganda esa nur anodga qarab og‘gan(c).

Radioaktivlik hodisasi. 1895 yilda nemis fizigi **Vilgelm Rentgen** katod nurlarining xususiyatini o‘rgandi. U nurlar juda kata energiyaga ega bo‘lib, materiallarni teshib o‘tib, fotoplyonkani qoraytirishi natijada har xil moddalarning nurlanishiga olib keladi. Shunga ko‘ra bu nurlar magnitga tortilmaydi. Rentgen ushbu nurlarni x-nurlar deb atagan. Shundan biro z vaqt o‘tib Parijlik fizik **A.Bekkerel** moddalarning lyumenisensiya hodisasini o‘rgandi. Uning shogirdlaridan biri **Mariya Kyuri** esa radioaktivlik tushunchasini taklif qildi. Haqiqatdan ham har qanday element o‘zidan nur chiqarsa ular radioaktiv hisoblanadi.

Radiaktiv elementlar nurlanishida nurlar qanday zarrachalardan iboratligini birinchi bor **1903 yilda Rezerford** aniqladi. 1911 yilda ingliz olimi Ernst Rezerford o‘z tajribalari asosida Tomson nazariyasining puchligini isbot qildi va planetar nazariyani qaytadan tikladi. **1911 yilda E.Rezerford** α - nurlarni metall (yupqa) plastinkasidan o‘tkazganda, ularning ko‘p qismi metall plastinkadan o‘tib, yo‘nalishini o‘zgartirmasligini, bir qismi yo‘nalishini o‘zgartirishini kuzatdi. Juda kamdan-kam hollarda zarracha sachrab orqaga qaytdi. Keyingi tadqiqotlar esa

radioaktiv moddalar, uranga oʻxshash elementlar 3 xil nur hosil qilib parchalanadi ekan. β -nurlar platinkaning + zaryadi tomon harakatlanadi. α - nurlar esa + zaryadlangan boʻlib – zaryad tomon harakatlanadi. γ - nurlar esa zaryadsiz boʻlganidan elekttr maydonida hech qanday taʼsirga uchramaydi⁶¹.

U nurlarni yoʻliga kuchli magnit maydon taʼsir qilganda nurlar 3 qismga ajraldi (4.14-rasm)



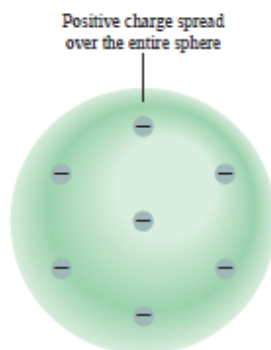
4.14-rasm. Radiativ elementlardan chiqayotgan nurlarning magnit maydonida ogʻishi. β -nurlar platinkaning + zaryadi tomon harakatlanadi. α - nurlar esa + zaryadlangan boʻlib – zaryad tomon harakatlanadi. γ - nurlar esa zaryadsiz boʻlganidan elekttr maydonida hech qanday taʼsirga uchramaydi.

Rezerford tomonidan radioaktiv nurlanishni oʻrganish natijasida nurlar α (alfa), β (beta) va γ (gamma) nurlar chiqishini kuzatdi va α - zarracha musbat zarayadlanganligi, uning massasi 4 uglerod birligiga, tezligi (dastlabki) 20.000 km/sek, geliy ionlari (${}^4_2\text{He}$) dan iboratligi aniqlangan. β -zarracha manfiy zaryadga ega, uning harakat tezligi 100000 km/sek. Bu nur tez harakatdagi elektronlar oqimidan iborat ekanligi aniqlangan. γ -nur zaryadsiz boʻlib, xuddi rentgen nuriga oʻxshab elektromagnit toʻlqin xossasiga ega ekanligi aniqlangan.

Proton va yadro. 1990 yillarga kelib, atomda electron borligi va u elektroneytral zarracha ekanligi aniq boʻlib qoldi. Shunga asoslangan holda

⁶¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 31-33- betlar.

J.Tomson atomni butun bir – zaryaddan iborat va u atomda bir xilda taqsimlangan deb hisobladi. (4.15-rasm). Tomsonning ushbu nazariyasi bir necha yillar qabul qilindi



4.15-rasm. Tomsonning atom tuzilishi modeli.

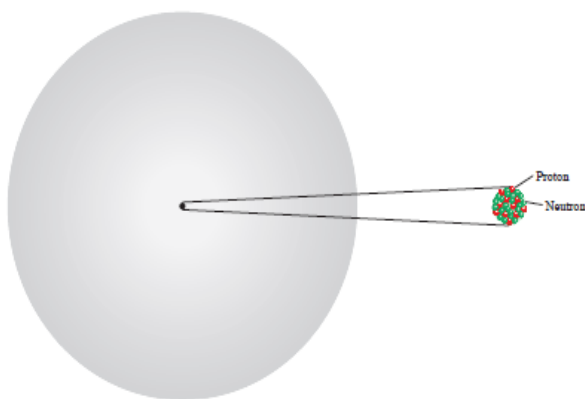
Shundan so‘ng 1910 yilda Yangi Zelandiyalik fizik E.Rezerford atom tuzilishini o‘rganish maqsadida metal plastinkalar va juda ingichka oltin plyonkasi sirtiga radioaktiv manba asosida α -zarrachalar yog‘dirib, ularning metallardan o‘tish yo‘llarini tekshirish asosida ajoyib natijalar kuzatildi. Yog‘dirilgan α -zarrachalarning ko‘p qismi metal plastinkadan to‘g‘ri o‘tib ketgan, juda oz qismi esa ma’lum burchakka og‘gan (10 mingdan 1 tasi). Bu uning nuklear (yadro) nazariyasi bo‘lib, atom markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo‘lib, uning atrofida elektronlar harakatlanadi. Atom elektroneytraldir, chunki elektronlar soni yadroning musbat zaryadi soniga teng. Elektronning umumiy massasi atomdagi protonning (va neytronning) umumiy massasidan ancha kichik. Shuning uchun atomning 99,9% dan ortiq massasi uning yadrosiga to‘plangan. Chunki atomning diametri 10^{-8} sm bo‘lsa, yadroning diametri 10^{-13} - 10^{-12} smni tashkil qiladi. Agar yadro massalarni bir joyga zich yig‘ish mumkin bo‘lsa edi, 1sm^3 ga yig‘ilgan atom yadrolarning massasi 116 million tonna kelar edi. Bu bilan Rezerford J.Tomson nazariyasining puchligini isbotladi⁶².

Shunday qilib, yangi kashfiyotlar atom murakkab sistema ekanligini va bir necha oddiy zarrachalardan tuzilganligini tasdiqladi.

⁶² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 33-34- betlar.

Neytronning kashf qilinishi. Rezerford modeli yordamida atom tuzilishini keltirish ham 1 masalaning yechilishiga to'sqinlik qilgan. Barchaga ma'lumki, vodorod eng oddiy atom bo'lib, unda 1 ta proton mavjud, geliyda esa 2 ta proton bor. Ularning massa nisbati shunga mos ravishda 2:1 bo'lishi kerak, ammo bu nisbat 4:1 ni tashkil etadi. Demak atomda yana qanaqadir zarracha bo'lishi kerak. Buni aniqlash uchun 1932 yilda ingliz fizigi Djeym Chedvik berilliyning yupqa plyonkasini α - zarracha bilan bombardimon qilganda prottonga nisbatan kata massaga ega bo'lgan nurlanishni aniqlagan va uni neytron deb atagan.

Avval aniqlanmay qolgan muammo shu bilan o'z isbotini topgan. Demak, geliy atomida 2 ta proton va 2 ta neytron bor ekan. Shunday qilib geliy va vodorodlarning nisbati 4:1 bo'ladi. 4.16-rasmida proton va neytronning atomda joylashishi keltirilgan.



4.16-rasm. Proton va neytron nisbatan kichik yadroda taqsimlanganligi. Yadro atrofida esa elektron harakatda bo'ladi.

Plank doimiysi va kvantlar nazariyasi. M.Plank 1900 yilda kvantlar nazariyasini maydonga tashladi. Kvant nazariyasiga muvofiq har qanday nur energiyasi uzluksiz oqim bo'lib emas, balki alohida porsiyalar (kvantlar) holida ajralib chiqadi va shu holda yutiladi. Kvant energiyasining kattaligi (E) nurning (tebranish soni) chastotasi (ν) ga to'g'ri proporsional, ya'ni kvant energiyaning kattaligi (E) Plank tenglamasi yordamida hisoblanadi: $E=h\nu$.

bu erda h -Plank doimiysi, u $6,6 \cdot 10^{-27}$ erg.sek. yoki $6,624 \cdot 10^{-34}$ j.sek. ga teng.

$\nu=c/\lambda$; c -yorug'lik tezligi, λ - yorug'likning to'lqin uzunligi.

Plank tenglamasiga muvofiq $E=h\nu = hc/\lambda$

Quyidagi tenglamalar asosida, ya'ni $E=mc^2$ va $E=h\nu=hc/\lambda$ asosida $mc^2=hc/\lambda$ ni hosil qilish mumkin.

Bu tenglamadan λ ni topsak: $\lambda = hc/mc^2 = h/mc$ hosil bo'ladi.

Bu tenglama foton impulsi (korpuskula) mc bilan nurning to'liq uzunligi orasidagi bog'lanishni ko'rsatadi. Shuning asosida 1924 yil de-Broyl fotonlar harakatining ikki yoqlama, ya'ni ham korpuskulyar, ham to'liqinsimon tabiatga ega ekanligi haqida har qanday zarracha harakati uchun ham qo'llash mumkin, degan xulosaga keldi, ya'ni $\lambda=h/mc=h/mv$.

Bu erda m -zarrachaning massasi, v -ularning tezligi, h -Plank domiyligi. Bu to'liqlar de-Broyl to'liqlari deyiladi⁶³.

De-Broyl formulasi, olib borilgan tadqiqotlar natijasida isbot etildi. P.S.Tartanovskiy elektronlarning difraktsiyaga uchrashi misolida de-Broyl formulasining to'g'ri ekanligi tasdiqlandi. Keyinchalik, neytron, proton, geliy atomi, vodorod molekulasiga ham difraktsiya hodisasiga uchrashi kuzatildi. Hozirda mikroskop zarrachalarining to'liq xususiyatlaridan elektronografiya, neytronografiya va boshqa sohalarda keng foydalanilmoqda.

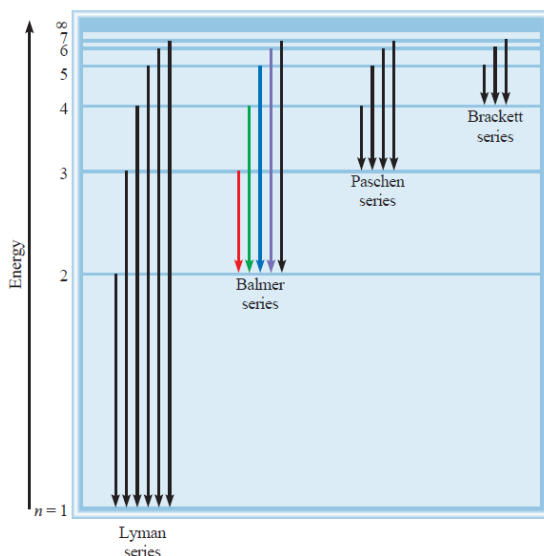
Nils Bor nazariyasi. Nils Bor 1913 yilda vodorod atomining tuzilishi nazariyasini taklif qildi. Nils Bor o'zining nazariyasini yaratishda E.Rezerford modeliga va Plankning kvantlar nazariyasiga asoslandi va vodorod atomining modelini nazariy jihatdan asosladi. Shuning natijasida o'zining quyidagi ikki postulatini yaratdi:

1-postulat. Elektron atom yadrosi atrofida ixtiyoriy orbitada emas, balki aniq, muayyan orbita bo'yicha (ma'lum energiya darajasiga mos keladigan orbitalar bo'ylab) harakat qiladi. Elektronlar shu orbitalar bo'ylab harakatlanayotganda o'zidan energiya chiqarmaydi, demak, atom barqaror statsionar holatda harakatda bo'ladi.

⁶³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 206-211- betlar.

Klassik mehanika nazariyasiga ko'ra, agar ma'lum bir markaz atrofida aylanma harakat qilayotgan jismning vaqt birligidagi harakat miqdori mvr bilan ifodalanadi. Bu erdagi m – harakatlanayotgan jism massasi, r -aylananing radiusi, v -harakat tezligi. Klassik mexanika qoidalariga ko'ra, bu formuladagi r va v uzluksiz qiymatga ega bo'lishi mumkin.

Kvantlar mehanikasi qoidalariga ko'ra, harakatdagi ma'lum massaga ega bo'lgan (jism) zarracha zapas energiyaga ega bo'lib, bu sistemaning energiyasi va r, v kattaliklar faqat ma'lum miqdorlarga ega bo'lishi mumkin. Modomiki shunday ekan, harakatlanayotgan zarrachaning vaqt birligidagi harakat miqdori mvr ham faqat ma'lum kattaliklarga ega bo'lishi kerak. Kvantlar mexanikasi qoidasiga ko'ra harakatlanayotgan zarrachaning vaqt birligidagi harakat miqdori $h/2\pi$ bilan ifodalanadi.



4.17-Rasm. N.Bor bo'yicha vodorod atomining spektral seriyalari: I-Layman seriyasi (ultrabinafsha soha), II - Balmer seriyasi (ko'zga ko'rinadigan soxa) , III-Pashin seriyasi (infra qizil), IV-Brakket seriyasi.

Zarrachaning harakat miqdori quyidagi qiymatlarga ega bo'lishi mumkin. $h/2\pi$ yoki $h/2\pi \cdot n$, bu erda $n=1,2,3,4... \infty$ bo'lishi mumkin. Demak, $mvr = \frac{h}{2\pi} \cdot n$ yozish mumkin. Bu matematik formula shuni ko'rsatadiki, atom yadrosi atrofida harakat qilayotgan elektronlar orbitalari kvantlanganligini ifodalaydi. Agar

formuladagi $n=1$ bo'lsa, u holda, vodorod atomi normal holatda bo'ladi. Agar $n=2,3,4,5,\dots,\infty$ bo'lsa, bunday holda, vodorod atomi g'alayonlangan holatda bo'ladi.

Normal holatdagi vodorod tashqi muhitdan qo'shimcha energiya qabul qilsa, g'alayonlangan holatga o'tadi. Bu holda vodorod atomidagi elektron birinchi orbitadan ($n=1$) boshqa, ya'ni yadrodan uzoqroq orbitalarning biriga ($n=2,3,\dots$) o'tib, o'sha orbita bo'ylab harakat qila boshlaydi. Demak, g'alayonlangan atomdagi elektron energiyasi g'alayonlanmagan atomdagi elektronning energiyasidan ortiq bo'ladi. Lekin, atomning g'alayonlangan holati nihoyatda qisqa muddatlidir: u sekundning yuz million ulushi qadar oz vaqt davom etadi. So'ngra, yadroga yaqin orbitalarning biriga va nihoyat birinchi orbitaga (yoki to'g'ridan-to'g'ri birinchi orbitaga qaytib o'tadi).

Atomdagi elektronning harakatlanishdagi tezligi $-v$ va radiusi $-r$ qanday qiymatlarga ega bo'lishi mumkin? Bu savolga javob berish uchun formuladan v ni

qiymatini topib, $\frac{mv^2}{r} = \frac{l \cdot l_1}{r^2}$ (a) formulaga qo'yib echish natijisida quyidagi

xulosalarga kelimiz: demak, $mvr = \frac{h}{2\pi} n$, $v = \frac{h}{mr2\pi} \cdot n$

v ning qiymatini (a) formulaga qo'yamiz:

$$m \frac{\frac{h^2}{m^2 r^2 4\pi^2 \cdot n^2}}{r} = \frac{l \cdot l_1}{r^2} ; \quad \frac{m \cdot h^2 n^2}{m^2 r^3 \cdot 4\pi^2} = \frac{l \cdot l_1}{r^2} ; \quad \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 m r} = l \cdot l_1$$

$$h^2 n^2 = l \cdot l_1 4\pi^2 m r ; \quad r_n = \frac{h^2}{4\pi^2 m \cdot l \cdot l_1} \cdot n^2 \quad \text{bu erda } n=1,2,3,\dots,\infty$$

h - Plank doimiyligi,

ℓ -elektron zaryadi - $1,60206 \cdot 10^{-19}$ kulon.

ℓ_1 - atomning yadro zaryadi - $+1,60206 \cdot 10^{-19}$ kulon

$4\pi^2$ -aylananing yuzi.

Formulaning o'ng tomonidagi qiymatlarni qo'yib r ni hisoblansa, vodorod atomidagi orbitaning radiusi $0,53 \text{ A}^0$ ga tengligini ko'ramiz. Ikkinchi orbitaning

radiusi birinchi orbitaga qaraganda 4 marta, uchinchi orbitaniki esa 9 marta kattadir, binobarin $r_1:r_2:r_3 \dots = 1^2:2^2:3^2$ dir.

Endi $mvr = \frac{h}{2\pi} \cdot n$ dan r ni topsak $r = \frac{h}{mv \cdot 2\pi} n$ bo'ladi. r ning qiymatini

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{l \cdot l_1}{r^2} \quad \text{ga} \quad \text{qo'ysak,} \quad \frac{\frac{mv^2}{h}}{mv \cdot 2\pi} n = \frac{\frac{l \cdot l_1}{h^2}}{m^2 v^2 \cdot 4\pi^2} n^2 \quad \frac{mv^2 \cdot mv \cdot 2\pi}{h \cdot n} = \frac{l \cdot l_1 \cdot m^2 v^2 \cdot 4\pi^2}{h^2 \cdot n^2}$$

$$v \cdot h \cdot n = 2\pi l \cdot l_1, \quad v_n = \frac{2\pi \cdot l \cdot l_1}{h} \cdot \frac{1}{n}$$

Agar $n=1$ bo'lsa, formulani o'ng tomondagi qiymatlarni qo'yib v ni hisoblansa, vodorod atomidagi elektronning kvantlangan birinchi orbitadagi harakat tezligi – $v=2187$ km/sekundga teng bo'ladi. Ikkinchi kvantlangan orbitadagi elektronning tezligi ikki marta, uchinchi orbitadagi elektronning tezligi uch marta kichikdir. Demak, $V_1:V_2:V_3 \dots = 1/1:1/2:1/3 \dots$

N.Borning ikkinchi postulati. Agar yadroga yaqin orbitalardan birida harakat qilayotgan elektron yadrodan uzoqroqdagi orbitalardan biriga o'tganda, u kvant energiya yutadi. Atom yadrosidan uzoqroq orbitalardan birida harakatlanayotgan elektron, yadroga yaqin orbitaga o'tganda, u kvant energiya chiqaradi. (6- rasm) Elektron kvantlangan yoki barqaror orbitalar boylab harakatlanganda atom energiya chiqarmaydi va yutmaydi.

Bu kvantning kattaligi dastlabki va oxirgi holatlarning energiyalari orasidagi ayrimaga tengdir:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu: E_3 - E_1 = h\nu_2 \text{ va hokazo.}$$

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

Bu erda berilmagan matematik usullar yordamida ushbu formulani o'zgartirsak, u Bor formulasiga aylanadi:

$$\nu = 3,3 \cdot 10^{15} \left[\frac{1}{n_{\text{якин}}^2} - \frac{1}{n_{\text{узок}}^2} \right] \text{сек}^{-1}$$

N.Bor vodorod spektrining hosil bo'lish mexanizmini quyidagicha tushuntirdi. Elektron birinchi statsionar orbitadan uzoqroqdagi biror orbitaga o'tishida energiya yutadi va uning oldingi orbitaga qaytishida nurlanish sodir

bo'ladi, spektrda esa shunga muvofiq chiziqli hosil bo'ladi. Bu (Layman seriyasi) seriya spektrning oddiy ko'z bilan ko'rib bo'lmaydigan ultrabinafsha nurlariga to'g'ri keladi. Bu nazariya spektrlarda kuzatiladigan juda ko'p hodisalarni to'g'ri tushuntirishda oqimlik qiladi.

Mikrozarracha harakatining to'liq xarakteri. Ma'lumki, elektromagnitning nurlanishni ifodalashda to'liq va korpuskulyar deb tasavvur qilish mumkin: birinchidan monoxromatik nurlanish xuddi to'liq kabi tarqaladi va to'liq uzunlik λ (yoki tebranish chastotasi ...) bilan xarakterlanadi; ikkinchidan u mikrozarrachaga kvant energiyani tashuvchi fotonlar deb qarash mumkin.

Hozirgi zamon molekula va atom tuzilish nazariyasi mikroobekt deb ataluvchi juda kichik massaga ega bo'lgan zarracha va elektronlar harakatni ifodalaydigan qonunlarga asoslanadi. Bu qonunlar asosan 1925-1926 yillarda yaratilgan bo'lib, makroobekt deb ataluvchi oddiy ko'z va mikroskop orqali ko'rinadigan buyumlar harakati qonunlaridan keskin farq qiladi.

Mikroobektlar ikki xil - zarracha va to'liq xossasini namoyon qiladi, ya'ni ular bir vaqtning o'zida korpuskulyar va to'liq xossalarga ega bo'ladi.

Nurning ikki xil tabiati. O'tgan asrning birinchi yarmida nurning interferentsiya va difraktsiya hodisalari tajribada o'rganilib, nur kundalang elektromagnit tebranishga ega ekanligi aniqlangan edi. Ma'lum sharoitda interferentsiya va difraktsiyaning hosil bo'lishiga qarab har qanday nurni tavsiflash mumkin. XX asrga kelib nurning oqimi natijasida vujudga kelgan zarrachalar harakatini nur kvantlari yoki foton deb atala boshlandi. Nurning korpuskulyar xossasi esa asosan Kompton effekti va fotoeffekt hodisalarida namoyon bo'ladi. Fotoeffekt hodisasi 1887 yil G. Gerts tomonidan o'rganilgan. Keyinchalik A.G. Stoletov tomonidan rivojlantirilgan bo'lib, bu hodisa metallarning yorug'lik nuri ta'sirida o'zidan elektronlar chiqarishiga asoslandi. Fotoeffekt xodisasini nurning to'liq nazariyasi asosida tushuntirib bo'lmaydi. Elektron o'lchamlari nihoyatda kichik bo'lganligi sababli, unga tushayotgan elektromagnit to'liqlari orqali berilayotgan energiya shunchalik kamki, elektronni metallardan chiqarish uchun kerak bo'lgan energiyaning to'planishi uchun quyosh nuri ta'sirida uni bir necha

soat davomida nurlantirish kerak bo‘lur edi. Vaholanki, nurlantirgan zaxoti elektronlarning metallardan chiqishi kuzatiladi. Bundan tashqari, to‘lqin nazariyasiga asosan, metall chiqarayotgan elektronlar energiyasi tushayotgan yorug‘likning intensivligiga to‘g‘ri proporsional bo‘lishi kerak edi. Lekin elektron energiyasi yorug‘lik nurining intensivligiga emas, balki uning chastotasiga bogliqligi aniqlangan. Yorug‘lik nurining chastotasi ortishi bilan elektron energiyasi ham ortib boradi. Yorug‘lik nurining intensivligi ortganda metallardan uchib chiqayotgan elektronlar soni ortadi, xolos. 1905 yili Eynshteyn nurni zarrachalar oqimi - fotonlar deb qarab, fotoeffekt hodisasini to‘lqin kilish mumkinligini ko‘rsatdi.

Plank tenglamasi bilan aniqlangan energiya miqdori $h\nu$ ga teng bo‘ladi. Shu bilan birga to‘lqinsimon nurlanish fotoeffekt hodisasini vujudga keltirmasligi ham aniqlandi. Bunday holda fotonlar energiyasi elektronlarni metallardan uchib chiqarish uchun yetarli bo‘lmay qoladi. Fotondan olgan energiyasini metall atomiga bermasdan uchib chiqayotgan elektronlar maksimal energiyaga ega buladi. Bunday elektronlarning energiyasi foton energiyasi $h\nu$ bilan metallardan elektronni chiqarishga sarflangan kuchni yengishga ketgan ish ayirmasiga teng bo‘ladi.

$$(E_e)_{\max} = h \cdot \nu - A$$

Bu tenglama fotoeffekt uchun Eynshteyn qonuni deb atalib, tajriba natijalariga batamom mos keladi. Bu hodisani 1916 yili Milliken tajribada ko‘rib chiqayotgan elektronning maksimal energiyasini o‘lchashda muvaffaq bo‘ldi:

$$V_e = m_e \cdot V^2 / 2 = (E_e)$$

Bu erda; m_e - elektron massasi, e - elektron zaryadi, v - elektron tezligi, V_e - elektron maydoni kuchlanishi.

Eynshteyn qonuni asosida Plank doimiyligini topish mumkin. Buning uchun elektronning maksimal energiyasi (E_e) maks, bilan tushayotgan nur chastotasi orasidagi boglanishni aniqlash kerak. Yuqorida keltirilgan tenglamalardan ko‘rinib turibdiki, to‘g‘ri chiziqning og‘ishi $U - V$ koordinatasida $\frac{h}{e}$ nisbatga tengdir. Bu usul Plank doimiysini aniqlashda eng qulay usullardan biridir. Nurning

korpuskulyar tabiatini- **Kompton effektini** tushuntirishdan oldin massa bilan energiya orasidagi bog‘lanish qonunlarini ko‘rib chiqamiz.

De-Broyl to‘lqinlari. Fotoeffekt va Kompton effektlari ko‘rinadigan yorug‘lik va rentgen nurlanishlarining korpuskulyar tabiatga ega ekanligini ko‘rsatdi. Interferentsiya va difraktsiya jarayonlari esa nurning to‘lqin tabiatli ekanligini tasdiqladi. Fotonlar harakati ham korpuskulyar, ham to‘lqinsimon xususiyatga ega. 1924 yilda De-Broyl fotonlar harakatining ikki yoqlama, ya'ni ham korpuskulyar, ham to‘lqinsimon tabiatga ega ekanligi haqidagi nazariyani har qanday zarracha harakati uchun ham qo‘llash mumkin degan xulosaga keladi.

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

Bu erda: m - zarrachalarning massasi, V - ularning tezligi. Bu to‘lqinlar **De-Broyl to‘lqinlari** deb ataladi. De-Broylning bu xulosasi keyinchalik elektronlarga ham difraktsiya jarayoni hosligi ma'lum bo‘lishi bilan tasdiqlandi. Elektronlar oqimi difraktsion turdan o‘tishi natijasida fotoplastinkada hosil bo‘lgan difraktsion tasvir (II.40) tenglama orqali hisoblangan λ to‘lqin uzunligiga teng bo‘lgan nurlanish natijasiga mos keldi. Difraktsion to‘r sifatida metallar kristallidan foydalaniladi, chunki bunday kristallarda atomlar difraktsion to‘g‘ri to‘r hosil qilib joylashgan. Bunday tajriba birinchi marta 1927 yili Devisson va Djermerlar tomonidan o‘tkazilgan. Xuddi shunday elektronlar difraktsiyasini Tomson va Tartakovskiyalar ham kuzatishgan. Elektronlar difraktsiyasini kuzatishda ishlatiladigan asbob-elektronograf deb ataladi. Bundan tashqari moddalarning struktura tuzilishshshi neytronlar difraktsiyasi yordamida o‘rganish ham mumkin. Vodorod molekulasini, geliy atomi va boshqa zarrachalarning elektron difraktsiyalari shu usulda batafsil o‘rganilgan. Bularning hammasi, zarrachalar harakati ikki yoqlama - korpuskulyar va to‘lqin tabiatga ega ekanligini batamom tasdiqladi. Agar biz tenglama bo‘yicha turli xil ob'ektlar uchun to‘lqin uzunlikni hisoblasak makroob'ektlar uchun bu miqdor juda kichik qiymatga ega ekanligi ma'lum bo‘ladi. Masalan 1 g massaga ega bo‘lgan zarracha 1 sm.sek tezlik bilan harakat qilsa, to‘lqin uzushgagi $\lambda=6,6 \cdot 10^{-29}$ m ga teng bo‘lishini kuzatishimiz mumkin. Bu to‘lqin uzunlikning qiymatini

aniqlash ancha murakkab ish. Agar to‘lqin uzunligi atom radiusi – 10^{-10} m dan juda kichik bo‘lsa, u holda difraktsion panjarani ko‘rish yoki zarrachalarning to‘lqin tabiatini biron-bir kurilma yordamida kuzatish mumkin bo‘lmaydi. Mikrozarachalarda esa ahvol bir oz boshqacha. Masalan, 1 v potentsial bilan harakatlantirilgan elektronning tezligi ($V = 5,93 \cdot 10^5$ mG’s) uning to‘lqin uzunligiga bog‘liq bo‘ladi. Elektronlar oqimi (yoki mikrozarachalar) difraktsion panjaradan o‘tayotganda, ularning intensivligi ma‘lum bir yo‘nalishda ortadi, ba‘zan De-Broyl tenglamasiga asosan kamayadi. Elektronlar oqimining intensivligi elektronlarning ekranda taqsimlanish extimolligi bilan aniqlanadi. Shunday qilib, mikrozarachalarning taqsimlanish extimolligi ham to‘lqinsimon harakat qonunlari orqali ifodalanishi mumkin. Bunda mikrozarachalarning harakat traektoriyasi korpuskulyar va to‘lqin tabiatga ega ekanligi namoyon bo‘ladi. Ko‘pgina hollarda De-Broyl to‘lqinlari – **to‘lqin ehtimolliklari** deb ataladi. De-Broyl tenglamasi o‘zgarmas kinetik energiya va tezlikka ega bo‘lgan mikrozarachalar oqimining difraktsiyalanish natijalarini aytib berish uchun juda qulaydir, vaholanki, De-Broyl to‘lqin uzunligi λ – o‘zgarmasdir. Biroq shuni ham xisobga olish kerakki, atom va molekulalarning potentsial (kinetik) energiyalari zarrachalar orasidagi masofaga bog‘liq, bo‘ladi. Shu sababli De-Broyl tenglamasidan bunday holatda to‘g‘ridan-to‘g‘ri foydalanib bo‘lmaydi. Demak, yuqorida keltirilgan holatlarni birmuncha umumlashtirish talab qilinadi.

3. Mikroob‘ektlarning holatini to‘liq funktsiya (Ψ funktsiya) bilan harakterlash mumkin, chunki Ψ - funktsiya mutlaq qiymatlarining [ya‘ni moduli kvadratining ($|\Psi|^2$) ning] hajm elementlariga ko‘paytmasi $|\Psi|^2 dt$ ayni hajm zarracha bo‘la olishining ehtimolligini ko‘rsatadi. Ψ - funktsiya tushunchasi fanga 1926 yilda Ervin Shryodinger tomonidan kiritilgan. Klassik mexanikada I.Nyutonning harakat qonunlari qanday rol uynaydigan bo‘lsa, to‘lqin mexanikada E.Shryedinger tenglamasi ham xuddi ana shunday rol o‘ynaydi.

Shryedinger elektronning atomdagi harakatini turg‘un to‘lqin deb tasavvur qildi va bu harakat tenglamasiga de Broyl printsipini kiritib amplitudasining

kvadratga ko‘tarilgan qiymati fazoning ayni nuqtasida elektronning bo‘lib turish ehtimolligini tavsiflaydigan to‘lqin funktsiya Ψ uchun tenglama tuzdi:

$$\tau^2 \Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (\tau - U) \Psi = 0.$$

Fazoning qaysi qismida mikrozarra bo‘lib turish ehtimolligini topish uchun Shryedinger tenglamasini yechib Ψ -ning qiymatini topish kerak, chunki mikrozarra bo‘lish ehtimolligi $|\Psi|^2 d\tau$ ga tengdir.

Ψ - funktsiyasi atomdagi biror elektronning xususiy to‘lqin funktsiyasi bo‘la olishi uchun bu elektronning ma‘lum holatlarini ifodalash kerak. Bu holatlar **kvant sonlar** nomini olgan butun sonlarning turlicha to‘plami orqali ifodalanadi: 1) bosh kvant son (n); 2) orbital kvant son (ℓ); 3) magnit kvant son (m).

To‘lqin mexanikasi asosida ikki printsiptir; birinchisi elektron zarrachagina emas, u to‘lqin hamdir. Bu printsiptir de Broyl formulasi bilan ifodalanadi. Bizga ma‘lum bo‘lgan Eynshteyn formulasi $E = mc^2$ va Plank tenglamasi $E = h\nu$ ga asosan yozish mumkin:

$$mc^2 = h\nu, \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad \text{shuning uchun} \quad mc^2 = h \frac{c}{\lambda} \quad \text{yozib, uni quyidagicha yozish}$$

mumkin: $\lambda = \frac{h}{mc} = \frac{h}{p}$. De Broyl formulasi. Bu yerda, $mc = p$ - impuls, h - Plank doimiysi. Demak, ma‘lum massaga va tezlikka ega bo‘lgan kichik zarrachaga ma‘lum to‘lqin uzunligi to‘g‘ri kelar ekan.

Ikkinchi printsiptir - Geyzenbergning noaniqlik printsiptir bo‘lib, bu printsiptirga muvofiq «elektronning impulsi yoki tezligi qanchalik aniq o‘lchansa, uning koordinatalari (fazodagi o‘rni) shunchalik noaniq o‘lchanadi»:

$$\Delta P_x \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} ; \quad \Delta P_y \cdot \Delta y \geq \frac{h}{2\pi} ;$$

$$\Delta P_z \cdot \Delta z \geq \frac{h}{2\pi} \quad \text{yoki} \quad v_x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{m}.$$

bu erda $\Delta x, \Delta y, \Delta z$ - elektron koordinatlarini o‘lchashdagi noaniqlik.

Δp - elektron impulsini o‘lchashdagi noaniqlik,

Δv - elektron tezligini o‘lchashdagi xato.

Shuning uchun enegiyasi ma'lum elektronning koordinatlari qanday ekanligini aniq aytish mumkin emas, balki faqat ayni joyda elektronning bo'lish ehtimolligi xaqida fikr yuritish mumkin.

E.Shredinger elektronning atom sferasidagi harakatini turg'un (tik) to'lqin deb, ya'ni ikki uchi mahkamlangan torning so'nmas tebranishidan hosil bo'lgan to'lqin deb qabul qildi va bu tenglamaga de Broyl printsipini kiritib, kvadratga ko'tarilgan qiymati elektronning fazoda bo'lish ehtimolligini ifodalaydigan funktsiya uchun tenglama hosil qildi. Turg'un (tik) to'lqinni tavsiflash uchun quyidagi differentsial tenglamadan foydalandi:

$$\Delta A^2 + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} A = 0; \quad \Delta A^2 = \frac{d^2 A}{dx^2} + \frac{d^2 A}{dy^2} + \frac{d^2 A}{dz^2}; \text{ Bu erda } A - \text{amplituda, } \lambda - \text{to'lqin}$$

uzunligi. Amplituda o'rniga fazoviy funktsiya - ψ ni qo'ysak: $\Delta^2 \psi + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi = 0$ bo'ladi.

Bu erda $\Delta \psi^2$ - fazoviy funktsiya ψ ning dx^2 , dy^2 va dz^2 bo'yicha ikkinchi hosilasi. Agar $\lambda = h/mv$ bo'lsa, unda $\Delta^2 \psi + \frac{4\pi^2 m^2 v^2}{h^2} \psi = 0$ ni hosil qilamiz. (x)

Sistemaning to'liq energiyasi uning potentsial va kinetik energiyalari yig'indisiga teng ekanligini etiborga olsak:

$$E = U_{\text{потенциал энергия}} + \frac{mv^2}{2} \text{ yoki } \frac{\text{кинетик энергия}}{2}$$

$$V^2 = 2 \left(\frac{E - U}{m} \right) \quad V^2 \text{ ni qiymatini (x) ga qo'ysak:}$$

$$\Delta^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \psi = 0 \text{ kelib chiqadi. Bu erda } U = \frac{l \cdot l_1}{r}$$

Shredinger tenglamasidagi to'lqin funktsiyaning kvadratga ko'tarilgan qiymati ψ^2 elektron bulut zichligini, ya'ni atomning biror joyida elektronning bo'lib turish ehtimolligini xarakterlaydi. Shredinger tenglamasini vodorod atomi uchun echilsa quyidagi natijaga kelamiz: elektronning atom sferasining ma'lum bir joyida bo'lish ehtimolligi (elektron bulut zichligi) $4\pi r^2 \psi^2$ grafik yo'li bilan ifodalashda radiusga nisbatan olib ifodalanadi.

4.4. Kvant sonlari. Atomlarda elektron pog'onalarining tuzilishi

Kvant sonlari. Kvant mexanikasida vodorod va boshqa atomlarda elektronlar tarqalishini bayon qilish uchun uchta kvant sonlari talab qilinadi. Bu qiymatlar vodorod atomi uchun Schredinger tenglamasi asosida matematik yo'l bilan hisoblab chiqilgan. To'liq mexanikasi asosida yadro atrofidagi elektronlarning harakati 4 ta kvant sonlari bilan tavsiflanadi. Ular asosiy (bosh) kvant soni, burchak moment (orbital) kvant soni, va magnit kvant sonlaridir. Bu kvant sonlar atom orbitallari va ularda elektronlarni joylashishini tasvirlash maqsadida qo'llaniladi. Spin kvant soni to'rtinchi kvant soni bo'lib, elektronlarning muayyan hatti harakati sonini va atomda elektronlarning joylashishining tavsifini yakunlaydi⁶⁴.

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. n ning son qiymati 1, 2, 3, 4, ... ∞ ga teng butun sonlar bo'la oladi. Bosh kvant sonlari o'zaro teng bo'lgan bir necha elektron atomda **elektron kavatlarini** yoki ma'lum energetik pog'onani hosil qiladi. Atomning energetik pog'onalarini K, L, M, N, O, P, Q harflari bilan tasvirlanadi. K kavat yadroga eng yaqin joylashgan kavat bo'lib, uning uchun $n = 1$ dir; L – qavat ikkinchi ($n=2$); N – qavat uchinchi ($n=3$); M – qavat to'rtinchi ($n = 4$) uzoqliklarda turadi. Ayni qavat elektronlari ($n = 4$) uzoqliklarda turadi. Ayni qavat elektronlari bir-biridan o'zlarining energiyalari bilan farq qilib, bir yoki bir necha orbitallarni yoki qobiqchalarni hosil qilishi mumkin, bu orbitallar o'z shakllari bilan bir-biridan farq qiladi.

Orbital kvant son tushunchasi fanga 1916 yilda **A.I.Zommerfeld** tomonidan kiritilgan. Orbital kvant soni (ℓ) elektron orbitalning shaklini tasvirlaydi. ℓ ning qiymati 0 dan ($n = 1$) ga qadar bo'lishi mumkin. Uning qiymatlari lotin alfavitining kichik harflari bilan ko'rsatiladi:

⁶⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 221-222- betlar.

$-\ell$ ning qiymatlari 0, 1, 2, 3, 4, 5... bo'lganda harf belgisi, mos ravishda, s, p, d, f, g ... h bo'ladi.

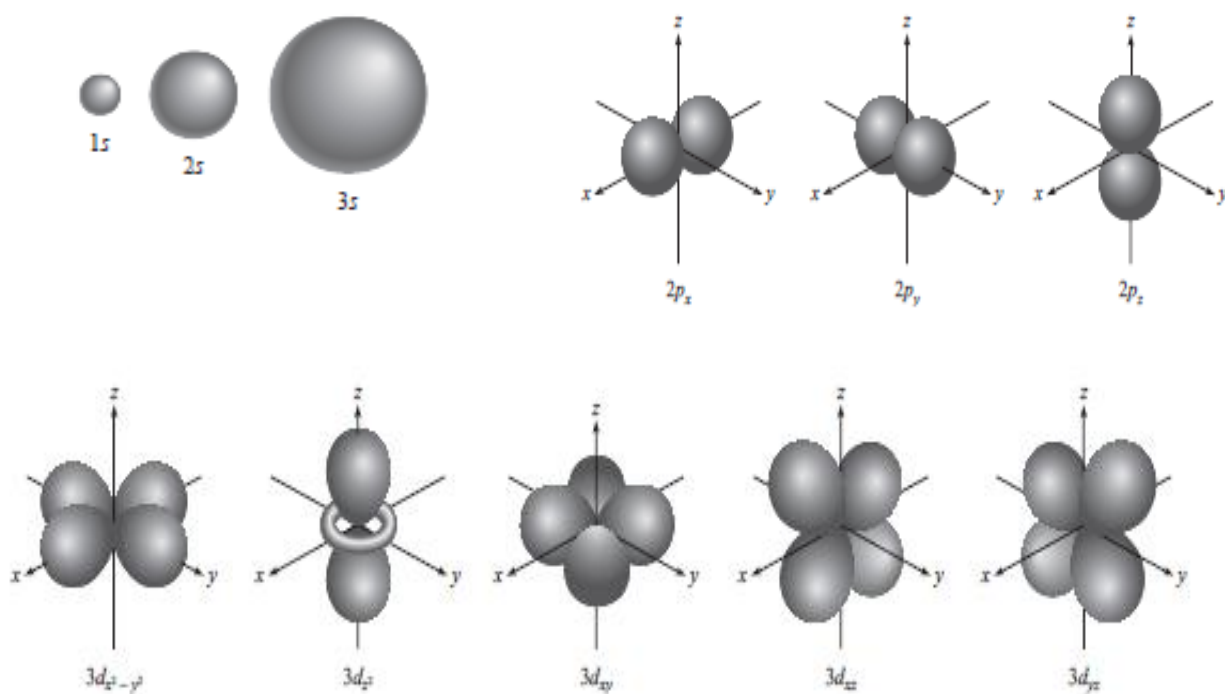
Orbital kvant sonlari bilan farq qiladigan elektronlar energiyalari bilan ham o'zaro farqlanadi, chunki elektronning energiyasi n va ℓ qiymatlariga bog'liqdir. Ayni qavatdagi elektronning orbital kvant soni qanchalik katta bo'lsa, uning energiyasi shunchalik katta qiymatga ega bo'ladi.

Elektron orbitallarning fazodagi vaziyatini xarakterlash uchun **magnit kvant son** (m_ℓ) kiritilgan; uning qiymatlari $-\ell$ dan $+\ell$ gacha bo'la oladi, ya'ni

$$-\ell, (-\ell + 1), \dots, (+\ell - 1), +\ell$$

nol ham bo'lishi mumkin, m ayni energetik kobikda necha xil orbital bor ekanligini orbitallarning shaklini ko'rsatadi, masalan, birinchi qavatda faqat bir hil s orbital bo'ladi ($m = 0$), ikkinchi qavatda bitta s orbital ($m = 0$), uchta p orbital ($m = -1; 0; +1$;) bordir. Uchinchi qavatda bitta S orbital uchta p orbital ($m = -0; -1; +1$) va beshta d orbital ($m = -2; 0; -1; +1; +2$;) bordir.

Atom orbitallari va ularning ko'rinishlari quyidagicha bo'ladi:⁶⁵



4.18-rasm. Atom orbitallari va ularning ko'rinishlari.

⁶⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 223-225- betlar.

To'rtinchi kvant son – **spin kvant son** m_s harflari bilan belgilanadi. Ilgari vaqtlarda uni elektronning o'z o'qi atrofida aylanishini harakterlovchi kvant son deb aytilar edi, endilikda m_s ni mahsus kvant – mexanik miqdor deb qaraladi. Uning son qiymatlari $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$ bo'lishi mumkin. Bu ikki qiymat orasidagi ayirma $\frac{h}{2\pi}$ ga teng. Musbat yoki manfiy spin son qiymati spinning harakat yo'nalishiga bog'lik. Spin tufayli ayni qobiqchaga joylashishi mumkin bo'lgan elektronlarning maksimal soni orbitallarning sonidan 2 marta ko'p bo'ladi.

2. Ko'p elektronli atomlarda elektronlarning joylanishi. Vodorod atomidan boshqa ko'p elektronli atomlardagi har qaysi elektronning holatini ham to'rt kvant son n, ℓ, m, s bilan belgilanadi. Ko'p elektronli atomlardagi elektronlarni pog'ona va pog'onachalarda joylashtirishda Pauli prinsipidan va cheklashidan foydalaniladi.

Kvant qavatidagi eng ko'p elektronlar soni:

$$N=2n^2$$

Bu erda n - bosh kvant son.

Pauli prinsipi. Elektron qavatlar (pog'onalar) va qavatchalar (qavatchalar)da bo'lishi mumkin bo'lgan elektronlar soni. Demak, biz kvant sonlarni ko'rib chiqdik. Shu kvant sonlardan foydalanib orbitalar shakli va sonini bilib olishni ko'rdik. Qavat va qavatchalarni ko'rdik (pog'ona va pog'onachalarni). Endi har qaysi elektron qavatda, qavatchada, har qaysi orbitalda nechta elektron bo'lishi mumkin, shuni ko'rib chiqamiz.

1925 yili shveysar olimi **Pauli** juda muhim fikrni aytdi. *Atomda 4 tala kvant soni bir-biriga teng bo'lgan 2 ta elektron bo'la olmaydi. Boshqacha qilib aytganda, atomda ayni bir xil holatda hatto 2 ta elektron ham bo'la olmaydi.* Bunga Pauli prinsipi deyiladi.

Demak, Pauli prinsipiga asosan, kvant sonlari (n, ℓ, m_ℓ, m_s) larning bir xil qiymatlariga qavatchada faqat 1ta elektron muvofiq keladi, 2ta emas. Shu qavat yoki qavatchadagi boshqa elektron uchun n, ℓ, m_ℓ, m_s larning boshqa qiymatlari muvofiq keladi, hech bo'lganda shu kvant sonlarining 1tasining qiymati boshqacha

bo‘ladi. biz bilamizki, kvant sonlar n, l, m_l orbitalar sonini hisoblab topishga imkon beradi. Pauli aytdiki, ana shu orbitalarning har birida 2ta elektrondan ko‘p bo‘lishi mumkin emas, u ham shu holdaki, agar hech bo‘lmaganda bu elektronlar o‘z spinlari bilan farq qilishlari zarur. Boshqacha aytganda, bular antiparallel elektronlar bo‘lishi zarur. Pauli prinsipidan quyidagi xulosalar chiqadi:

1) Har bir energetik qavatdagi orbitalar soni $2\ell+1$ ga teng. Har bir qavatda (pog'onacha)dagi orbitalar soni toq songa muvofiq keladi, masalan, 1,3,5,7,9... Har bir qavatda $(2\ell+1) \cdot 2$ elektron bo‘lishi mumkin, ya'ni har orbitalda Pauli prinsipiga asosan 2ta elektron bo‘ladi. Har qavatdagi orbitalar soni biz bilamizki $2\ell+1$ ga teng. Shuning uchun 1orbitalda-2 elektron

$$2\ell+1 - x \quad x = (2\ell+1) \cdot 2$$

Har qavatdagi elektronlar soni arifmetik progressiya bo‘yicha juft sonlarga to‘g‘ri keladi, ya'ni 2,6,10,14...

2) n inchi kvant pog'onada (qavatda) biz bilamizki n^2 ta orbital bo‘ladi. Demak, har

1 orbitalda bo‘ladi - 2ta elektron

$$n^2 \text{ orbitalda esa } - x \quad x = 2n^2$$

Demak, har bir elektron qavatda(pog'onada) $2n^2$ elektron bo‘ladi.

Demak, birinchi kvant qavatda $X_1=2$; ikkinchisida $X_2=2 \cdot 2^2=8$; uchinchisida $X_3=2 \cdot 3^2=18$; to‘rtinchisida $X_4=2 \cdot 4^2=32$ ta elektron joylashishi mumkin.

Kvant qavatlar (pog'onalar) pog'onachalardan tuzilgan bo‘lib, pog'onachada joylashishi mumkin bo‘lgan elektronlarning eng ko‘p soni- $X_\ell=2(2\ell+1)$ ga tengdir.

Bundan ko‘rinib turibdiki, agar $\ell=0$ bo‘lsa, $X_0=2(2 \cdot 0+1)=2$, ya'ni s-pog'onachada 2 ta;

agar $\ell=1$ bo‘lsa, $X_1=6$. Demak, p-pog'onachada 6 ta;

agar $\ell=2$ bo‘lsa, $X_2=2(2 \cdot 2+1)=10$, demak d-pog'onachada 10 ta;

agar $\ell=3$ bo‘lsa, $X_3=2(2 \cdot 3+1)=14$, demak f-pog'onachada 14 ta elektron joylashishi mumkin.

Elektronlarning kvant sonlar bo'yicha taqsimlanishi

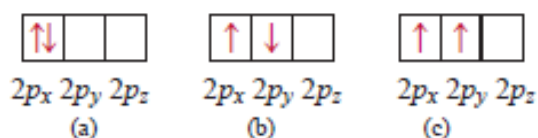
N_o	Bosh kvant soni	Orbital kvant soni		Magnit kvant soni	Spin kvant soni
1	1	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
2	2	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
		p	1	$-1 \ 0 \ +1$	
3	3	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
		p	1	$-1 \ 0 \ +1$	
		d	2	$-2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2$	
4	4	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
		p	1	$-1 \ 0 \ +1$	
		d	2	$-2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2$	
		f	3	$-3 \ -2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2 \ +3$	
5	5	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
		p	1	$-1 \ 0 \ +1$	
		d	2	$-2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2$	
		f	3	$-3 \ -2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2 \ +3$	
6	6	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
		p	1	$-1 \ 0 \ +1$	
		d	2	$-2 \ -1 \ 0 \ +1 \ +2$	
7	7	s	0	0	$-\frac{1}{2} + \frac{1}{2}$
		p	1	$-1 \ 0 \ +1$	

Gund qoidasi- Elektronlarni pog'onalarga joylashtirishda, ular spinlarining yig'indisi eng katta qiymatga ega bo'lishi kerak. Ushbu qoidani Germaniyalik fizik Fredrik Hund tomonidan kashf etilgan⁶⁶.

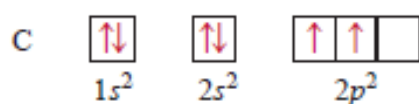
⁶⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 230-231- betlar.

Ko‘p orbitalli pog‘onachalar avval bir xil spinli elektronlar bilan, keyin qarama-qarshi spinli elektronlar bilan to‘lib boradi.

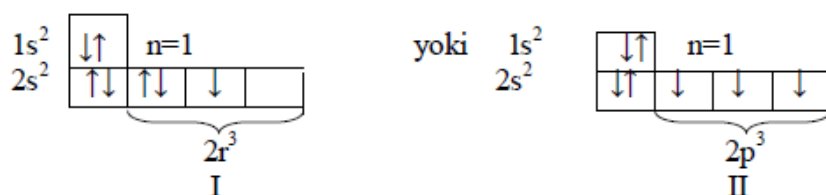
Masalan, C atomida elektronlarni joylashishini quyidagi holatlarda tasvirlash mumkin:



Ushbu holatlardan eng maqbuli (c) holat hisoblanadi, chunki bunda elektronning energiyasi eng katta qiymatga ega. Shundan kelib chiqib C ning electron formulasini quyidagicha tasvirlash maqsadga muvofiq hisoblanadi:



Yana bitta misol sifatida azot (N) atomini olsak, uning yadro zaryadi 7, demak 7 ta elektron yadro atrofida harakatlanadi. Azot atomini elektron konfiguratsiyasini quyidagicha 2 xil tarzda yozish mumkin:



Gund qoidasiga binoan II konfiguratsiya to‘g‘ri, chunki I holatda $\Sigma S=1/2$, II da esa $\Sigma S=3/2$.

Masalan, O atomida $1s^2 2s^2 2p^4$ elektronlarni joylashishini quyidagi holatda tasvirlash mumkin:



Masalan, F atomida (Z=9) elektronlarni joylashishini quyidagi holatda tasvirlash mumkin:



Atomning elektron konfiguratsiyasini yozish uning toʻlik holatini ifoda etmaydi. Masalan uglerod atomining elektron konfiguratsiyasidagi $1s^2 2s^2 2p^2$ ikkita p-elektronlar bir xil magnit soniga egami yoki yoʻqmi degan savolga javob bera olmaydi. Chunki ikkinchi pogʻonachaning p-orbitalarida elektronning joylanishi ikki xil mumkin:

4.5-jadval.

Elektronlarni kvant sonlar boʻyicha taqsimlanishi

Energetik pogʻonalar	Orbital kvant soni,			
	0	1	2	3
	Magnit kvant soninig qiymati			
	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3
	S-orbital	p-orbital	d-orbital	f-orbital
K(n=1)	1s	Yoʻq	Yoʻq	Yoʻq
L(n=2)	2s	2p	Yoʻq	Yoʻq
M(n=3)	3s	3p	3d	Yoʻq
N(n=4)	4s	4p	4d	4f

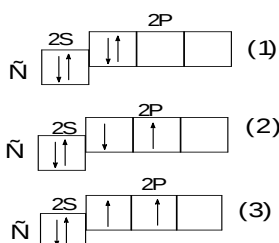
Birinchi (a) holatda p- elektronlar juftlashgan, ikkinchi (b) koʻrinishdah bir elektron bittadan p-orbitalarga joylashgan. Bu holatlardan qaysi biri tugʻri joylashganligini Xund qoidasi tushuntirib beradi. Bu qoidaga binoan biror pogʻonachadagi elektronlar oldin shu pogʻonachadagi energetik yacheykani toʻldirishga xarakat qiladi, keyin esa qarama-qarshi spinga ega boʻlganlari elektron jufti hosil qiladi, yaʼni biror pogʻonachadagi elektronlar spin kvant son yigʻindisi maksimal qiymatga ega boʻlishga intiladi.

Elektron qavatlarining ketma-ket elektronlar bilan toʻlib borishi tartibi, yaʼni ularning orbitalarda qanday joylashishi masalasi muhimdir. Atomda elektronlar Gund qoidasiga binoan joylashadi. Qoʻzgʻalmagan atomdagi elektronlarning spinlari yigʻindisining absolyut qiymati maksimal boʻladi.

Gund qoidasini quydagicha tushuntirish mumkin:

1. Ayni pog‘onachada turgan elektronlar mumkin qadar ko‘proq orbitallarda juftlashmaslikka intiladi. 2. Orbitallarda yolg‘iz joylashgan elektronlarning hammasi bir xil spinga ega bo‘ladi.

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



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

Uglerod atomi uchun «a» xolda p-elektronlarning spin kvant son yig‘indisi $(+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$ nolga teng, «b» xolda esa $(+\frac{1}{2}, +\frac{1}{2})$ birga teng. Demak Xund qoidasiga ko‘ra uglerod atomidagi orbitallarning elektronlar bilan to‘lishi «b» hol bo‘yicha sodir bo‘ladi.

Geytler va London yaratgan spin nazariyasiga muvofiq kimyoviy bog‘ hosil bo‘lishida juftlashmagan elektronlar ishtirok etadi va ularni **valent elektronlar** deyiladi.

Juftlashmagan elektron valentli emas, lekin potentsial nisbatda ular ham valentlidir. Masalan, fosfor elementining elektron formulasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Bu yerda fosfor uch valentli, chunki uchta juftlashmagan (tok) elektroni bor. Aslida fosfor kimyoviy birikmalarning ko'pchiligida besh valentli. Fosfor besh valentli namoyon qilishi uchun tashqaridan energiya sarf qilib, uni g'alayonlangan holatga o'tkazish kerak. Bu vaktida uchinchi pog'onadagi bitta s-elektron energiya darajasi yuqori bo'lgan d-orbitalga o'tadi

Bu hodisa elektron 3s holatda 3d holatga **promotorlangan** deyiladi. Galayonlangan holatda fosfor atomining elektron formulasi quyidagicha yoziladi; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$, yoki to'g'rirog'i $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1 3d^1$. Bunda atomning galayonlashishi natijasida tashqi qavatda juftlashmagan elektronlar soni uchtdan beshtaga ortadi. Atomning galayonlanishi elektronni bitta pog'ona ichida promotorlanishi natijasidadir. Ko'pincha grafik sxemada tashqaridan oldingi elektron qavatlar ko'rsatilmaydi.

Pog'onachalari butunlay to'lgan va s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14} elektron konfiguratsiyasiga ega bo'lgan atomlarda galayonlanmagan holatda juftlashmagan elektron yuk, shuning uchun ham ularning valentligi nolga teng. Bunga ikkinchi gruppaning bosh va yonaki elementlari hamda inert gazlar misol bo'la oladi. Ularda valent elektronlarning xosil bo'lishi atomning galayonlashishi natijasidadir. Agar biror qavatda elektronlar orbitallarni to'liq egallamagan bo'lsa, bunday atomni galayonlantirish mumkin. Bo'sh orbitallari bo'lmagan atomni (masalan, kislorod, azot, fluor) galayonlantirib bo'lmaydi. Masalan, kislorod atomi uchun 2d pog'onacha bo'lmagani uchun juftlashmagan elektronning soni (n) doimo ikkita bo'ladi. Shuning uchun kislorod o'z birikmalarida ikki valentlidir.

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

1. Har qaysi elektron minimal energiyaga muvofiq keladigan holatni olishga intiladi.
2. Elektronlarning joylashishi Pauli printsipligiga zid kelmasligi lozim.
3. Ayni pog'onada joylashgan elektronlar mumkin qadar pog'onachalarda ko'proq juftlashmaslikka intiladi (Gund qoidasi).

Bu qoidalarga muvofiq avval atomning birinchi s pog'onachasi elektronlar bilan to'lad; undan keyin ikkinchi pog'onachaning s pog'onachasi, uning ketidan p pog'onachasi, so'ngra uchinchi pog'onaning s va p pog'onachalari elektronlar bilan to'lad va hokazo.

Demak, elektronlarning qo'zg'almagan atomda joylanishi quyidagi tartibda bo'ladi: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$.

2. Elementlar atomlaridagi energetik pog'onalar soni davriy sistemadagi davrlar raqamiga, elektronlar soni esa tartib raqamiga teng bo'ladi.

Elektronlarning energetikaviy pog'ona, pog'onacha va orbitallar bo'ylab joylashgan atom strukturasiga ayni elementning elektron konfiguratsiyasi (**elektron formulasi**) deyiladi⁶⁷.

Elektron formulani tuzishda:

-avval kimyoviy element belgisi oldidan berilgan elementning tartib raqami, keyin kimyoviy belgi yoziladi (masalan: $_{11}\text{Na}$), belgidan keyin chiziqcha qo'yiladi ($_{11}\text{Na-}$);

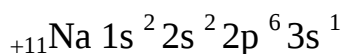
-chiziqchadan keyin qavat raqami son bilan (bosh kvant son n qiymati) ko'rsatiladi;

-undan so'ng orbital kvant soni ℓ qiymati – s, p, d, f harflar bilan ko'rsatiladi;

-harflarning o'ngida yuqori qismida ayni pog'onachadagi elektronlar soni yoziladi.

Masalan, natriy atomining elektron formulasi:

Natriy atomining elektron tuzilishi (elektron konfiguratsiyasi) quyidagicha:



Pog'onachalarda joylashgan elektronlar soni uning yadro zaryadlari soniga (tartib raqamiga) teng bo'lishi lozim. Atomlar elektron qavatlarining tuzilishi ko'pincha, energetik yacheykalar (katakchalar) shaklida ifodalanadi.

⁶⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 232-234- betlar.

Atomning pog‘onachalarini to‘liq yoki yarmigacha (har bir orbitalda hech bo‘lmaganda bittadan elektron bo‘ladigan) to‘lgan holatiga ancha barqaror holat muvofiq keladi. SHu bilan elektron “proskok” (elektronning bir orbitaldan qulay energiyali orbitalga sakrashi) yoki “proval” hodisasi tushuntiriladi.

Demak, electron ko‘chish hodisasi asosida xrom atomida 4s va 3d pog‘onachalar yarim to‘lgan konfiguratsiyaga o‘tadi, bu ancha barqaror holatdir.

Mis atomida ham elektron ko‘chishi hisobiga 4s pog‘onachadan 1 ta elektron 3d⁹ holatga o‘tadi va 4s yarim to‘lgan, 3d to‘liq to‘lgan bo‘ladi⁶⁸.

Atomning umumiy energiyasini ko‘paytirish maqsadida elektronlarni quyiroq pog‘onachaga o‘tishi davriy sistemada yana 8 ta element atomlarida: 41Nb, 42Mo, 44Ru, 45Rh, 46Pd, 47Ag, 78Pt va 79Au da ham kuzatiladi.

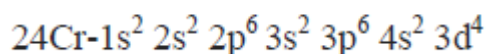
	1 1A																	18 8A
1	1 H 1s ¹	2 2A																2 He 1s ²
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²											5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 4s ¹ 3d ¹	22 Ti 4s ² 3d ²	23 V 4s ² 3d ³	24 Cr 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn 4s ² 3d ⁵	26 Fe 4s ² 3d ⁶	27 Co 4s ¹ 3d ⁷	28 Ni 4s ² 3d ⁸	29 Cu 4s ¹ 3d ¹⁰	30 Zn 4s ² 3d ¹⁰	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 5s ² 4d ¹	40 Zr 5s ² 4d ²	41 Nb 5s ¹ 4d ⁴	42 Mo 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc 5s ² 4d ⁵	44 Ru 5s ¹ 4d ⁷	45 Rh 5s ¹ 4d ⁸	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 5s ¹ 4d ¹⁰	48 Cd 5s ² 4d ¹⁰	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 La 6s ² 5d ¹	72 Hf 6s ² 5d ²	73 Ta 6s ² 5d ³	74 W 6s ² 5d ⁴	75 Re 6s ² 5d ⁵	76 Os 6s ² 5d ⁶	77 Ir 6s ² 5d ⁷	78 Pt 6s ¹ 5d ⁹	79 Au 6s ¹ 5d ¹⁰	80 Hg 6s ² 5d ¹⁰	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 Ac 7s ² 6d ¹	104 Rf 7s ² 6d ²	105 Db 7s ² 6d ³	106 Sg 7s ² 6d ⁴	107 Bh 7s ² 6d ⁵	108 Hs 7s ² 6d ⁶	109 Mt 7s ² 6d ⁷	110 Ds 7s ² 6d ⁸	111 Rg 7s ² 6d ⁹	112 7s ² 6d ¹⁰	(113)	114 7s ² 7p ²	(115)	116 7s ² 7p ⁴	(117)	(118)

58 Ce 6s ² 4f ¹ 5d ¹	59 Pr 6s ² 4f ³	60 Nd 6s ² 4f ⁴	61 Pm 6s ² 4f ⁵	62 Sm 6s ² 4f ⁶	63 Eu 6s ² 4f ⁷	64 Gd 6s ² 4f ⁷ 5d ¹	65 Tb 6s ² 4f ⁹	66 Dy 6s ² 4f ¹⁰	67 Ho 6s ² 4f ¹¹	68 Er 6s ² 4f ¹²	69 Tm 6s ² 4f ¹³	70 Yb 6s ² 4f ¹⁴	71 Lu 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹
90 Th 7s ² 6d ²	91 Pa 7s ² 5f ² 6d ¹	92 U 7s ² 5f ³ 6d ¹	93 Np 7s ² 5f ⁴ 6d ¹	94 Pu 7s ² 5f ⁶	95 Am 7s ² 5f ⁷	96 Cm 7s ² 5f ⁷ 6d ¹	97 Bk 7s ² 5f ⁹	98 Cf 7s ² 5f ¹⁰	99 Es 7s ² 5f ¹¹	100 Fm 7s ² 5f ¹²	101 Md 7s ² 5f ¹³	102 No 7s ² 5f ¹⁴	103 Lr 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹

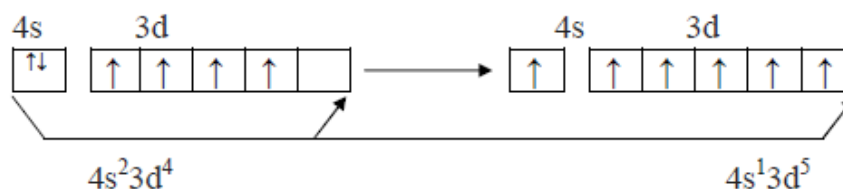
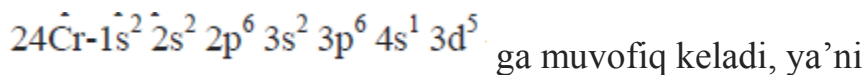
4.19-rasm. Elementlarning oxirgi qavat electron formulalari.

⁶⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 233-236- betlar.

Masalan, xrom atomining elektron formulasi:

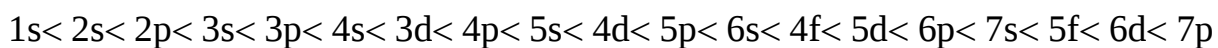


bo'lishi kerak edi, ammo xrom atomining barqaror holati:



Klechkovskiyning birinchi qoidasi: Atom orbitallar elektron bilan to'lishda avval bosh va orbital kvant sonlar yig'indisi kichik bo'lgan pog'onacha elektronlar bilan to'lib boradi.

Klechkovskiyning ikkinchi qoidasi: Atom orbitallar elektron bilan to'lishda bosh va orbital kvant sonlar yig'indisi teng bo'lsa, avval bosh kvant soni kichik bo'lgan pog'onacha elektronlar bilan to'lib boradi.



Davriy sistemada elementlar elektron oilalar (s, p, d, f - element)larga bo'lingan bo'lib, IA, IIA, guruhcha elementlari – S - elementlar - N, Ne, ishqoriy va ishqoriy yer metallaridan tashkil topgan. Ularning tashqi elektron formulalari ns^1 , ns^2 holida yoziladi. IIIA guruhchadan VIIIA guruhchagacha p-elementlar joylashgan. Ular har bir davrda 6 ta bo'lib, ularning tashqi elektron qavati $np^1 - np^6$ elektron formula bilan ifodalanadi. Ular hammasi b'lib davriy jadvalda 30 ta ni tashkil etadi.

IV davrning $Z=31$ Se elementidan boshlab 3d- elektron orbitallar elektronlar bilan to'lib boradi. Bunda tashqi kavatdagi ns qavatga elektronlar bilan to'lib, keyin tashqidan oldingi (n-1)d orbitallar elektronlar bilan to'lib boradi va (n-1)d, ns orbitallardagi elektronlar valent elektronlar deyiladi. Bu elektronlar d- elektronlar (34 ta) deyiladi. Ular qatoriga asosan metall xossasiga ega bo'lgan elementlar kiradi.

Bulardan tashqari 28 ta f-elementlar ham mavjud bo'lib, ularda tashqi qavatlardagi (n-1), ns orbitallardan tashqari (n-2)f orbitallardagi elektronlar ham

valent elektronlari vazifasini o'taydi. Jadvalda bu elementlar uchun III guruhning 57-71 gacha va 89-103 o'rinlari ajratilgan. Tartib raqami 58-71 bo'lgan elementlarning xossalari La - lantanga o'xshash bo'lgani uchun lantanoidlar, 90-103 elementlar esa aktiniyga o'xshash xossali bo'lgani uchun aktinoidlar deyiladi.

Davriy jadvaldagi barcha elementlarning asosiy xossalari davriy o'zgarib boradi. Atom elektroneytral bo'lgani uchun, yadro zaryadining kattaligiga qarab, ushbu atomda qancha elektron borligini aniqlash mumkin. Masalan, Al uchun $Z=13$ (Z -tartib nomeri). Al yadrosida 13 ta musbat zaryad va atomda 13 ta elektron bor. Atom yadrosidagi musbat zaryad kattaligi bir elementdan qo'shni elementga o'tganda bir birlikka ortadi. Bu esa bir elementni ikkinchisidan farq qiladigan sifat o'zgarishlariga sabab bo'ladi. Shuning uchun hozirda Mendeleyev davriy qonuni shunday ta'riflanadi: elementlarning xossalari ularning atom yadrosi zaryadining kattaligiga davriy ravshida bog'liqdir. Bu qonuniyat, atom massasi kichik bo'lgan ba'zi elementlar atom massasi katta elementlardan keyin joylashtirilganligi bilan bog'liq bo'lgan qarama-qarshiliklarni bartaraf qiladi: atom massasi 39,102 bo'lgan kaliy, atom massasi 39,948 bo'lgan argondan keyin turadi, chunki kaliy atomi yadrosining zaryadi 19, argonniki esa 18 ga teng.

Fiziklar ko'pgina elementlar bir xil atomlardan emas, balki turli massaga ega bo'lgan atomlar aralashmasidan tuzilganligini aniqladilar. Bir elementning bir-biridan massa jihatdan farq qiladigan atomlari izotoplar deyiladi (ammo yadro zaryadi bir xil bo'lgani uchun ular davriy jadvalda bir katakka joylashgan).

Izotop yadrosi massasi uglerod birligida ifodalangan butun son - uning massa soni deyiladi: ${}^7_3\text{Li}$ -litiy elementi uchun massa soni – 7ga, tartib nomeri-3ga tengdir. Massa sonini A , tartib nomerini Z va neytronlar sonini N desak, $N=A-Z$ bo'ladi; demak, litiy uchun $N=7-3=4$, ya'ni litiy atom yadrosida 4 ta neytron borligini aniqlaymiz.

Yadro zaryadi bilan farqlanadigan, ammo massasi bir xil bo'ladigan atomlar ham bor, masalan ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$ va ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{54}_{24}\text{Cr}$, ${}^{54}_{26}\text{Fe}$, ${}^{65}_{30}\text{Zn}$ va ${}^{65}_{29}\text{Cu}$. Massalar soni bir-biriga teng bo'lgan turli elementlar atomlari izobarlar deyiladi. Hozirgi vaqtda yadro zaryadlari bir hil bo'lgan atomlar turi kimyoviy element deyiladi.

Tayanch iboralar: Oktavalar qonuni, davriy sistema, davriy qonun, metallarning joylashuvi, atomlarning davriy xossalari, ionlanish energiyasi, elektronga moyillik, elektromanfiylik, atom tuzilishi,urning dualizmi, s-, p-, d-, va f- orbitallar, kvant sonlari.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Davriy sistema yaratiguncha kimlar ish olib brogan?
2. L.Meyerning kamchiligi nimada bo‘lgan?
3. D.I.Mendeleyevning davriy qonunni yaratilishi qanday amalga oshgan?
4. Davr va guruh deb nimaga aytiladi?
5. Katta va kichik davrlarning farqli tomonlarini tushuntiring.
6. Davriy qonunning yangi va eski ta’rifidagi farqli tomonlar nimada?
7. Davriy sistemada metallar qanday joylashadi?
8. Davriy sistemada metallmaslar qanday joylashadi?
9. Davriy qonun va davriy sistemaning ahamiyatini qaysi misollar bilan izohlash mumkin?
10. Atomlarning davriy o‘zgarmaydigan xossalariga qaysilar kiradi?
11. Atomlarning davriy o‘zgarmaydigan xossalariga qaysilar kiradi?
12. Elektronga moyillik deganda nimani tushinish mumkin?
13. Ionlanish energiyasi deganda nimani tushinish mumkin?
14. Qaysi atomlarda ionlanish energiyasi yuqori bo‘ladi?
15. Ionlanish energiyasining ahamiyati nimada?
16. Bog‘lanish uzunligi deganda nimani tushinish mumkin?
17. Elektromanfilik atomlarda qanday o‘zgaradi?
18. Elektromanfiylik yuqori atomlar qanday ajratiladi?
19. Elektromanfiylik qanday ahamiyatga ega?
20. Atom tuzilishini o‘rganish bo‘yicha dastlabki qadamlar haqida gapiring.
21. Neytron kim tomonidan kashf qilingan?
22. Elektron va katod nurlarini kim qanday kashf qilgan?
23. Yadro va proton o‘xshashlik va farqlarni asoslab bering.

24. Rentgen spektrlari qanday ahamiyatga ega ?
25. Bor postulatlarining asosiy g'oyasi nima?
26. Nur qanday tabiatlarga ega bo'ladi?
27. Shredinger to'liq tenglamasining mohiyati nimadan iborat?
28. Kvant mexanikasi qachon va nima uchun paydo bo'lgan?
29. s, p, d, f- pogonachalarida k'opi bilan nechtdan elektron bo'lishi mumkin?
30. Atomning xayajonlangan holati normal holatidan nima bilan farq qiladi?
31. Mg atomida elektronlarning pogona va pogonachalarida taqsimlanish sxemasini tuzing. (Elektron formulasini yozing.)
32. Elementlar xossalari davriy ravishda takrorlanishini elektron konfiguratsiya asosida qanday tushuntirish mumkin?
33. Tartib nomeri 25 bo'lgan element atomida elektronlar energetik pogonachalarga qanday taqsimlanadi?
34. Tartib nomeri 22 elementning elektron formulasini tuzing. Bu elementning davriy sistemadagi o'rnini va u qaysi turkumga kiradi?
35. Pauli, Gund va Klechkovski qonunlarini tushuntirib bering.

Bob yuzasidan testlar:

1. Davriy sistema birinchi marta kim tomonidan, qachon kashf etildi va hozirgi kunda qancha varianti mavjud?

- A. D.I.Mendeleyev 1869 yil, 500 dan ortiq
- B. Debereyner 1850 yil, 600 dan ortiq
- C. L.Meyer 1870 yil, 450 dan ortiq
- D. J. Nyulends 1865 yil, 400 dan ortiq

2. Davriy sistema necha davr, guruh va qatordan iborat? Hozirgi kunda qancha element sistemadan joy olgan?

- A. VIII davr, VIII guruh, 10 qator 110 ta
- B. VII davr, VIII guruh, 10 qator 105 ta
- C. VIII davr, VII guruh, 10 qator 109 ta

D. VII davr, VIII guruh, 10 qator 111 ta

3. Zarrachalar fazoda joylashishi va zarrachalar oʻzaro taʼsir turiga qarab kristall panjaralar necha xil boʻladi?

A. Molekulyar, atomli, ionli, metall B. Kovalent, vodorod, metall, ionli

C. Qutbsiz, qutbli, ionli, metal D. Atomli, metall, kovalent, ionli

4. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarni aktiv zarrachalarga aylantirish uchun ularga berilishi lozim boʻlgan energiyaga qanday ataladi?

A. Bogʻlanish energiyasi B. Aktivlanish energiyasi

C. Ionlanish energiyasi. D. Kristall panjara energiyasi.

5. Atomning murakkab sistema ekanligini qaysi olm aytgan?

A. 1819 yilda M.G.Pavlov B. 1880 yilda B.N.Chicherin

C. 1886 yilda A.M. Butlerov D. 1879 yilda Kruks

6. N.Bor qaysi element atomi spektrining hosil boʻlish mexanizminini tushuntirib bergan?

A. Vodorod B. Uran C. Radiy D. Uglerod

7. Yadro tuzilishining proton-neytron nazariyasini qaysi olimlar yaratgan?

A. D.I.Ivanenko va Geyzenberg B. D.I.Mendeleyev va Mozli

C. D.I.Ivanenko va E.Rezerford D. E.Rezerford va J.Tomson

8. $E=h\nu$ bu formula qanday tenglama?

A. Plank tenglamasi B. Bor nazariyasi

C. Massa almashishi D. Energiya

9. Har qaysi orbitalda koʻpi bilan ikkita elektron boʻlishi mumkin bu kimning qonuni?

A. Pauli prinsipi B. Klichkovskiy qoidasi

C. Gazlar molyar hajmi D. Hund qoidasi

10. $N=2n^2$ formula nimani ifodalaydi?

A. Kvant qavatidagi eng koʻp elektronlar sonini B. Klichkovskiy qoidasi

C. Gazlar molyar hajmi D. Energiya miqdorini

V BOB

KIMYOVIY BOG‘LANISH TO‘G‘RISIDAGI TASAVVURLARNING RIVOJLANISHI VA UMUMIY TAVSIFI. KRISTALL MODDALARNING TUZILISH NAZARIYALARI

5.1. Kimyoviy bog‘lanish nazariyasi. Kimyoviy bog‘lanishning asosiy tavsifi. Kimyoviy bog‘lanish va uning turlari: kovalent va ion bog‘lanish

XIX asrning boshlarida molekulani hosil bo‘lishi kimyoviy bog‘lanish tabiatini o‘rganish olimlar oldida turgan asosiy muammolardan biri edi. 1807 yilda ingliz fizigi G.Devi atomlarni o‘zaro birikib molekulani hosil qilishida elektrokimyo nazariyasini yaratdi. Keyinchalik bu nazariya 1812-1818 yillarda I.YA.Bertseilus tomonidan rivojlantiriladi. Ular quyidagicha tushuntirishadi. Hamma atomlarda 2 ta qutb bor + va – qutb. Baʼzi atomlarda + qutb kuchliroq bo‘lsa, baʼzi atomlarda –qutb kuchliroq bo‘ladi. Shu qutblarning o‘zaro tortishish evaziga birikadi deb qaraydi. Baʼzan shu qutblarda to‘liq neytrallanmagan molekulalar ham bo‘lish mumkin (N_2 , O_2 molekulasini tushuntura olmadi). 1852 yilda buyuk ingliz olimi Frankled metalorganik birikmalarni o‘rganib, shuni sezdi: har bir metall faqat maʼlum sonda karbon radikalini biriktira olishi mumkin. Masalan, RNa R_2Mg .

Buni tushuntirishda «Atomlik» termini kiritiladi Uning fikricha atomlik ayni element atomining maʼlum sonini biriktirib olish qobiliyatidir. Atomlik hozirgi tushunchada valentlikdir. **Valentlik** lotincha bo‘lib, «qimmat» deganidir. Bu qimmat o‘zgaruvchanmi yoki doimiymi degan fikrda olimlar katta ishlar qilishgan⁶⁹. Doimiy valentlik organik kimyoning rivojlanishida katta rol o‘ynagan, o‘zgaruvchan valentlik esa noorganik kimyoni rivojlanishida alohida o‘rin tutadi. Yuqoridagi fikrlar kimyoviy bog‘lanish nazariyasini rivojlanishida alohida o‘rin

⁶⁹ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 108-111 betlar

tutgan bo'lsa ham, uni to'liq tushuntirib bera olmadi. Hozirgi vaqtda kimyoviy bog'lanish, molekulani hosil bo'lishi kvant mexanikasi orqali tushuntiriladi.

*Kimyoviy birikmalar molekulasi hosil bo'lishda atomlararo ta'sir etuvchi va ularni birgalikda ushlab turuvchi kuchga **kimyoviy bog'lanish** deyiladi.*

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

1916 yilda amerika olimi J.Lyuis kimyoviy bog'lanish bir vaqtning o'zida ikkala atomga tegishli bo'ladigan elektron juftlarining hosil bo'lishi hisobiga vujudga keladi, degan fikrni 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 haqidagi hozirgi zamon tassavurlarini yaratilishiga olib keldi.

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

Kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot – hozirgi kimyoning asosiy masalasidir. Bu ma'lumotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning turli – tumanlik

sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatlarini tushunib bo'lmaydi.

Kimyoviy bog'lanishning kelib chikish sababi shundaki, atom yoki ionlar bir-biri bilan birikkanda ularning umumiy energiya zahirasi ular ayrim – arim holda bo'lgandagiga qaraganda kichikroq qiymatga ega bo'ladi va sistema nisbatan barqaror holatni egallaydi. Agar biror sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tganda uning energiya tutumi kamaysa, bu hodisa «**sistema energetik manfaatga ega bo'ldi**» degan ibora bilan tavsiflanadi.⁷⁰

Atomlar o'zaro ta'sirlashishi natijasida uch xil zarrachalar (molekulalar, ionlar va erkin radikallar) hosil bo'lishi mumkin. Molekulalar bir-biridan atomlarning soni, molekula tarkibidagi atomlarning markazlararo masofalari, bog'lanish energiyasi bilan farq qiladi. Chunonchi, bir atomli va ko'p atomli molekulalar bo'ladi. Nodir gazlarning molekulalari odatdagi sharoitda bir atomli bo'lsa, polimer moddalarning molekulalarini juda ko'p atomlar tashkil qiladi.

Kimyoviy bog'lanish asosan quyidagi kattaliklar bilan xarakterlanadi:

A) Kimyoviy bog'lanish energiyasi (kkal/mol)

B) Kimyoviy bog' uzunligi ($A_0 = 10^{-10} \text{ m}$)

V) Bog'lar orasidagi burchak.

Kimyoviy bog'lanishning eng muhim tavsiflaridan biri boglanish energiyasidir. Bu energiya kimyoviy bog'lanishni barqarorligini belgilaydi. **Kimyoviy bog'ni uzish uchun zarur bulgan eng kam energiya miqdoriga bog'lanish energiyasi** deyiladi. E bilan belgilanib, kJ/mol, kkal/mol da o'lchanadi. Har bir bog' uchun to'g'ri keladigan bog'lanish energiyasi qiymati 200 – 1000 kJ/mol oralig'ida bo'ladi. Masalan, CH_2F da C–F bog'lanish energiyasi 487 kJ/molga teng.

2 atomli molekulalar uchun bog'lanish energiyasi, shu molekulani atomlarga disotsialash energiyasiga teng bo'ladi:

Masalan: $\text{H}_2 = 2\text{H}$ $E = 435 \text{ kJ/mol}$

⁷⁰ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed.(279-285)

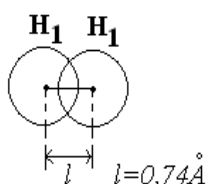
$$F_2 = 2F \quad E = 151 \text{ kJ/mol}$$

$$N_2 = 2N \quad E = 940 \text{ kJ/mol}$$

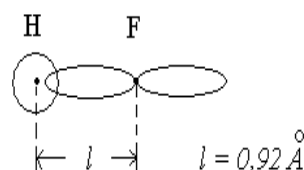
Bogning uzunligi. Kimyoviy bog'ning uzunligi r - harfi bilan belgilanib $^{\circ}A$, nm da o'lchanadi.

Bog'ning uzunligi deb, kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etgan atomlar yadrolari o'rtasidagi masofaga aytiladi. Vodorod molekulasidagi H-H bogning uzunligi $r_{H-H} = 0,74 \text{ nm}$.

Molekula hosil qilgan atomlarning markazlararo masofasi angestremlar ($^{\circ}A$) bilan o'lchanadi:



vodorod molekulasi - H_2



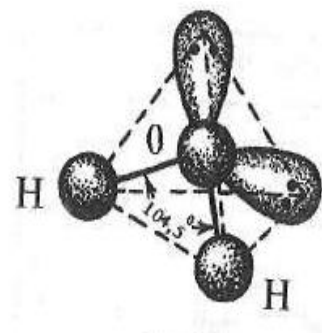
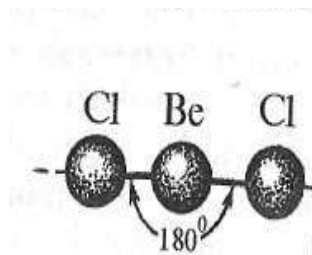
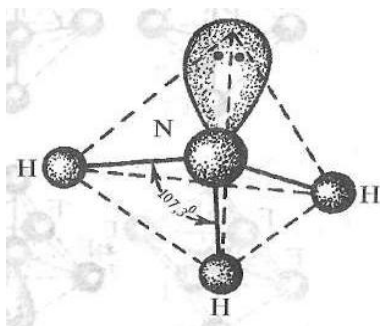
ftorid kislota molekulasi – HF

Kimyoviy bog'lanishlar soni ortishi bilan bir xil element atomlari hosil qilgan bog'ning uzunligi quyidagicha o'zgaradi:

$$H_3C - CH_3 \text{ da } r_{C-C} = 0,154 \text{ nm. } H_2C = CH_2 \text{ da } r_{C-C} = 0,135 \text{ nm,}$$

$$HC = CH \text{ da } r_{C-C} = 0,121 \text{ nm ga teng.}$$

Valent burchak. Kimyoviy bog'lanishlar orasidagi burchak valent burchagi deyiladi. Agar H_2O molekulasini olib qaralsa H – O bog'i bir-biriga nisbatan 104° burchak ostida joylashadi va molekula burchaksimon tuzilishga ega bo'ladi. Suv molekulasida valent burchagi 104° ; CH_4 molekulasida bog'lar orasidagi burchak $109^{\circ}28'$.



5.1-rasm. Turli molekularning fazoviy tuzilishi.

Boglanish tartibi. O‘zaro kimyoviy bog‘ hosil qilgan atomlar orasida hosil bo‘lgan bog‘lanishlar soni bo‘lib, birlamchi, ikkilamchi (qo‘sh bog‘), uchlamchi (uch) bog‘lanish mavjud bo‘ladi. Bog‘lanishlar tartibi ortishi bilan bog‘ning barqarorligi ortadi, uzunligi qisqaradi.

Kimyoviy bog‘lanishning quyidagi turlari bor: 1) ionli bog‘lanish, 2) kovalent bog‘lanish, 3) metall bog‘lanish, 4) koordinativ bog‘lanish, ikkinchi darajali kimyoviy bog‘lanishga molekulalararo bog‘lanish (Van der-Vaals kuchlari) hamda vodorod bog‘lanish kiradi.

Kimyoviy elementlarning atomlari o‘zaro ta’sir etish natijasida molekulalarni, ionlarni yoki erkin radikallarni hosil qilish mumkin.

Kimyoviy bog‘lanish asosan **valent elektronlari** ishtirokida amalga oshadi. Kimyoviy reaksiyalarda yadrodan uzoqda turgan elektronlar boshqa element atomlariga o‘tishi mumkin. Bunday elektronlar valent elektronlar deyiladi. Kichik davr elementlarining va katta davr toq qatori elementlarining valent elektronlari sitqi qavatda turadi, ularning soni elementning davriy sistemadagi guruh nomeriga teng.

Kimyoviy bog‘lanish xarakteri o‘zaro birikuvchi elementlarning nisbiy elektromanfiyliklari ayirmasiga bog‘liq bo‘ladi. Agar ikki elementning nisbiy elektromanfiyliklari orasidagi ayirma katta bo‘lsa (**1,5 dan to 3,3 gacha**) bu elementlar orasida **ionli bog‘lanish** hosil bo‘ladi, agar bu ayirma unchalik kichik bo‘lmasa (**1,5 ga yaqin**) **qutbli bog‘lanish**, agar juda kichik bo‘lsa kovalent (qutbsiz) bog‘lanish yuzaga keladi.

Shunday qilib, **kimyoviy bog‘lanish deb** ikki yoki undan ortiq atomlarning kimyoviy barqaror ko‘p atomli sistema hosil qilishi va unda bog‘langan atomlarning elektron bulutlarning qayta taqsimlanishiga aytiladi.

Vodorod molekulasi hosil bo‘lishini kvantlar mexanikasi asosida izohlash uchun V.Geytler va F.London 1927 yilda taklif qilgan va L.Poling rivojlantirgan. Valent bog‘lanishlar nazariyasi quyidagicha ta’riflanadi: o‘zaro ta’sirlanuvchi atomlardagi elektronlar spini parallel ($\uparrow\uparrow$) bo‘lsa, ular o‘zaro juftlashmaydi va molekula hosil bo‘lmaydi. Agar ta’sirlashuvchi atomlarning elektronlari anti

parallel ($\uparrow\downarrow$) bo'lsa, atomlar bir-biriga yaqinlashganda tortishadi va elektron bulutlari bir-birini qoplaydi. Qarama-qarshi ($\uparrow\downarrow$) spinga ega bo'lgan ikki elektron ikki yadro atrofida harakatlanadi va yadrolararo fazoda elektron bulutlarining zichligi birmuncha ortadi. Shuning natijasida, ikki yadro orasida katta manfiy zaryadga ega bo'lgan soha vujudga keladi va u musbat zaryadli yadrolarni jipslashtiradi. Natijada atomlar orasida kimyoviy bog' hosil bo'ladi. Aksincha, elektronlarning spinlari o'zaro parallel bo'lsa, ikki atom orasidagi elektronlar bulutining zichligi, hatto nolga ham teng bo'lishi mumkin va kimyoviy bog' hosil bo'lmaydi⁷¹.

Masalan, vodorod molekulasini ko'rib chiqaylik. Vodorod molekulasida ikkita yadro va ikkita elektron bor. Ular orasida quyidagi o'zaro ta'sir kuchlari bor: yadrolar va elektronlar (bir xil zaryadli bo'lgani uchun) bir-biridan qochadi, lekin elektronlar bilan yadrolar orasida o'zaro tortishuv kuchlari namoyon bo'ladi, har qaysi elektronni ikki yadro tortadi va har bir yadroni ikki elektron tortadi. Undan tashqari o'zaro ta'sirlanayotgan vodorod atomlaridagi elektronlar spini qarama-qarshi spinga ega bo'lsa, atomlar orasida tortishuv kuch bunyodga keladi. Anti parallel spinli ikki vodorod elektronlari atomlarni bir-biriga yaqinlashtirib atomlararo masofa $r=0,74\text{\AA}$ ga yetganda sistemaning potentsial energiyasi minimal qiymatga ega. Demak, vodorod molekulasidagi (H-H) bog' uzunligi $r=0,74\text{\AA}$ ga teng.

Valent bog'lanishlar metodini quyidagi 2 prinsip orqali tushuntirish mumkin. Birinchi printsip: Lokallashtirilgan elektron bulutlari bog'lani hosil qiladi, atom orbitallar bir-birining ustini qoplaydi. Qarama-qarshi spinli elektron orbitallari bir-birini qoplaganda yadro orasidagi atom orbitallari orasidagi eng yuqori elektron bulut zichligi hosil bo'lib yadrolar tortishadigan zaryadlar hosil qiladi va sistema energiyasi kamayib bog' hosil bo'ladi.

Ikkinchi printsip: Atom orbitallarining maksimal qoplanishi natijasida bog' hosil bo'lishi ya'ni, yatom orbitallari qancha kuchli bir-birini qoplasa shuncha

⁷¹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed.(279-285)

kuchli bog‘lar hosil bo‘ladi. Bog‘dan qaysi atom boshqasini ko‘proq qoplasa shu yo‘nalish boylab hosil bo‘ladi⁷².

Valent bog‘lanishlar usulining asosiy hollari quyidagilardan iborat:

1. O‘zaro birikuvchi atomlar orasidagi bog‘, tashqi elektron qavatdagi elektronlarda bir qismining umumiy elektron juftlari hosil qilishi natijasida yuzaga keladi. Bunda elektronning spinlari antiparallel ($\uparrow\downarrow$) bo‘lishi kerak va bunday elektronning bulutlari bir-birini qoplab o‘zaro birikuvchi atomlar yadrolari orasidagi fazoda taqsimlanadi.

2. O‘zaro birikuvchi 2 atom maydonida juftlashmagan umumiy elektronlar zichligi lokallangan, ya‘ni elektronlarning bulutlari bir-birini qoplagan bo‘lishi kerak. Bu atomlarni biriktiruvchi (bog‘lovchi) elektron juftlari miqdori, kimyoviy bog‘lanishini miqdor birligini yoki uning valentligini bildiradi.

3. O‘zaro birikuvchi atomlarning orasida elektron juftning hosil bo‘lishida faqat juftlashmagan, bitta yacheykani egallagan tok elektronlargina ishtirok etadi. Bog‘lanishda ishtirok etmay qoladigan juft elektronlar-ajralmaydigan (ajralmas) juft deyiladi.

4. 2 atomning tok elektronlari o‘zaro bog‘lanib elektron juft hosil qilishlari uchun ularning spinlari qarama-qarshi zaryadga ega bo‘lishi kerak, yoki elektronlar spinlari albatta antiparallel ($\uparrow\downarrow$) bo‘lishi kerak.

1. Kovalent bog‘lanish. Kovalent bog‘lanish – H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , H_2O , CO_2 kabi molekulalarning va ko‘pchilik anorganik hamda organik moddalarning tuzilishini tushuntirish uchun **1916 yilda Gilbert Levis** (AQSH) tomonidan **kovalent bog‘lanish nazariyasi** yaratildi.

Bu nazariyaga muvofiq, molekulada atomlar, har ikkala atom uchun taalluqli bo‘lgan umumiy elektron jufti orqali bog‘langan bo‘ladi. Umumiy elektronlar juftlari hosil bo‘lishi bilan amalga oshadigan kimyoviy bog‘ga kovalent bog‘lanish deyiladi. (“Ko”- birgalikda ishtirok etish, “valentnaya”-valent elektronlarini) yoki kovalent-bu teng valentli deganidir. Atom tomonidan umumiy

⁷² General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed.

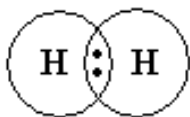
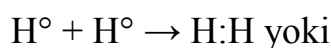
elektron juftlarini hosil qilish uchun sarf bo'lgan elektronlar jufti soni bog'langan atomlarning valentligini bildiradi (Lengmyur).

Masalan H:H da vodorod bir valentli (umumiy elektronlar jufti bitta, O::O da kislorod ikki valentli umumiy elektronlar jufti ikkita, N:::N da azot uch (umumiy elektronlar soni uchta) valentlidir va h.k.

1916 yilda amerika kimyogari **G.N.Levis** tomonidan yaratilgan kovalent bog'lanish nazariyasi asosida «sirtqi qavati sakkiz (yoki ikki) elektrondan iborat atom barqaror» degan tushuncha yotadi. Bu bog'lanishda barqaror konfiguratsiya bir atomdan ikkinchi atomga elektron ko'chishi natijasida emas, balki ikki atom orasida bir yoki bir necha umumiy elektron juftlar hosil bo'lishidan kelib chiqadi.⁷³

1927 yilda V. Geytler va F. London vodorod molekulasidagi yadrolararo masofa va bog'lanish energiyasi qiymatlarini hisoblab chiqdilar va bu qiymatlar eksperimental topilgan qiymatga juda yaqin chiqdi. Natijada vodorod molekulasidagi kimyoviy bog'lanish ikkala atomga tegishli bo'lgan qarama-qarshi yo'nalishdagi spinga ega elektron jufti hosil bo'lishi natijasida vujudga keladi, degan xulosaga kelindi. Vodorod molekulasida hosil bo'lishidagi elektronlarning «juftlanish» jarayoni quyidagi sxema bilan ifodalanishi mumkin:

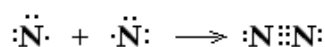
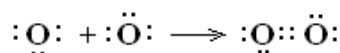
Kovalent bog'lanish hosil bo'lishini bir necha misollarda ko'raylik. Bittadan $1s^1$ elektronlari bo'lgan ikkita atomlari o'zaro yaqinlashganda vodorod molekulasini (H_2) hosil qilishini quyidagicha ifodalanadi:



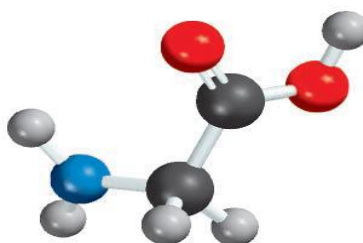
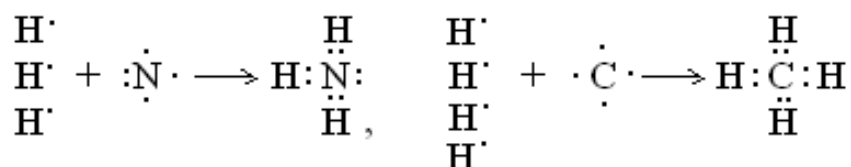
Sxemadagi to'liqsimon chiziqlar vodorod molekulasidagi har bir elektron ikkala atomning kvant yacheykalaridan joy olishini bildiradi, ya'ni elektronlar vodorod atomlari yadrolarining kuchlanish maydonida harakat qiladi. Demak, hosil bo'ladigan ikki elektronli ikki markazli kimyoviy bog'lanish kovalent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

⁷³ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 285-287 betlar.

Vodorod molekulasida elektronlar ikkala yadro maydonida harakat qiluvchi umumiy juft elektron hosil qiladi. Ftor, kislorod va azot molekulalarining hosil bo'lishini quyidagicha tasvirlash mumkin:



Atomlari kovalent bog'lanish bilan birikkan murakkab modda molekulariga misol qilib, ammiak-NH₃ yoki metan-CH₄ molekulasini olish mumkin:



Umumiy juft bo'lib atomlarni bir-biri bilan molekula qilib bog'laydigan elektronlar juftlashgan elektronlar deyiladi. Lengmyur birikuvchi atomlar orasida hosil bo'ladigan elektron juftlarning soni shu element valentligiga teng deydi, ammiak molekulasida azot uch valentli, vodorod bir valentli.

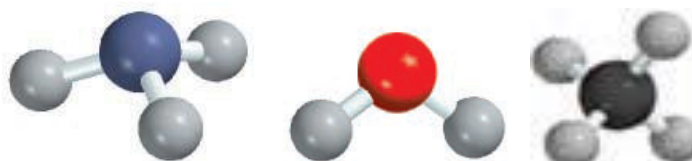
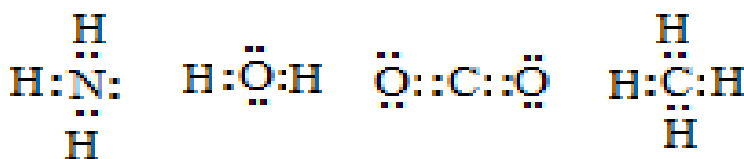
Kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish mexanizmi murakkabroq molekulalarga ham tatbiq qilinadi. Bunday kimyoviy bog'lanish nazariyasi valent bog'lanish usuli degan nomni oldi. Valent bog'lanish usuli kovalent bog'lanishning muhim xossalarini nazariy asoslab berdi. Bu usul kimyoviy bog'lanishning kvantmexanik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

Valent bog'lanish usuli asosida quyidagi qoidalar yotadi:

1. Kovalent kimyoviy bog'lanish qarama-qarshi yo'nalishdagi ikki spinli elektronlar tomonidan hosil qilinib, bu elektron juft ikkala atomga tegishli bo'ladi.
2. O'zaro ta'sir etuvchi elektron bulutlari bir-biriga qanchalik darajada ko'p qoplansa, kovalent bog'lanish shunchalik mustahkam bo'ladi.

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

Ba’zi murakkab moddalar– ammiak, suv, uglerod (VI)-oksid va metanning molekulari 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 molekularidagi kovalentligi 3 ga, kislorodning H_2O va CO_2 molekularidagi kovalentligi 2 ga, uglerodning CO_2 va CH_4 molekularidagi kovalentligi 4 ga teng.

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

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

Atomning elektromanfiyligi qanchalik katta bo‘lsa, umumiy elektron juftini o‘ziga shunchalik kuchliroq tortadi. Boshqacha aytganda, ikki har xil element

orasida kovalent bog‘lanish hosil bo‘lishida umumiy elektron buluti nisbatan elektromanfiyroq atom tomon siljiydi va o‘zaro ta’sir etuvchi atomlarning elektromanfiyligi bir-biridan qancha ko‘p farq qilsa, bu siljish shunchalik kuchli bo‘ladi.

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 qolada, bu zaryadlar atomning molekuladagi effektiv zaryadi deb qabul qilingan.

2. Vodorod xlorid molekulasidagi umumiy elektron jufti **elektromanfiyroq** bo‘lgan **xlor atomi** tomon siljigan bo‘lib, **xlor atomida effektiv manfiy zaryad vujudga keladi**, vodorod atomida esa absolyut qiymati jihatdan teng bo‘lgan effektiv musbat zaryad paydo bo‘ladi. Demak, xlorid kislota molekulasi qutbli molekula hisoblanadi. Bu molekulani ma’lum masofada joylashgan ikki absolyut qiymat jihatdan teng, lekin qarama-qarshi ishorali zaryadlardan iborat sistema deb qarash mumkin. **Bunday sistemalar elektrik dipollar** deb ataladi.

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

$$\mathbf{M} = \mathbf{g} \cdot \mathbf{l}$$

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

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 muhim informatsiya beradi.

Elektromanfiyliklari bir-biridan fark qiluvchi element atmlari o‘zaro birikkanda, ular urtasida hosil bo‘lgan ximiyaviy bog‘ kovalent qutbli bog‘ bo‘ladi. Shunday bog‘lanishli molekulalarda musbat va manfiy zarayadlarning assimetrik taqsimlanishini miqdoriy xarakterlovchi vektor kattalik molekulaning **dipol momenti** deyiladi.

Agar kimyoiy bog‘ning dipol momenti noldan farqli bo‘lsa, bog‘ qutblangan deyiladi. Molekulalarda bog‘larning summar dipol hisobga olinadi. Shunga ko‘ra: CO₂ molekulasi har bir C=O – bog‘i qutbli, lekin CO₂ - molekula qutbsiz molekula, chunki undan 2 ta C=O bog‘i bo‘lib, ular bir-biriga nisbatan 180° burchak ostida joylashgan O=C=O simmetrik tuzilishli molekula bo‘lgani uchun ikki vektorning yig‘indisi 0 ga teng. Shu singari CH₄ molekulasi har bir C-H bogi ham qisman qutblangan. Lekin CH₄ molekula qutbsiz, CCl₄ molekula ham shunday xususiyatga ega. Suv molekula uchun $\mu=1,84 \text{ D}$ (> 0). Chunki H₂O molekulasi har bir qutbli H - O bog‘lari quyidagicha joylashgan: Dipol momentining o‘lchov birligi $q=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ kl}$ va bog‘ning uzunligi $l=1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ dan foydalanib

$$M=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ kl} \times 1 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 1,6 \cdot 10^{-29} \text{ kl} \cdot \text{m}$$

da o‘lchanadi. Molekulalarning dipol momenti shunday molekulalarni o‘rgangan **P.Debay** nomiga "**debay**" larda o‘lchanadi va "**D**" harfi bilan belgilanib, $1\text{D}=3,33 \cdot 10^{-30} \text{ kl} \cdot \text{m}$ ga tengdir.⁷⁴

5.1-jadval.

Ayrim molekulalarning dipol momenti qiymatlari (D)

Modda	dip. momenti	Modda	dip. Momenti
1. Suv	1,84	6. Br benzol	1,64
2. Ammiak	1,48	7. Toluol	0,37
3. Dixlormetan	1,57	8. Piridin	2,23
4. Atseton	2,85	9. Propan	0,085
5. Atsetonitril	3,90	10. Propilen	0,364

Molekula tuzilishi, konformatsiyasi, izomeriyasini, aniqlanishda moddalarning dipol momenti qiymatidan foydalaniladi.

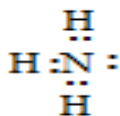
Kovalent bog‘lanishning hosil bo‘lish yo‘llari. Kovalent bog‘lanishni hosil qiluvchi umumiy elektron jufti qo‘zg‘almagan atomlardagi juftlashmagan

⁷⁴ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed

elektronlardan hosil bo‘ladi. Bu holat masalan, H_2 , HCl , Cl_2 kabi molekularning hosil bo‘lishida kuzatiladi. Bunda har bir atom 1 ta juftlashmagan elektronga ega, shunday ikki atomning o‘zaro ta’siri tufayli umumiy elektron jufti, ya’ni kovalent bog‘lanish hosil bo‘ladi. Qo‘zg‘almagan azot atomida uchta juftlashmagan elektron bor. Shuning uchun azot atomidagi bunday juftlashmagan uchta elektron uchta kovalent bog‘ni hosil qiladi, lekin kovalent bog‘larning soni qo‘zg‘almagan atomdagi juftlashmagan elektronlarning sonidan ko‘proq bo‘lishi mumkin.

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

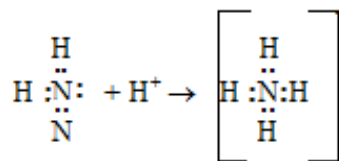
Kovalent bog‘ hosil bo‘lish yo‘llaridan ikkinchisi **donor-akseptor** bog‘lanishdir⁷⁵. Ko‘pgina hollarda kovalent bog‘lar atomning tashqi elektron qavatidagi juftlashgan elektronlar hisobiga vujudga keladi. Masalan, ammiak molekulasini ko‘rib chikaylik:



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

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

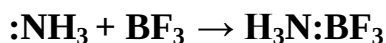
⁷⁵ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 112-114 betlar



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

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

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



Bunda **NH₃** elektron jufti **donori** bo‘lib, **BF₃** elektron jufti uchun **akseptor**dir. vchi atom - azot atomi donor deyiladi.

[I₂C₆H₆] molekulasi benzol molekulasining π - elektronlarini yoddagi π bo‘sh - MO orbitaliga kelib o‘tirishi hisobiga hosil bo‘ladi.

Bu boglanishning energiyasi 612 kJ (1,5-3,0 kkal)dan 200 kJ (50 kkal) gacha bo‘ladi. Bog‘lanish energiyasi qiymati turli moddalar uchun turli qiymatga ega bo‘ladi: [I₂CH₃OH] uchun $E_{\text{bog}} = 8$ kJ; [AlCl₃·NH₃] molekulasi uchun $E_{\text{bog}} = 233$ kJ.

Donor-aktseptor ta’sir moddalarning bir agregat holatidan ikkinchi holatiga o‘tishga olib keladi. NH₃ va HCl gaz moddalar, lekin ularning o‘zaro ta’sir mahsuloti NH₄Cl kristall.

1. Kovalent bog‘ xarakteristikasiga bog‘ energiyasi, uzunligi, qutbliligi, qutblanuvchanligi, to‘yinuvchanligi va fazoda yo‘naluvchanligi bog‘lar orasidagi burchak(valent burchaklar), bog‘lanish energiyasi va bog‘lanish tartibi kabi kattaliklar kiradi.

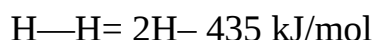
1) Kimyoviy bog‘ energiyasi.

Kovalent kimyoviy bog‘lanishning mustahkamligi, yadrolararo elektron bulutning zichligiga bog‘liq bo‘ladi. Yadrolararo elektron bulut qancha katta zichlikka ega bo‘lsa, bog‘lanish shuncha mustahkam bo‘ladi. Binobarin, kimyoviy bog‘lanishning mustahkamligi asosan:

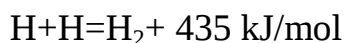
1. Elektron bulutlarning qoplanishidan qanday (δ -bog‘, π) bog‘lanish hosil bo‘lishiga;
2. Elektron bulutlar kovalentligining to‘liq-to‘liqmasligiga;
3. Qanday ko‘rinishdagi (qutbsiz yoki qutbli) bog‘lanish hosil bo‘lishiga bog‘liq.

Kimyoviy bog‘lanishning eng muhim xususiyati uning mustahkamligini aniqlovchi bog‘lanish energiyasidir. Kimyoviy bog‘ hosil bo‘lganda energiya ajralib chiqadi, ya’ni bog‘ hosil bo‘lishi sistema energiyasining kamayishi bilan sodir bo‘ladi. Bog‘ hosil bo‘lganda qancha energiya ajralib chiqsa, shu bog‘ni uzish uchun ham shuncha energiya sarflanadi. Shuning uchun bog‘ energiyasi deganda- ayni bog‘ni uzish uchun kerak bo‘lgan energiya miqdori tushuniladi.

Bu energiya **kJ/mol** yoki **kkal/mollarda** ifodalanadi. Masalan, 1 mol vodorodning bog‘lanish energiyasi 435 kJ/mol ga teng. Bog‘lanishning ajralish jarayonini termokimyoviy tenglama shaklida quyidagicha tasvirlash mumkin:



Albatta, alohida-alohida vodorod atomlaridan 1 mol vodorod hosil bo‘lganida xuddi shuncha miqdor energiya ajralib chiqadi:



Yana shuni e’tiborga olishimiz kerakki, reaksiyalarning termokimyoviy tenglamalarida keltirilgan energiyalarning son qiymatlari bitta molekulaga emas, balki 1 mol modda, ya’ni $6,02 \cdot 10^{23}$ ta molekulaga oiddir. Bitta molekulaga oid alohida bog‘lanish energiyasini hisoblab chiqarish uchun 1 mol ga oid kilojoullar bilan ifodalangan bog‘lanish energiyasini Avogadro doimiyligiga bo‘lish kerak. Binobarin, bir molekuladagi H—H bog‘lanish energiyasini topish uchun 435 kJ/molni $6,02 \cdot 10^{23}$ ga bo‘lish kerak. Bundan ko‘ramizki, ayrim molekulalarga oid

bog‘lanish energiyalari juda kichik bog‘ qiymatlari bilan xarakterlanadi, shu sababli amalda bog‘lanish energiyasi bir molekula uchun emas, bir mol modda uchun ko‘rsatiladi.

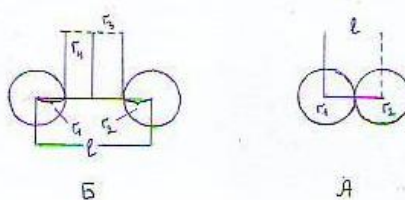
Molekulada bir xil bog‘lardan bir nechta bog‘ bo‘lsa, (masalan, metanda 4 ta C – H bog‘ mavjud), bitta bog‘ energiyasini topish uchun molekulaning hosil bo‘lish energiyasini yoki parchalanish energiyasini bog‘lar soniga bo‘lish zarur. Bog‘ hosil qilib turgan atomlarning elektromanfiyliklari bir-biridan qancha katta farq qilsa, bog‘ energiyasi ham shuncha yuqori bo‘ladi. Qo‘sh bog‘ energiyasi oddiy bog‘, uch bog‘ energiyasi esa qo‘sh bog‘ energiyasidan katta bo‘ladi. Qo‘sh bog‘ energiyasi ikkita oddiy bog‘ energiyasidan kichik.

Bog‘lanish energiyasi qancha katta bo‘lsa bog‘ shuncha mutsahkamdir. Agar oddiy, qo‘sh bog‘ va uch bog‘ solishtirilsa ularning ichida eng bog‘lanish energiyasi yuqorisi va mutsahkami uch bog‘ hisoblanadi. Masalan, C-C, C=C, C≡C qatorida 486,2 kJ/mol dan 945,3 kJ/mol gacha o‘zgaradi. Bog‘lanuvchi atomlarning turi o‘zgarishi bilan bog‘ning barqarorligi ham o‘zgaradi⁷⁶.

Masalan, C-F va C-I bog‘larining barqarorligi solishtirilsa ularning ichida eng barqarori C-F bog‘idir (486,1 kJ/mol).

1) Kovalent bog‘ uzunligi.

Molekulani tashkil etuvchi atomlar yadrolari orasidagi masofani bog‘ uzunligi deyiladi va u nanometer (nm) da ifodalanadi ($1\text{nm}=10\text{\AA}=10^{-7}\text{sm}$). Agar ikkita bir xil atom o‘zaro birikib bog‘ hosil qilgan bo‘lsa, bog‘ning uzunligi shu atomlar radiuslarining yig‘indisiga teng deb qabul qilish mumkin.



Lekin bir xil atomlardan molekula hosil bo‘lganda atomlar A sxemadagidek yaqinlashib birika olmaydi, ya’ni atomlar bir-biriga tegib turmaydi, chunki atomlar

⁷⁶ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 75-80 betlar

yadrolari bir-biridan itariladi. Itarilish kuchi elektron-yadro tortilish kuchlariga teng bo‘lib, muvozanat holatida yadrolar orasidagi masofa o‘zgarmaydi.

5.2-jadval.

Oddiy bog‘lar energiyasi (Kkal/mol)

X – X		H – X		C – X		O – X	
H – H	104,2	H – F	134,6	C – F	116	O – H	110,6
C – C	82,6	H – O	110,6	C – H	98,7	O – P	145
Cl –	58	H-Cl	103,2	C-O	85,5	O-Si	88,2
Cl	54	H-C	98,7	C-Cl	81	O-C	85,5
S-S	46,1	H-N	93,4	C-N	72,8	O-N	53
Br-Br	39	H-Br	87,5	C-Br	68	O-Cl	52
N-N	36,6	H-S	83	C-S	65	O-F	45
F-F	36,1	H-J	71,4	C-J	51	O-S	128
J-J	35	H-Na	48,2				

Demak, kovalent r_1 yoki r_2 ga emas, balki $r_1 + r_2$ ga teng. Boshqacha aytganda, kimyoviy bog‘lar orqali birikkan atomlarning kovalent radiuslari yig‘indisigina kovalent radiusni beradi. Chizmadan atomning kovalent radiusi bog‘ uzunligining yarmiga tengligi ko‘rinib turibdi, ya’ni $e/2$. Oddiy bog‘dan qo‘sh va uchbog‘ga o‘tilgan sayin bog‘ uzunligi qisqarib boradi: C-C (1,54 Å); C=C (1,33 Å); C≡C (1,20 Å). Bunga gibridlanish sababchi.

Bir xil tipdagi bog‘ uzunligi turli molekulalarda turlichadir. Masalan, metil spirtidagi C-O bog‘ uzunligi 1,42 Å, shu qiymat karbon kislotalardagi C-O bog‘ uchun 1,39 Å ga teng. Bog‘ uzunligini bilish organik kimyo uchun juda muhim hisoblanadi⁷⁷.

Atomlardagi bog‘lanishda bir atom turli xil atomlar bilan bolangan bo‘lsa ularning uzunligi ham o‘zgaradi. Masalan, **C-F**, **C-Cl**, **C-Br**, **C-I** bog‘larida eng qisqa bo **C-F** hisoblanib, uning uzunligi 0,138 nm, eng uzuni esa **C-I** hisoblanib,

⁷⁷ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 86-88 betlar

uning uzunligi 0,214 nm ga teng. Atomlar orasidagi bog‘larning soni ortgani sari ularning qisqarishi (23-jadval) ko‘rinib turibdi. Agar oddiy bog‘, qo‘sh bog‘ va uch bog‘ solishtirilsa ularning ichida eng qisqasi uch bog‘ hisoblanadi ($C\equiv C$ da 0,154 nmdan $C-C$ da 0,120 nmgacha o‘zgaradi). Oddiy va qo‘sh bog‘larning o‘zgarishi $C-F$, $H-H$, $O=O$ va $N\equiv N$ qatorda hisobga olinsa, bog‘larning uzunligi 0,142; 0,074; 0,0121; 0,110 nm gacha kamayadi. Bog‘larni hosil qilishda har xil atomlar qatnashganda ham ularning orasidagi bog‘lar uzunligi har xil ekanligini ko‘rish mumkin: $C-O$, $O-H$, $S=O$, $N-H$, $N=O$ bog‘larining uzunligi mos ravushda 0,116, 0,095, 0,143, 0,101, 0,115 nmni tashkil etadi.

5.3-jadval.

Kimyoviy bog‘larning uzunligi va bog‘lanish energiyasi.

Bog‘lanish turlari	Birikmalar	Bog‘larning uzunligi, nm	Bog‘lanish energiyasi, kj/mol
$C-C$	alkanlar	0,154	486,2
$C=C$	alkenlar	0,134	587,3
$C\equiv C$	alkinlar	0,120	822,1
$F-F$	F_2	0,142	155
$H-H$	H_2	0,074	436
$O=O$	O_2	0,121	493,6
$N\equiv N$	N_2	0,110	945,3
$C-F$	CHF_3	0,138	486,1
$C-Cl$	$CHCl_3$	0,176	316,8
$C-Br$	CBr_4	0,194	264,4
$C-I$	CCl_4	0,214	197,3
$C-O$	CO_2	0,116	798,8
$O-H$	H_2O	0,095	460,2
$S=O$	SO_2	0,143	526,2
$N-H$	NH_3	0,101	384,6
$N=O$	NO	0,115	624,5

2) Kovalent bog‘lanishning to‘yinuvchanligi.

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.

Molekuladagi bog‘lanish to‘yinuvchanlik xossasini namoyon qilganligi uchun ham molekula aniq tarkibga ega bo‘lib, ma’lum strukturali diskret zarracha holida mavjud bo‘ladi. Masalan: vodorod molekulasida H_2 , u yana vodorod atomini biriktirib H_3 holida mavjud bo‘la olmaydi, yoki suv molekulasida faqat H_2O holida, metan molekulasida CH_4 holida bo‘la oladi. Bu hodisa kovalent bog‘lanishning to‘yinuvchanlik hodisasi bo‘lib, ion bog‘lanishdan farq qiladi.

4) Kovalent bog‘lanish yo‘naluvchanligi.

Kovalent bog‘- elektron bulutlarning ma’lum yo‘nalishida yuzaga keladi. Bu hodisa kovalent bog‘lanishni yo‘naluvchanligi deyiladi.

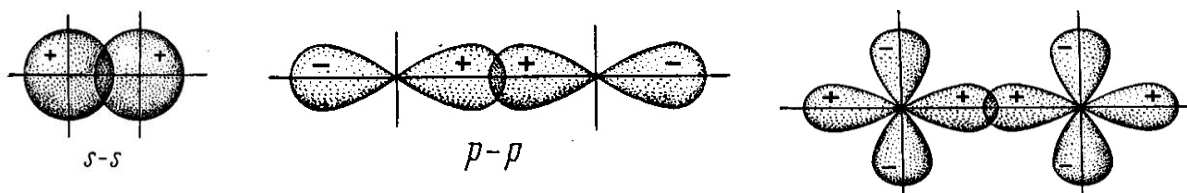
Kovalent bog‘lanishning hosil bo‘lishi o‘zaro ta’sir etuvchi atomlarning valent elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasidir. Bunday qoplash faqat elektron bulutlarning o‘zaro ma’lum yo‘nalishidagina yuz beradi, qoplash sohasi o‘zaro ta’sir etuvchi atomlarga nisbatan ma’lum bir yo‘nalishda joylashgan bo‘ladi. Boshqacha aytganda kovalent bog‘lanish **yo‘naluvchanlik xossasiga** egadir. Ikki atom orasida kovalent bog‘lanish hosil bo‘lganda, o‘zaro birikuvchi atomlar elektronlar buluti bir-birini qoplaydi.

Agar bog‘lanishda har ikkala atomdan s-elektronlar ishtirok etsa, hech qanday yo‘naluvchanlik namoyon bo‘lmaydi, chunki **s-elektron buluti** shar shaklida bo‘lganligi uchun bog‘lanish istalgan yo‘nalishda yuzaga keladi. **p-** va **d-** elektronlar uchun hamma yo‘nalish ham bir xil qiymatga ega emas, kimyoviy bog‘lanish **p-** yoki **d-** elektron bulutining ma’lum yo‘nalishida yuzaga keladi.

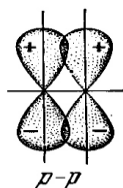
Masalan: $s-p_x$ yoʻnalish p_x-p_x yoʻnalish p_z-p_z yoʻnalish. Demak, kovalent bogʻ - elektron bulutlarning maʼlum yoʻnalishida yuzaga keladi. Bu hodisa kovalent bogʻlanishni yoʻnaluvchanligi deyiladi.

Masalan, vodorod molekulasida atomlar s -elektron bulutlarining qoplanishi oʻzaro taʼsir etuvchi atomlar yadrolarining bogʻlovchi toʻgʻri chiziq (yaʼni bogʻ oʻqi) yaqinida yuz beradi. Bunday kovalent bogʻlarga **σ -bogʻ** deyiladi. σ -bogʻ hosil boʻlishida bogʻ oʻqiga koʻndalang joylashgan p -elektronlar ham ishtirok etishi mumkin. Chunonchi **HF** molekulasidagi kovalent **σ -bogʻ** vodorod atomi $1s$ bulutini fluor atomi $2p$ -elektron buluti qoplashi natijasida vujudga keladi. **F₂** molekulasidagi kimyoviy bogʻlanish ham σ -bogʻdir, bu bogʻni 2 ta fluor atomining $2p$ -elektron bulutlari hosil qilgan.

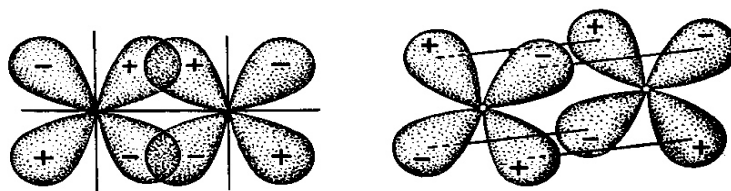
Bogʻlanish oʻqiga nisbatan perpendikulyar yoʻnalgan p -elektronlarning oʻzaro taʼsirlashuvi natijasida bitta emas, balki 2 ta qoplanish sohasi hosil boʻlib, bu sohalar bogʻlanish oʻqining 2 tomonida joylashgan boʻladi. Bunday kovalent bogʻlanishga **π -bogʻlanish** deyiladi. Molekulalarning hosil boʻlishida atom elektron bulutlarining shakli va oʻzaro joylashishi erkin atomdagi elektron bulutlarning shakl va oʻzaro joylashishlariga nisbatan oʻzgaradi, natijada valent elektron bulutlarning qoplanish sohasi katta boʻladi, yaʼni mustahkam kovalent bogʻlar hosil boʻladi. Shunday qilib, kimyoviy bogʻlanishlarning yoʻnaluvchanligi elektron bulutlarning fazoda joylanishiga bogʻliq ekanligini koʻramiz.



5.2-rasm. σ -bogʻ hosil boʻlishida elektron bulutlarning qoplanishi

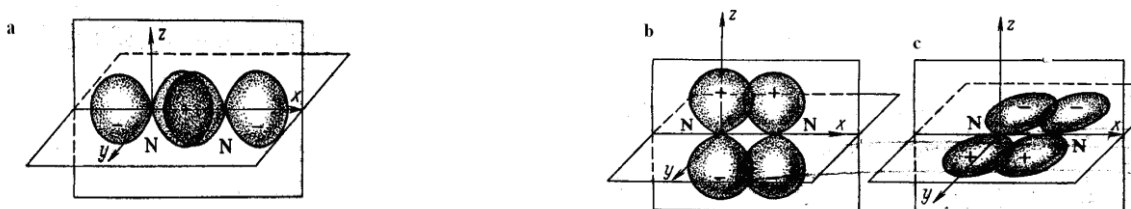


5.3-rasm. π -bogʻ hosil boʻlishida elektron bulutlarning qoplanishi



5.4-rasm. δ -bog‘ hosil bo‘lishida elektron bulutlarning qoplanishi

Azot molekulasining hosil bo‘lishini ko‘rib chiqamiz (rasm). Har bir azot atomi uchta p -elektronlarga ega. Elektron bulutlar o‘zaro perpendikulyar uch xil yo‘nalishda bir-birini qoplagan. Bu bog‘lar bir xil emas: bittasi $\sigma(\mathbf{a})$ ikkitasi esa $\pi(\mathbf{b}, \mathbf{c})$ bog. Demak, azot molekulasining hosil bo‘lishida uch bog‘ ishtirok etadi.



5.5-rasm. Azot molekulasidagi $2p$ -elektron bulutlarning qoplanishi.

Kovalent bog‘ning qutbliligi- umumiy elektron juftni bir atomdan ikkinchi atomga tomon siljish kattaligini bildiradi. O‘zaro bog‘langan atomlar orasidagi nisbiy elektromanfiyliklari orasidagi ayirma qanchalik katta bo‘lsa qutblilik shuncha katta bo‘ladi va bog‘ mustahkamligi yuqori bo‘ladi.

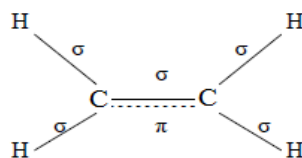
Masalan: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te qatorida $\Delta\text{HEM} = 1,4; 0,4; 0,3; 0,0$ qiymatlari kamayib boradi, qutblilik ham kamayadi, kovalent bog‘ning barqarorliklari ham kamayadi. Kovalent bog‘lanishli moddalar odatdagi sharoitda suyuqlik va gaz holatida bo‘ladi. Qattiq kovalent bog‘lanishli moddalar ancha past temperaturada suyuqlanadi va past temperaturada qaynaydi. Ular suvda yomon eriydi, ko‘pchilik kovalent bog‘lanishli birikmalar noelektrolitlar suvda ionlarga dissotsilanmaydi. Shunday xossalari bilan kovalent bog‘lanishli birikmalar ion bog‘lanishli moddalardan farq qiladi.

Yakka, qo‘sh va karrali bog‘lanishlar. Atomlarning orasidagi bog‘lanishlar soni bog‘ning karraligidir. Bunday bog‘lanishlar bir bog‘, ikki bog‘ (qo‘sh bog‘) yoki uch bog‘ bo‘lishi mumkin. Bog‘lanish karraligining ortishi

bog‘ning qisqarishiga va uning bog‘lanish energiyasining ortishiga olib keladi. Oddiy bog‘dan ko‘ra qo‘sh bog‘, undan ko‘ra uch bog‘ning uzulishi qiyin. Shuning uchun ham azot molekulasi kimyoviy reaksiyalarga qiyin kirishadi. Uni uzish ancha mushkul hisoblanadi.

Agar kovalent bog‘lanish o‘zaro birikkan atomlar orasida bitta umumiy juftlashgan elektronlar hisobiga vujudga kelsa birlamchi bog‘, ikkita juft hisobiga yuzaga kelsa ikkilamchi, agar uchta hisobiga bo‘lsa uchlamchi bog‘lar deyiladi. Bu hodisa **kovalent bog‘larning karraliligi** deyiladi.

Kovalent bog‘lanishning quyidagi turlari mavjud: sigma- σ , π , va δ -bog‘lanish. O‘zaro birikuvchi atomlar orasida birgina valent chiziq bilan tasvirlanadigan yakka bog‘lanish hosil bo‘lishida elektron orbitallar bir-birini o‘z yadrolarini birlashtiruvchi chiziq bo‘ylab qoplasa, bunday bog‘lanish **σ -bog‘lanish** deyiladi, elektron orbitallar bog‘lanish chizig‘iga perpendikulyar yo‘nalishda bir-birini qoplasa bunday bog‘lanish **π -bog‘lanish** deyiladi. Masalan, etilen molekulasida 5 ta σ - va 1 ta π -bog‘lanish mavjud:



σ - bog‘lanish hosil bo‘lishida **s, p, d** va **f**- orbitallar ishtirok etishi mumkin. Shunga ko‘ra σ - bog‘lanishni quyidagi **10** ta turga bo‘lish qabul qilingan:

$$\sigma_{s-s}, \sigma_{s-p}, \sigma_{s-d}, \sigma_{s-f}, \sigma_{p-p}, \sigma_{p-d}, \sigma_{p-f}, \sigma_{d-d}, \sigma_{d-f} \text{ va } \sigma_{f-f}$$

π - bog‘lanish hosil bo‘lishida **p-, d-** va **f**-orbitallar ishtirok etadi. Shu sababli π - bog‘lanish **5** turga bo‘linadi:

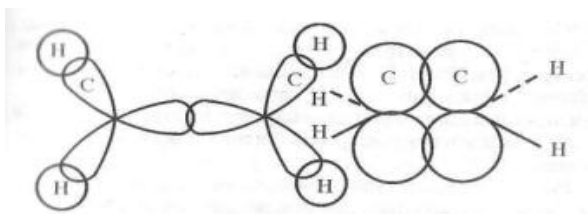
$$\pi_{p-p}, \pi_{p-d}, \pi_{d-d}, \pi_{d-f}, \pi_{f-f}.$$

σ - va π - bog‘lanishga qaraganda delta (δ) bog‘lanish kam uchraydi. Bu bog‘lanish hosil bo‘lishida atomlarning **s-** va **p-** orbitallari ishtirok etmaydi, faqat **d-** va **f**-orbitallar ishtirok etadi. Shuning uchun quyidagi **3** turga bo‘linadi:

$$\delta_{d-d}, \delta_{d-f}, \delta_{f-f}$$

Agar d-elektronlarning magnit kvant sonlari 2 ga teng bo'lganda hosil bo'ladigan bog'lanish **δ -bog'lanish** deyiladi. **Delta bog'lanish** kompleks birikmalarda va tuzlarning kristallgidratlarida uchraydi.

O'zaro birlashuvchi ikki atom orasida faqat bitta **δ -bog'lanish** hosil bo'lishi mumkin, ular orasida yana **π -** va **σ -** bog'lanish yuzaga chiqadi. Shunga asoslanib barcha bog'lanishlar oddiy va karrali bog'lanishlarga bo'linadi. Har ikkala bog'lanishning bir vaqtda hosil bo'lishiga kovalent bog'lanishning karraliligi deyiladi.



5.6-rasm. Etilendagi **σ -** va **π -**bog'lanishning hosil bo'lishi.

5.2. Atom orbitallarning gibrirlanishi va molekulyar orbitallar metodi. Molekulyar orbitallar metodi asosida oddiy va murakkab moddalarning hosil bo'lishini o'rganish.

Atom elektron orbitallarining gibrirlanishi. Atomlar orasidagi bog'lanish odatda xar xil energetik holatlarda bo'lgan elektronlar orasida yuzaga keladi. Atom orbitallarning o'rniga hosil bo'lgan gibrid orbitallar molekula hosil qilishda bir-birini yaxshi qoplashi kimyoviy bog'ning mutsahkam bo'lishiga va molekulaning energetik barqaror bo'lishiga sabab bo'ladi.

Valent orbitallarning **gibrirlanish nazariyasi 1934 yilda J.Slater va L.Poling** tomonidan ishlab chiqilgan. Bu nazariyaga ko'ra- kimyoviy bog' aralash yoki gibrid orbitallar hisobiga amalga oshadi. Gibrirlanish jarayonida orbitallarning energiyasi va shakli o'zgaradi. Gibrid orbitallarning qoplanishidagi yuza alohida olingan orbitallardan ko'ra ko'proq bo'ladi. Gibrirlanish jarayonida datslabki atom orbitallarning soni o'zgarmay qoladi.

Ko‘p valentli atomlardan hosil bo‘lgan kovalent bog‘lanishlar doimo fazoviy yo‘nalgan bo‘ladi. Bog‘lanishlar orasidagi burchaklar **valent burchaklar** deyiladi. Ko‘pincha kovalent bog‘lanish hosil bo‘lishida ishtirok etadigan elektronlar turli holatlarda, masalan, biri- s-, boshqasi p- orbitallarda bo‘ladi. Bunda molekuladagi bog‘lanishlarning puxtaligi ham turlicha bo‘lishi kerak edi. Lekin tajriba ular teng qimmatli ekanligini ko‘rsatadi. Bu hodisa **L.Poling** tomonidan kiritilgan, atom orbitallarining **gibridlanishi** haqidagi qoida bilan tushuntiriladi.

Atom orbitallarning gibridlanishi haqidagi tassavurlarga muvofiq turli orbitallarga mansub elektronlar ishtirokida kimyoviy bog‘lanish hosil bo‘ladi, bu elektronlarning bulutlari bir-biriga ta’sir ko‘rsatib, o‘z shakllarini o‘zgartiradi, natijada turli orbitallarning o‘zaro qo‘shilishi, ya’ni gibridlangan orbitallar hosil bo‘ladi.

sp-gibrid orbitallarda elektron bulutining zichligi yadroning bir tomonida kattaroq bo‘lib, ikkinchi tomonida kichikroqdir. Gibrid orbitallar o‘zining kattaroq qismi bilan boshqa atomlarning elektron bulutlarini ko‘proq qoplaydi. Gibridlanish natijasida elektron bulutlar tamomila simmetrik shaklni oladi. Erkin holatdagi atomlar hech qachon gibridlangan holatda bo‘lmaydi. Gibridlanish atomlardan molekula hosil bo‘lish vaqtidagina yuzaga chiqadi.

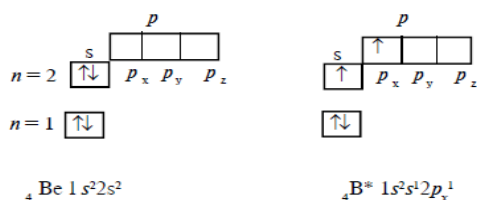
Bitta s-orbital bitta p-orbital bilan qo‘shilganda hosil bo‘ladigan ikkita gibrid orbital, bir-biriga qarama-qarshi yo‘nalishda joylashgan bo‘lib, molekulaning chiziqli yo‘nalishiga sabab bo‘ladi. Masalan, **BeF₂** molekulaning hosil bo‘lishida **sp**-gibridlanish kuzatiladi va gibrid orbitallar orasidagi burchak **180°** ga teng bo‘ladi. Hosil bo‘ladigan gibrid orbitallar soni doimo gibridlanishga ishtirok etadigan dastlabki gibrid orbitallarning soniga teng bo‘ladi.

Chunonchi **bitta s- va ikkita p-orbitallarning** gibridlanishi (**sp²**-gibridlanish) sababli uchta teng qiymatli **sp²**-orbitallar hosil bo‘ladi. Bunda gibrid orbitallar bir-biriga nisbatan **120°** li burchak hosil qilib joylashgan bo‘ladi. **sp²**-gibridlanish asosida hosil bo‘ladigan molekulaga misol qilib, **BF₃** molekulasini olishi mumkin.

Agar gibridlanishda **1ta s- va 3 ta p-orbital** ishtirok etsa unda **sp³** gibridlanish yuz berib, 4 ta gibridlangan sp³-orbitallar hosil bo‘ladi, ular bir-biriga nisbatan **109°28’** burchak ostida joylashgan bo‘ladi. Bunday gibridlanish metan **CH₄** molekulasida hosil bo‘ladi.

Valent orbitallarining gibridlanishini berilliy xlorid BeCl₂, bor xlorid BCl₃ va metan CH₄ molekulalari hosil bo‘lishi misolida ko‘rib chiqamiz.

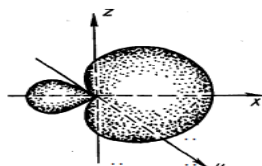
Berilliy atomi qo‘zg‘algan holatga o‘tishida juftlashgan elektronlar bir-biridan ajraladi, ya’ni ikki elektronli bulut (2s²) bir elektronliga ajraladi. Buni sxema tarzida shunday tasvirlash mumkin:



2s- elektronni 2p- orbitalga o‘tkazish, ya’ni atomning qo‘zg‘algan holatga o‘tishi energiya sarflashni talab etadi, bu energiya reaksiyada ikkita bog‘lanish hosil bo‘lishi hisobiga ortiqchasi bilan qoplanadi. Qo‘zg‘algan holatda berilliy xlorning ikkita atomini biriktirib oladi⁷⁸:



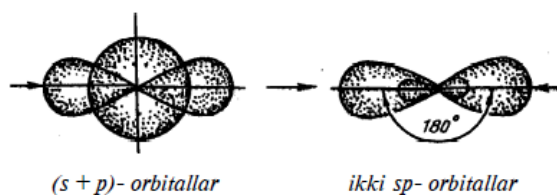
Ikkala Be—Cl bog‘lanish bir xilda puxta va 180° li burchak ostida joylashgan. Bog‘lanishlar puxtaligining bir xilligi valent orbitallarining gibridlanishi, ya’ni ularning siljishi va shakli hamda energiyasining tenglashishi bilan tushuntiriladi. Bu holda atom elektron orbitallarining dastlabki shakli hamda energiyasi o‘zaro o‘zgaradi va bir xil shakl hamda energiyaga ega bo‘lgan elektron orbitallar hosil bo‘ladi. Gibrid orbital asimmetrik va yadrodan bir tomonga qattiq cho‘zilgan bo‘ladi.



3.2- rasm. sp- gibril orbitalining shakli.

⁷⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 313-314- betlar.

Gibrid orbitallar elektronlarining ishtirokida hosil boʻladigan kimyoviy bogʻlanish gibridmas sof s - va p - orbitallarning elektronlari ishtirokida hosil boʻlgan bogʻlanishdan puxtarok boʻladi, chunki gibridlanishda orbitallar bir-birini koʻproq qoplaydi. Muayyan atomning bogʻlanishlari hosil boʻlishida turli tipdagi elektronlar (bizning misolimizda s - va p - elektronlar) ishtirok etganda gibridlanish amalga oshadi. Bunda gibrid orbitallar soni dastlabki orbitallar soniga teng boʻladi. Shunday qilib, BeCl_2 molekulasida kimyoviy bogʻlanish hosil boʻlishida markaziy atomning, yaʼni berilliyning bitta s - va bitta p -elektroni ishtirok etadi. Bu holda orbitallarning sp -gibridlanishi (*es-pe-gibridlanish*, deb oʻqiladi) sodir boʻladi (3.3-rasm). Ikkita gibrid orbital bir-biriga nisbatan 180° li burchak ostida joylashadi, yaʼni BeCl_2 molekulasida chiziqsimon shaklda-uchala atomning hammasi bir chiziqda joylashgan (5.9- rasm).



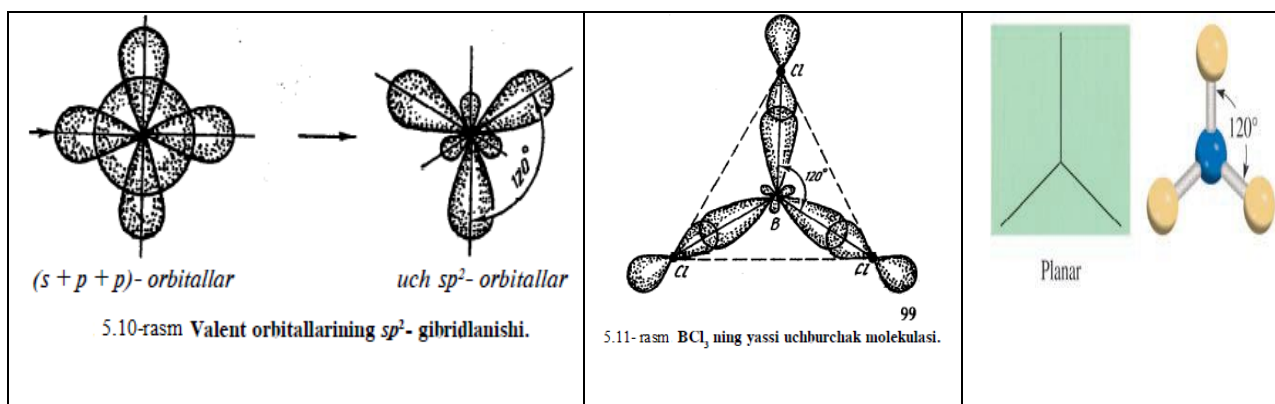
5.8.-rasm. sp -valent orbitallarning gibridlanishi.



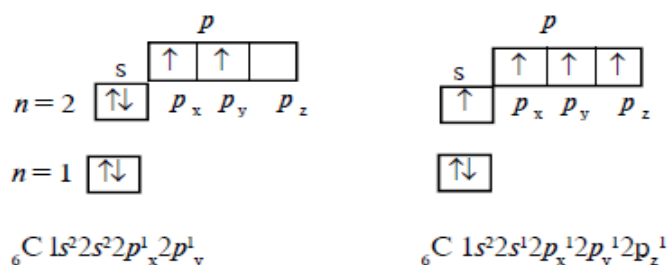
5.9.-rasm. BeCl_2 ning chiziqsimon molekulasida.

Bor xlorid BCl_3 molekulasida markaziy atom orbitallari sp^2 -gibridlanadi (*es-pe-ikki gibridlanish*, deb oʻqiladi). Bor atomida (elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^1$, qoʻzgʻalgan holatida $1s^2 2s^1 2p^2$) gibridlanishda bitta va ikkita p - elektronlar orbitallari ishtirok etadi; buning natijasida bir-biriga nisbatan 120° li burchak ostida joylashgan uchta gibrid orbitallar hosil boʻladi (5.10-rasm). BCl_3 molekulasida markazida B atomi joylashgan yassi teng tomonli uchburchak shaklida boʻladi. Gibrid orbitallarning oʻqlari orasidagi burchak 120° ni tashkil etadi, toʻrtta atomning hammasi bitta tekislikda yotadi (5.11- rasm). SO_3 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, SO_2 , NO_2 , H_2SO_3 va HNO_2 molekulalarida kuzatiladi⁷⁹.

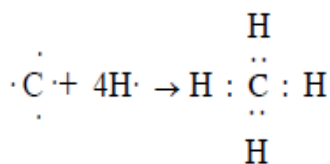
⁷⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 315-316- betlar.



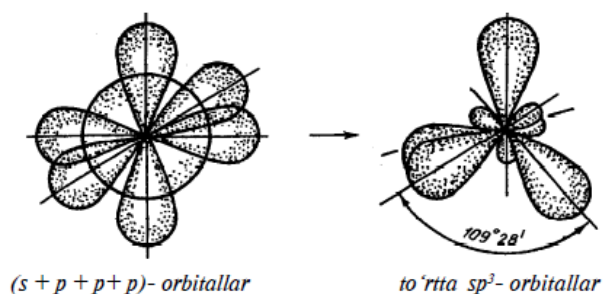
Metan molekulası hosil bo‘lishida uglerod atomi qo‘zg‘algan holatga o‘tadi, bunda juftlashgan $2s^2$ - elektronlar bir-biridan ajraladi, ya’ni ikki elektron bulut bir elektronli bulutlarga aylanadi.



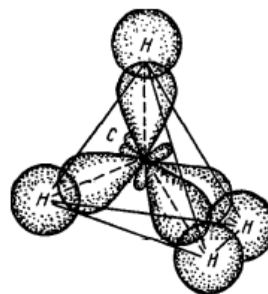
Sxemadan ko‘rinib turibdiki, uglerod atomining asosiy holatida juftlashmagan ikkita elektroni bo‘ladi (2 valentli), qo‘zg‘algan holatida esa (yulduzcha bilan belgilangan)—to‘rtta elektroni bo‘ladi (4 valentli) va vodorodning 4 ta atomini biriktirib olishi mumkin:



Metan molekulası hosil bo‘lishida uglerod atomida bitta s- va uchta p- elektronlarning orbitallari gibridlanadi hamda to‘rtta bir xil gibrid orbitallar hosil bo‘ladi (5.12- rasm). Bunday gibridlanish sp^3 -gibridlanish deyiladi (*es-pe-uch gibridlanish*, deb o‘qiladi). Gibrid orbitallarining o‘qlari orasidagi valent burchak $109^\circ 28'$ ga teng. Uglerod atomining to‘rtta gibrid sp^3 - orbitallari bilan to‘rtta vodorod atomi sorbitallarini bir-birini qoplashi natijasida to‘rtta bir xil bog‘lanishli mustahkam metan molekulası hosil bo‘ladi (5.13- rasm).

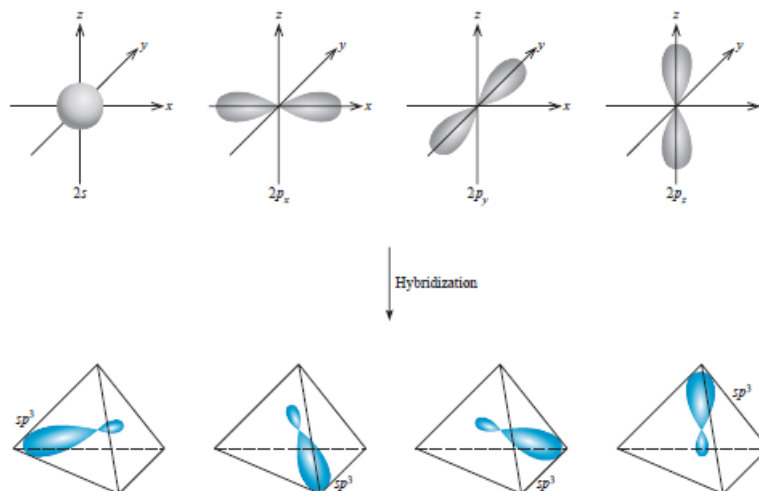


5.12- rasm. Valent orbitallarining sp^3 - gibridlanishi.



5.13- rasm Metanning tetraedrik molekulasida kimyoviy bog'lanishlarning hosil bo'lish sxemasi.

Metan va uglerod (IV) xlorid, CCl_4 , CF_4 , CH_4 , $HClO_4$, H_2SO_4 , H_3PO_4 molekulalarida esa bog'lanish hosil qilishda markaziy atom uglerod bo'lib, u ko'zalgan holatda bir s va uchta p elektronga ega. Shuning uchun ham metanda markaziy atom sp^3 (5.14-rasm) gibridlangan.

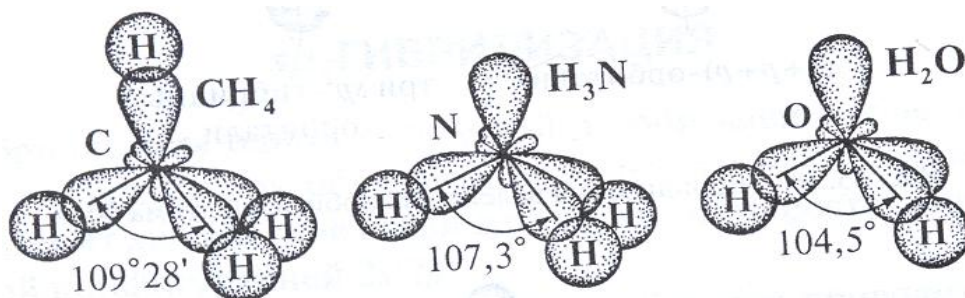


5.14-rasm. 2s va 2p orbitallari asosida sp^3 gibrid orbitallarining fazoda joylashishi.

Molekula tetraedrik tuzilishga ega, valent burchaklar bo'lsa **109°28'** ni tashkil etadi. Markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar juftining molekula tuzilishiga ta'siri. Metan, suv va ammiak molekulalari (3.10-rasm) valent burchaklar qiymati metanda 109°28', ammiakda 107,5° va suvda 104,5°. Valent bolanishlar nazariyasiga ko'ra buning sababi, markaziy atomdagi bo'linmagan elektron juftlarning ta'siridir. Ammiak va suv qatorida markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar jufti bir juftdan to ikki juftgacha ortadi. Ana shu tufayli valent burchaklarda kiskarish kuzatiladi⁸⁰. Markaziy atomning gibridlanishi va

⁸⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 328-329- betlar.

undagi bo‘linmagan elektronlarning molekula tuzilishiga ta’siri -jadvalda keltirilgan.



5.15-rasm. Metan, suv va ammiak molekulasidagi kimyoviy bog‘larning hosil bo‘lishi.

Valent bog‘lanish metodi, elektron orbitallarning gibridlanish haqidagi g‘oyalarga asoslanib moddalarning tuzilishi, molekulalarda valent bog‘larning yo‘nalishi va ko‘pgina moddalarning molekulyar geometriyasini izoxlab bera oladi. Ammo ba’zi moddalarning tuzilishini bu nazariya asosida izohlab bermaydi. Ma’lum bo‘lishicha ba’zi moddalarda elektron juftlar yordamisiz bog‘lanish hosil bo‘lishi aniqlandi. Masalan, XIX asrning oxirida Tomson vodorodni elektron oqimi bilan bombardimon qilish natijasida hosil bo‘lgan molekulyar vodorod ioni H_2^+ tarkibida faqat birgina elektron bor. Bu zarrachada yadrolararo masofa 1,06 Å (0,106 nm), uning bog‘lanish energiyasi 256 kJ·mol⁻¹ va H_2^+ molekula ancha barqaror zarrachadir. Shuning uchun yadro, ikki yadro bir-biri bilan birgina elektron orqali bog‘lana oladi, ya’ni bir elektronli bog‘lanish ham mumkin ekan degan xulosaga kelish mumkin. Tekshirishlardan ma’lumki, faqat takibida toq elektron bo‘lgan molekulalar magnitga tortiladi. Kislorod qattiq holatda magnitga tortiladi. Vaholanki, kislarodda toq elektronlar yo‘q, ammo u magnitga tortiladi. Valent bog‘lanishlar metodi kislarodning magnit hossalari izohlay olmaydi.

Vodorod molekulasining hosil bo‘lishini kvantlar mexanikasi asosida izohlash uchun **V.Geytler** va F.London 1927 yilda taklif qilgan va **L.Poling** rivojlantirgan.

Valent bog‘lanishlar metodini quyidagi 2 prinsip orqali tushuntirish mumkin:

Birinchi prinsip: Lokallashgan elektron bulutlari bog‘larni hosil qiladi, atom orbitallar bir-birining ustini qoplaydi. Qarama-qarshi spinli elektron

orbitallari bir-birini qoplaganda atom orbitallari orasida eng yuqori elektron bulut zichligi hosil bo‘lib yadrolar tortishadigan zaryadlar hosil qiladi va sistema energiyasi kamayib bog‘ hosil bo‘ladi.

Ikkinchi princip: Atom orbitallarining maksimal qoplanishi natijasida bog‘ hosil bo‘lishi ya‘ni, atom orbitallari qancha kuchli bir-birini shu yo‘nalish bo‘ylab hosil bo‘ladi⁸¹.

Atom orbitallar metodi **elektron juftlarsiz bog‘lanish** hosil bo‘lishini tushuntira olmaydi.

Bu hodisalarni tushintirish uchun molekulyar orbitallar (MO) nazariyasi yordamga keladi. Xund va Milliken bu nazariyani asoschilari hisoblanadi. MO nazariyasini yaratishda atomning elektron tuzilishi haqidagi kvant mehanik tasavvurlarni molekula tuzilish uchun xam qo‘llash zarur deb topildi. Farqi shundaki, atom bir markazli (bir yadrosi) sistema bo‘lsa, molekula ko‘p markazli sistemadir. Demak, bu nazariyaga ko‘ra har qaysi elektron molekuladagi barcha yadro va ko‘p markazli orbitalar ta’sirida bo‘lishi e’tiborga olinadi.

Bu metodga asosan molekula bir butun (kompleks) deb qaraladi va hamma elektronlar ham butun molekula uchun umumiy bo‘ladi. Atomlardagi atom orbitalligi, molekulalarda molekulyar orbitallar bo‘lishi kerak.

Atom orbitallari: s, p, d, f

Molekulyar orbitallari: σ , π , δ , ϕ bilan belgilanadi.

Molekulyar orbitallar ham Pauli principi va Xund av Klechkovski qoidalariga asosan hosil bo‘ladi.

Atom orbitallari bir xil markazli, molekulyar orbitallar esa ko‘p markazi (mnogosentrovoy) shuning uchun ularning formasi murakkabroq. Atom orbitaldan molekulyar orbital hosil bo‘lishi uchun:

1. Ularning energiyasi yaqin bo‘lishi kerak.
2. Orbitallari bir-birini ko‘proq qoplashi kerak (0,7-0,8%).

⁸¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 325-327- betlar.

3. Molekulada bog‘lanish chizig‘iga nisbatan bir xil simmetriyada bo‘lishi kerak.

Agar elektron harakati simmetrik funksiya bilan ifodalansa, molekulyar orbital va atom orbitallarning yadrolarida zaryadlarining bir-biriga qoplanishi hisobiga bo‘ladi shuning uchun bu molekula energiyasi atom orbitallaridagi energiyadan kam bo‘ladi. Bu vaqtdagi atom orbitallarini **bog‘lovchi** (svyazivayushiy) **orbital** deb ataladi.

Agar molekulyar orbitallar hosil bo‘lishida elektron harakati antisimmetrik funksiya bilan ifodalansa, atom orbitallari elektron bulut kontsentratsiyasi yadrolaridan tashqarida hosil bo‘lsa, unda nolga teng bo‘ladi. Bu molekulyar orbitallar energiyasi dastlabki atom orbitallar energiyasidan yuqori bo‘ladi va uni, **bo‘shashtiruvchi** (razrixlyayushiy) **orbital** deb ataladi.

Molekulyar orbitallar nazariyasining asoschilari Hund va Malliken hisoblanadi, bu nazariyaga ko‘ra har qaysi elektron molekuladagi barcha yadro va ko‘p markazli orbitallar ta’sirida bo‘lishi e’tiborga olinadi. Atom orbitallarning chiziqli kombinatsiya usuli (AOChK) eng ko‘p qo‘llaniladi.

Agar biz tarkibida 1 ta elektron va 2 ta yadro bo‘lga molekulani nazarda tutsak, ayni sistemada elektronning harakatini ikkita funktsiya bilan ifodalash mumkin bo‘ladi.

Birinchisi:

$$\Psi_1 = C_1 \Psi_A + C_2 \Psi_B$$

Ikkinchisi:

$$\Psi_2 = C_1 \Psi_A - C_2 \Psi_B$$

Bunda, C_1 va C_2 – o‘zgarmas koeffitsiyentlar, ψ_1 va ψ_2 -ayni elektronning 1- va 2-yadroga oid funktsiyalari, ya’ni ψ_1 - simmetrik, ψ_2 -antisimmetrik funktsiyalar.

Molekulyar orbitallar metodida kimyoviy bog‘lanishning hosil bo‘lishi **bog‘lanish tartibi N** bilan tavsiflanadi, uni topish uchun bog‘lovchi orbitallardagi elektronlar sonidan bo‘shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar sonini ayirib, natijani ikkiga bo‘linadi.

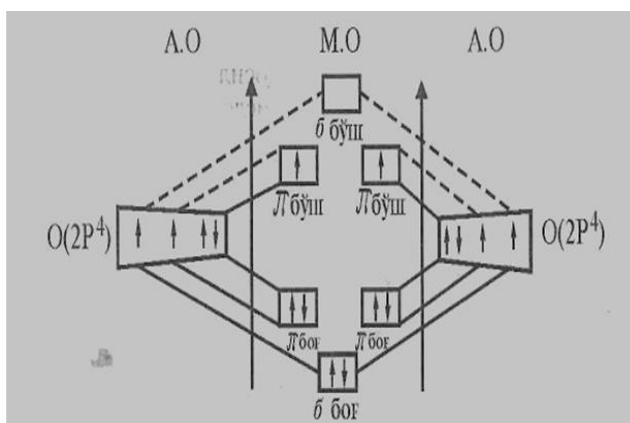
$$N = \frac{n_{bog} - n_{bo'sh}}{2}$$

Agar N ning qiymati noldan kata bo'lsa, u holda ikki atom ta'sirlashganda molekulalar hosil bo'ladi. Agar N ning qiymati nolga teng yoki noldan kichik bo'lsa molekula hosil bo'lmaydi.

Masalan,

$$N_{O_2} = \frac{8-4}{2} = \frac{4}{2} = 2 \quad N_{N_2} = \frac{10-4}{2} = \frac{6}{2} = 3 \quad N_{H_2} = \frac{2-0}{2} = 1$$

Kislorod molekulasining hosil bo'lishida atomlarning $2s^2 2p^4$ elektronlari ishtirok etadi:

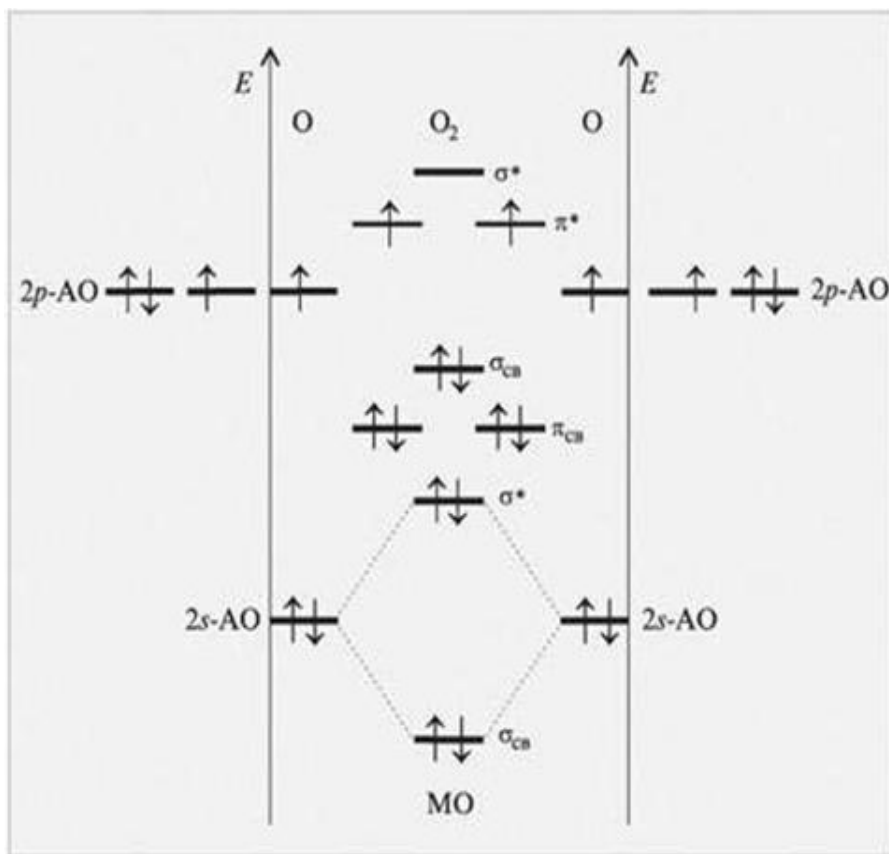


Kislorod molekulasining 2π bo'sh orbitalida faqat **2 ta p**-elektron bor, vaholanki bu orbitalda **4 ta** elektron bo'lishi mumkin edi. Shu sababli Hund qoidasiga ko'ra 2 ta 2π bo'shashtiruvchi orbitalda 2p-elektron **parallel spinlarga** aga bo'lishi kerak. 2 ta toq elektroni borligi uchun kislorod **paramagnit** modda bo'lib, suyuq va kristall holda **magnitga** tortiladi⁸².

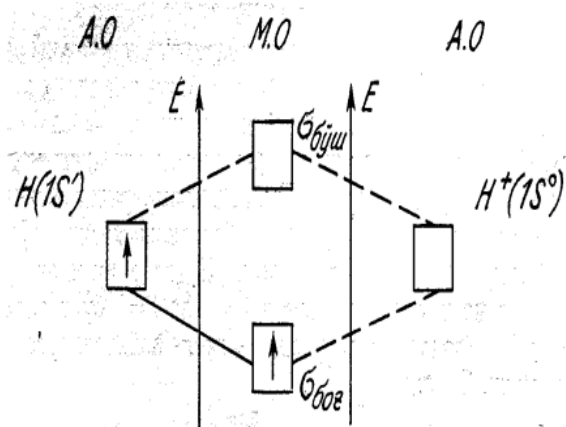
	5.16-rasm. Suyuq va qattiq holdagi kislorodning paramagnitlik xususiyati. 2 ta parallel spinli elektronlar hisobidan.
--	---

⁸² General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 340-343 betlar.

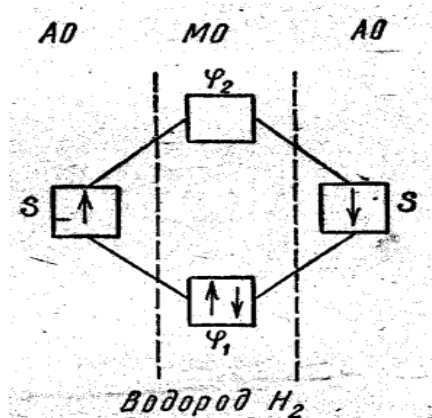
Yoki, quyidagicha ifodalash mumkin:



H₂ molekula uchun energetik holatni quyidagicha yozish mumkin⁸³



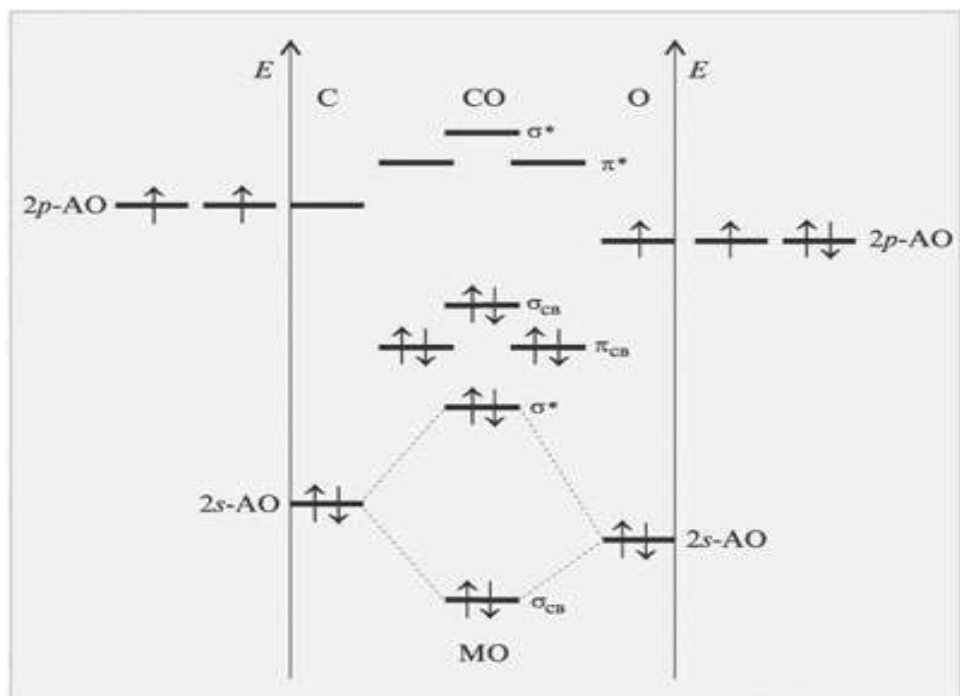
5.17-rasm. Molekulyar vodorod molekulasining hosil bo'lishi.



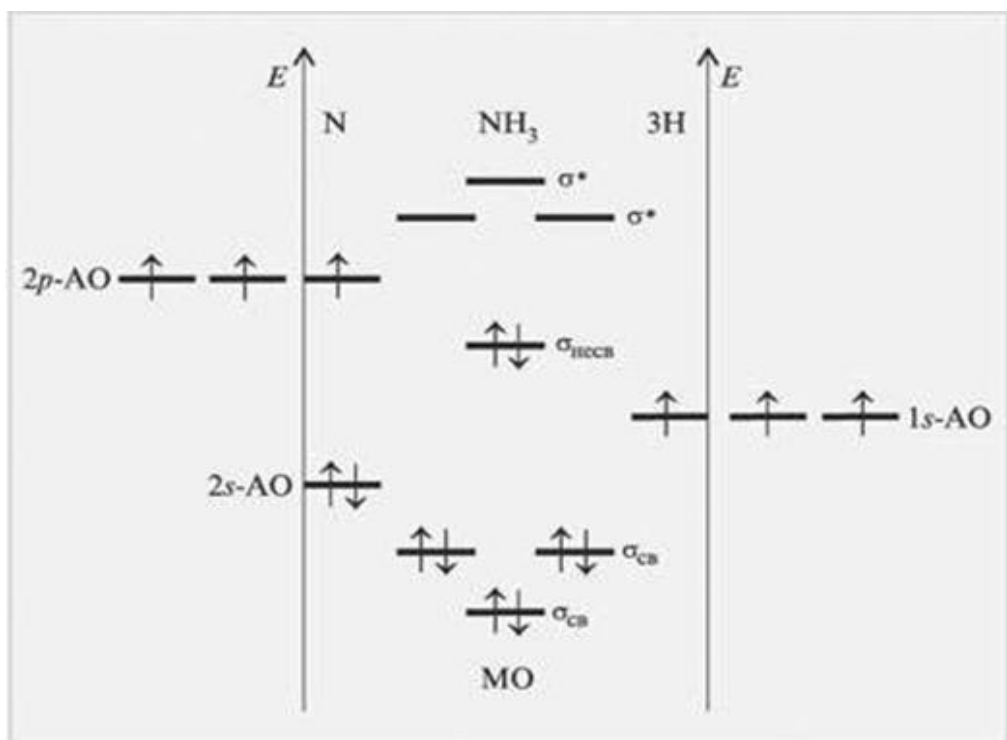
5.18-rasm. Vodorod ionini molekulasining hosil bo'lishi.

Bundan tashqari CO molekulasining MO metodi yordamida hosil bo'lishini ko'rish mumkin. CO molekulasida 6 ta bog'lovchi elektronlar borligi sababli, BT=3ga teng bo'ladi.

⁸³ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th e d. 343-348-betlar.



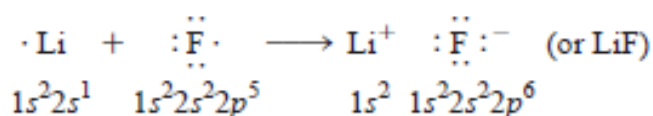
Bundan tashqari NH_3 molekulasi MO metodi yordamida hosil bo'lishini ko'rish mumkin:



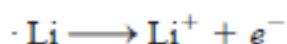
Ammiak molekulasi azotning 1s-, 2s- orbitallarining energiyasi past ekanligini hisobga olib, undagi elektronlar bog'lanmaydi deb hisobga olsak, barcha orbitallarning soni 8 ta 5 ta azotda, 3 ta vodorodda, ulardan 3 ta bog'lovchi, uchta bo'shashtiruvchi, 2 ta bog'lanmaydigan MO hosil bo'ladi. Bu molekulada $\text{BT}=3$ ga teng.

5.3. Ion, molekulalararo va vodorod bog‘lanishlar hamda ularning o‘ziga xosligi

Qarama-qarshi zaryadlangan ionlar orasida elektrostatik tortishiv tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog‘lanish electrovalent yoki **ion bog‘lanish** deb ataladi. Ionlarning bir-biriga tortishish yo‘li bilan hosil bo‘lgan birikmalar **geteropolyar** yoki **ionli birikmalar** deyiladi. Ion hosil qilishda 1A yoki 2A guruh metallari kislorod va galogenlardan tubdan farq qiladi.. Misol sifatida litiy va ftorning birikishi natijasida litiy ftorid hosil bo‘lishini ko‘rish mumkin:

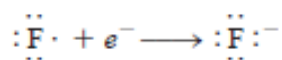


Usbu reaksiyaning amalga oshishi uchun, dastlab, Li ionlanishi kerak:



5.19-rasm. Litiy ftorid kristallari. LiF sanoatda asosan minerallarni tozalash asosida olinadi.

Keyin esa, F elektron qabul qiladi:



Natijada, alohida ionlar birikishi natijasida LiF hosil bo‘ladi:

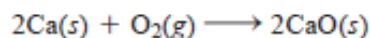


Yuqoridagi 3 ta reaksiya umumiy holda quyidagicha bo‘ladi:

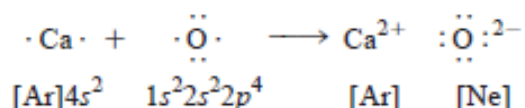


LiF dagi bog‘ litiyning musbat va fluorning manfiy zaryadi asosida elektrostatik kuchlar asosida hosil bo‘ladi. Birikmaning o‘zi elektroneytral hisoblanadi.

Ko‘pchilik boshqa reaksiyalar asosida ham ion bog‘lanish hosil bo‘ladi. Masalan, kalsiy kislorodda yonishi natijasida kalsiy oksidi hosil bo‘ladi:

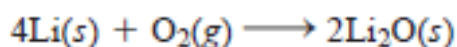


2 atomli kislorod molekulasini birinchi ionlarga ajraladi, reaksiyani yozishda Lewis simvoli asosida quyidagicha yoziladi:

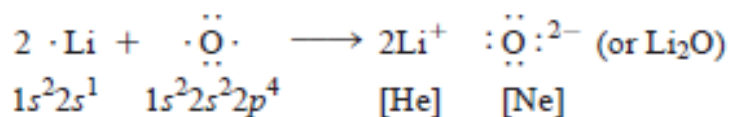


Kalsiy oksidi hosil bo‘lishida kalsiyni 2 ta elektroni kislorod atomiga o‘tadi.

Ko‘pchilik hollarda ionli birikmalardagi kation va anionlar 1 xil zaryadga ega bo‘lmaydi. Masalan Li metalli havoda yonganda oksid hosil qiladi:

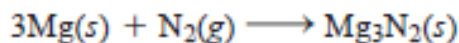


Lewis simvollari asosida quyidagicha yoziladi:

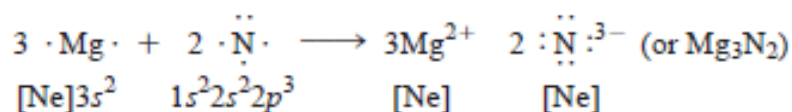


Ushbu holatda kislorod atomi 2 ta Li atomidan 1 tadan elektron olib, Li₂O hosil qiladi. Li⁺ ionini geliy bilan izoelektron atom.

Magniy metalli nisbatan yuqori haroratda azot bilan ta’sirlashganda, oq rangli qattiq modda magniy nitridini hosil qiladi:



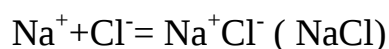
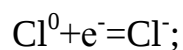
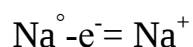
yoki



Reaksiyada Mg²⁺ azot esa N³⁻ ionini hosil qiladi⁸⁴.

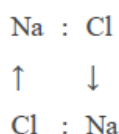
⁸⁴ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 281-282 betlar.

Ion bog‘lanish NEM lari bir-biridan keskin farqlanuvchi elementlar, masalan I va II grupp metallari bilan tipik metallarmaslar-galogenlarning birikishidan vujudga keladi. Bu holda tugallangan energetik pog‘ona hosil qilish uchun NEM ligi kichik bo‘lgan **metall atomi** elektron berib **musbat zaryadli** ionga, NEM ligi katta bo‘lgan **metallmas atomi** esa elektron biriktirib **manfiy zaryadli** ionga aylanadi. Masalan NaCl molekulasida hosil bo‘lishida Na atomining NEM ligi 1,01 ga, Cl atomniki esa 2,83 ga teng bo‘lgani uchun, avval natriy atomi o‘zini sirtki energetik pog‘onasidan yagona elektronni berib Na^+ ga, xlor atomi esa bitta elektron biriktirib Cl^- ga ay-lanadi. So‘ngra Na^+ va Cl^- ionlarning bir-biriga elektrostatik kuch orqali tortilish natijasida NaCl molekulasida hosil bo‘ladi:

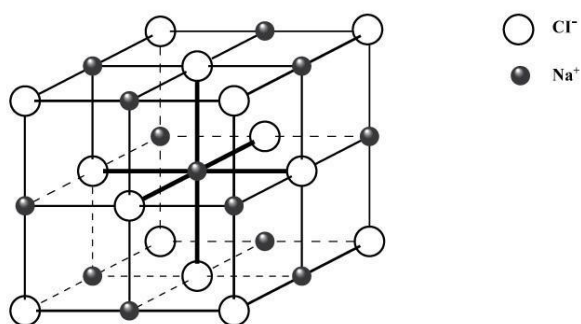


Ion bog‘lanishni juda **kuchli qutblangan kovalent bog‘lanish** deb qarash mumkin. Bunda umumiy elektronlar jufti NEM ligi katta bo‘lgan element atomiga (NaCl da Cl ga) tegishli bo‘lib qoladi. $\text{Na}^\bullet + \text{Cl} \rightarrow \text{Na}^+ [\text{Cl}]^-$

Natriy xlorid tuzi 2 xil geteroatomli kovalent bog‘lanishli moddalarning birikishi asosida hosil bo‘ladi:



2-rasmdan ko‘rinib turibdiki, natriy ioni o‘ziga qo‘shni bo‘lgan 4 ta xlor atomini (3 ta donor va 1 ta kovalent bog‘) bog‘lagan.

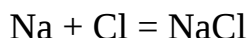


5.20-rasm. NaCl kristall panjarasi.

Shunga ko‘ra har bir Na atomi 6 ta xlor atomi bilan bog‘langan, 1 ta xlor atomi ham 6 ta Na atomini bog‘lagan⁸⁵.

Umuman qutbli bog‘lanish bilan ion bog‘lanishlarning vujudga kelish mexanizmi orasida keskin chegara yo‘q. Ular faqat umumiy elektron juftlarining qutblanuvchanlik darajasi bilan farqlanadi. Shunga ko‘ra qutbli bog‘lanish muayyan sharoitda ionli bog‘lanishga aylanishi, ya‘ni umumiy elektronlar jufti NEM ligi katta bo‘lgan atomga batamom siljishi mumkin, masalan: HCl suvda eriganda umumiy elektronlar jufti Cl atomiga butunlay siljib, natijada H^+ va Cl^- ionlari hosil bo‘ladi .

Bu tip bog‘lanish elektromanfiyligi bir-biridan keskin farq qiladigan 2 ta element o‘rtasida vujudga keladi. Ko‘pincha bu bog‘ tipik metallar va metallmaslar o‘rtasida vujudga keladi. Masalan, Na va Cl o‘rtasida sodir bo‘ladigan reaksiyani ko‘raylik.



Hosil bo‘lgan Na^+ va Cl^- ionlari bir-biriga elektrostatik tortishib turadi. Lekin bu molekula hosil bo‘ldi degan gap emas. Buning uchun ionlar bir-biridan ma‘lum masofada turishi kerak. Bu masofa ionlar o‘rtasidagi tortishish kuchining elektronlar o‘rtasidagi (Na^+ va Cl^- dagi) itarilish kuchiga barovarlashgan masofadir. **Na^+ ni kation, Cl^- ni anion deyiladi.** Bu bog‘ni esa ba‘zan kation-anion bog‘ deyiladi.

Ion birikmalarga misollar: KF, $NaNO_3$, $PbSO_4$, K_3PO_4 va b. Agar element davriy sistemada qancha chapda va pastda joylashgan bo‘lsa, uning kation holatiga o‘tish tendentsiyasi shuncha kuchli bo‘ladi. Agar element sistemada qancha o‘ngda va yuqorida joylashgan bo‘lsa, uning anion holatiga o‘tish tendentsiyasi shuncha kuchlli bo‘ladi.

Elementlar ion holatiga o‘tganda ular atomlarining razmeri keskin o‘zgaradi. Masalan, Na^+ ning atomi razmeri Na ga qaraganda yoq. Sabab: 1 elektron qavat yo‘q. Na^+ ionining strukturasi Ne atominikiga o‘xshaydi. Bunday olib qaraganda

⁸⁵ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 128-130 bet.

ularning atomlari razmeri bir xil bo'lishi kerak. Lekin, Na^+ atomi razmeri Ne nikidan kichik. Sababi: Na^+ yadrosida 1ta (+) zaryad ortiq. Bu zaryad elektron qavatlarni ko'proq tortadi va oqibatda atom kichik razmerga ega. Masalan, S^{2-} atomini tuzilishi Ar ga o'xshaydi. Razmeri esa (S^{2-} ionining) Ar atominikidan katta. Sababi: Ar yadrosida 2 ta (+) zaryad ortiq.

Ion birikmalar kovalent bog'lanishli birikmalardan quyidagi xossalari bilan farqlanadi:

1. Suyuqlangan holatda elektr tokini o'tkazadi;
2. Polyar erituvchilarda eriydi. Bunda ion-dipol bog'lar vujudga keladi. Hosil bo'ladigan eritmalar ham elektr tokini o'tkazadi;

3. Kovalent birikmalarga nisbatan yuqori suyuqlanish va qaynash temperaturasiga ega.

4. Qattiq holda ion birikmalar kristallar hosil qiladi. Bu kristallar fazoda qonuniyatli joylashgan, (+) va (–) zarrachalardan tashkil topgan bo'ladi. Masalan, NaCl . Ion birikmalar suyuqlangan yoki erigan holda faqat erkin ionlardan tashkil topgan bo'ladi. Suyuqlangan ion birikmani bug'latganda esa (+) va (–) ionlar joylashadilar. Bunda elektroneytral komplekslar hosil bo'ladi. Bu komplekslar molekulalardir desak ham bo'ladi. Masalan, NaCl ni bug'latsak erkin NaCl molekulalari suyuq NaCl dan uchib chiqadi. Vaholanki, suyuqlanmada Na^+ va Cl^- ionlar mavjud.

Ion birikmalarni kovalent birikmalardan farq qildiradigan ko'pgina xususiyatlarini qanday tushuntirish mumkin? Quyidagicha: elektroneytral atomning ion holatiga o'tishi-keskin sifatli o'zgarishdir (sakrash bilan sodir bo'ladigan). Ion holatni-“hayajonlangan” holat deb qarash mumkin, chunki ionlar juda yuqori aktivlikka ega. Ionlar o'rtasida reaksiya juda tez sodir bo'ladi. Aniqroq tushunish uchun (ya'ni element→ionga o'tganda xossa keskin o'zgarishini) quyidagi misollarni keltiramiz:

K^+ – o'simliklar uchun juda zarur element; K – esa o'simlikka yomon ta'sir qiladi.

Br_2 – zaharli (kuchli!!!); Br^- – esa masalan, (NaBr) davolash xususiyatiga ega.

Cl_2 – zaharli gaz.

Cl^- – esa qonimizda oshqozon suyuqligida bor. U foydali (NaCl)

Molekulyar tuzilishga ega bo'lgan moddalarda molekulalararo tortishish kuchlari mavjuddir. Molekulalararo tortishish kuchlari (**Van-der-Vaals kuchlari**) kovalent bog'lanishdan kuchsizroq bo'lsa ham ancha kattaroq masofalarda yuz beradi. Bu kuchlarning asosida dipollarning o'zaro elektrostatik ta'siri yotadi va dipollarning hosil bo'lish mexanizmi har-xil moddalarda turlichadir⁸⁶. Molekulalar elektroneytral yoki to'yingan bo'lsada ularning bir-biriga yaqinlashtirilganda molekulalar orasida tortishish kuchlari vujudga keladi. Molekulalar orasida bunday kuchlarni **molekulalararo** yoki **Van der-Vaals** kuchlar deyiladi. (N_2), chlorine (Cl_2) and ammonia (NH_3) and the atoms of inert gases - He, Ne, larda ham bo'ladi. Bunday bog'lanishni nemis fizigi Yoxannes van der Waals yaratgan.

Har 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. Induksion o'zaro ta'sir kuchlari deyarli hamma vaqt kam bo'ladi.

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 tortishadi. Molekulalararo tortishish kuchlarining bunday turi **orientatsion o'zaro ta'sir** deb ataladi.

Qutbli molekulalar o'zaro yaqinlashtirilganda ularning bir xil ishorali qutblari bir-biridan qochadi, qarama-qarshi ishoralilari esa bir-biriga tortiladi. Natijada qutbli molekulalar fazoda ma'lum tartibda joylashadi, orientatsiyalanadi. Orientatsion effekt katta dipol momentga ega bo'lgan molekulalarda (NH_3 , H_2O va hokazolarda) kuchli namoyon bo'lib, dipol momenti kichik moddalarda kuchsiz bo'ladi.

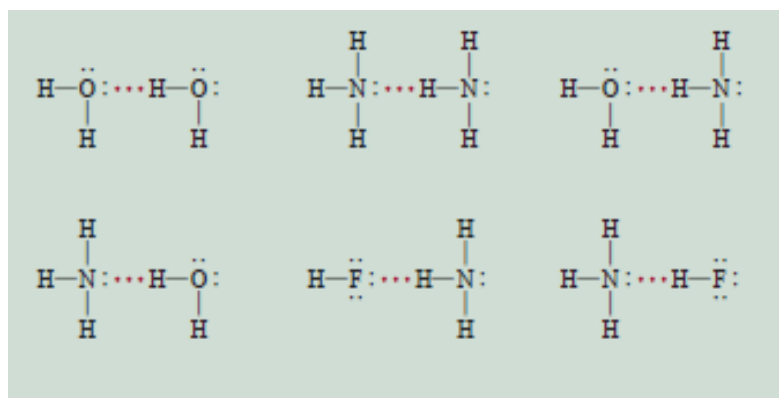
⁸⁶ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 392-395 betlar.

Induksion kuchlar qutbli va qutbsiz molekulalar o‘zaro yaqinlashganda hosil bo‘ladi, chunki qutbli molekulalarga qutbsiz molekula yaqinlashganda qutbsiz molekula qutblanadi; uning qutbli molekulaga yaqin qismida qarama-qarshi, uzoq qismida bir xil ishorali zaryadlar hosil bo‘ladi. Natijada qutbsiz molekula induksion dipolga aylanadi. Ular orasida o‘zaro tortishish ro‘yobga chiqadi. Moddalar qutbsiz molekulalardan tuzilgan bo‘lsa va bu molekulalar qutblanish xossasiga ega bo‘lsa (masalan, Ca_2) induksiyalangan dipollar hosil bo‘ladi, har bir atom o‘z atrofida elektr maydoni hosil qiladi. Bu maydon boshqa atomga qutblovchi ta‘sir ko‘rsatadi. Natijada molekula qutblanadi va hosil bo‘lgan induksiyalangan dipol o‘z navbatida qo‘shni molekulalarni qutblaydi. Molekulalar bir-biriga tortiladi, molekulalararo bunday tortishish kuchlari **induksion o‘zaro ta‘sir** deb yuritiladi.

Dispersion kuchlar. Molekula dinamik sistemadir, unda elektronlar har doim harakatda va yadro tebranishda bo‘ladi, shuning uchun zaryadning hamma vaqt teng taqsimlanishi mumkin emas. Masalan, Cl_2 molekulasida qutbsiz molekuladir. Uning dipol momenti nolga teng. Lekin har bir onda zaryadning xlor atomlaridan biriga siljishi va biror onli mikrodipol hosil bo‘lishi mumkin. Atomda yoki molekulada elektron holatining o‘zgarishi juda tez, sekundiga $\approx 10\text{-}16$ marta sodir bo‘ladi. Oniy dipol qo‘shni molekula bilan tortishishi mumkin. Bu kuchlar **dispersion kuchlar** deyiladi. Atomlardagi elektronlarning harakati, yadrolarning tebranishi hamda elektronlar va yadroning o‘zaro joylashishining o‘zgarib turishi vaqti-vaqti bilan dipolni hosil qiladi. Bir-biriga juda yaqin joylashgan molekulalar qarama-qarshi zaryadlanib qolishi mumkin, natijada ular bir-biriga tortishadi. Bu hodisaga **dispersion o‘zaro ta‘sir** deyiladi.

Bu kuchlar faqat molekulalar orasidagina bo‘lmay balki atomlar orasida ham sodir bo‘ladi. Dispersion ta‘sirlanishsiz suyuq holatda qutbsiz molekulalarni olib bo‘lmaydi. Molekulalararo kuchlar faqat tortishish kuchlari ekanligini alohida takidlab o‘tamiz. Ular kimyoviy kuchlar ta‘siridan printsipal farq qiladi (chunki kimyoviy ta‘sir kuchlarida tortishish hamda itarish kuchlari mavjud) molekulalararo kuchlarining energiyasi $1,67\text{-}17,55 \text{ J/mol}$ bilan ifodalanadi.

Vodorod bog‘lanish. Ko‘pgina moddalarda odatdagi sharoitda qaynash harorati molekulyar massasi oshib borishi bilan ko‘tarilib boradi. Qaynash haroratining bunday oshishi elektronlarning ko‘payishi bilan molekulalarning dispersion kuchining ko‘tarilishi bilan bog‘liq bo‘ladi. Sunga mos ravishda 4A guruh elementlarining vodorodli birikmalaridan metan-CH₄ eng past, SnH₄ esa eng yuqori qaynash haroratiga ega (12.6-rasm). Biroq 5A, 6A va 7A guruh elementlarining eng yengil vodorodli birikmalarida (NH₃, H₂O, HF) yuqoridagi holatga mos kelmaydi. Bunday holat ushbu birikmalarda shu guruhlardagi boshqa atomlarning birikmalariga nisbatan, molekulalararo kuchli bog‘lanish mavjud ekanligidan dalolat beradi. Demak, bunday holat yangicha bog‘lanish bor ekanligidan dalolat beradi. Bunday bog‘lanish vodorod bilan nisbatan kuchli atomlar orasida borganligi bois, vodorod bog‘lanish deyiladi *N—H*, *O—H*, yoki *F—H*. Vodorod bog‘lanishning o‘rtacha energiyasi dipole-dipol bog‘lanishidan ancha yuqoriligi bilan farqlanadi. Demak, vodorod bog‘lanish bir qancha moddalarning strukturasi va xossalariga kuchli ta’sir ko‘rsatadi. 5.21-rasmda vodorod bog‘lanishli birikmalarga bir nechta misollar keltirilgan⁸⁷.

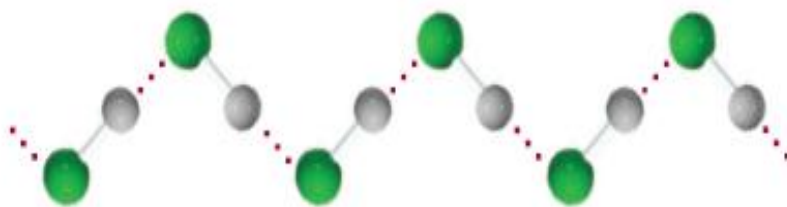


5.21-rasm. Suv, ammiak va HF dagi vodorod bog‘lanishning hosil bo‘lishi. To‘liq chiziqlar kovalent bog‘lanishni, punktir chiziqlar esa vodorod bog‘lanishni ifodalaydi.

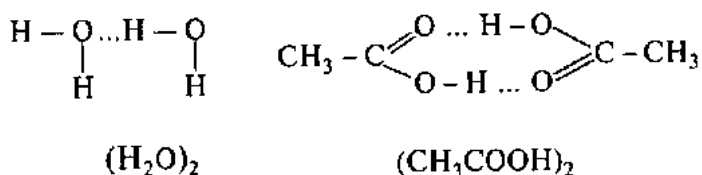
Molekulasi tarkibida vodoroddan boshqa ftor, kislorod, azot singari kuchli elementlar bo‘lgan birikmalarda, masalan HF, H₂O, NH₃ larda umumiy elektron juft vodoroddan elektromanfiy element tomonga ko‘proq siljigan bo‘ladi.

⁸⁷ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 395-397-betlar.

HF suyuqligida vodorod bog‘lanish borligi bois molekular zig-zag holda bog‘lanadi.



Shuning uchun vodorod atomi bu elementlar bilan asosiy bog‘lanish hosil qilishdan tashqari boshqa molekuladagi element bilan ham qo‘shimcha bog‘lanish vujudga keladi. Shu qo‘shimcha kimyoviy bog‘lanish **vodorod bog‘lanish** deyiladi va u nuqtalar bilan ko‘rsatiladi. Odatda vodorod bog‘lanish nuqtalar bilan belgilanadi va bu uning kovalent bog‘lanishdan ancha kuchsizligini ko‘rsatadi. Shunga qaramay molekullarning associlanishi yuz beradi. Masalan, suv hamda sirka kislota dimerlarining hosil bo‘lishini ushbu sxemalar bilan ko‘rsatish mumkin:



Vodorod bog‘lanish ko‘pchilik moddalarning xossalariga ta’sir etadi. Masalan, vodorod ftorid odatdagi sharoitda vodorod bog‘lanish tufayli suyuq holatda mavjud bo‘ladi va tarkibida H_2F dan H_6F_6 gacha tarkibli molekullar bo‘ladi. Vodorod bog‘lanish tufayli gidrodiftorid ion hosil qiladi HF_2^-



Vodorod bog‘lanishning energiyasi oddiy kimyoviy bog‘lanishning bog‘lanish energiyasidan taxminan 10-20 marta kichik ya’ni, 10-50 kDj/mol atrofida bo‘ladi. (1-jadvalga qarang).

Ushbu bog‘lanish A va B atomlar orasida vodorod ishtirokida hosil bo‘ladi, ammo boshqa bog‘lanishlarga nisbatan kichik bo‘ladi⁸⁸.

⁸⁸ V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA, 2012. 123- bet.

Organik va anorganik moddalarning vodorod bog‘lanish energiyasi.

ALCOHOLS	ENERGY (kJ/mol)	INORGANICS	ENERGY (kJ/mol)
$\text{CH}_3\text{O}-\text{H}\dots\text{O}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$	10	$(\text{F}-\text{H}-\text{F})^-$	148
$\text{CH}_3\text{O}-\text{H}\dots\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$	12	$\text{Cl}-\text{H}\dots\text{Cl}^-$	56
		$\text{Br}-\text{H}\dots\text{Br}^-$	52
PHENOLS		$\text{I}-\text{H}\dots\text{I}^-$	48
$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}-\text{H}\dots\text{O}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$	14.8	$\text{HO}-\text{H}\dots\text{OH}_2$	20
$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}-\text{H}\dots\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$	23.2	$\text{F}-\text{H}\dots\text{F}-\text{H}$	28

Vodorod bog‘lanish tirik organizm va tabiatda yuz beradigan jarayonlarda muhim rol o‘ynaydi. Vodorod bog‘lanish biologik muhim moddalar – oqsillar va nuklein kislotalarda uchraydi va ularning xossalariga yetarli ta’sir ko‘rsatadi.

Demak, kimyoviy bog‘lanish molekulani hosil bo‘lish muammosi hozirgi zamon yangiliklari kvant mexanikasi asosida atomlararo ta’sir (kuch) etuvchi kuch va ularni birga ushlab turuvchi kuchlar hosil bo‘ladi.

1. Elektromanfiylik o‘zaro teng yoki ozgina farq qiladigan elementlar birikishi natijasida kovalent bog‘lanish hosil bo‘ladi.

2. Molekulani hosil bo‘lishida vujudga keladigan umumiy juft elektron elektromanfiyligi bir o‘zi katta bo‘lgan atom tomonga siljishida qutbli bog‘lanish vujudga keladi.

3. NEM ligi bir-biridan keskin farqlanuvchi elementlar birikishidan ion bog‘lanish hosil bo‘ladi.

4. Bir elementga ortiqcha juft elektroni ikkinchi elektroni bo‘sh orbitasi hisobiga koordinatsion bog‘ hosil bo‘ladi.

5. Vodorod atomi kuchli elektromanfiy elementlar bilan birikma hosil qilganda bu elementlar bilan asosiy bog‘lanish hosil qilish bilan birga qo‘shimcha bog‘lanish vujudga keladi.

5.4. Kristall panjara tiplari. Atomli, metalli, ionli va molekulyar kristall panjaralar. Ularning tuzilishi va xossalari. Izomorfizm, polimorfizm

Moddalarning kristall va amorf holatlari. Qattiq moddalar oddiy sharoitda asosan 2 ta toifaga ajratiladi. Shunga ko'ra ular kristall va amorf holatda bo'ladilar. Kristall va amorf jismlar orasidagi farq, ayniqsa, ularning qizdirishga munosabatida keskin yuzaga chiqadi. Kristall tuzilishdagi moddalar aniq ma'lum bir haroratda suyuqlanadi va ayni shu haroratda suyuq holatdan qattiq holatga o'tadi, *amorf moddalar esa ma'lum suyuqlanish haroratiga ega emas.* Qizdirilganda amorf moddalar asta sekin yumshaydi va oxiriga suyuq bo'lib qoladi. Sovitilganda esa asta sekin qotadi. Ma'lum bir suyuqlanish harorati bo'lmaganligi uchun amorf jismlar boshqa xossaga ham ega, masalan, ularning ko'pchiligi *suyuqliklarga o'xshab oquvchandir.* Uncha katta bo'lmagan 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 kiradi⁸⁹.

Ba'zi moddalar kristall holatda ham, amorf holatda ham uchrashi mumkin. Chunonchi, kremniy (IV)-oksid SiO_2 tabiatda kristall holatda kvars minerali shaklida hamda amorf (trepel minerali) holatda ham uchraydi.

Kristall moddalar qat'iy muayyan temperaturada suyuqlanadilar. Amorf holatdagi moddalarning aniq suyuqlanish nuqtasi yo'q; ular qizdirilganda asta sekin yumshaydi va suyuq yoki qovushqoq oquvchan holatga o'tadi. Amorf moddalarning ichki tuzilishi molekulalarining tartibsiz joylashganligi bilan kristall moddalardan farqlanadi. Moddalarning kristall holatida kristallni tashkil etuvchi zarrachalar (atom, molekula, ion) fazoda ma'lum tartibda joylashadi va ular kristall panjara, ya'ni fazoviy panjara hosil qiladi. Kristallda zarrachalarning joylashishi markazlari panjaraning tugunchalarida bo'ladi. Zarrachalar fazoda ma'lum tartibda joylashganligi tufayli ayrim moddalarning kristallari (monokristallar) ma'lum

⁸⁹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th. 401-402-betlar

geometrik shaklni hosil qiladilar. Anizotropiya, ya'ni turli yo'nalishlarda xossalarning (issiqlik o'tkazuvchanligi, elektr o'tkazuvchanligi, mexanik puxtaligi va boshqalar) bir xil bo'lmashligi kristallar uchun xos xususiyatdir. Kimyoviy tarkibi bir xil bo'lib kristall panjara tuzilishi har xil bo'lsa, polimorfizm hodisasi vujudga keladi. Bunday moddalar polimorf modifikatsiyalar deyiladi: olmos bilan grafit uglerodning polimorf modifikatsiyalari deyiladi. Kristall moddalarda izomorfizm hodisasi ham uchraydi. Agar kristall panjara tuzilishi bir xil bo'lib, kristall panjaralar tugunchalaridagi atom, ionlar har xil bo'lsa, izomorfizm hodisasi vujudga keladi. Kristallarning hammasini asosan 7 ta sistemaga bo'lish mumkin.

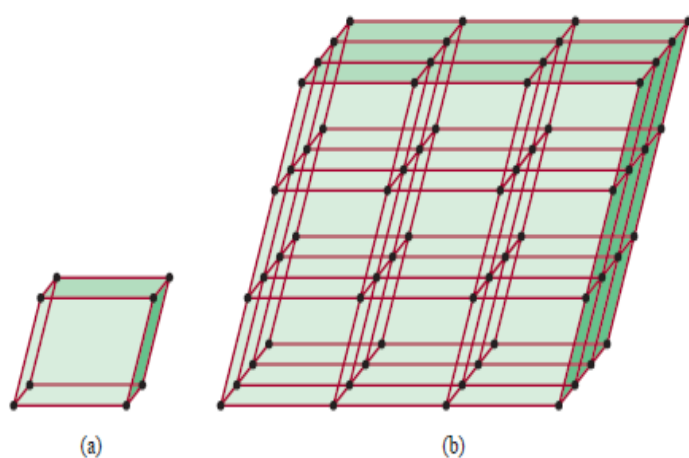
5.5-jadval.

Kristall sistemalarning geometrik xarakteristikasi

Kristall sistemalarning geometrik xarakteristikasi	Sistema	Ularning uzunligi	O'qlarining orasidagi burchaklar
1	Kub	$a=b=c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^0$
2	Tetrogonal	$a=b\neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^0$
3	Ortorombik	$a\neq b\neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^0$
4	Monoklinik	$a\neq b\neq c$	$\alpha = \gamma = 90^0 \beta\neq 90^0$
5	Triklinik	$a\neq b\neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^0$
6	Geksogonal	$a=b\neq c$	$\alpha = \beta = 90^0, \gamma=120^0$
7	Romboedrik	$a=b=c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^0$

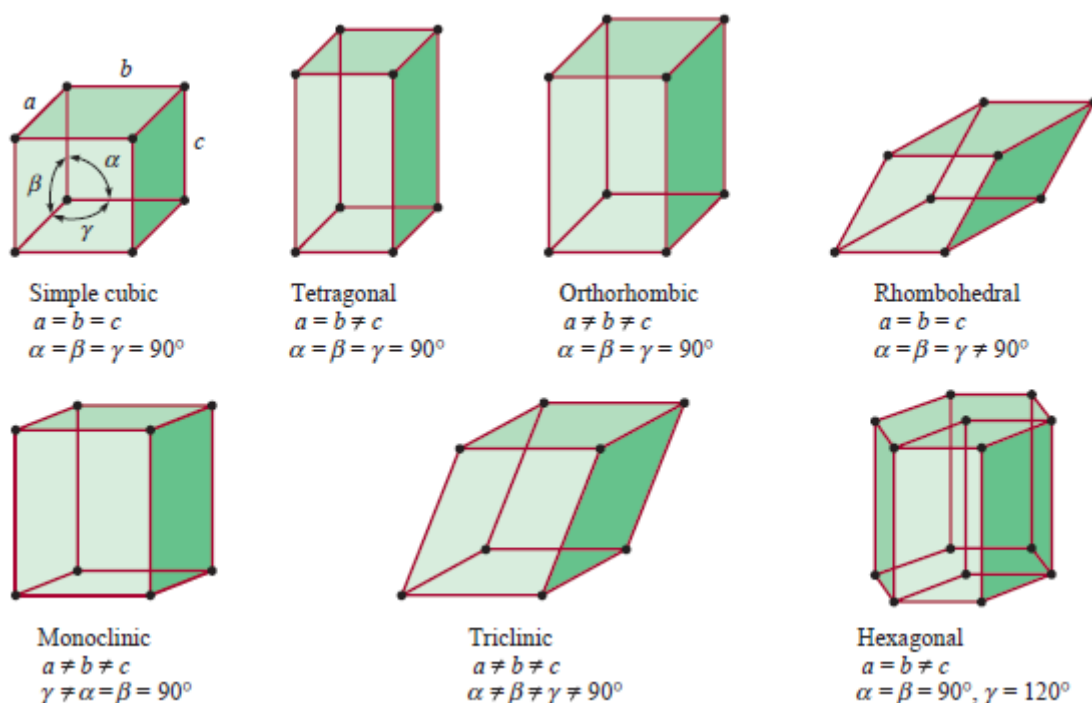
Har qanday kristall panjaraning muayyan qismi shu kristallda qonuniy ravishda takrorlanadi; bu qism kristallning elementar (katakchasi) yacheykasi deyiladi.

Ana shu elementar yacheykani xarakaterlovchi parametrlari a,b,c dir. a,b,c- elementar katakcha tugunchalarida joylashgan zarrachalar (atom, ion, molekula) markazlari orasidagi eng qisqa masofani bildiradi. (5.22- rasm).



5.22-rasm. (a) yacheyka tuzilishi (b) va fazodagi holati. Qora sferalar atom, ion yoki molekula bo'lishi mumkin.

α , β , γ - esa katakcha tugunchalarida eng yaqin joylashgan zarrachalarni markazlarini birlashtiruvchi to'g'ri chiziqlar orasidagi burchakni belgilaydi⁹⁰.



5.23-rasm. Kristall yacheykalarining 7 turi.

Shisha – amorf jism, lekin shishani tez-tez qizdirib sekin sovitsa u kristallana boshlaydi.

Kristallik va amorf jismlar bir-birlaridan quyidagi belgilari bilan farq qiladi:

⁹⁰ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 401-405 pp.

1. Kristall moddalar– aniq va yorqin ifodalangan suyuqlanish temperaturalari va ma‘lum geometrik shalga egaligi bilan xarakterlanadilar.

Kristallar– bir jinsli jismlardir, ammo shunga qaramasdan ularda bitta xossaning o‘zi har xil qiymatga ega bo‘lishi mumkin, bu hol kristallarning yo‘nalishiga bog‘liq bo‘ladi.

Masalan: slyuda bir yo‘nalishiga qarab oson sinadi, qarama-qarshi yo‘nalishiga esa qiyin sinadi, xuddi shunday xossani issiqlik o‘tkazuvchanlikda ham namoyon qiladi.

Bunday hodisaga **anizotropiya** hodisasi deyiladi, kristallarga esa anizotrop jismlar deyiladi.

Ayrim kristallmas jismlarda masalan shishada uning xossalari yo‘nalishiga bog‘liq bo‘lmaydi, bunday jismlarga **izotrop** jismlar deyiladi.

2. Amorf jismlar yorqin ifodalangan suyuqlanish temperaturasi ega bo‘lmaydilar, geometrik shaklga ega emas ya‘ni izotrop jismlar, ular vektorial xossalarni namoyon qilmaydilar. Amorf qattiq jismlar, monokristallardan atomlarni to‘liq tartibsiz joylanishi bilan farq qiladi. Bu kristallanish paytida atomlarning yetarlicha harakatsizligi (podvijnost) natijasidir, ya‘ni sust harakatchanlik atomlarning ma‘lum tartibda joylanishiga halaqit beradi.

Fizik xossalariga (T^0_s), ichki tuzilishi (molekularlarining tartibsiz joylanishi)ga qarab hozirgi paytda amorf moddalarga, sovutilganda qovushqoqligi juda yuqori bo‘lgan suyuqliklar deb qarash mumkin.

Qattiq moddalar sifatida – faqat kristall moddalar tushiniladi. Kristallarni shaklini va xossalarini kristallografiya fani o‘rganadi. Kristallarning formalarini ko‘rsatish uchun uch sistemali kristallografik o‘qlardan foydalanadi.

Bular elementar yacheykalarning uzunligiga a , B , s va burchaklari a , b , g ni ko‘rsatadi.

Kristall moddalarning shakliga (tuzilishiga) qarab ularni 6-gruppaga yoki kristall sistemaga bo‘lish mumkin.

1. to‘g‘ri – kub shaklida;
2. kvadrt-tetrogonal;

3. rombik; geksagonal;
4. monoklinik; triklinik.

Hammasi bo‘lib kristallarning 230 shakli mavjud.

Bu sistemalar bir-birlaridan kristall ichida ma‘lum tartibda koordinat o‘qlarining nisbatan taqsimlanishi bilan va kristall qirralaridagi bo‘lakchalarning qiymati bilan farq qiladi.

Geometrik xossalari boyiyaa kristallarning klassifikatsiyasida kristallar simmetriyasi elementlari asosiy rol oynaydi.

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

Kimyo kursida hozirgi paytda kristallar klassifikatsiyasining asosida kristallarni tashkil qilgan zarrachalar orasidagi bog‘lanish xarakteri asos qilib olingan.

Kristallarni tashkil qilgan zarrachalar: ionlar, neytral, atomlar va butun molekulalar bo‘lishi mumkin.

Kristallarda ion va kovalent bog‘lanishdan tashqari, metall bog‘lanish, molekulalararo (Van-der-Vals) bog‘lanish bo‘lishi mumkin. ayrim kristallarda bu bog‘lanishlar bilan bir qatorda, vodorod va ion-dipol bog‘lanishlar ham namoyon

bo‘ladi. Qattiq jismlarning xossalari – (fizikaviy va kimyoviy) ko‘pincha ularning elektron va atom strukturalariga bog‘liq bo‘ladi.

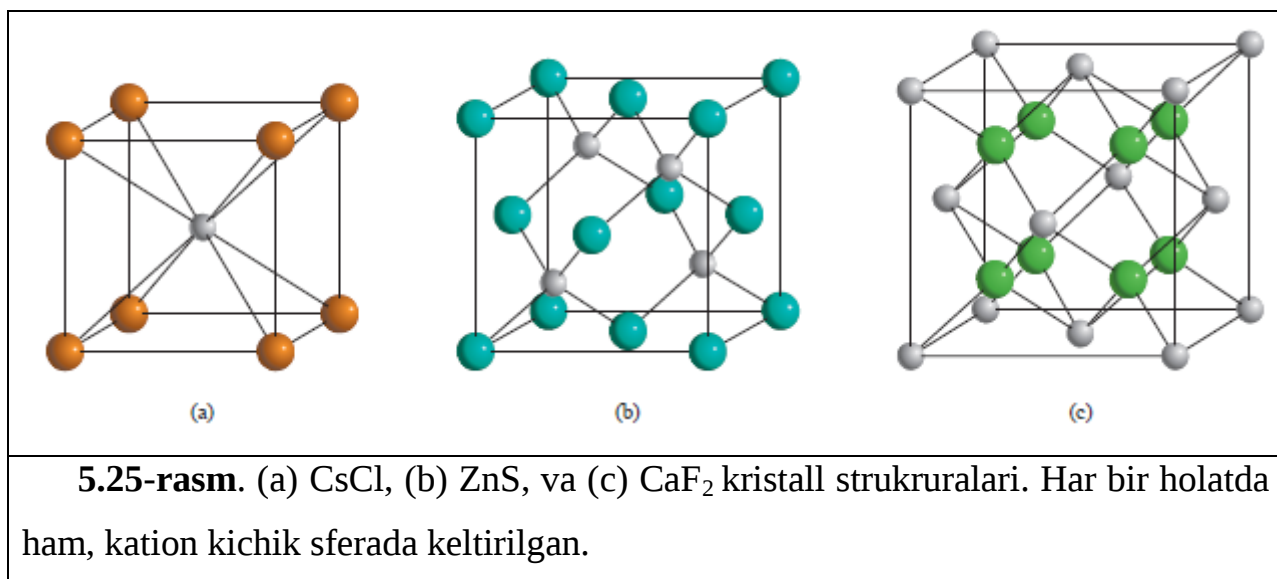
Kristall panjaralarning tugunlarida joylashgan zarrachalarning tabiatiga va ularning o‘rtasidagi o‘zaro ta’sir kuchlariga bog‘liq ravishda kristall panjaralar turlarga bo‘linadi: **ionli, molekulyar, atom, va metall panjaralar**.

Ionli kristall panjaralar tugunlarida navbatma-navbat musbat va manfiy zaryadlangan ionlar joylashgan. Ionlar bir-birlari bilan elektrostatik tortilish kuchlari orqali bog‘langan bo‘ladi. Ion panjaralar ionli birikmalarga xos bo‘ladi. Ion panjaralar hosil qiluvchi moddlar ko‘pchilik tuzlar va oz miqdordagi oksidlar kiradi. Ion panjarali moddalar mustahkamligi jihatdan atom panjarali moddalardan keyinda turadi, lekin molekulyar panjarali moddalardan ustun turadi⁹¹.



5.24-rasm. Kaliy digidrofosfat ioni laboratoriyada o‘stirilgan bo‘lib, uning eng kattasi 701 g keladi.

Ion kristall panjarali moddalarga CsCl, ZnS, CaF₂ va boshqa ionli moddalarni kiritish mumkin (5.25-rasm).

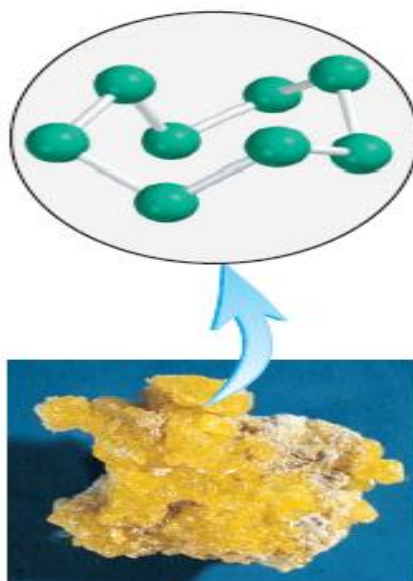


⁹¹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 406-407 pp.

Ionli birikmalar nisbatan yuqori suyuqlanish haroratiga ega bo'lib, uchuvchanligi ko'pchilik holarda kam bo'ladi. Bularning suvli eritmalari ionlarga ajraladi va elektr tokini o'tkazadi.

Molekulyar va atom panjaralar kovalent bog'lanishdagi (Van-der vals kuchlari va vodorod bog'lanishli) moddalar hisoblanadi.

Molekulyar panjaralarning tugunlarida molekulalar joylashgan bo'ladi. Ular bir-birlari bilan molekulalararo kuchlar bilan bog'langandir. Molekulyar panjaraga ega bo'lgan moddlar juda ko'p. Ularga metallmaslar (uglerod va kremniydan tashqari), ion bog'lanishda bo'lmagan hamma organik birikmalar va ko'pgina anorganik moddalar kiradi. Molekulalararo ta'sir kuchlar kovalent bog'lanish kuchlaridan ancha kuchsiz, shu sababli molekulyar kristallar uncha mustahkam bo'lmaydi, oson suyuqlanuvchan va uchuvchandir. Bularga misol qilib, oltingugurt (IV)-oksidni, J_2 va P_4 va S_8 ni misol qilib keltirish mumkin (5.26-rasm)⁹².



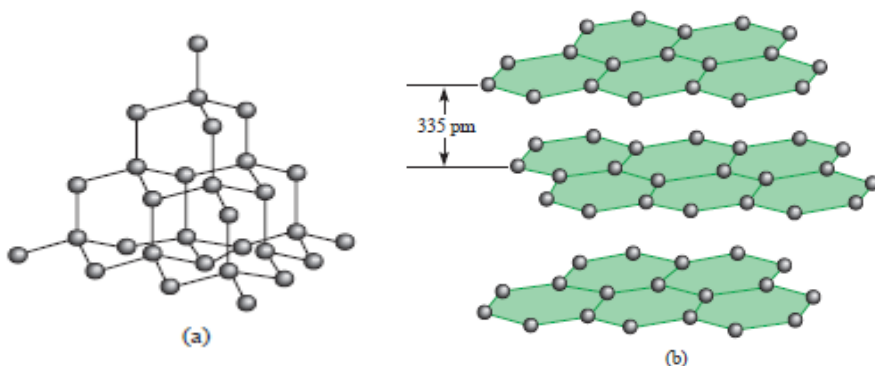
5.26-rasm. S_8 kristall panjarasi va undagi atomlarning bir-biri bilan birikish strukturasini.

Atomli kristall panjaralar (kovalent) tugunlarida atomlar joylashgan bo'lib, ular bir-birlari bilan kovalent bog' orqali bog'langan bo'ladi. Atom panjaraga ega bo'lgan moddalar nisbatan kamdir. Ularga olmos, kremniy va ba'zi anorganik moddalar kiradi (5.27-rasm).

⁹² General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 407 p.



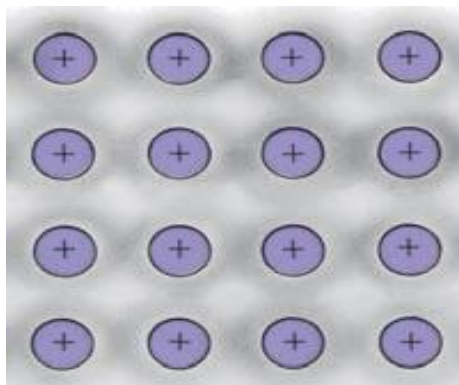
Kvars minerali



5.27-rasm. (a) Olmos strukturasi (b) Grafit strukturasi

Bu moddalar yuqori qattiqlikka ega ekanligi bilan xarakterlanadi. Ular qiyin suyuqlanuvchan va amalda hech qanday erituvchilarda erimaydi, chunki bunday moddlar mustahkam kovalent bog‘lanishga egadir⁹³.

Metall kristall panjaralar tugunlarida metall atomlari o‘rnashgan bo‘lib, ular orasida bu atomlar uchun umumiy bo‘lgan elektronlar delokallashtirilgan holatda bo‘lib, erkin harakat qiladi. Metall kristall panjaralar metallar va ularning qotishmalariga xosdir. Bunday moddalarning ayrimlarining suyuqlanish harorati nisbatan past, masalan Na 97,6 °C bo‘lsa, Al da 660 °C ga teng bo‘ladi. Metall kristall panjarali moddalar elektr toki va issiqlikni yaxshi o‘tkazadi (5.28-rasm).



5.28-rasm. Metall kristall panjarali moddalarning strukturasi.

Shunday qattiq jismlar borki, ularning sinig‘ida hech qanday kristall belgisi ko‘rinmaydi. Masalan, oddiy shisha sindirib ko‘rilsa, unda hech qanday kristall ko‘rinmaydi, moddalarning bunday holatiga amorf holati deyiladi.

⁹³ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 407-412 pp.

3. Polimorfizm va izomorfizm. Ba'zi (oddiy yoki murakkab) moddalar kristallanish sharoitiga qarab, turli shakl va tuzilishdagi kristallarni hosil qilish mumkin. Bu hodisaga **polimorfizm** (grekcha – poly - ko'p, morphe - shakl) deyiladi.

Polimorfizm xodisasi tabiatda juda keng tarqalgan: deyarli hamma moddalar ma'lum sharoitdagi turli polimorfik modifikatsiyalarda olinishi mumkin. Masalan, oltingugurt 5 ta modifikatsiya, NH_4NO_3 – 4 ta, temir – 4 ta modifikatsiya holida bo'lishi mumkin. Polimorfik modifikatsiyalarning xossalardagi farq kristallning u yoki bu ichki tuzilishini qayta qurilishidandir. Lekin hamma modifikatsiyalar o'zlaridagi farqni modda suyuqlantirilganda yoki eritilganda yo'qotadi. Ayni moddaning u yoki bu polimorfik modifikatsiyasining kimyoviy reaksiyadagi mahsulotlari bir biridan farq qilmaydi. Masalan, olmos yoqilganda hosil bo'ladigan uglerod (IV)–oksid CO_2 grafit yoqilganda hosil bo'ladigan CO_2 dan hech qanday farq qilmaydi. Polimorfizm hodisasi sanoat uchun muhim ahamiyatga ega. Temirning polimorfizmi po'latni termik qayta ishlash jarayonida katta rol o'ynaydi, kvarsning polimorfik o'zgarishi keramik buyumlar va o'tga chidamli materiallar tayyorlashda muhim ahamiyatga ega.

Kimyoviy tabiati jihatdan o'xshash, lekin kimyoviy tarkibi jihatidan farq qiluvchi ba'zi bir moddalar shakli va o'zining ichki tuzilishi jihatidan o'xshash kristallarni hosil qiladi. Bu hodisaga **izomorfizm** deyiladi.

Izomorfizm kristallarni hosil qiluvchi moddalarga misollar (izomorfizm qatorlar): 1) MgCO_3 , CaCO_3 , ZnCO_3 , $\text{MnCO}_3 \cdot \text{FeCO}_3$

2) $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,

3) SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 .

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

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$,

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

Tayanch iboralar: Kimyoviy bog‘lanish, kovalent bog‘lanish, bog‘ uzunligi, gibridlanish, donor-akseptor bog‘lanish, elektrostatik kuchlar, ion bog‘lanish, vodorod bog‘lanish, metal bog‘lanish, molekulyar orbitallar metodi, kristall panjaralar, polimorfizm, izomorfizm.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Kimyoviy bog‘lanishlar qanday hosil bo‘ladi?
2. Kimyoviy bog‘lanishning o‘ziga xosligi nomalarda namoyon bo‘ladi?
3. Kovalent bog‘lanish deb nimaga aytiladi.
4. Kovalent bog‘lanish qanday turlarga ajratiladi?
5. Kovalent bog‘lanish qanday yo‘llar bilan hosil bo‘ladi?
6. Gibridlanish deganda nimani tushunish mumkin va qaysi turlari bor?
7. sp -, sp^2 - va sp^3 - gibridlanish qanday hosil bo‘ladi?
8. MO molekulalarning qaysi xususiyatlarini aniqlashga yordam beradi?
9. Oddiy va murakkab molekulalarning MO orqali hosil bo‘lishida qanday farq kuzatiladi?
10. CO va HF hosil bo‘lishini qanday izohlash mumkin?
11. Kristall va amorf moddalar qanday farqlanadi?
12. Molekulyar kristall panjarali moddalar qaysi xususiyatlarga ega bo‘ladi?
13. Ionli kristall panjarali moddalar qaysi xususiyatlarga ega bo‘ladi?
14. Atomli kristall panjarali moddalar qaysi xususiyatlarga ega bo‘ladi?
15. Metall kristall panjarali moddalar qaysi xususiyatlarga ega bo‘ladi?

Bob yuzasidan testlar:

1. **Kimyoviy bog‘lanishlarning asosiy turlarini ko‘rsating.**
A. Kovalent, ionli, metall, vodorod B. Kovalent, ionli, metall
C. Qutbli, qutubsiz, donor-akseptor D. Vodorod, metall, kovalent
2. **Elektron juiftlar tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog‘lanish qanday ataladi?**
A. Ionli B. Metall C. Kovalent D. Vodorod

3. Elektromanfiylik deb nimaga aytiladi?

A. Kimyoviy elementn atomi o'zining sirtqi qavatini tugallash uchun boshqa atomlarga elektron berish xossasi

B. Kimyoviy elementn atomi o'zining sirtqi qavatini tugallash uchun boshqa atomlardan elektron tortib olish xossasi

C. Ikki atomning o‘zaro birikib molekula hosil qilishi.

D. Atomlar tashqi pog‘onasidagi eng bo‘sh bog‘langan elektronni berib
musbat zaryadli kationga aylanishi.

4. Elektro manfiyliklari bir-biridan keskin farq qiluvchi atomlar o'zaro ta'sirlashishidan kelib chiqadigan bog'lanish qanday ataladi?

A. Metall bog‘lanish

B. Ionli bog‘lanish

C. Kovalent bog‘lanish

D. Vodorod bog‘lanish.

5. Zarrachalar fazoda joylashishi va zarrachalar o'zaro ta'sir turiga qarab kristall panjaralar necha xil bo'ladi?

A. Molekulyar, atomli, ionli, metall

B. Kovalent, vodorod, metall, ionli

C. Qutbsiz, qutbli, ionli, metal

D. Atomli, metall, kovalent, ionli.

6. Azot molekulasining uzish uchun qancha energiya sarflanadi?

A. 943 kJ/mol

B. 151 kJ/mol

C. 540 kJ/mol

D. 435 kJ/mol

7. NH_4^+ ionida azotning oksidlanish darajasi va valentligi nimaga teng?

A. -3, IV

B. -4, III

C. +3, IV

D. +3, III

8. Geteropolyar birikmalar qanday bog‘lanish asosida hosil bo‘ladi?

A. Ion bog‘lanish

B. Qutbli kovalent

C. Qutbsiz kovalent

D. Metall bog‘lanish

9. Qaysi birikma metall kristall panjaradan turadi?

A. Cu

B. Ne

C. NaCl

D. NaOH

10. CO₂ elektronlar qanday gibridlanishga uchragan?

A. sp

B. sp2

C. sp3

D. sp3d2

VI BOB

ORGANIK BIRIKMALAR. ORGANIK BIRIKMALARNING SINFLANISHI

6.1. Organik kimyo faniga kirish. Organik birikmalarni siniflanishi, nomenklaturasi va izomeriyasi

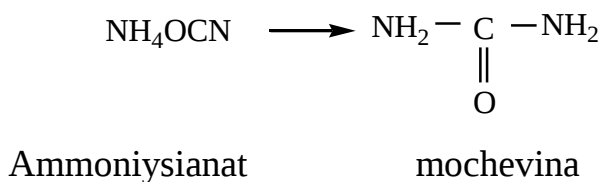
Organik kimyo- organik moddalarni tashkil qiluvchi uglerod birikmalarining ximiyasini oʻrganuvchi fandir. Organik moddalar kishilarga qadimdan maʼlum, ular organik boʻyoqlarni (alizarin, purpur, indigo), uzum sharbatini bijgʻitib sirka hosil qilishni, oʻsimliklardan shakar, moy olishni, eglarni ishqorlar bilan qaynatib sovun hosil qilishni bilganlar va bu moddalardan foydalanganlar. Ammo uzoq vaqtgacha organik moddalar aralashma holida ishlatilib kelingan. XIX asrga kelib arab alximiklari sirkadan sirka kislotani, musallas ichimligidan etil spirtini sof holda ajratib olishga muvassar boʻldilar. XVI asrda etil spirtini sulʼfat kislotasi bilan ishlash natijasida etil efir olindi. Organik moddalarni sof holda olish va ularni oʻrganish XVIII asrning oxiri va XIX asrning boshlariga kelib kuchaydi.

Atoqli shved ximigi I.Berselius (1779-1848) «oʻsimlik va hayvon organizmlarida hayot mavjud ekan, ularda moddalarning sintezi jonsiz tabiatdagiga qaraganda boshqacha boʻlib, qandaydir «hayotiy kuch» ning taʼsirida sodir boʻladi» deydi. Shu davrda bir guruh ximiklar Berzelius izidan borib fanda vitalistik (latinchasi *vita* suzi «hayot» va «kuch» demakdir) oqim kelib chiqadi. Bu oqim tirik tabiatdagi moddalarni laboratoriya sharoitida sintez qilib boʻlmaydi, degan idealistik taʼlimotni olgʻa surib, ximiya fanining taraqqiyotiga toʻsqinlik qildi.

1824 yilda Berzeliusning shogirdi, nemis ximigi F.Vyoler laboratoriya sharoitida disiyandan oʻsimlik organizmida uchraydigan oksalat kislotani oladi:



Ayniqsa F.Vyolerning 1828 yili oddiy anorganik tuz-ammoniy sianitdan hayvon organizmida hosil bo'ladigan mochevinani sintez qilishi vitalistik ta'limotga juda katta zarba berdi.



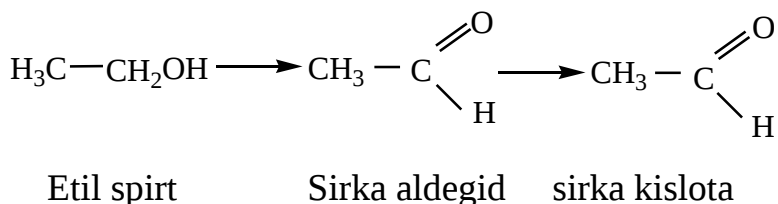
Bu kashfiyot ximiyada katta burilish yasab, organik moddalarning hosil bo'lishida hech qanday «hayotiy kuch» qatnashmasligini isbotlab berdi.

1842 yili buyuk rus olimi N.N.Zininning nitrobenzoldan anilin olishi, 1845 yili nemis ximigi Kolbening sirka kislota sintez qilishi. 1854 yili fransuz ximigi Bertloning yog'ni hosil qilishi va 1861 yili rus olimi Butlerovning oddiy chumoli aldegididan shakarsimon modda hosil qilishi «hayotiy kuch» haqidagi reaksiya idealistik ta'limotga batamom zarba berdi va organik ximiya faning rivojlanishiga katta yo'l ochildi.

XIX asrning boshlari organik himiyada minglab yangi organik moddalarning kashf etilish va sintez qilinish davri bo'ldi, ammo ulardagi sodir bo'layotgan ximiyaviy o'zgarishlarni va qonuniyatlarni asoslab beruvchi nazariyaning yo'qligi organik ximiyaning rivojlanishiga to'sqinlik qildi.

Mashhur nemis ximigi Yu. Libix o'zining shogirdlari bilan achchiq bodom mag'zidan benzoy aldegid $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CHO}$, benzoy kislota $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ dan benzoil xlorid- $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COCl}$ olishga muvofiq bo'lib, ularning tarkibida o'zgarmaydigan gruppasi $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}$ borligini aniqladi. Kupchilik ximiklar organik moddalar reaksiyaga kirishib boshqa moddalarga aylanganda ularning molekulalarida atomlarning ma'lum bir gruppalari o'zgarmasligini kuzatdilar.

Masalan,

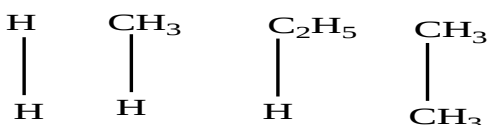


Reaksiyada «CH₃»gruppa o'zgarmay qoladi. Bunday atomlar gruppasi radikallar deyilib, organik moddalar radikallardan tashkil topgan degan fikr paydo bo'ldi. Shu tufayli o'z kuzatishlariga asoslangan holda 1815 yilda L. Gey-Lyussak. 1823 yilda F. Vyoler va 1832 yilda Yu. Libix organik moddalarni bir sistemaga solish maqsadida radikallar nazariyasini ko'tarib chiqdilar.

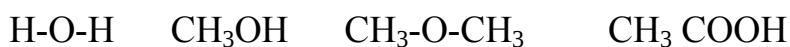
Bu nazariyaga ko'ra radikallar organik moddalarda atom vazifasini bajarib, hech qanday ximiyaviy o'zgarishlarga uchramaydi. O'sha vaqtdagi organik birikmalarning radikallariga qarab gruppalarga ajratilishi ximiyaning qisman rivojlanishiga yo'l ochib berdi. Ammo radikallar nazariyasi uzoqqa bormadi, chunki uning tarafdorlari radikallarning molekula tuzilishidagi tutgan o'rnini isbotlay olmadilar. Keyinchalik, radikallardagi vodorod atomlari reakciyaga kirishishi mumkinligi isbotlangandan so'ng bu nazariya o'z mavqeini yo'qotdi.

Organik ximiyaning rivojlanishi bilan 1840-1854 yillarda radikallar nazariyasi o'rniga tiplar nazariyasi vujudga keldi. Bu nazariyaning tarfdorlari J. Dyuma. Sh. Jerar, A. Loran, A.Kekule va boshqalar organik moddalarning tuzilishini tajriba yo'li bilan aniqlab bo'lmaydi, ularni faqat malekulalarning reakciya natijasida o'zgaradigan qismiga qarab tiplarga bo'lish mumkin, degan fikrni ilgari surdilar. Tiplar nazariyasiga ko'ra organik moddalarning tuzilishi va xossalari anorganik birikmalarnikiga o'xshash bo'lib, ulardagi bir yoki bir necha vodorod atomi o'rniga radikallar almashinishidan organik moddalar hosil bo'ladi. Bunda organik birikmalar quyidagi beshta tipga: vodorod, suv, vodorod xlorid, ammiak va metan tipiga bo'linadi:

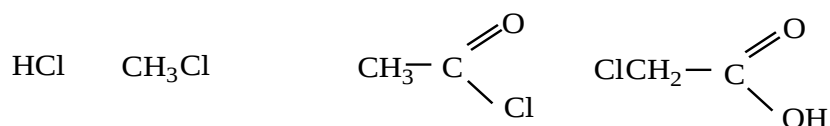
1)vodorod tipi - bunda vodorod molekulasidagi bir yoki ikki vodorod atomi o'rniga radikallar almashgan bo'ladi:



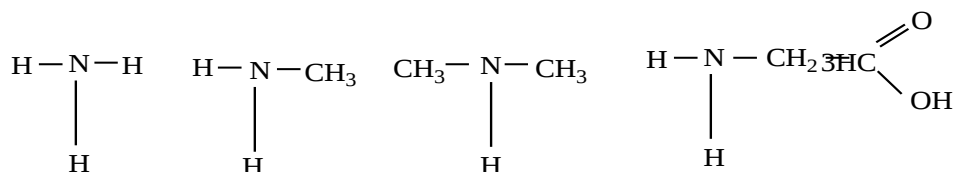
2) suv tipi - suv molekulasidagi bitta yoki ikkala vodorod atomi o'rniga har hil radikallarning almashinishi tufayli spirt, efir, kislota, kislota angidridi va boshqa kislorodli birikmalar hosil bo'ladi:



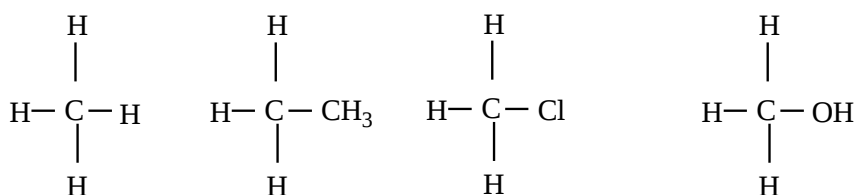
3) vodorod xlorid tipi - bu tip orqali galogenli organik birikmalarning hosil bo'lishi va tuzilishi ifodalanadi:



4) ammiak tipi- bu tip orqali aminlar, aminokislotalar va boshqa birikmalar sistemaga solingan va tuzilishi tushuntirilgan:



5) metan tipi- bu tipni 1858 yili nemis ximigi Kekule taklif qilib, metanning vodorod atomlari o'rniga atomlar gruppasi almashishidan uglevodorodlar, spirtlar, galogenli va boshqa birikmalar hosil bo'lishi ko'rsatiladi:



Tiplar nazariyasi organik ximiyaning rivojlanishiga ancha hissa ko'shdi. Ammo malekulasida har xil atomlar gruppasi bor yuqori molekulyar organik birikmalarning tuzilishini tiplar nazariyasi asosida tushuntirish ancha qiyin bo'lib qoldi.

XIX asrning 60-yillariga kelib molekulyar og'irlikni aniqlashda atom og'irlikning ishlatilishi, atomlarning molekulada o'zaro bog'langan holda bo'lishining aniqlanishi ayniqsa shotland ximigi A. Kuper va nemis ximigi A. Kekulelarning organik birikmalarda uglerod elementi doimo to'rt valentli bo'lishini kashf etganliklari yangi, tug'ri nazariyani paydo bo'lishiga zamin tayyorladi.

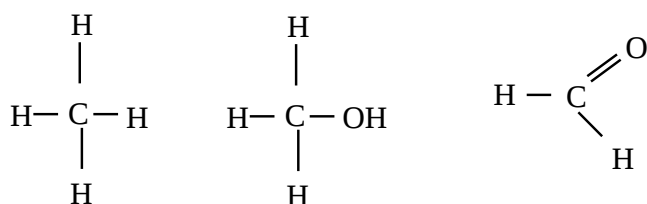
Organik ximiyadagi yig'ilgan faktlar va o'zining boy tajribasiga asoslangan holda rus olimi Aleksandr Mixaylovich Butlerov 1861 yilda organik birikmalarning ximiyaviy tuzilish nazariyasini yaratdi.

Bu nazariya atom va molekular moddalarning real mavjud bo'lgan qismidir, atomlar molekulada ma'lum tartibda birikkan va ularning birikishi tartibini ximiyaviy usullar yordamida isbotlash mumkin, degan xulosalarga asoslanadi.

Nazariyaning asosiy g'oyasi quyidagi iboradan iborat: «Murakkab moddalarning ximiyaviy tabiati shu modda tarkibiga kiruvchi oddiy qismlarning tabiati va ximiyaviy tuzilishi bilan belgilanadi».

A. M. Butlerov moddalarning xususiyatlarini o'rganish bilan ularning tuzilishini aniqlash va ayniqsa, moddaning tuzilishiga qarab xossalarini aytib berish mumkinligini isbotladi.

1823 yilda nemis ximigi Yu. Libix tomonidan aniqlangan organik moddalarda izomeriya hodisasining sabablarini Butlerovning nazariyasi tug'ri tushuntirib berdi. Butlerov molekulaning ximiyaviy xossalari molekuladagi atomlarning joylashishiga bog'lik ekanligini isbotlab berdi. Masalan:



Metanda, metil spirtida to'rttadan vodorod bor, ammo metil spirtidagi gidroksil gruppada vodorodi qolgan vodorodlarga nisbatan reaksiyaga tez kirishadi. Metil spirtidagi gidroksil gruppada vodorodi, chumoli kislotadagi gidroksil gruppada vodorodidan farq qiladi. Masalan, bu ikkala moddaga ishqor ta'sir ettirilsa, faqat chumoli kislotaning gidroksil gruppada vodorodi reaksiyaga kirishadi. Bunga sabab shuki, chumoli kislotada gidroksil gruppada karbonil gruppada $\square\text{C}=\text{O}$ bilan bog'langan va u molekulaga kislotada xossalarini beradi.

Yuqorida aytilganlarga asoslanib, Butlerovning ximiyaviy tuzulish nazariyasining asosiy qoidalarini quyidagicha ifodalash mumkin:

1. Organik modda molekulari haqiqiy mavjud materiyaning zarrachasi bo'lib, aniq ximiyaviy tuzilishga ega, ya'ni molekularlarni tashkil qiluvchi atomlar bir-biri bilan ma'lum izchillikda bog'lanib doimo bir-biriga ta'sir qilib turadi.

2. Moddalarning fizikaviy va ximiyaviy xossalari molekulalarning tarkibi hamda ularning tuzilishiga bogʻlik. Molekulasining tarkibi, molekulyar ogʻirligi bir xil boʻlib, ammo ximiyaviy tuzilishi va xossalari har xil boʻlgan moddalar izomerlar deyiladi.

3. Kimyoviy tuzilish – molekuladagi atomlarning birikish tartibidir. Har bir molekula oʻziga xos yagona kimyoviy tuzulishga egadir.

4. Organik moddalarning kimyoviy tuzilishi ularning xossalarini oʻrganish va klassik ximiyaviy reaksiyalar orqali aniq tuzilishga ega boʻlgan moddalar hosil qilish orqali aniqlanadi. Molekulaning tuzilishi shu molekulani sintez qilish yoʻli bilan isbotlanadi.

5. Organik moddalarda uglerod elementi doimo toʻrt valentli boʻlib, boshqa elementlar bilan birikishidan tashqari, oʻzaro birikib toʻgʻri, tarmoqlangan va halqasimon zanjirlar hosil qila oladi

A. M. Butlerovning tuzilish nazariyasi organik ximiya fanining rivojlanishiga katta hissa qoʻshdi⁹⁴.

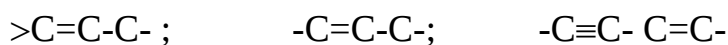
Organik birikmalarning turlari. Organik birikmalarning naqadar koʻpligi va xilma- xilligi, ularning tuzilishiga qarab sinflarga boʻlib oʻrganishni talab etadi. Shuning uchun organik birikmalar uglerod atomlarining molekulada joylashishiga qarab yoki ularning hosil qilgan skeletlariga qarab uchta asosiy sinfga boʻlinadi.

1. Asiklik birikmalar. Alifatik yoki yogʻ qatori birikmalari. Bu sinfga uglerod atomlaridan tashkil topgan toʻgʻri yoki tarmoqlangan zanjirli birikmalar kiradi:



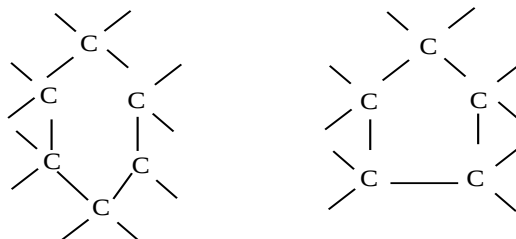
Asiklik birikmalar toʻyingan va toʻyinmagan birikmalarga boʻlinadi. Toʻyinmagan birikmalarda uglerod atomlari oʻzaro qoʻsh va uch bogʻlar orqali birikkan boʻladi:

⁹⁴ ¹Raymong CHANG “GENERAL CHEMISTRY” The Essential Concepts. 356-bet.

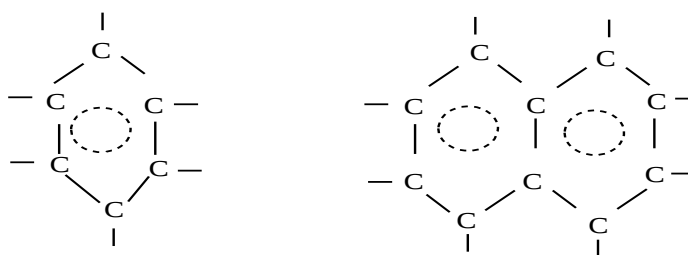


2. Karbosiklik birikmalar. Bu sinfga uglerod atomlaridan tashkil topgan halqa shaklidagi zanjirli birikmalar kiradi. Ular ikkiga bo‘linadi.

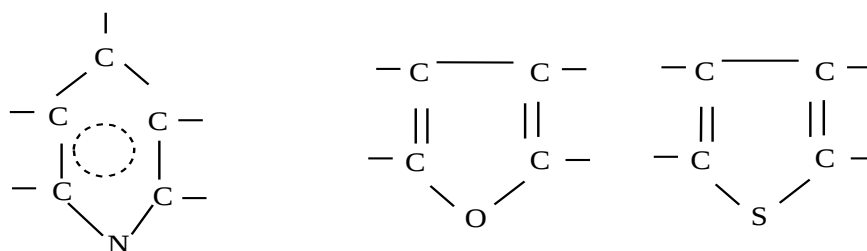
1. Alisiklik birikmalar :



2. Aromatik birikmalar tarkibida C_6H_6 gruppasi- benzol halqasi bo‘ladi:



3. Geterosiklik birikmalar. Bu sinfga molekulasida ugleroddan boshqa element (kislorod, azot, oltingugurt va boshqalar) atomlari ham bo‘ladigan halqasimon (ciklik) birikmalar kiradi:

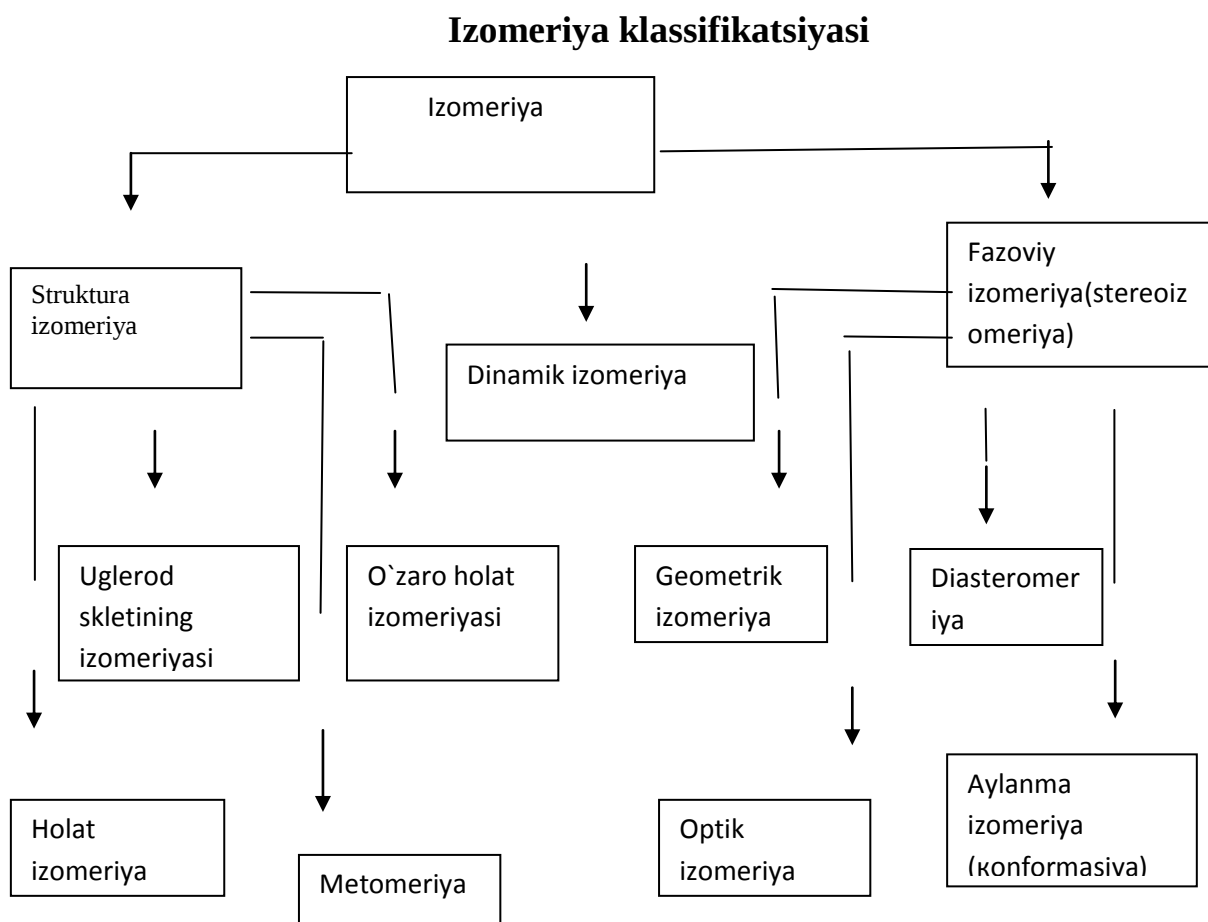


Organik birikmalarning ximiyaviy xususiyatlari ularning tarkibiga kiruvchi atomlardan tashkil topgan gruppalarning xususiyatlariga bog‘liq.

Organik birikmalarni kimyaviy xususiyatlarini belgilaydigan guruxlarga funktsional guruhlar deyiladi. Funktsional guruhlariga asoslanib organik birikmalar quyidagicha klassifikatsiyalanadi.

Izomeriya hodisasi va uning turlari. Organik moddalarning ko‘pgina anorganik moddalardan farq qiluvchi bir qancha muhim xossalardan biri ular orasida izomeriya hodisasining juda keng uchrashidir. Organik moddalarning son jihatdan juda ko‘p bo‘lishi asosan izomeriya hodisasi bilan tushuntiriladi.

Izomeriya (grekcha izos-teng, o'xshash meros- qism) termini fanga shved olimi Ya.Berselius tomonidan kiritilgan. Organik ximiyada izomeriyaning turli tiplari uchraydi. Organik birikmalarning hozirgacha ma'lum bo'lgan izomeriyasini quyidagicha ifodalash mumkin:



Izomeriyaning sxemada keltirilgan barcha tiplari bilan organik birikmalarning turli sinflari va vakillarini izchillik bilan ketma-ket o'rganish jarayonida tanisha boramiz.

Organik birikmalar nomenklaturasi. Organik moddalarni nomlashda quyidagi nomenklaturalar ishlatiladi.

1. Trivial nomenklatura (TN).

Kimyo fanining rivojlanishining dastlabki davrida moddalarni ularning xar xil belgilari: fizikaviy xolati, olinish usuli va tabiatda uchrashiga qarab ataganlar. Masalan: vino spirti, limon kislotasi, chumoli kislotasi (birinchi marta chumolilardan olingan). Shu asosida nomlash trivial yoki tarixiy nomenklatura deyiladi. Bu nomenklatura modda tuzilishi haqida xech qanday informatsiya

bermaydi. Kimyoviy tuzilish aniqlanmagan murakkab moddalar alkaloidlar, antibiotiklar, vitaminlar va boshqa moddalarni nomlashda ishlatiladi, sababi uning aniqligi va qulayligidir.

2. Ratsional nomenklatura (RN).

Lotincha ratsional soʻzi aql, idrok maʼnosini bildiradi. Bu nomenklatura boʻyicha har qanday organik birikma gomologik qatorning birinchi namayondasining hosilasi deb qaraladi. Masalan, izobutan

Alkanlarning gomologi hisoblanadi va metanning (CH_4) hosilasi deb qaraladi. Metandagi uchta vodorod metil guruxlarga almashgan deb faraz qilib, trimetilmetan nomi bilan oʻqiladi.

Murakkab moddalar uchun ratsional nomenklaturani ishlatish qiyin.

3. Xalqaro nomenklatura (XN).

1982 yili Shvetsariyaning poytaxti Jeneva shahrida kimyoviy jamiyatlar namayondalarining Xalqaro kengashida sistematik nomenklatura (SN) yoki xalqaro nomenklatura (XN) qabul qilingan. 1947 yili Londonda sof va amaliy ximiya xalqaro ittifoqi (International Union of Pure and Applied Chemistry-IUPAC) kengashida mavjud nomenklaturalar qayta koʻrib chiqilib yangi xalqaro qoidalar ishlab chiqish haqida qaror qilindi⁹⁵.

Biz organik birikmalarni atashda asosan Xalqaro oʻrinbosarli (XUN)nomenklaturasidan foydalanamiz.

Sistematik nomenklaturani ishlatishda bir qancha tushinchalar bor.

Organik radikal -molekulaning qoldigʻi boʻlib, u molekuladan bir yoki bir necha vodorod atomlarini chiqarib yuborish natijasida hosil boʻladi.

Masalan:

CH_3 -metil, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ -vinil, C_6H_5 -fenil va x.k.

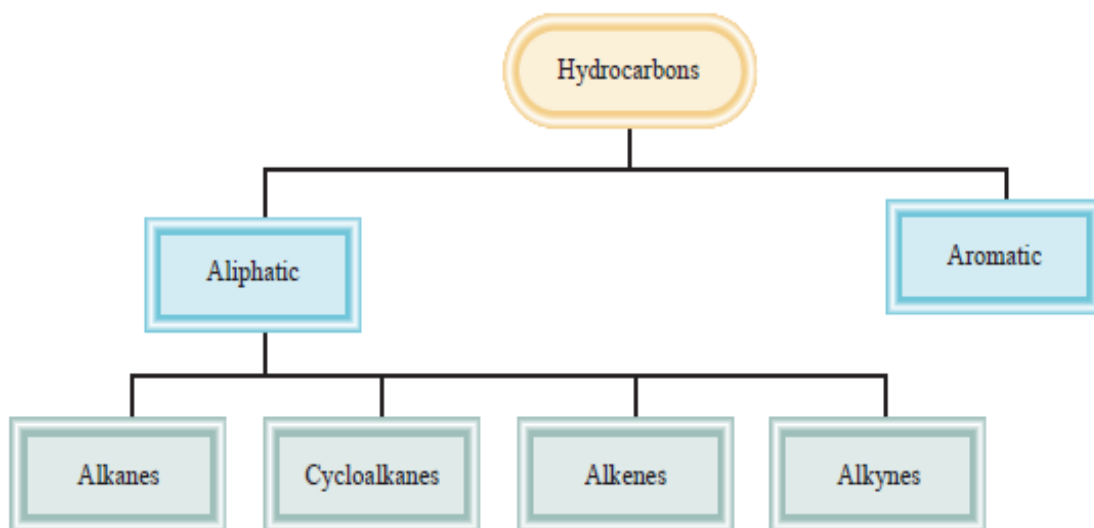
Boshlangʻich struktura - nomlanayotgan birikmaning asosida yotadigan ximiyaviy strukturadir.

⁹⁵ Raymong CHANG. General chemistry. The Essential Concepts. 361-362

6.2. Alifatik va aromatik uglevodorodlar. Ularni tuzilishi, olinish usullari va xossalari

Uglevodorodlar- ikkita elementdan- uglerod bilan vodoroddan tarkib topgan eng oddiy organik birikmalardir. Tarkibi umumiy C_nH_{2n+2} formula bilan ifodalanadigan (bunda n - uglerod atomlarining soni) birikmalar to'yingan uglevodorodlar yoki alkanlar (xalqaro nomi) deyiladi. To'yingan uglevodorodlarning molekulalarida uglerod atomlari bir-biri bilan oddiy (birlamchi) bog'lanish orqali bog'langan, qolgan barcha valentliklari esa vodorod atomlari bilan to'yingan bo'ladi. Alkanlar parafinlar ham deyiladi.

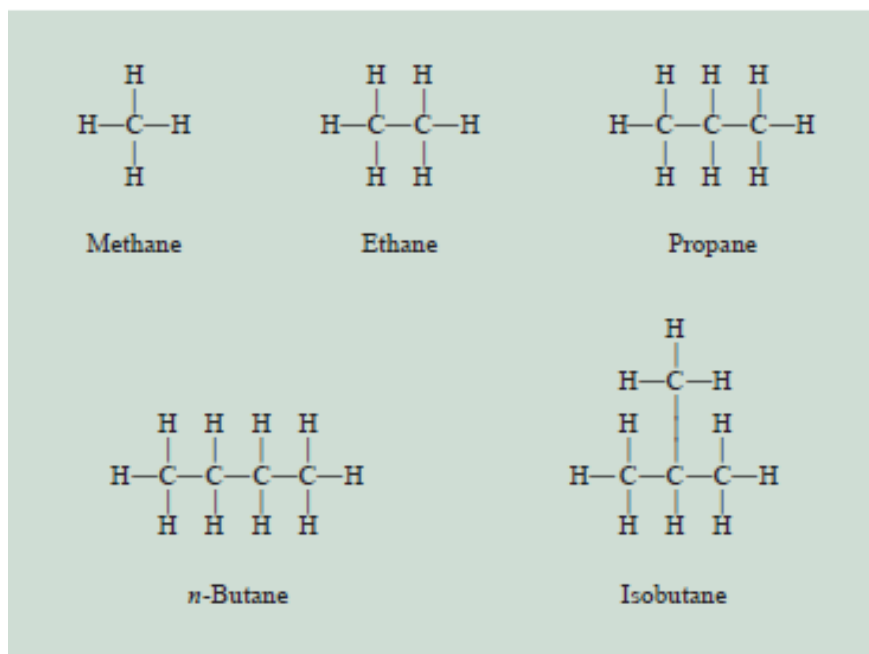
Uglevodorodlar 2 ga bo'linadi: alifatik va aromatik. Alifatik uglevodorodlar bilan aromatic uglevodorodlarning asosiy farqi benzol halqasining borligidadir. Alifatik uglevodorodlarga alkanlar, alkenlar va alkinlar kiradi (6.1-rasm).



6.1-rasm. Uglevodorodlarning klassifikatsiyasi.

Alkanlar gomologik qatorining birinchi a'zosi metan CH_4 . Uglevodorod nomidagi *-an* qo'shimcha to'yingan uglevodorodlar nomiga xos qo'shimchadir. Metandan keyin etan C_2H_6 , propan C_3H_8 , butan C_4H_{10} keladi. Beshinchi uglevodoroddan boshlab uglevodorod nomi molekuladagi uglerod atomlari sonini ko'rsatuvchi grekcha son nomiga *-an* qo'shimchasini qo'shib hosil qilinadi. Bular pentan C_5H_{12} , geksan C_6H_{14} , heptan C_7H_{16} , oktan C_8H_{18} , nonan C_9H_{20} , dekan $C_{10}H_{22}$ va h.k.⁹⁶

⁹⁶ Raymon Chang "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts. 356-358 bet.



6.2-rasm. To‘yingan uglevodorodlarning strukturasi.

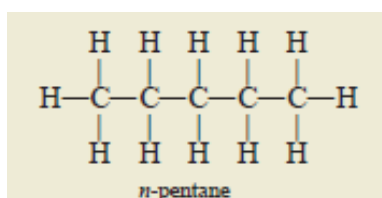
Gomologik qatorda uglevodorodlar fizik xossalarining asta-sekin o‘zgarishi kuzatiladi: qaynash va suyuqlanish temperaturalari ko‘tariladi, zichligi ortadi.

Odatdagi sharoitda (temperatura 22 °C) qatorning dastlabki to‘rtta a‘zosi (metan, eten, propan, butan) — gazlar, C_5H_{12} dan $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ gacha — suyuqlikdir, $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ dan boshlab — qattiq moddalar.

Qatorning to‘rtinchi a‘zosidan (butandan) boshlab qolgan alkanlarning izomerlari bor. Alkanlarning hammasi vodorodga batamom (maksimal) to‘yingan. Ularning uglerod atomlari sp^3 - gibridlanish holatida, demak, oddiy (birlamchi) bog‘lanishli bo‘ladi.

2. Alkanlarning va ular hosilalarining nomenklaturasi.

To‘yingan uglevodorodlar dastlabki o‘nta a‘zosining nomini aytib o‘tdik. Alkanning uglerod zanjiri tarmoqlanmaganligini ta’kidlash uchun ko‘pincha nomiga normal (*n*-) so‘zi qo‘shiladi, masalan:



Alkan mofekulasidan vodorod atomi ajralganda *uglevodorod radikallari* deyiladigan (qisqacha R harfi bilan belgilanadi) bir valentli zarrachalar hosil bo‘ladi. Bir valentli radikallarning nomi tegishli uglevodorod nomidagi *-an* qo‘shimchani *-il* qo‘shimchaga almashtirib hosil qilinadi. Radikallarni faqat organik emas, balki anorganik birikmalar ham hosil qiladi. Masalan, agar nitrat kislotadan gidroksid gruppasi OH ajratib olinsa, u holda bir valentli radikal — NO₂ hosil bo‘ladi, u nitrogruppasi deyiladi va h.k.

Uglevodorod molekulasi vodorodning ikkita atomi olinganda ikki valentli radikallar hosil bo‘ladi. Ularning nomi ham tegishli to‘yingan Uglevodorod nomidan *-an* qo‘shimchani *-iliden* (agar vodorod atomlari bitta uglerod atomidan tortib olingan bo‘lsa) yoki *-ilen* (agar vodorod atomlari ikkita qo‘shni uglerod atomidan tortib olingan bo‘lsa) qo‘shimchaga almashtirish yo‘li bilan hosil qilinadi. Radikal CH₂— *metilen* deyiladi. Radikallarning nomi uglevodorodning ko‘pchilik hosilalarining nomenklaturasida foydalaniladi. Masalan: CH₃J — metil yodid, C₄H₉Cl — butil xlorid, CH₂Cl₂ — metilen xlorid, C₃H₄Br etilen bromid (agar brom atomlari turli uglerod atomlari bilan bog‘langan bo‘lsa) yoki etiliden bromid (agar brom atomlari bitta uglerod atomi bilan bog‘langan bo‘lsa). Izomerlarni nomlash uchun ikki xil nomenklaturadan ko‘p foydalaniladi: eski — ratsional va yangi — o‘rinbosar nomenklatura, bu nomenklatura *sistematik* yoki *xalqaro* nomenklatura ham deyiladi (nazariy va amaliy kimyoning xalqaro ittifoqi IYUPAK tomonidan tavsiya etilgan)⁹⁷.

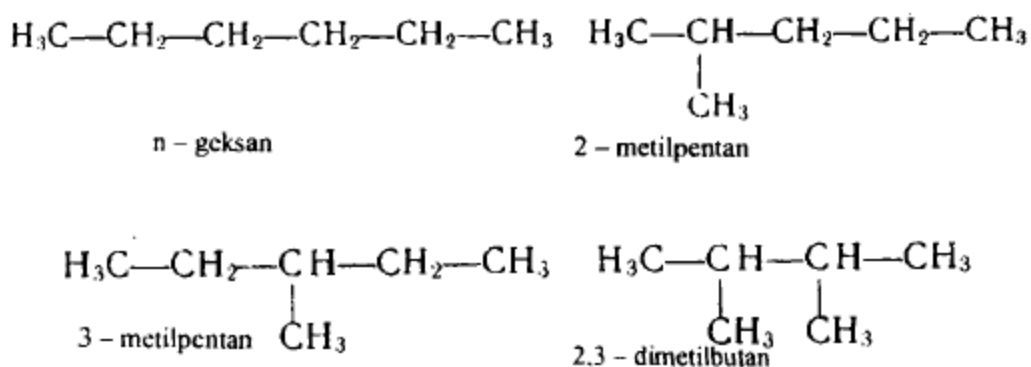
CH ₄	CH ₃ CHCH ₃ CH ₃	CH ₃ CH ₃ CCH ₃ CH ₃
	Trimetilmetan;	tetrametilmetan

Ratsional nomenklaturaga ko‘ra Uglevodorodlar metanning bitta yoki bir necha vodorod atomlari o‘rnini radikallar olgan hosilasi sifatida qaraladi. Agar formulada bir

¹Raymang Chang “GENERAL CHEMISTRY” The Essential Concepts 383-384-betlar

xil radikallar bir necha marta takrorlanadigan bo'lsa, u holda ular grek sonlari bilan ko'rsatiladi:

Ratsional nomenklatura uncha murakkab bo'lmagan birikmalar uchun qulaydir. O'rinbosar nomenklaturaga ko'ra- uglevodorod nomiga bitta uglerod zanjiri asos bo'ladi, molekulaning qolgan barcha qismlari o'rinbosarlar sifatida qaraladi. Bunda uglerod atomlarining eng uzun zanjiri tanlab olinadi va zanjirdagi atomlar Uglevodorod radikali yaqin turgan uchidan boshlab nomerlab chiqiladi. So'ngra awal radikal bog'langan (eng oddiy radikaldan boshlab) uglerod atomining nomeri aytilib, keyin uzun zanjirga muvofiq keladigan uglevodorodning nomi aytiladi. Agar formulada bir xil radikallar bir nechta bo'lsa, ularning nomi oldiga soni so'z bilan (di, tri tetra- va h.k.) yozib qo'yadi, radikallarning raqamlari esa vergul bilan ajratiladi. Bu nomenklaturaga ko'ra geksaning izomerlarini quyidagicha nomlash lozim:



- O'rinbosar nomenklatura ham, ratsional nomenklatura ham faqat uglevodorodlar uchun emas, balki organik birikmalarning boshqa sinflari uchun ham qo'llaniladi. Ba'zi organik birikmalar uchun tari-xan tarkib topgan (empirik) yoki, boshqacha aytganda, *trivial* nomlardan (chumoli kislota, mochevina va b.) ham foydalaniladi.

Izomerlarning formulalarini yozishda ularda uglerod atomlari turlicha holatni egallaganligi ko'rinadi. Zanjirda faqat bitta uglerod atomi bilan bog'langan uglerod atomi *birlamchi*, ikkitasi bilan bog'langani — *ikkilamchi*, uchasi bilan bog'langani — *uchlamchi*, to'rttasi bilan bog'langani — *to'rtlamchi* deyiladi. Masalan, oxirgi misolda 1- va 7- uglerod atomlari — *birlamchi*, 4- va 6 — *ikkilamchi*, 1- va 3 — *uchlamchi*, 5 — *to'rtlamchi*. Vodorod atom-larining, boshqa atomlarning va funksional gruppalarning xossalari ular qaysi uglerod atomi: birlamchi, ikkilamchi yoki uchlamchi bilan bog'langanligiga bog'liq. Buni doimo e'tiborga olish kerak.

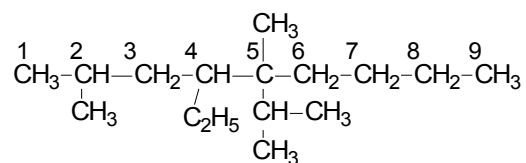
IYUPAK (sistematik) nomenklaturada nomlash. Alkanlarni IYUPAK bo'yicha nomlash uchun quyidagi tartib qabul qilingan:

1.Asos sifatida uglerod atomlarining eng uzun zanjiri tanlab olinadi. Zanjirga bog'langan alkil radikali o'rinbosar sifatida qoraladi;

2.Tanlab olingan eng uzun zanjir nomerlanadi. Nomerlash zanjirning tarmoqlanishi chetga yaqin bo'lgan tomonidan boshlanadi;

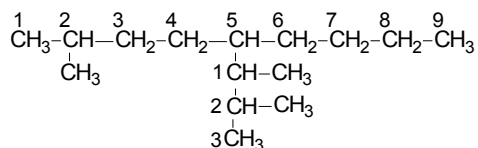
3.Agar zanjirning bitta yoki bir nechta uglerod atomlarida o'rinbosarlar joylashgan bo'lsa, nomlanganda nomer har bir o'rinbosarga qo'yiladi va vergul bilan ajratiladi, bir xil o'rinbosarlarning soni *di-*, *tri-*, *tetra-* va h.k. grek sonlari bilan ko'rsatiladi.

4.Alkan molekulasida turli o'rinbosarlar bo'lib, ular uglerod atomlarining soni va tarmoqlanish darajasi bilan farq qilsa, alkanni nomlashda o'rinbosarlar alfavit bo'yicha nomlanadi.

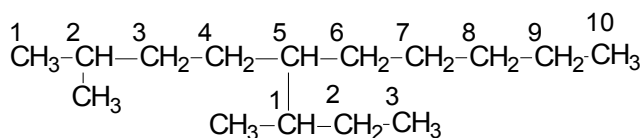


5-Izopropil-2,5-dimetil-4-etilnonan

5.Alkanning tarmoqlangan uzun zanjiri nomerlanadi, nomerlash uglevodorod asosiy zanjiri bilan bog'langan uglerod atomidan boshlanadi. O'rinbosar nomi qavs ichida yoziladi⁹⁸:



2-Metil-5-(1,2-dimetilpropil)nonan



5-(1-metilpropil)dekan, 5-ikkilamchi-butil-2-metil dekan

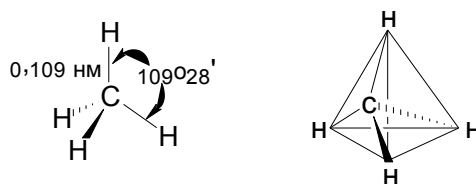
⁹⁸ Raymong Chang "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts 361-362-bet.

Metanning va metan gomologlarining kimyoviy xossalari. Alkanlar gomologik qatori a'zolarining umumiy kimyoviy xossalari bor. Ular aktivligi kam bo'lgan moddalar. Alkanlar ishtirok etadigan barcha reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin: C—H bog'lanishning uzilishi bilan boradigan reaksiyalar (masalan, o'rin olish reaksiyalari) va C—C bog'lanish uzilishi bilan boradigan reaksiyalar, bunda molekulalar alohida-alohida bo'laklarga bo'linib ketadi (kreking) Radikallar sekundning ulushlari qadar vaqtda mavjud bo'ladi va hosil bo'lish vaqtida juda aktivdir. Masalan, ular bir-biri bilan oson ta'sirlashib, juftlashmagan elektronlardan yangi kovalent bog'lanish hosil qiladi. Masalan:

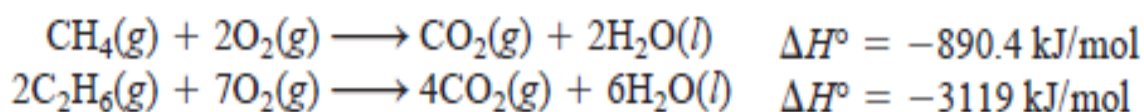
Ular organik moddalarning molekulalari bilan ham reaksiyaga oson kirishib, ularga birikadi yoki ulardan juftlashmagan elektronli atomni tortib oladi. Natijada yangi radikallar hosil bo'ladi, ular boshqa molekulalar bilan reaksiyaga kirishishi mumkin. Bunga to'yinmagan birikmalarning radikal polimerlanishi misol bo'la oladi. Bunday zanjir reaksiya davomida makromolekulalar hosil bo'ladi, ularning o'sishi zanjir uzilgunga qadar davom etadi, masalan, ikkita radikal birikkanida to'xtaydi.

Ilgari ta'kidlab o'tilganidek, ko'pchilik muhim kimyoviy jarayonlar- oksidlanish, portlash, to'yinmagan birikmalarning polimerlanishi, neftni krekinglash va b. erkin radikallarning reaksiyalari bilan tushuntiriladi.

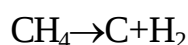
Alkanlarning kimyoviy xossalari metan misolida batafsil ko'rib chiqiladi. Metan molekulasining tuzilishi va xossalari. Metan molekulasining elektron tuzilishi ko'rib chiqilgan. Metan molekulasida uglerod atomi sp^3 - gibridlanish holatida bo'ladi. Uglerod atomi to'rtta gibrid orbitalining vodorod atomining s-orbitallari bilan bir-birini qoplashi natijasida metanning ancha puxta molekulasi hosil bo'ladi. Metan molekulasining elektron tuzilishini rasmdan qarang.



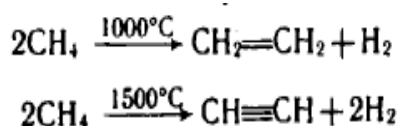
Metan — rangsiz va hidsiz gaz, havodan yengil, suvda kam eriydi. To'yingan uglevodorodlar yonib, uglerod (IV) oksid bilan suv hosil qiladi. Metan och ko'kish alanga berib yonadi.



Havo bilan aralashganda (yoki kislorod bilan, ayniqsa hajm jihatdan 1:2 nisbatdagisi, bu reaksiya tenglamasidan ham ko‘rinib turibdi) metan portlovchi aralashma hosil qiladi. Shuning uchun u turmushda ham (jo‘mraklar orqali gazning sizib chiqishi), shax-talarda ham xavflidir. Metan chala yonganida qurum hosil bo‘ladi. Sanoatda qurum shu yo‘l bilan olinadi. Metan katalizatorlar ishtiro-kida oksidlanganda metil spirt bilan formaldegid olinadi. Metan qattiq qizdirilganda ushbu tenglama bo‘yicha parcha-lanadi



Maxsus konstruksiyali pechlarda metanni oraliq mahsulot — asetilen hosil bo‘lgunga qadar parchalash mumkin:

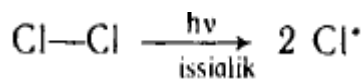


Bunday asetilenning tannarxi kalsiy karbiddan olingan asetilenning tannarxidan deyarli ikki marta kam bo‘ladi.

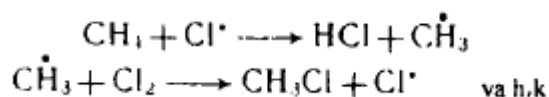
Metanni suv bug‘i bilan konversiyaiash orqali vodorod olinadi. Metan uchun o‘rin olish reaksiyalari xos. Odatdagi tempera-turada yorug‘da galogenlar- xlor bilan brom- metan moleku-lasidan vodorodni asta-sekin (bosqichlar bilan) siqib chiqarib, *gatogenli hosilalar* deyiladigan moddalarni hosil qiladi. Unda xlor atomlari vodorod atomlarining o‘rnini olib, turli xil birikmalar. CH_3Cl - xlorometan (metil xlorid), CH_2Cl_2 - dixlormetan (metilen xlorid), CHCl_3 - trixlormetan (xloroform), CCl_4 - tetraxlormetan (uglerod tetraxlorid) aralashmasini hosil qiladi. Bu aralashmadan har qaysi birikmani ajratib olish mumkin. Xloroform va tetraxlormetan smolalar, yog‘lar, kauchuk va boshqa organik moddalarning erituvchilari sifatida muhim ahamiyatga ega⁹⁹.

Metanning galogenli hosilalari zanjirli erkin radikal mexanizm bo‘yicha hosil bo‘ladi. Yorug‘lik ta’sirida xlor molekulalari anorganik radikallarga ajraladi:

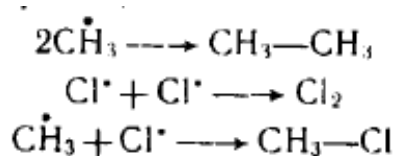
⁹⁹ Raymong Chang “GENERAL CHEMISTRY” The Essential Concepts 362-365-bet



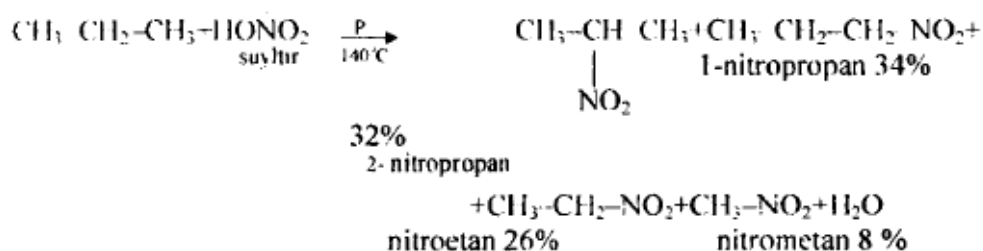
Erkin radikal xlor molekulasini Cl_2 bilan reaksiyaga kirishib, galogenli hosila va xlor radikalini hosil qiladi:



Xlor radikali yana o'zgarishlar zanjirini davom ettiradi va h.k. Keyinchalik reaksiya zanjir uzilishi bilan, ya'ni 2 ta erkin radikal bir-biri bilan to'qnashib, o'zaro birikishi bilan tugaydi.

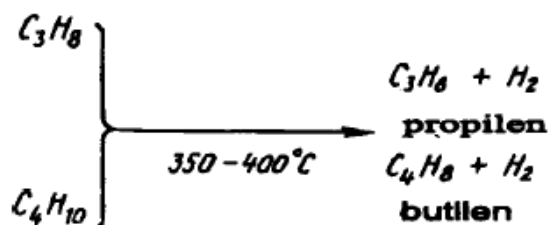


Metan odatdagi temperaturada kislotaga, ishqor va ko'pchilik oksidlovchilarga ta'siriga barqarordir. Lekin u nitrat kislotaga reaksiyaga kirishadi, bu reaksiya Konovalov reaksiyasi deyiladi:



Metan biriktirib olish reaksiyalariga kirishmaydi, chunki uning molekulasida hamma valentliklar to'yingan.

Yuqorida keltirilgan o'rin olish reaksiyalarida C—H bog'lanishlar uziladi. Lekin faqat C—H bog'lanishlarning uzilishi emas, balki uglerod atomlari zanjirining (metan gomologlarida) uzilishi ham sodir bo'ladigan jarayonlar mavjud. Bu reaksiyalar yuqori temperaturalarda katalizatorlar ishtirokida sodir bo'ladi. Masalan:



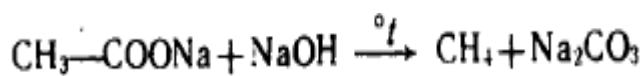
(a) jarayon *degidrogenlanish*, (b) jarayon — *kreking* deyiladi.

To‘yingan uglevodorodlarni oksidlash yo‘li bilan kislotalar olinadi: butandan sirka kislotasi, voparafmdan molekular massasi katta bo‘lgan yog‘ kislotalari olinadi.

Ajkanlarning olinishi. Metan tabiatda keng tarqalgan. U tabiiy yonuvchan gazlarning (90—98%) ham, yog‘och, torf, tosh-ko‘mirni quruq haydashda, shuningdek, neftni krekinglashda ajralib chiqadigan sun‘iy gazlarning ham asosiy tarkibiy qismi hisoblanadi. Tabiiy gazlar, ayniqsa, neft konlaridan chiqadigan yo‘ldosh gazlar tarkibida metandan tashqari etan, propan, butan va pentan bo‘ladi.

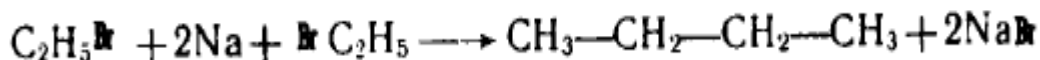
Metan botqoqliklar tubidan va konlardagi toshko‘mir qatlamlaridan ajralib chiqadi, bu yerlarda u o‘simliklar qoldiqlaridan havosiz joyda sekin parchalanish natijasida hosil bo‘ladi. Shuning uchun metan ko‘pincha *botqoqlik gazi* yoki *kon gazi* deyiladi,

Laboratoriya sharoitida metan natriy asetat bilan natriy gidrok-sid aralashmasi qizdirilganda olinadi

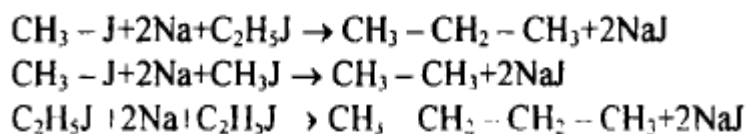


Bu usul sanoat ahamiyatiga ega. Lekin, odatda, tabiiy gazlarning yoki toshko‘mirni kokslashda va neftni qayta ishlashda hosil bo‘ladigan gazlarning tarkibidagi metandan foydalaniladi.

Metan singari metanning gomologlari ham laboratoriya sharoitida tegishli organik kislotalarni ishqorlar bilan birga qizdirish orqali olinadi. Boshqacha usul- *Vyurs reaksiyasi*, ya'ni monogalogenli hosilalarni natriy metali bilan birga qizdirish, masalan:

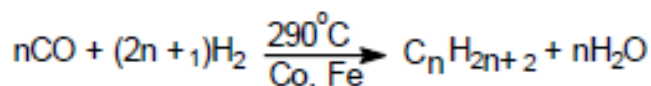


Agar reaksiyaga kirishuvchi galogenalkan 2 xil bo‘lsa, bunda uch xil to‘yingan CH hosil bo‘ladi. Masalan:



Texnikada sintetik benzin (molekulasida 6 - 10 ta uglerod atomi bo‘ladigan uglevodorodlar aralashmasi), olish uchun katalizator kobalt birikmalari ishtirokida va

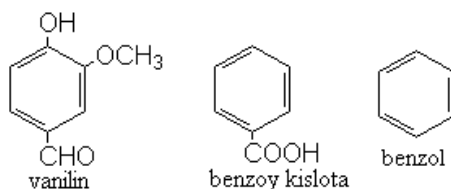
yuqori bosimda uglerod (II) oksid bilan vodoroddan sintez qilish usuli qo'llaniladi. Jarayon-ni ushbu tenglama bilan ifodalash mumkin:



Alkanlarning ishlatilishi. Metanning xossalarini bilgan holda uning ishlatilishi haqida tasavur hosil qilish mumkin. Uning ishlatilish sohalari juda turli-tumandir. Issiqlik berish xususiyati kattaligi tufayli metan ko'p miqdorda yoqilg'i sifatida (turmushda va sanoatda) ishlatiladi. Metandan olinadigan moddalar: vodorod, asetilen, qurum keng ko'lamda ishlatiladi. Metan formaldegid, metil spirt, shuningdek, turli xil sintetik mahsulotlar olishda bosh-lang'ich xomashyo sifatida ishlatiladi.

Aromatik uglevodorodlar. Benzol. Aromatik uglevodorodlar uglerodga boy, molekulasi halqali tuzilgan, o'ziga xos kimyoviy bog'lanishga hamda fizikaviy va kimyoviy xossalarga ega bo'lgan birikmalardir.

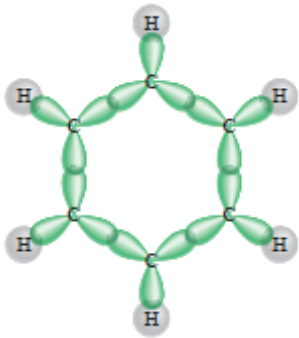
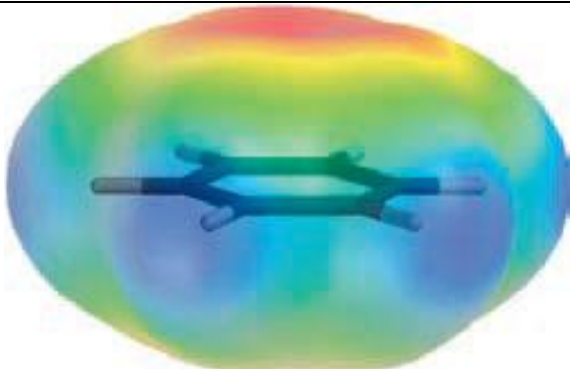
Aromatik uglevodorodlarning birinchi vakillari tabiiy, o'ziga xos uzoq saqlanuvchi hidga ega bo'lgan aromatik deb nom olgan birikmalardan ajratib olingan. Masalan, shunday birikmalardan biri vanilin bo'lib, u benzoy kislotaga o'xshash tuzilishga ega:



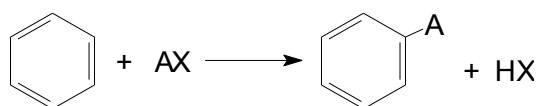
Agar bu ikkala moddani benzol molekulasi bilan solishtirsak, bularning orasidagi o'xshashlik bilan «aromatiklik» orasidagi bog'lanish yaqqol ko'rinadi. Hozirda esa «aromatiklik» iborasini ishlatganda ba'zi to'yinmagan birikmalarning birikish reaksiyasiga emas balki o'rin almashinish reaksiyalariga kirishishi, haroratga va oksidlovchilar ta'siriga chidamliligi tushuniladi.

Aromatik uglevodorodlarning birinchi vakili benzolni 1825 yilda M.Faradey sintez qilgan. Kekule esa 1865 yilda benzolning tuzilishini aniqlab, u olti uglerod

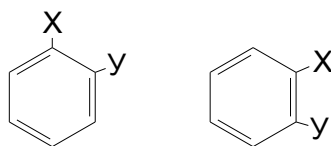
va olti vodoroddan iborat ekanligini ko'rsatgan va unga quyidagi formulani taklif qilgan¹⁰⁰:

	
6.3-Rasm. Benzolning electron tuzilishi	6.4-Rasm. Benzolning electron holati

Benzol va uning gomologlari C_nH_{2n-6} formula bilan ifodalanishi mumkin. Bu formulaga asosan benzol alkenlar kabi birikish reaksiyasiga kirishishi kerak edi. Lekin odatdagi sharoitda benzol molekulasida brom yoki oksidlovchilar ta'siriga chidamli. Benzol molekulasida hamma uglerod va vodorod atomlari ekvivalentdir. Birorta vodorod atomi boshqa guruhga almashtirilsa bitta hosila olinadi:

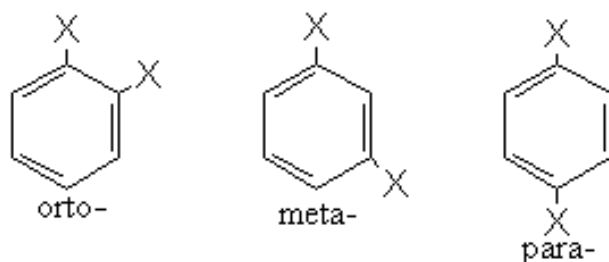


Keltirilgan formula benzol molekulasining tuzilishini to'liq aks ettirmaydi. M-n, benzol molekulasining quyidagi ikkita o'rinsosarli hosilasi ikki xil modda bo'lishi lozim edi:



Lekin, ma'lumki bunday izomerlar yo'q va ikkala formula ham bitta moddani ifodalaydi. Agar o'rinsosarlar ikkita bo'lganda ularning benzol halqasida joylashishi turlicha bo'lsa, u holda uchta benzol hosilasi mavjud bo'ladi:

¹⁰⁰ Raymong Chang "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts 370-372-bet



Benzol molekulasining alohida o'ziga xos tabiati 100 yildan ko'proq vaqt ichida kimyogarlar diqqatini jalb etib keldi. Nihoyat 30- yillarda eng zamonaviy fizik usullar va matematik hisoblashlarni qo'llash natijasida hozirgi vaqtda qabul qilingan tushuntirishlarni ishlab chiqishga muvaffaq bo'lindi. Rentgen tuzilish analizi benzol molekulasidagi C-C bog' uzunligi 0,139 nm, burchaklar qiymati esa 120^0 va molekulaning bir tekislikda yotishini ko'rsatdi.

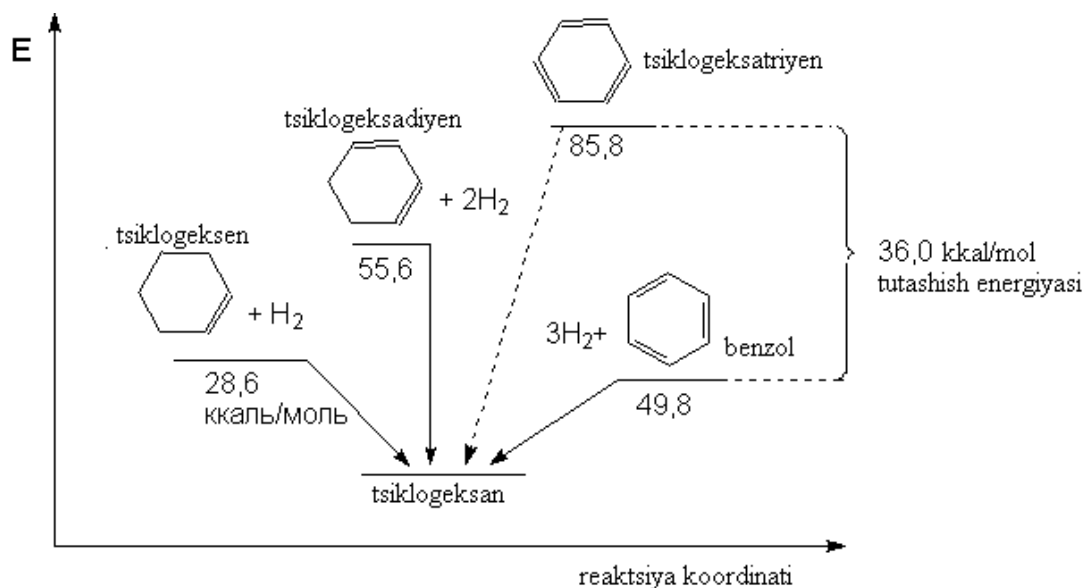
Molekuladagi C-C bog'lar ekvivalent qiymatga ega. Uglerod atomlarining 6 ta sp^2 bo'lib, ular o'zaro to'g'ri olti burchak hosil qiladi. Molekulaning simmetriyasi tufayli har bir uglerodning r-orbitali ikki tomondagi qo'shni uglerod atomlari r-orbitallari bilan bir xil ehtimollikda qoplanadi. Bu esa benzol halqasi tekisligi tepasida va pastida r-elektronlar bulutini hosil bo'lishiga va ularning tutashib ketishiga olib keladi. Bu elektronlar uglerod atomlari orasida lokallashgan bo'lmay, benzol molekulasi tekisligining ustki va ostidagi π -elektronlar orbitallarida delokallashadi. Har bir δ - δ bog' p- elektronlar jufti va π -bog'ni tashkil qiluvchi elektronlarning 1/6 qismidan tashkil topganligini hisobga olinsa, shu bog' uchta elektrondan tashkil topganini ko'rish mumkin va bog'ning tartibi 1,5 ekanligi aniq bo'lib qoladi.

Har bir C-C bog'ining uchta elektrondan tashkil topganligi elektron bulutlarini tutashib ketishi va natijada benzol halqasi tekisligining ustki va pastki qismida tutashgan π - elektronlar buluti hosil bo'lishi hamda molekulaning barqaror bo'lib qolishiga sabab bo'ladi.

Benzol molekulasining energiya jihatidan barqaror bo'lishini quyidagi misollardan yaqqol ko'rish mumkin. Siklogeksan molekulasi vodorod bilan to'yintirilganda issiqlik ajralib chiqadi, chunki to'yingan uglevodorod to'yinmagan uglevodorodga nisbatan barqaror.

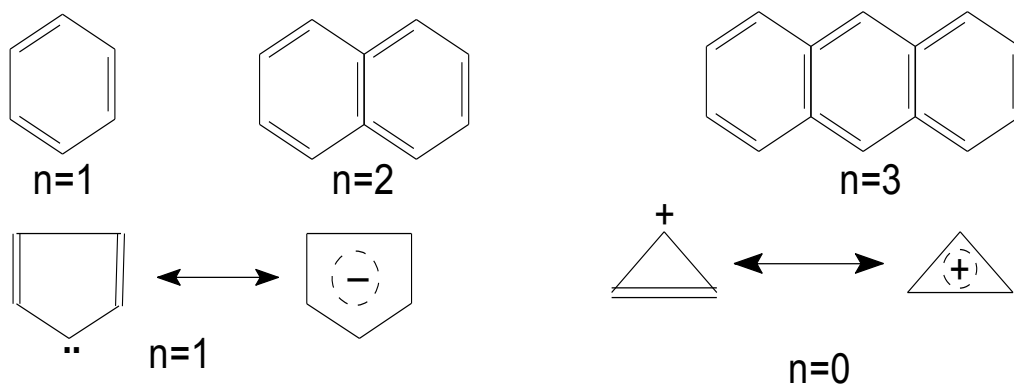
Demak, qo'sh bog' va oddiy bog' elektronlarining tutashib yagona π -elektronlar sistemasini tashkil qilishi molekulani barqarorlashtiradi.

Bundan tashqari benzol molekulasini alkenlar kabi reaksiyaga kirishishi uchun esa qo'shimcha energiya (odatda yuqori harorat) sarflash lozim bo'ladi, bu energiya delokallangan elektron bulutlarni lokallaydi.



Shunday qilib, aromatiklikning eng oddiy tushunchasi sistema π -elektronlarining delokallanishi tufayli molekula energiyasining eng past bo'lishidir.

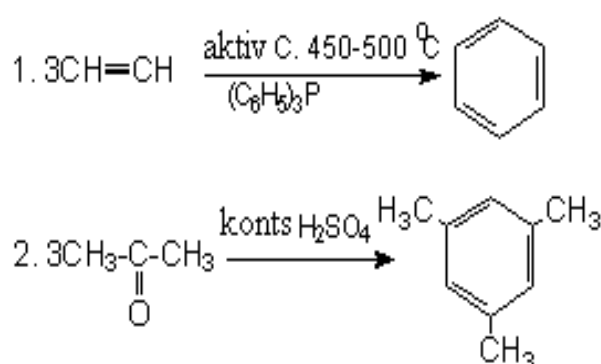
1931yilda Xyukkel kvanto-mexanik hisoblashlar natijasida yopiq zanjirli, tekislikda yotuvchi umumlashgan $4n+2$ ta π -elektroni bo'lgan molekula aromatik xususiyatga ega bo'ladi degan xulosaga kelgan ($n=0,1,2,3$):



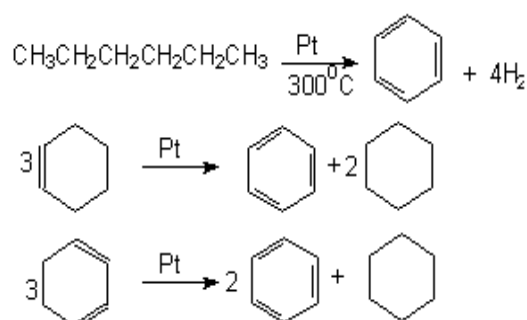
Aromatik uglevodorodlarni olish usullari. Benzol qatori aromatik uglevodorodlari ba'zi neftlarning tarkibida uchraydi. Shuning uchun ularni neftdan olish mumkin. Benzol va uning gomologlarini ko'mirni kokslash jarayonida hosil

bo'luvchi smoladan olish mumkin. Toshko'mirni quruq haydash (piroliz) havosiz sharoitda, 1000°S da amalga oshiriladi. Bunda 75-80% koks (metallurgiya sanoati uchun), va koks gazi olinadi (benzol, toluol, ksilollar va metan, vodorod, CO_2 , etilen va atsetilenlardan iborat). Toshko'mir smolasi: benzol, toluol, ksilollar, etilbenzol va h.k. dan iborat. Og'ir fraksiyasi naftalin, antratsen, fenantren va ularning hosilalaridan iborat aralashma bo'lib, qayta ishlanadi va komponentlarga ajratiladi.

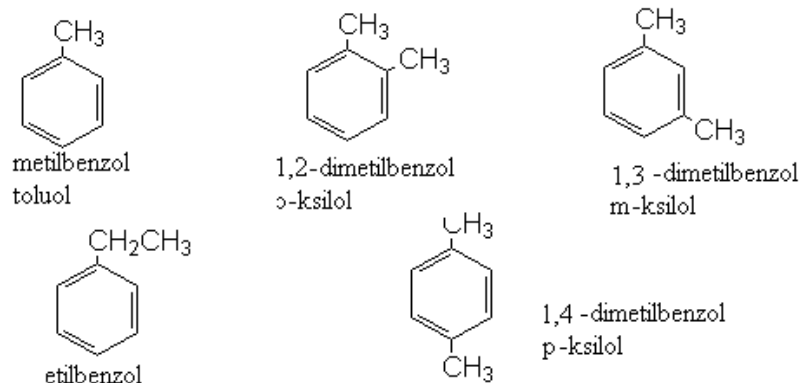
Aromatik uglevodorodlarni quyidagi usullar yordamida sintez qilish mumkin:

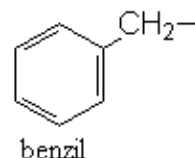
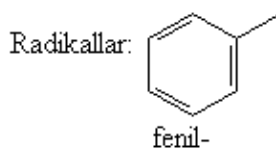
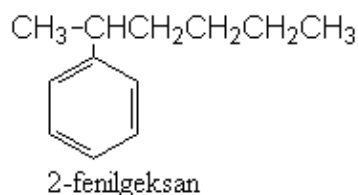
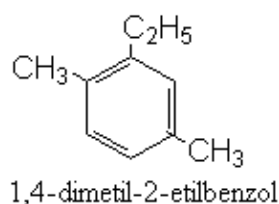


3. Degidrogenlash va halqalash

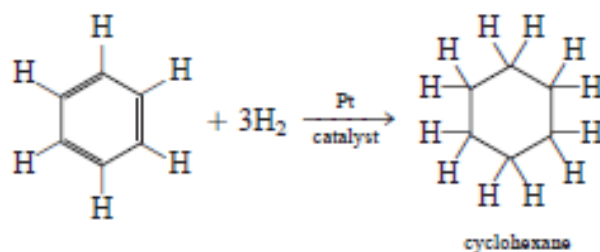


Izomerlanishi va nomlanishi



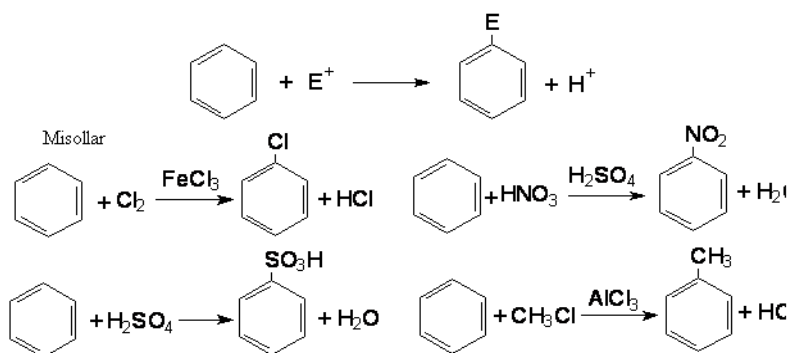
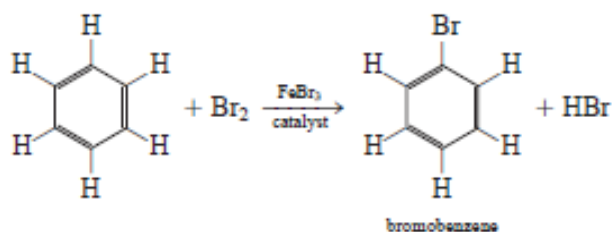


Aromatik birikmalarning birikish reaksiyalari. Aromatik birikmalarga vodorod va galogenlarning birikishi natijasida, tarkibidagi bog‘lar uziladi:



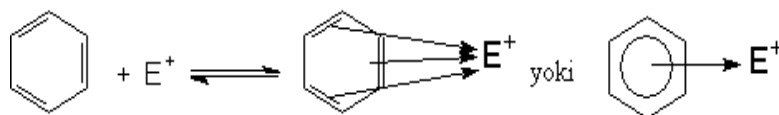
Aromatik birikmalarning elektrofil o‘rin almashinish reaksiyalari

Benzol va uning gomologlari elektrofil (E^+) reagentlar bilan reaksiyaga kirib aromatik halqadagi bir yoki bir nechta vodorod atomini hujum qilayotgan elektrofil guruhga almashtiradi¹⁰¹:

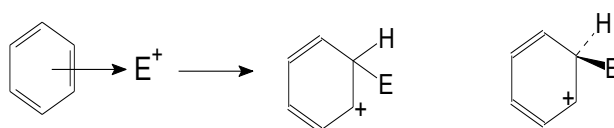


¹⁰¹ Raymong Chang “GENERAL CHEMISTRY” The Essential Concepts 373-374-bet

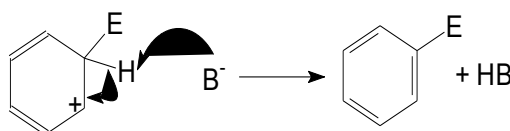
Elektrofil o‘rin almashinish reaksiyasi mexanizmi. Elektrofil o‘rin almashinish reaksiyasining umumiy ko‘rinishini ifodalash uchun elektrofil zarrachani E deb belgilaymiz. Aromatik qatorda yuqorida keltirilgan barcha o‘rin almashinishlar bir xilda ya’ni elektrofil zarrachani aromatik π -elektron sistemaga hujumi bilan boradi va aromatik birikma bilan elektrofil zarracha orasida kuchsiz bog‘langan π -kompleks hosil bo‘ladi. Bu kompleksda aromatik birikma donor, elektrofil zarracha esa akseptor vazifasini bajaradi:



Hosil bo‘lgan π -kompleks σ -kompleksga aylanadi va bu aylanish jarayonida aromatik π -sistema buzilib hujumga uchragan uglerod atomi sp^2 gibridlanishdan sp^3 gibrid holatiga o‘tadi, elektrofil YE^Q uglerod bilan haqiqiy kovalent bog‘ hosil qiladi:



Elektrofil almashinish reaksiyasi σ -kompleksdan proton ajralib chiqishi va aromatik π -elektronlar sistemasini tiklanishi bilan tugaydi:

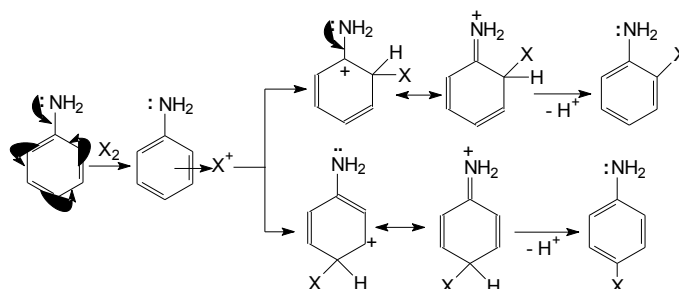


O‘rin almashishning yo‘nalishi. Aromatik yadroda o‘rin almashinish reaksiyalari quyidagi qoidaga bo‘ysinadi:

1. Kirib keluvchi guruhning aromatik yadrodagi o‘rni yadrodagi o‘rinbosar(lar) xarakteri bilan belgilanadi;

2.O‘rinbosarlar ikki guruhga bo‘linadi: a) birinchi guruh o‘rinbosarlari, bular yadroga kirib keluvchi zarrachani o‘ziga nisbatan orto-, para- holatlariga yo‘naltiradi, bular: -ON, -NR₂, -NHR, -NH₂, -OR, -NHCOR, CH₃, -R, -Cl, -Br, -I. b) ikkinchi guruh o‘rinbosarlari, bular kirib keluvchi zarrachani meta- holatga yo‘naltiradi: -N⁺R₃, -NO₂, -CN, -SO₃H, -CX₃, -CHO, -COR, -COOH, -COOR

Yo'naltirish (oriyentatsiya) sababi: agar biz elektrofil almashinishda reaksiya mahsuloti π - va σ -komplekslar orqali hosil bo'lishini eslasak va ularda elektron taqsimlanishini ko'rsak:

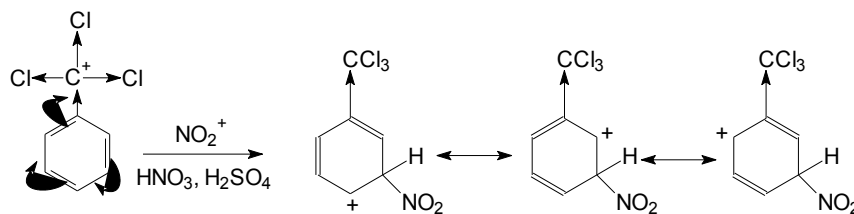


σ -kompleks hosil bo'lgan vaqtda musbat zaryadni neytrallashda o'rinbosarlar ham ishtirok etadi. Agar o'rinbosarda elektron jufti bo'lmasa (CH_3 -, R-, kabilar) u holda bular hosil bo'lgan musbat zaryadni neytrallash uchun C-C bog' elektronlarini induktiv ta'siri hisobiga sodir bo'ladi.

Galogenlarning yo'naltirish ta'siri. Aromatik yadroda o'rinbosar galogen bo'lganda, u kuchli manfiy induksion va kuchsiz musbat mezomer ta'sirga ega. Reaksiya vaqtida esa mezomer ta'sir kuchli ta'sir qiladi.

Meta yo'naltirish. Yuqorida keltirilgan o'rinbosarlarning ko'plarida π bog' bor bo'lib, ular kuchli manfiy mezomer ta'sirga ega. Qolgan o'rinbosarlar esa musbat zaryadlangan bo'lib, kuchli manfiy induksion ta'sir qiladi.

Aromatik yadroda ikkinchi guruh o'rinbosari bo'lsa o- va p-holatga yo'nalgan elektrofilning hujumi σ -kompleks zaryadini yanada oshishini talab qiladi, bu esa o'rin almashinishning o'tish holati energiyasini yuqori bo'lishini talab qiladi. Agar elektrofil zarrachaning hujumi m-holatga yo'nalgan bo'lsa bunda o'rin almashinish reaksiyasi amalga oshishi mumkin:



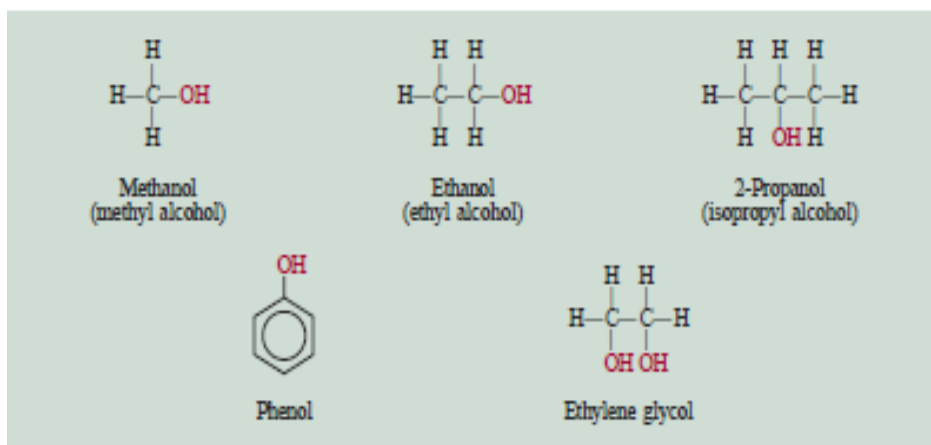
Ikkinchi tur o'rinbosari aromatik yadro elektron buluti zichligini o'ziga tortib elektrofil almashinishni qiyinlashtiradi.

6.3. Kislorodli organik birikmalar va ularning olinishi, xossalari

To'yingan spirtlar. Uglerod, vodorod va kislorod atomlaridan tarkib topgan kislorodli organik birikmalarga spirtlar, fenollar, aldegidlar, ketonlar, karbon kislotalar, oddiy va murakkab efirlar, uglevodlar va b. kiradi. Ularning kimyoviy xossalari molekulalarida turli xil funksional gruppalar borligi bilan aniqlanadi.

Spirtlar- molekulalarida uglevodorod radikali bilan bog'lan-gan bitta yoki bir nechta gidroksil gruppalar bo'ladigan organik birikmalardir. Ularni uglevodorodlarning molekulalaridagi bitta yoki bir necha vodorod atomlari o'zini gidroksil gruppalar olgan hosilalari sifatida qarash mumkin.

Spirtlarning nomenklaturasi va izomeriyasi. Spirtlarning nomi radikallar nomiga, shuningdek uglevodorodlar nomiga *-ol* qo'shimcha qo'shish (xalqaro nomi) bilan hosil qilinadi: CH_3OH — metil spirt yoki metanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — etil spirt yoki etanol, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ — propil spirt yoki propanol va h.k. Bu spirtlar gomologik qatorni hosil qiladi, chunki ular molekulalarining tarkibi jihatidan bir-biridan gomologik farq bilan farqlanadi. Gomologik qatorning umumiy formulasi $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ yoki $\text{R} - \text{OH}$, bunda R — uglevodorod radikali.



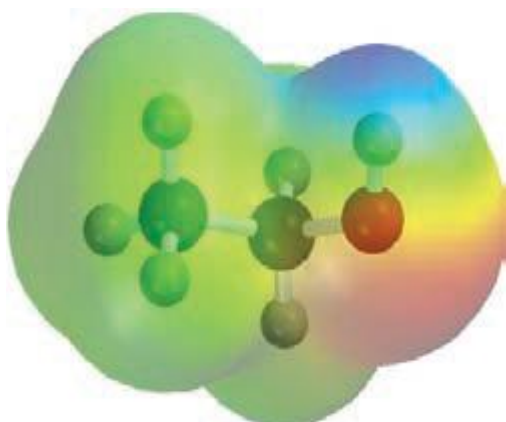
6.5-rasm. Spirtlarning izomeriyasi va nomenklaturasi.

Bu yerda „birlamchi“, ikkilamchi“ va „uchlamchi“ degan soʻzlar bilan gidroksil gruppaning oʻrni aniqlanadi. Koʻrinib turibdiki, spirtlarda izomerlar soni radikallarning tuzilishiga va gidroksil gruppaning joylashgan oʻrniga bogʻliq.

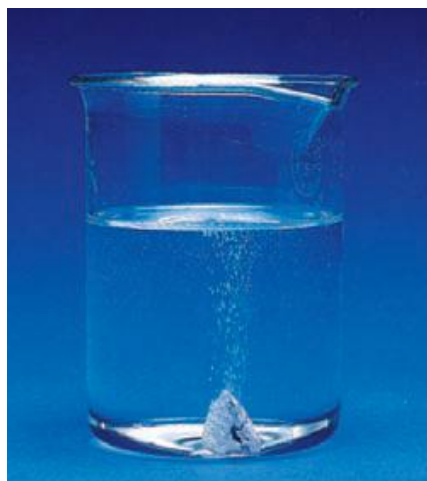
Agar spirt molekulasida bitta gidroksil grupp bo'lsa, u holda spirt bir atomli, ikkita bo'lsa — ikki atomli, uchta bo'lsa — uch atomli deyiladi va h.k. Bir atomli, ikki atomli va uch atomli spirtlarning eng oddiy vakillari tegishli metanol, etilenglikol va glitserindir¹⁰².

Spirtlarning xossalari. Quyi spirtlar- suyuqliklar, uglerod atomlarining soni 12 tadan ko'p bo'lgan yuqori spirtlar ~ qattiq moddalar. Spirtlarning hammasi suvdan yengil. Ularning molekular massasi ortishi bilan suvda eruvchanligi kamayadi. Metil va etil spirtlar suv bilan istalgan nisbatda aralashadi.

Spirtlar gomologik qatorining dastlabki a'zolari- suyuqliklar ekanligi va ularning qaynash temperaturasi nisbatan yuqoriligi molekulalarining assotsilanganligi bilan tushuntiriladi. Spirtlarning suvda yaxshi erishiga sabab, ularning molekulalari bilan suv molekulalari orasida vodorod bog'lanishlar hosil bo'lishidir. Gomologik qatorning keyingi a'zolarida eruvchanligining kamayishi ugle-vodorod radikalida uglerod atomlarining soni ko'payishi tufaylidir. Vodorod bog'lanishlar puxta emas (17-22 kJ/mol) va spirtlar bug'langanda oson uziladi.



6.6-rasm. Etil spirt strukturasi



6.7-rasm. Na bilan spirt reaksiyasi

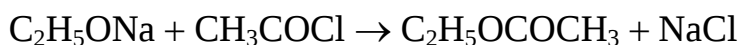
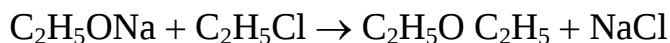
Spirtlarning kimyoviy xossalari ularning molekulalarida C—O va O—H qutbli kovalent bog'lanishlar borligi sabab bo'ladi. Spirtlar kimyoviy reaksiyalarga kirishganda

¹Raymong Chang "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts.374-375-betlar

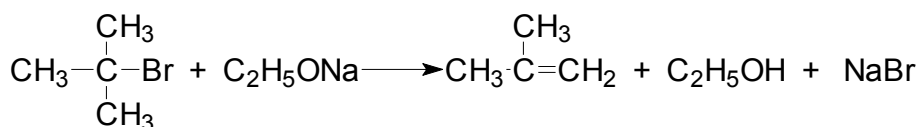
shu bog'lanishlardan biri uziladi. Ikkala bog'lanish ham qutbli bo'lgani uchun ular ionli (geterolitik) mexanizm bo'yicha uzilib, organik anionlar yoki kationlar hosil qiladi:

Spirtlar ionlarga juda oz darajada dissotsilanadi, shu sababli spirtlar neytral reaksiya beradi— ularning ishtirokida lakmus yoki fenolftaleinning rangi o'zgarmaydi.

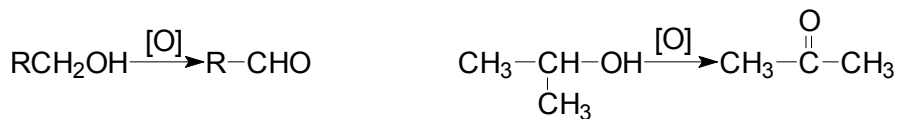
Alkogolyatlar kuchli asoslar bo'lishi bilan bir qatorda kuchli nukleofil reagentlar hisoblanadi. Ular oson alkillanadi (Vilyamson reaksiyasi) va atsillanadi. Reaksiya natijasida oddiy va murakkab efirlar hosil bo'ladi:



Alkogolyatlar ta'sirida galogenalkanlardan galogenvodorodlar ajralib, etilen va atsetilen uglevodorodlar hosil bo'ladi:



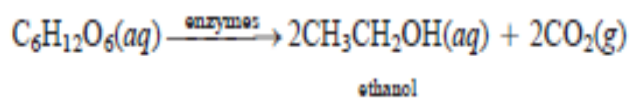
Birlamchi spirtlar oksidlanib aldegidlarni, ikkilamchi spirtlar esa ketonlarni hosil qiladi.



Metanol yiliga 10 mln. tonnadan ortiq ishlab chiqariladi. U boshqa erituvchilarni (oddiy va murakkab efirlarni) sintez qilishda asosiy xom ashyo hisoblanadi. Shuningdek spirtlar (etanol) Lebedev usuli bilan butadiyen olishda, atseton olishda (izopropil spirt), plastifikator (butanol-1) olishda ishlatiladi.

Etil spirt. Etil spirt, boshqacha aytganda etanol- rangsiz suyuqlik. 78,3 °C da qaynaydi, -114 °C da muzlaydi. Ko'pchilik organik moddalarni: dietil efir, bo'yoqlar, sirka kislota, tutunsiz o'q-dori va b. olishda ishlatiladi. Etil spirt bilan benzinning aralashmasidan ichki yonuv dvigatellari uchun yonilg'i sifatida foydalanish mumkin. U ko'pincha denaturlanadi, ya'ni spirtga ichishga yaroqsiz qilish uchun boshqa moddalar va bo'yoqlar qo'shiladi. Salgina sho'lalanadigan alanga berib yonadi.

Etil spirt shakarli moddalarni achitqilar ishtirokida bijg'itish yo'li bilan olinadi. Bijg'itishning mohiyati shundan iboratki, kraxmaldan olinadigan glukoza, ya'ni uzum shakari $C_6H_{12}O_6$ fermentlar ta'sirida spirt bilan uglerod (IV) oksidga ajraladi. Bu murakkab ko'p bosqichli jarayonning umumiy natijasi ushbu tenglama bilan ifodalanadi¹⁰³:

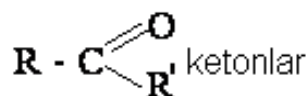
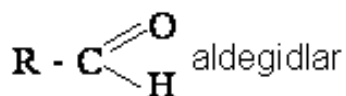


Spirtlar metallar bilan reaksiyaga kirishadi:



Aldigidlar va ketonlar ning tuzilishi. Atomlar gruppasi $C=O$ karbonil gruppasi yoki karbonil deyiladi.

Aldegid molekulasida uglerod bilan kislorod atomlari orasidagi bog'lanishni elektronlarning ikkita jufti amalga oshiradi. Bog'lanishning elektron buluti elektr-manfiyroq atom bo'lgan kislorod atomiga tomon siljigan, natijada u qisman manfiy zaryadli (δ^-) bo'lib qolgan. Shu bilan birga karbonil uglerodidan elektronlar uzoqlashgani sababli u qisman musbat zaryadli (δ^+) bo'lib qoladi. Odatda, bu shunday sxemalar bilan tasvirlanadi:



Shunday qilib, $>C=O$ gruppasi kuchli qutblangan, bu esa molekulasida karbonil gruppasi bor organik birikmalarning reaksiyaga kirishish xususiyati kuchliligiga sabab bo'ladi: bir tomondan, kislorod atomi karbonil gruppasi bilan bog'langan vodorod atomiga ta'sir ko'rsatadi, natijada u oson oksidlanadi; ikkinchi tomondan, karbonil gruppasi $>C=O$ ga biriktirib olish va polimerlanish reaksiyalari xosdir.

¹⁰³ Raymond Chang "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts. 415-419 betlar.

Ketonlar. Molekularida ikkita uglevodorod radikali bilan bog'lahgan karbonil gruppasi $>C=O$ bo'lgan organik birikmalar *ketonlar* deyiladi.

Ularni uglevodorodlarning ikkilamchi uglerod atomida "ikkita vodorod atomi o'rnini kislorod atrofii olgan hosilalari sifatida qarash mumkin.

Karbonil guruh kuchli qutblangan guruh hisoblanadi. Karbonil birikmalarning kimyoviy xossalari undagi karbonil guruhning qutblanganligi va uning turli nukleofillarni biriktirish qobiliyatiga ega ekanligiga bog'liq bo'ladi. Karbonil guruh α -uglerod atomidagi vodorodning faolligini oshiradi va vodorod hisobiga ko'pgina reaksiyalarni amalga oshirish mumkin.

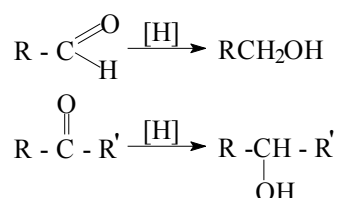
Karbonil birikmalar quyidagi reaksiyalarga kirishadi.

Aldegidlar kuchli ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$) va kuchsiz oksidlovchilar ishtirokida oksidlanib kislotalarni hosil qiladi:

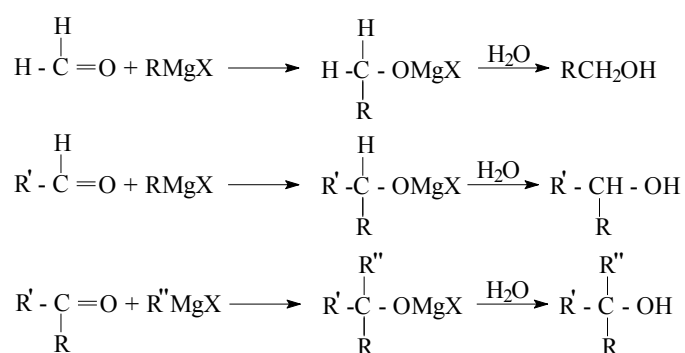


Aldegidlar juda oson oksidlanadi va bu xossalari bilan ketonlardan farq qiladi.

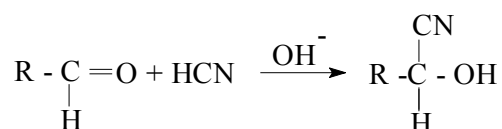
Aldegid va ketonlar $LiAlH_4$ ishtirokida qaytarilib, aldegidlardan birlamchi, ketonlardan esa ikkilamchi spirtlar olinadi:



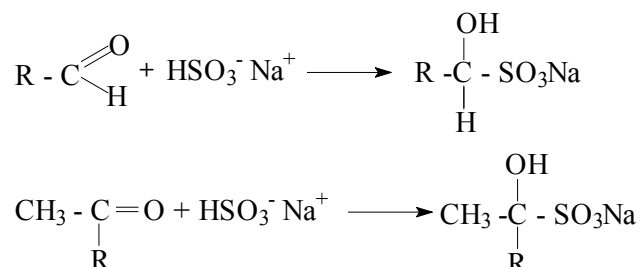
Grinyar reaktivining formaldegidga birikishi natijasida birlamchi spirtlar, boshqa aldegidlardan ikkilamchi, ketonlardan esa uchlamchi spirtlar hosil bo'ladi:



Vodorod sianidning birikishi natijasida oksinitrillar hosil bo‘ladi:

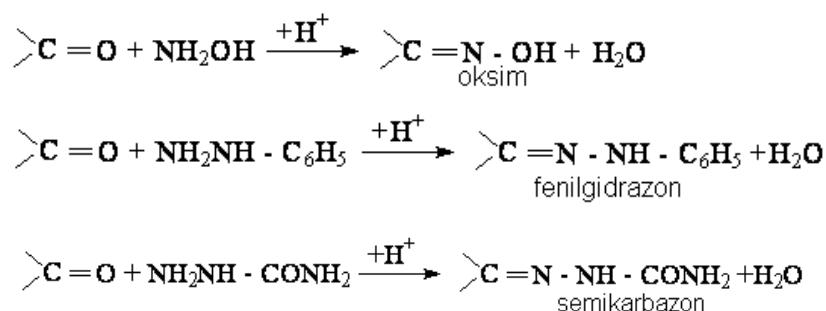


Aldegidlarga va metilalkilketonlarga natriy bisulfit birikadi:

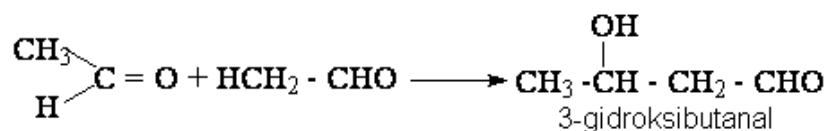


Bu reaksiya natijasida aldegid va ketonlarning bisulfitli birikmalari hosil bo‘ladi.

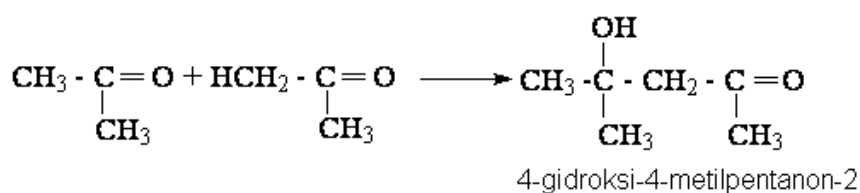
Aldegid va ketonlar gidroksilamin bilan oksim, fenilgidrazin bilan fenilgidrazon, semikarbazid bilan semikarbazon kabi hosilalarni beradi va ular aldegid va ketonlarni identifikatsiya qilishda foydalaniladi:



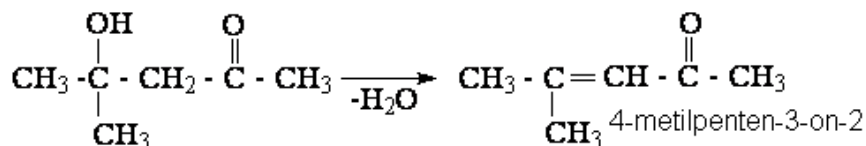
Aldegid va ketonlar ishqoriy va kislotali muhitda aldol kondensatsiyaga kirishadi va gidroksialdegid va gidroksiketonlar hosil bo‘ladi:



Kondensatsiya reaksiyasi α-holatdagi vodorod hisobiga boradi:



Hosil bo'lgan gidroksialdegid va gidroksiketonlardan suv ajraladi va kroton kondensatsiyalanish mahsuloti hosil bo'ladi:



Aldegid va ketonlar xalq xo'jaligining turli sohalarida ishlatiladi. M-n, formaldegid polimerlar olishda (fenolformaldegid smolalar, karbamid smolalar), organik sintezda va tibbiyotda keng qo'llaniladi. Atsetaldegid sirka kislota, butadiyen, pentaeritrit va boshqa muhim birikmalarni olishda ishlatiladi. Atseton kimyo sanoatida erituvchi sifatida keng qo'llanilmoqda.

Efirda yaxshi eriydi. Eng ko'p foydalaniladigan organik etiruvchi yog'lar, smolalar va ko'pchilik boshqa organik moddalarni yaxshi eritadi¹⁰⁴.

Karbon kislotalar. Molekulasida funksional gruppaga bo'lgan birikmalar karbon kislotalar deyiladi.

H-COOH metan kislota, chumoli kislota

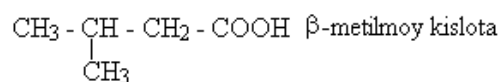
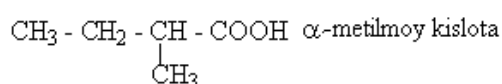
CH₃COOH etan kislota, sirka kislota

CH₃-CH₂COOH propan kislota, propion kislota

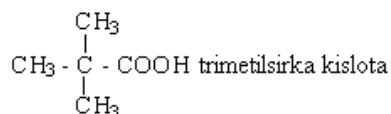
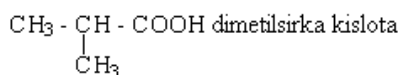
CH₃(CH₂)₂COOH butan kislota, moy kislota

Ammo ko'p kislotalar tarixiy nomda nomlanadi.

Ba'zida tarmoqlangan tuzilishga ega bo'lgan kislotalarni nomlashda α-, β-, γ-, δ harflaridan foydalaniladi:



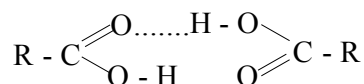
Kislotalarni sirka kislota asosida ham nomlash mumkin. M-n:



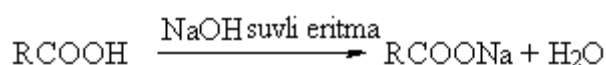
¹⁰⁴ Raymong Chang "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts. 376-377 betlar.

Karbon kislotalarning hammasi - kuchsiz elektrolitlar (HCOOH -oʻrtacha kuchli). Karbon kislotalar mineral kislotalarning barcha xossalari namoyon qiladi.

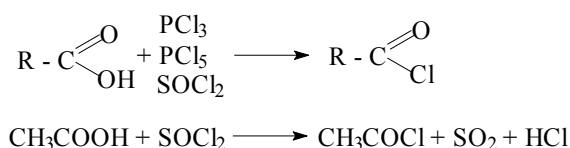
Karbon kislotalar rangsiz suyuq va kristall moddalar. Ularning qaynash haroratlari spirtlarnikidan yuqori. Buning sababi, kislotalar vodorod bogʻining hisobiga dimer hosil qiladi:



Karbon kislotalar ishqorning suvli eritmasi bilan reaksiyaga kirishib tuz hosil qiladi:

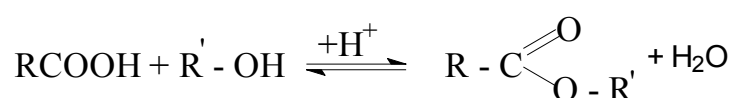


Karbon kislotalar SOCl_2 , PCl_3 yoki PCl_5 bilan reaksiyaga kirishib xlorangidridlarni hosil qiladi:

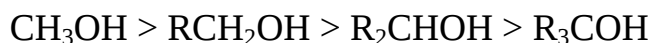


Bu reaksiyada eng qulayi tionilxlorid boʻlib, reaksiya mahsuloti toza chiqadi, sababi SO_2 gaz holida uchib ketadi.

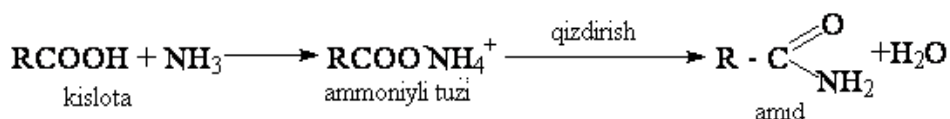
Karbon kislotalardan murakkab efirlar olishda uning OH-guruhi hisobiga reaksiya boradi. Murakkab efir olish reaksiyasini eterifikatsiya reaksiyasi deyiladi:



Eterifikatsiya reaksiyasida spirtlarning va kislotalarning reaksiya qobiliyati quyidagi tartibda pasayadi:



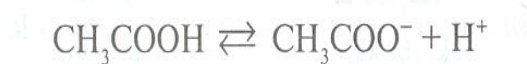
Kislota amidlari kislotalarning ammoniyli tuzlarini qizdirish orqali olinadi:



Sirka kislota

Sirka kislota odatdagi temperaturada- oʻziga xos oʻtkir hidli rangsiz suyuqlik. U $+16,6^{\circ}\text{C}$ dan past temperaturada muzga oʻxshash kristallar holida qotadi, shu sababli muz sirka kislota deyiladi. Sirka kislota suvda istalgan miqdorda eriydi, uning suvdagi 3 — 9% li eritmasi *sirka* deyiladi va ovqatga qoʻshish uchun ishlatiladi. 70 — 80% li sirka kislota *sirka essensiyasi* deyiladi.

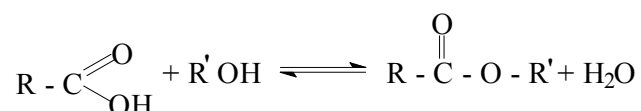
Kimyoviy xossalari. Kimyoviy xossalari jihatidan sirka kislota mineral kislotalarga oʻxshaydi. U suvdagi eritmada ionlarga dissotsilanadi:



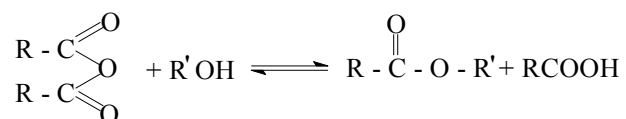
Kislota qoldigʻi CH_3COO^- *asetat-ion* deyiladi. Sirka kislota kuchsiz elektrolitlar qatoriga kirganligi sababli vodorod ionlari va asetat-ionlar kam hosil boʻladi.

Mineral kislotalar kabi sirka kislota ham asoslar, asosli oksidlar va tuzlar bilan reaksiyaga kirishadi, bu reaksiyalardan uning tuzlarini — asetatlarni olishda foydalaniladi.

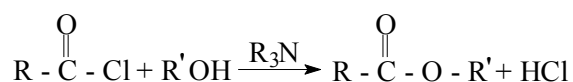
Murakkab efirlar. Eterifikatsiyalash va sovunlanish reaksiyalari. Murakkab efirlarning olinishi. Karbon kislotalar spirtlar bilan oʻzaro taʼsir ettirilganda murakkab efirlar hosil boʻladi. Masalan, sirka kislota bilan etil spirtidan katalizator (konsentrlangan sulfat yoki xlorid kislota) ishtirokida murakkab efir — etilasetat olinadi:



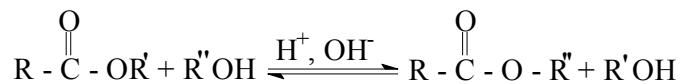
Reaksiya mineral kislota ishtirokida boradi. Murakkab efirlar karbon kislota anhidridlariga spirtlar taʼsir ettirib ham olinadi:



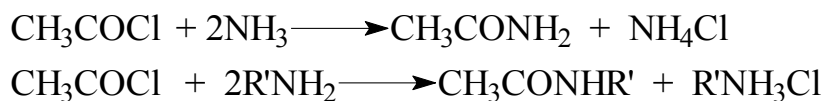
Murakkab efirlar galoidangidridlarga spirtlarni taʼsir ettirish bilan ham olinadi:



Murakkab efirlar qayta efirlash usuli bilan ham olinadi. Reaksiya kislotali yoki ishqoriy muhitda boradi¹⁰⁵:



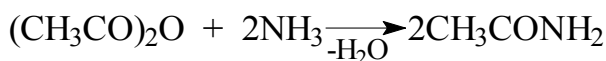
Kislota amidlari atsilxloridlarga ammiak yoki aminlarni ta'sir ettirib olinadi:



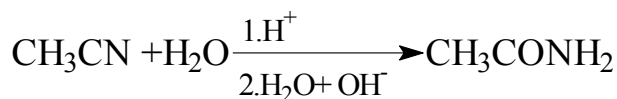
Kislota amidlarini karbon kislotalarga ammiak ta'sir ettirib ham olinadi. Bunda kislotaning ammoniyli tuzi ham bo'ladi va u qizdirilsa kislota amidi va suv hosil bo'ladi:



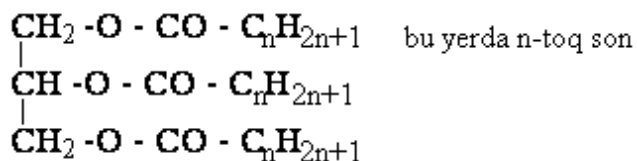
Kislota amidlarini angidridlardan ham olinadi:



Nitrillar gidroliz qilinganda ham kislota amidlari hosil bo'ladi:



Yog'lar glitserin va kislota gomologik qatorining murakkab efirlaridir. Bu murakkab efirlar tarkibidagi kislotalar moy kislotasidan stearin kislotasigacha bo'lishi mumkin. To'yingan yog'larning tuzilishi quyidagicha bo'ladi:



Suyuq yog'larning molekulasida radikal to'yinmagan kislotalarning qoldiqlaridan iborat bo'lib, bittadan uchtagacha qo'sh bog' tutgan bo'ladi. Yog'larni Ni katalizatori ishtirokida qaytarilsa, qattiq holga keladi. Bunga yog'ni qattiq holga keltirish deyiladi va margarin hosil bo'ladi.

¹⁰⁵ Raymong Chang, "GENERAL CHEMISTRY" The Essential Concepts. 378-379 betlar.

Tayanch iboralar: izomeriya, organik moddalar, vitalizm, uglevodorodlar, spirtlar, karbon kislotalar, aromatic uglevodorodlar, oksidlanish, gomolog, oriyentatsiya qoidasi, murakkab efirlar, aldegidlar, kislorodli organik birikmalar.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Organik kimyo fani nimani o‘rganadi? Organik kimyoning fan sifatida shakllanish sabablarini izohlang.
2. A.M.Butlerov yaratgan organik birikmalarning kimyoviy tuzilish nazariyasining printsiplarini bayon qiling.
3. Organik birikmalarni siniflanishini asoslang.
4. Izomeriya deb nimaga aytiladi, misol keltiring?
5. Metan qanday usullar yordamida olinadi?
6. Spirtlar qanday moddalar hisoblanadi?
7. To‘yingan spirtlar qaysi usullarda olinadi?
8. Spirtlarning kimyoviy xossalarida qanday o‘ziga xoslik mavjud?
9. Aldegidlar qanday moddalar?
10. Karbon kislotalarning qanday kimyoviy xossalarini bilasiz?
11. $C_4H_8O_2$ tarkibli murakkab efirlarning izomerlarini yozing va nomlang.
12. Metilatsetat, metilformiat va butilatsetatlarning tuzilish formulalarini yozing.
13. Propion kislotalarning metil efirini oling. Reaksiya mexanizmini yozing.
14. Metilpropionatning kislotali muhitdagi gidroliz reaksiyasi tenglamasini va mexanizmini yozing.
15. Qaysi xlorangidridga ammiak ta’sir ettirilsa butiramid hosil bo‘ladi.

Bob yuzasidan testlar:

1. Organik kimyoning tuzilish nazariyasi kim tomonidan qachon yaratilgan?

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| A. N.D. Zelinskiy, 1856 y | B. A. Kekule, 1865 y |
| C. V.V. Markovnikov, 1860 | D. A. M. Butlerov, 1861 |

2. Organik kimyoning tuzilish nazariyasining hozirgi zamon ta'rifini ko'rsating?

A. Murakkab zarrachaning kimyoviy tabiati uning tarkibiga, kimyoviy elektron va fazoviy tuzilishiga bog'liq.

B. Moddaning kimyoviy xossalari ular molekulasini tarkibiga va kimyoviy tuzilishiga bog'liq.

C. Murakkab zarrachaning kimyoviy tabiati uning tarkibini tashkil etuvchi moddiy zarralarning tabiatiga ularning miqdori va kimyoviy tuzilishi bilan belgilanadi.

D. Barcha javoblar to'g'ri.

3. Tarkibi va molekulyar massasi bir-xil lekin molekullarning tuzilishi turlicha bo'lgan moddalar qanday ataladi?

A. Radikallar B. Gomologlar C. Izomerlar D. Monomerlar.

4. Izobutan va butan bu ikki moddalar o'zaro qanday izomerlar hisoblanadi?

A. Tuzilish izomerlar B. Fazoviy izomerlar

C. Funktsional gruppalar izomerlar D. Konformatsion izomerlar.

5. Kimyoviy xossalari jixatdan o'xshash, tarkibi bir-biridan CH_2 gruppaga farq qiladigan birikmalar qanday ataladi?

A. Izomerlar B. Gomologlar C. Monomerlar D. Radikallar.

6. $\text{CH}_3\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2$ Ushbu kimyoviy reaksiya qaysi jarayonni ifodalaydi?

A. Birikish B. Ajralish C. O'rin olish D. Almashinish.

7. Alkanlarda izomeriya hodisasi qaysi vakildan boshlanadi?

A. CH_4 B. C_2H_6 C. C_3H_8 D. C_4H_{10}

8. $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ umumiy formulasiga ega bo'lgan uglevodorodlar qanday ataladi?

A. Aromatik uglevodorodlar.

B. To'yingan uglevodorodlar.

C. Geterosiklik uglevodorodlar.

D. Karbosiklik uglevodorodlar

VII BOB

KIMYOVIY JARAYONLAR ENERGETIKASI VA YO‘NALISHI

7.1. Kimyoviy jarayonlar energetikasi va ularning yo‘nalishi. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari. Kimyoviy birikmalar hosil bo‘lishi issiqliklari.

Kimyoviy reaksiyalarda energiyaning o‘zgarishi. Kimyoviy jarayonlar ko‘pincha sistemaning ichki energiyasi va entalpiyasi o‘zgarishi bilan boradi. Bu vaqtda issiqlik chiqishi yoki yutilishi mumkin. Issiqlik chiqishi bilan boradigan reaksiya ekzotermik reaksiya, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiya endotermik reaksiya deb ataladi. Masalan tabiiy gaz yonishi natijasida kata energiya ajralib, suv va karbonat angidrid hosil bo‘ladi.

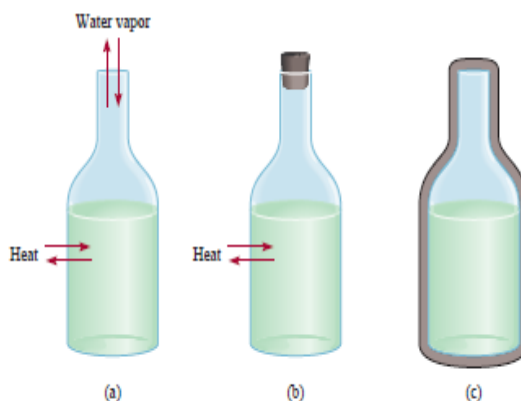
Reaksiya vaqtida issiqlik chiqishidan (yoki yutilishidan) tashqari sistema kengayishi uchun ish bajarishi ham mumkin, masalan, xlorid kislotaga rux ta‘sir ettirib vodorod olishda bu yaqqol ko‘rinadi. Agar reaksiya issiqligi bilinmoqchi bo‘lsa, reaksiya vaktida energiyaning umumiy o‘zgarishi natijasida bajarilgan ish miqdori (yoki ajralib chiqqan elektr energiyasi miqdori) chiqarib tashlanishi kerak. Reaksiya vaqtida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan maksimal issiqlik reaksiyaning **issiqlik effekti** deb ataladi. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik o‘zgarishini o‘rganadigan bo‘limi **termokimyo** deb ataladi. Bu issiqlik o‘zgarmas bosim yoki o‘zgarmas hajmda olinadi¹⁰⁶.

Kimyoviy reaksiyalarga bog‘liq holda energetik o‘zgarishlarni analiz qilish uchun dastlab, biz sistemani aniqlashimiz kerak. Kimyogarlar uchun odatda kimyoviy yoki fizikaviy o‘zgarishlarda qatnashadigan moddalar sistemasi o‘z ichiga oladi. Masalan, tajribada kislota-asosli neytrallanish jarayonini amalga oshirish uchun kimyoviy stakanga 50 ml HCl va 50 ml NaOH qo‘shiladi.

¹⁰⁶ Raymond Chang, General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 172-174- betlar.

Tizimlarning uch turi mavjud. Ochiq tizim odatda, atrofi bilan issiqlik shaklida, massa va energiya almashish mumkin. Misol uchun, bir ochiq tizim 1-shaklda ko'rsatilganidek, ochiq idishda suv miqdori iborat (a) bo'lishi mumkin shakl 1 (b) sifatida, shisha yopish bo'lsa, hech qanday suv bug 'qochib yoki idish ichiga suyuqlikka aylanadi mumkin, shunday qilib, biz energiya (issiqlik) emas, balki massa uzatish imkonini beradi yopiq tizimini yaratish. butunlay xavfsiz holatga idishda suv qo'yib, biz 1-rasm ko'rsatilganidek, massasi yoki energiyasini yo uzatishni imkon bermaydi izolyatsiya tizimi, (c) qurish mumkin (7.1-rasm).

Vodorod bilan kislorodning yonish reaksiyasi issiqlik ajralab chiqadigan reaksiyalardan biri hisoblanadi:



7.1-Rasm. Suvli 3 ta idishda energiyaning o'zgarishi: (a) ochiq sistema (b) yopiq sistema, faqat energiya almashinadi; va (c) vacuum sistemasi hech narsa o'zgarmaydi

Bu reaksiya ekzotermik jarayonga misol bo'ladi. Ajralaib chiqayotgan energiya sistema tomonidan qabul qilinadi.

Endi boshqa bitta reaksiyani, ya'ni simob oksidining :



Bu reaksiya endotermik jarayon bo'lib, unda issiqlik sistemaga beriladi.



7.2-rasm. Gindenburg halokati. Germaniyaning vodorod to'ldirilgan dirijabli 1937 yilda simyog'ochga urilib portlaganligi. 1937 yilda Nyu-Jersi.

Vodorodning kislorodda yonishi ko'p uchraydigan kimyoviy reaksiyalardan bo'lib, unda juda yuqori energiya ajraladi

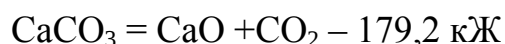
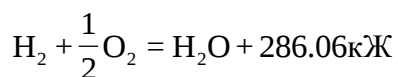


Ekzotermik reaksiyalarda ajralib chiqadigan issiqlikdan kimyoviy ishlab chiqarishda foydalaniladi. Masalan, sulfat angidrid oksidlanganda chiqadigan issiqlikdan issiq almashtirgichlarda dastlabki moddalarni kerakli haroratga (400-450°Cga) cha isitish uchun foydalaniladi; ammiak sintezida ajralib chiqadigan issiqlik sintez kolonkalariga kiradigan vodorod va azotni isitish uchun sarflanadi.

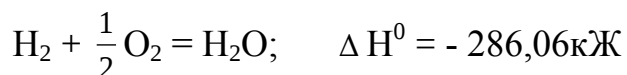
Ayrim reaksiyalarda issiqlik yutiladi bunday reaksiyalar endotermik bo'ladi:

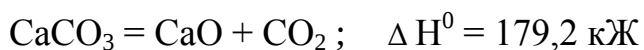


Masalan:



reaktsiyalarning birinchisida issiqlik ajralib chiqadi, ikkinchisida esa issiqlik yutiladi. Bu termokimyoviy ifodalash bo'lsa, termodinamikaviy ifodalash quyidagicha bo'ladi:





Oddiy moddalardan 1 mol murakkab modda hosil bo‘lishida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik shu murakkab moddaning **hosil bo‘lish issiqligi** deyiladi. Issiqlik chiqishi bilan hosil bo‘lgan moddalar odatdagi sharoitda issiqlik yutilishi bilan hosil bo‘lgan moddalarga qaraganda barqarorroq bo‘ladi.

Murakkab moddaning 1 moli oddiy moddalarga ajralganda chiqqan yoki yutilgan issiqlik **ajralish issiqligi** deyiladi. 1 mol modda 300-400 mol erituvchida eriganda ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik **erish issiqligi** deyiladi. Erish issiqligi erigan modda bilan erituvchining nisbiy miqdoriga bog‘lik bo‘ladi. Qattiq modda suvda eritilganda moddaning kristall panjarasi buziladi va bunda energiya sarflanadi. Shu bilan bir vaqtda erigan modda molekulalari erituvchi molekulalari bilan reaksiyaga kirishadi (gidratlanish yoki solvatlanish reaksiyalari), bunda odatda issiqlik ajralib chiqadi, Demak, erish issiqligi kristall panjaraning buzilish issiqligi bilan gidratlanish yoki solvatlanish issiqligining algebraik yig‘indisidan iborat.

Termodinamikaga kirish. Termokimyo termodinamikaning bir qismi bo‘lib, unda asosan issiqlik va turli xil energiyalar bo‘yicha ilmiy tadqiqot yo‘nalishi hisoblanadi. Termodinamika qonunlari jarayonlar yo‘nalishi va energiyani tushinishda kerakli maslahatlar beradi.

Termodinamikaning 1-qonuni. Termodinamikaning **birinchi qonuni** energiyaning saqlanish qonuniga asoslangan bo‘lib, energiya bir holatdan ikkinchi holatga o‘tishi mumkin ammo yo‘qolib ketmaydi. U issiqlik effekti bilan sistema ichki energiyasining yoki entalpiyaning o‘zgarishi orasidagi munosabatni aniqlashga imkon beradi. O‘zgarmas hajmda boradigan, ya‘ni izoxorik jarayonlar uchun¹⁰⁷

$$Q_v = - \Delta U$$

Ya‘ni bunday jarayonlarning issiqlik effekti sistema ichki energiyasining kamayishiga teng. Izobarik jarayonlar uchun esa

¹⁰⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 174-176- betlar.

$$Q_p = - \Delta H$$

ya'ni o'zgarmas bosimda boradigan jarayonlarning issiqlik effekti sistema entalpiyasining kamayishiga teng. U va H ning o'zgarishi sistema bosib o'tgan yo'lga bog'lik bo'lmaganligi uchun o'zgarmas bosim va hajmda boradigan jarayonlarning issiqlik effekti ham sistema bosib o'tgan yo'lga bog'liq emas va uning qiymati sistemaning boshlang'ich hamda oxirgi holatlari bilan belgilanadi.

Kimyoviy reaksiyalarda energiyaning aylanishi. Kimyoviy reaksiyalar energiya chiqishi yoki energiya yutilishi bilan boradi. Ko'pincha bu energiya issiqlik holida ajraladi yoki yutiladi.

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

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

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

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

Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini o'rganuvchi soha termokimyo deb ataladi. Agar reaksiya o'zgarmas bosimda olib borilsa, ajralib chiqqan yoki

yutilgan issiqlik reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti deb ataladi va Q_p bilan belgilanadi. Reaksiya o'zgarmas hajmda olib borilganda esa uning issiqlik effekti Q_v bilan belgilanadi va u reaksiyaning o'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti deb yuritiladi.

2. Termodinamikaning asosiy qonunlari – ish, issiqlik, temperatura. Shular asosida termodinamika vujudga kelib, u issiqlikning ishga, ishning esa issiqlikka o'tish jarayonini o'rganadi. Bu aylanma jarayonga temperatura ta'sir qiladi shuning uchun nazariy mashina yaratmoqchi bo'ladi, bunda teplota - issiqlikgacha aylanishi kerak. grekcha terme – issiqlik, dynamis – ish. oldin mashinaga tadbqiqilingan termodinamika keyin kimyoviy reaksiyalarda ham kuzatila boshladi.

Masalan: qantning suvdagi eritmasini suv bilan suyultirganda. Shuning uchun kimyoviy termodinamika vujudga keldi, ana shu o'tish qonunlari termodinamika qonunlari hisoblanib, ular taraqqiyot rivojlanishini va muvozanatini o'rganadi.

Termodinamika – gazlar, suyuqliklar, qattiq moddalar, magnit va elektrik hodisalarda, ammiak sintez qilishda, grafitdan olmos olishda ishlatiladi.

1. Ish – bajarish – ma'lum bir qarshilikni yengib o'tishdir. Frantsuz matematigi Ponsele 1826 yilda fanga shu terminni kiritdi. Karshilikni harakat bilan yengadi shuning uchun ish deb tartibli harakatni bir-biridan ikkinchisiga ma'lum bir qarshilikni yengib o'tkazishga aytiladi.

Shu bajarishda biri – termodinamik (yopiq sistema) sistema bo'lib, unga tashqaridan ham boshqa modda kiritmay va undan ham chiqmaydi.

2. Ish manbai.

3. Ishning o'lchovi – kuchi.

4. Har bir termodinamik sistemada sistemaning xossalari bo'ladi. Masalan: N ni olsak unda bosim, temperatura, zichlik, sindirish ko'rsatkichi, qovishqoqlik, issiqlik o'tkazuvchanlik, elektr o'tkazuvchanlik va x.k. lar ta'sir qiladi.

Temperatura – intensiv xususiyat. Termoskok Galeleya –qizdirganda suvning sathi yuqoriga ko'tariladi, bunda temperatura o'zgaradi bu termodinamikaning boshlanishi edi.

Termoskokning yaratilishi termodinamikaning to'rtinchi qonunidan biri – termodinamik muvozanat qonunidir. Termometrning yaratilishi shu qonunga asoslanadi. Agar ha xil issiqlikdagi moddalarni bir xonaga qoysak ularning temperaturasi tenglashadi. Plank-ikki modda bir-biri bilan termik muvozanatda bo'lsa uchinchi bilan ham albatta termik muvozanatda bo'ladi.

Suyuqlik termotetri – spirt, simob, havoli. Torichelli 1689 yilda barometr yaratdi.

Birinchi bo'lib ingliz filosofi Bekon temirni qattiq o'rsa sovuq temirdon olov va issiq chiqadi demak jismning ichki harakatida issiqlik chiqadi bu gepoteza issiqlikning mexanik nazariyasidir. Bu 2 la gipteza ham issiqlik sistemaning xossasi deyiladi va issiqlik sistemaning boshlang'ich va oxirgi holatiga bog'liq bo'ladi, uning bosib o'tgan yo'liga bog'liq emas deyiladi.

XIX – asrga kelib bu nazariya noto'g'ri deb topildi. Issiqlik va ish bir-biriga bog'liq agar bir moddaga issiqlik bersak unda temperatura oshadi. Suvni temperaturasini 10^0C ga oshirsak kaloriya deyiladi. $1 \text{ kal} * \text{grad}$ – birinchi – 1 suvning issiqlik sig'imidir. Shuni amalga oshirish chun qancha ish bajarish kerak. ularning ekvivalentini Djoul aniqlab: $1 \text{ kal} = 4,1840 \text{ Dj}$.

$1 \text{ Djoul} = / \text{ volt} * \text{kulon} = 1 \text{ volt} * \text{sekund}$. Ish shunga teng.

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

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

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

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

$$F = P \cdot S$$

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

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

kelib chiqadi. Bunga termodinamikaning birinchi qonuni tadbiq etilsa, va

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

ekanligi nazarga olinsa

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

bo'ladi. Bu ifodani yana quyidagicha yozish mumkin:

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

Agar $U + PV$ ni H bilan belgilasak,

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

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

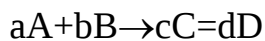
Reaksiyalarning issiqlik effektlari hosil bo'ladigan moddaning 1 moliga nisbatan hisoblanadi. Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning hosil bo'lish issiqligi deyiladi.

Termodinamika qoidasiga muvofiq esa reaksiya vaqtida issiqlik ajralib chiqsa, issiqlik efektini manfiy (–) ishora bilan, issiqlik yutilsa musbat (+) ishora bilan ko'rsatiladi. Reaksiyaning issiqlik effekti ΔH uning termokimyoviy issiqlik effekti Q_p ning manfiy ishora bilan olingan qiymatiga tengdir:

$$\Delta H = - Q_p$$

Gess qonunlari. Entalpiya va entropiya haqida tushuncha. Izobar-izotermik potensial

Sistemada entropiyaning o'zgarishi. ΔS_{univ} hisoblashda ΔS_{sys} va ΔS_{surr} ni bilishimiz shart. Buning uchun dastlab, ΔS_{sys} haqida to'xtalamiz. Sistema quyidagi reaksiyadan iborat deb hisoblasak:

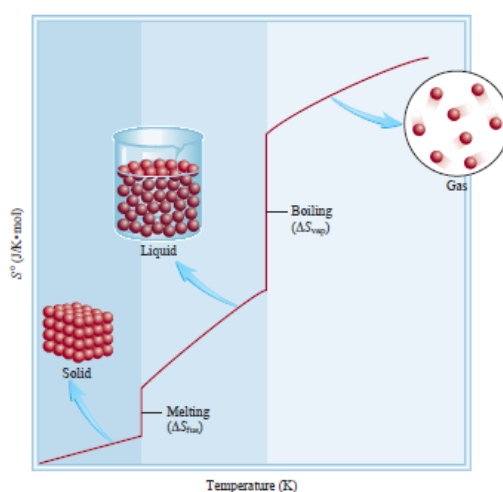


7.3-rasmda keltirganidek, reaksiyaning standart entropiyasi $\Delta S_{\text{mahsulotlar}}$ va reagentlar entropiyasi orasidagi farqga asosan aniqlanadi:

$$\Delta S_{\text{rxn}} = [cS^\circ(\text{C}) + dS^\circ(\text{D})] - [aS^\circ(\text{A}) + bS^\circ(\text{B})]$$

yoki, umuman aytganda reaksiya mahsulotlari yig'idisida dastlabki mahsulotlar yig'indisining ayirmasi yordamida topiladi¹⁰⁸,

$$\Delta S_{\text{rxn}} = \sum nS^\circ(\text{products}) - \sum mS^\circ(\text{reactants})$$



7.3-Rasm. Harorat oshishi bilan moddalar entropiyasining oshishi

Kimyoviy reaksiyalarning yo‘nalishi. Ma’lum sharoitlarda har bir kimyoviy reaksiya ma’lum yo‘nalishda o‘z-o‘zicha boradi. Tabiiy jarayonlarning sodir bo‘lishida ikki kuch ta’sir etishi mumkin:

1) har qanday sistema o‘zining energiya zapasini kamaytirishga, ya’ni jarayon davomida issiqlik chiqarishga intiladi. Bunday jarayonda entalpiya o‘zgarishi manfiy ($\Delta H < 0$) bo‘ladi;

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

¹⁰⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 613-622 betlar.

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

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

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

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

Agar biror jarayon borishi mumkin bo'lsa, unda ΔG ning o'zgarishi noldan kichik bo'ladi: $\Delta G < 0$. Demak, reaksiya mobaynida G ning qiymati kamayadigan jarayon-largina o'z-o'zidan sodir bo'lishi mumkin. Ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmagan jarayonlar uchun: $\Delta G > 0$ dir. Gibbs energiyasi (izobar potentsiali) tenglamasi $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ bo'ladi.

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

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

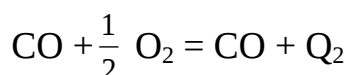
1) ΔH ham, $T\Delta S$ reaksiyaning borishiga yordam beradi: buning uchun $\Delta H < 0$ va $\Delta S > 0$ bo'lishi kerak. Bunda asosiy vazifani entalpiya bajaradi.

2) Reaksiyaning borishiga faqat ΔH yordam beradi. Bu holda ΔH katta

manfiy qiymatga ega bo'ladi: $\Delta H < 0$.

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

Gess qonuni. Reaksiya issiqlik effektining jarayon bosib o'tgan yo'lga bog'liq emasligini 1836 yilda Rossiya olimi G.I.Gess tajribada aniklagan. Gess qonuniga ko'ra, kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning boshlang'ich va oxirgi holatlarigagina bog'lik, lekin boshlang'ich holatdan oxirgi holatga qanday yo'l bilan o'tilganiga bog'lik emas. Masalan, uglerod kislorodda yondirilganda karbonat angidrid ikki xil yo'l bilan hosil bo'lishi mumkin¹⁰⁹:

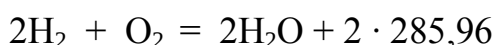


Gess qonuniga ko'ra $Q = Q_1 + Q_2$.

Moddalar o'zaro reaksiyaga kirishib boshqa moddalarga aylanishida qancha issiqlik chiqishi yoki yutilishini aniqlash uchun Gess qonuniga ko'ra, boshlang'ich va oxirgi moddalarning hosil bo'lish issiqligini bilish kerak. Masalan:



Reaksiyada moddalarning elementlardan hosil bo'lish issiqliklari quyidagicha:



Reaksiyaning issiqlik effekti :

$$Q = Q_{\text{CO}_2} + Q_{\text{H}_2\text{O}} - Q_{\text{CH}_4} = 890,951 \text{ kJ}$$

Demak, **Gess qonuniga ko'ra**, reaksiyaning issiqlik effekti reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi bilan dastlabki moddalarning hosil bo'lish issiqliklari yig'indisi orasidagi ayirmaga teng.

¹⁰⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 622-626 betlar.
279

Izobar - izotermik potentsial haqida tushuncha. Kimyoviy reaksiyalar sodir buladigan paytda bir vaktning uzida sistemaning entalpiyasi va entropiyasi uzgaradi. Ana shu ikki effektlarning yigindisi sistema (reaktsiya) ning Gibbs energiyasi deyiladi. Bu paytda sistemaning temperaturasi va bosimi uzgarmas bulgani uchun Gibbs energiyasini boshkacha kilib sistema izobar- izotermik potentsialining uzgarishi xam deyialadi va ΔG xolida belgilanadi , uning ulchov birligi - kj/mol, kkal /mol, "1 mol" moddaning stanadart sharoitda xosil bulishida reaksiya izobar- izotermik potentsialining uzgarishi shu moddaning standart xosil bulish izobar-izotermik potentsiali uzgarishi deyiladi va $\Delta G^{x.b.}_{298}$ yoki ΔG_{298} kurinishda yeziladi. Ayrim moddalarning $\Delta G^{x.b.}_{298}$ qiymati jadvalda berilgan.

Har qanday kimyoviy reaksiya izobar-izotermik potentsialining o'zgarishi - $\Delta G_{298 \text{ x.r.}}$ quyidagi formula yordamida hisoblanadi:

$$\Delta G_{298(x.r.)} = \sum \Delta G^{x.b.}_{298 \text{ (maxsulot)}} - \sum \Delta G^{x.b.}_{298(dast.modda)}$$

Bunda: $\sum \Delta G^{x.b.}_{298 \text{ (maxsulot)}}$ reaksiya natijasida hosil buo'lgan moddalar standart izobar-izotermik potentsiallari uzgarishining yigindisi, kj/ mol.

$\Delta G^{x.b.}_{298(dast.modda)}$ reaksiyaga kirishaetgan moddalar standart izobar-izotermik potentsiallari uzgarishining yigindisi, kj/ mol.

Umuman sistemaning temperaturasi (T), entalpiya uzgarishi (ΔH) entropiya uzgarishi (ΔS) hamda izobar-izotermik potentsiali uzgarishi ΔG urtasida kuyidagi boglanish mavjud:

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

Izobar- izotermik potentsialning kiymatiga karab standart sharoitda reaksiyaalarning borish bormasligi va reaksiyaning yunalishi tugrisida xulosa kilinadi.

a) Agar kimyoviy reaksiya izobar-izotermik potentsiali o'zgarishining qiymati $\Delta G_{298(x.r.)} > 0$, ya'ni musbat bo'lsa, bu reaksiyalar standart sharoitda o'z-o'zidan bormaydi;

b) agar $\Delta G_{298(x.r.)} < 0$ ya'ni manfiy bo'lsa bu reaksiyalarni standart sharoitda o'z-o'zidan boradi.

v) Agar $\Delta G_{298} = 0$ bo'lsa, bunda sistema kimyoviy muvozanat holida bo'ladi. Muvozanatni zarur reaksiya boradigan tomonga yunaltirish uchun sistema parametrlari R , T , S , V larni o'zgartirish kerak bo'ladi. Umuman termodinamik kattaliklarni bilish, texnologik jarayonlarni boshqarishni urgatib, u yoki bu jarayonlar borishini asoslab beruvchi fundamental tushunchalardir.

Tayanch iboralar: Termokimyo, hosil bo'lish issiqligi, ekzotermik va endotermik reaksiyalar, entalpiya, entropiya, Gess qonuni, izobar-izotermik potensial.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Termokimyoda nimalar o'rganiladi?
2. Reaksiyaning hosil bo'lish issiqligi deganda nimani tushunish kerak?
3. Ekzotermik va endotermik reaksiyalarning farqi nimada bo'ladi?
4. Entalpiya bilan issiqlik miqdorida qanda bog'liqlik mavjud?
5. Entropiyaning oshishi va kamayishi nimalarga bog'liq?
6. Termodinamikaning qaysi muhim qonunlari mavjud?
7. Termodinamika qonunlarinig qanday imkoniyatlari mavjud?
8. Gess qonunining mohiyati namdan iborat?
9. Reaksiyaning issiqlik effektining qanday o'ziga xosligi mavjud?
10. Izobar-izotermik potensial qanday omillarga bog'liq bo'ladi?

Bob yuzasidan testlar:

1. ΔH nimani ifodalaydi?

A. Entalpiya B. Entropiya C. Issiqlik effekti D. Tartibsizlik

2. $\Delta H = \Sigma \Delta H_{\text{maks}} - \Sigma \Delta H_{\text{dast.mod}}$ bu formula nimani ifodalaydi?

A. Issiqlik effekti B. Entropiya C. Tartibsizlik D. Issiqlik miqdori

3. Sistemada zarrachalarning "tartibsizlik" holatini miqdoriy tavsifi sifatida kiritilgan tushuncha-bu:

A. Entropiya B. Entalpiya. C. Issiqlik effekti. D. Massa defekti

4. Sistemada zarrachalarning "issiqlik sig'imi" holatini miqdoriy tavsifi sifatida kiritilgan tushuncha-bu:

A. Entropiya B. Entalpiya. C. Issiqlik effekti. D. Massa defekti

VIII BOB

KIMYOVIY KINETIKA HAMDA TERMODINAMIK QONUNLAR

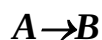
8.1. Kimyoviy kinetika va uning kimyoviy reaksiyalardagi ahamiyati. Kimyoviy reaksiya tezligi. Massalar ta'siri qonuni.

Kimyoning reaksiyalar tezligini o'rganuvchi bo'limi kimyoviy kinetika deb ataladi. Bu yerdagi "kinetika" terminini harakat yoki o'zgarish deb taxmin qilish mumkin. Bizga ma'lumki, kinetic energiya ob'yektning harakatiga qarab aniqlanadi. Bu yerda esa kinetika ma'lum vaqt oralig'ida moddalar konsentratsiyaning o'zgarishi bilan belgilanadai va u reaksiya tezligi deb ataladi (M/s)¹¹⁰.

Har qanday reaksiya umumiy holatda quyidagicha bo'lishini bilamiz:



Ushbu tenglama biror dastlabki moddalarning o'zaro ta'sirlashishi natijasida yangi mahsulotlar hosil bo'lishini ko'rsatadi. Reaksiya natijasida reagentlar konsentratsiyasining oshishi yoki kamayishi haqida xulosa chiqarishga yordam beradi. 8.1-rasmda oddiy reaksiyaning amalga oshishi ko'rsatilgan bo'lib, unda A moddadan B modda hosil bo'ladi. (masalan, *sis*-1,2-dixloroetilendan *trans*-1,2-dixloroetilen hosil bo'lishi ko'rsatilgan):

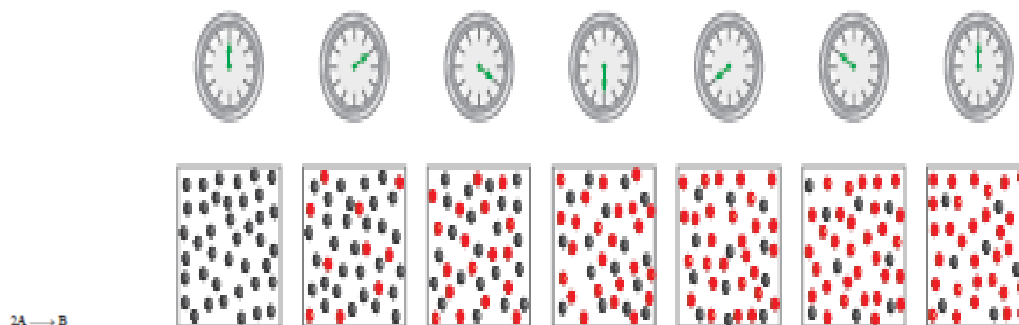


Rasmda A molekuladan B molekula hosil bo'lishida A molekula zarrachalari sonining kamayishi bilan B modda molekulalari sonining oshib borishini ko'rish mumkin. Umuman olganda vaqtga bog'liq holda konsentratsiyaning o'zgarishi reaksiyaning tezligi haqida fikr yuritishga asos bo'ladi. Shunday qilib, yuqorida keltirilgan reaksiya uchun reaksiya tezligini quyidagicha ifodalashimiz mumkin:

$$\text{rate} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{or} \quad \text{rate} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

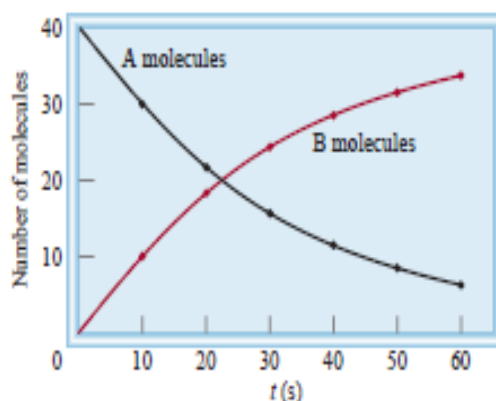
¹¹⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 455- bet.

qaysiki $\Delta[A]$ va $\Delta[B]$ Δt vaqt oralig'ida molyar konsentratsiyaning o'zgarishini ifodalaydi.



8.1-rasm. $A \rightarrow B$. 10 ta bosqichda reaksiyaning borishi 60 sekundda. Dastlab faqat A molekulalar (kulran shariklar) vaqt o'tishi bilan B molekulalar hosil bo'ladi (qizil shariklar).

Chunki ma'lum vaqt oralig'ida A modda konsentratsiyasi pasayganligi uchun, $\Delta[A]$ qiymati teskari ishorani beradi. Reaksiya tezligi doimo musbat bo'lishi kerak, shunga ko'ra – ishora formulada keltiriladi¹¹¹.



8.2-rasm. $A \rightarrow B$ 10-s davomida reaksiya tezligining oshishi-A va pasayishi-B.

Nisbatan murakkabroq bo'lgan reaksiyalar uchun tezlik tenglamasini keltirishda ehtiyot bo'lish talab etiladi. Masalan, quyidagi reaksiyada ko'ramiz:



¹¹¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 456- bet.

Ushbu reaksiyada 2 mol A modddadan 1 mol B modda hosil bo‘lyapti. Bunda, go‘yoki yarimi yo‘qolib ketayotgandek ko‘rinadi. Shunga asoslanib, reaksiya tezligini quyidagicha yozamiz:

$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{or} \quad \text{rate} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Quyidagi reaksiya uchun



Reaksiya tezligi quyidagicha tenglama bilan berilgan:

$$\text{rate} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

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

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

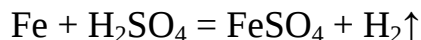
Bir xil fazadan tashkil topgan sistema gomogen, har-xil sistemalardan tashkil topgan sistemaga geterogen sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlardan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga **faza** deb ataladi. Gomogen sistemaga misol qilib hohlagan gazlar aralashmasini, masalan, azot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

Gomogen sistemada reaksiya sistemaning butun hajmi bo‘yicha ketadi. Masalan, sulfat kislotaga natriy tiosulfat eritmasi aralashtirilsa, butun hajmi

bo'yicha oltingugurt hosil bo'lib, eritmaning loyqalanishi kuzatiladi:



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



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

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

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

Geterogen reaksiyaning tezligi

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

shaklda ifodalanadi.

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

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

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

demak,

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

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 mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Kimyoviy reaksiyalardan amalda foydalanilganda reaksiyalarning turli sharoitlarda qanday tezlikda borishi, reaksiyaning istalgan tezligiga erishish uchun sharoitni qanday o'zgartirish kerakligini bilish muhimdir. Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, ularning konsentratsiyalariga, haroratga, katalizator va boshqa faktorlarga bog'liq.

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

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

$$A + B = C$$

reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

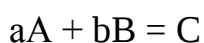
$$v = K[A] \cdot [B]$$

v– reaksiyaning tezligi; [A],[B]– reaksiyaga kirishayotgan moddaning mol/l bilan

ifodalangan kontsenratsiyasi; K – tezlik konstantasi.

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

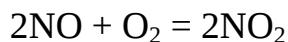
Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan yuqori songa teng bo'lsa, bu sonlar reaksiya tezligining matematik ifodasidagi konsentratsiyalar darajasiga qo'yiladi, masalan:



reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha ifodalanadi:

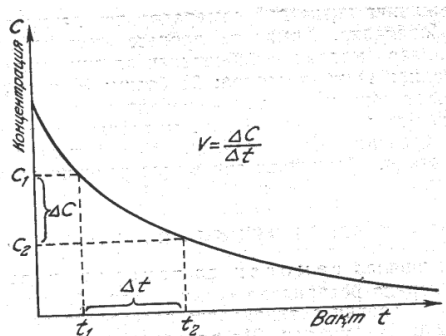
$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$

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



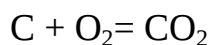
shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

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



8.3-Rasm. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasining vaqtga bog'liqligi.

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



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

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

bundan

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

Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi. Zanjir reaksiyalari haqida tushuncha. Aktivlanish energiyasi.

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

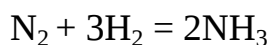
Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekulalar soni ortadi va reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti bilan xarakterlanadi. Harorat har 10°C ga o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti deb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

$$v_t = v^0 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

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

Reaksiyaning harorat ko'effitsiyenti har xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun **2 va 4** oralig'ida bo'ladi. Harorat ko'effitsiyenti 2,9 ga teng bo'lsa, haroratni 100°C ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi 2,9¹⁰ marta, ya'ni 50000 marta ortadi. Har xil reaksiyalarning aktivlik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning aktivlik energiyasi kam ba'zilarniki esa yuqoridir. Agar aktivlik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan kam) bo'lsa, reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarralari o'rtasidagi to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalarning tezligi yuqori bo'ladi. Misol sifatida eritmadagi ionlar o'rtasidagi reaksiyalarni olish mumkin. Tajribaning ko'rsatishicha bunday reaksiyalar bir daqiqada boradi, ya'ni tezlik bir daqiqaga teng.

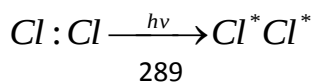
Agar aktivlik energiyasi juda yuqori (120 kJ/mol dan yuqori) bo'lsa, to'qnashuvlarning juda kam qismida reaksiya sodir bo'ladi. Demak, bunday reaksiyalarning tezligi juda kichikdir. Yuqori aktivlik energiyasiga ega bo'lgan reaksiyalarga misol qilib ammiak sintezi reaksiyasini olish mumkin:



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

Zanjir reaksiyalari haqida tushuncha. Biror aktiv markaz hosil bo'lib, bu aktiv markaz reaksiyaga kirishuvchi moddalarni o'zaro ta'sirini bir-biriga uzatilishi bilan boruvchi reaksiyalardir. Misol sifatida HCl sintezini ko'rib chiqaylik:

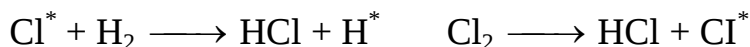
Reaksiyaning umumiy tenglamasi: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$. Reaksiya borishi uchun H_2 va Cl_2 gazlari aralashmasiga ultra binafsha nuri, quyosh nuri, yonib turgan magniy metali ta'sir ettirilsa buldi, bunda xlor molekulasidan Cl^* radikallari hosil bo'ladi:



Hosil bo'lgan Cl^* - atom radikallari vodorod molekulasiga ta'sir etadi:

$\text{Cl}^* + \text{H}-\text{N} = \text{HCl} + \text{H}^*$ ($E_{\text{akt}} = 24 \text{ kJ/mol}$). Shu bilan zanjir reaksiya boshlanib, N^* - atom radikali Cl - molekulasiga ta'sir etadi:

$\text{H}^* + \text{Cl}-\text{Cl} = \text{HCl} + \text{Cl}^*$ ($E_{\text{akt}} = 8 \text{ kJ/mol}$). Shu tartibda reaksiya davom etaveradi:



Zanjirning uzunligi bir necha yuz ming birlikkacha boradi. Hosil bo'lgan radikallarning o'zaro to'qnashuvlari:



zanjirning uzilishiga sabab bo'ladi. Reaksiya sekinlashadi va to'xtaydi. Buni zanjirning rekombinatsiyasi deyiladi.

Zanjir reaksiyalar keng tarqalgan reaksiyalar jumlasiga kiradi. Gazlarda boradigan yonish reaksiyalari, kreking reaksiyalari, to'yinmagan uglevodorodlarning polimerlanish reaksiyalari zanjir reaksiyalaridir. Atomning ichki energiyasidan foydalanishda ham zanjir reaksiyalar katta o'rin tutadi.

Kimyoviy reaksiyaning aktivlanish energiyasi. Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Agar molekulalar orasida bo'ladigan har qaysi to'qnashish natijasida kimyoviy reaksiya borsa, reaksiyalar juda tez sodir bo'lishi kerak edi.

Bularning hammasini e'tiborga olib, massalar ta'siri qonuniga qo'shimcha sifatida, **aktivlanish nazariyasi** deb ataladigan nazariya kiritildi. Bu nazariyaga binoan, molekulalar orasida bo'ladigan barcha to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiya vujudga kelavermaydi, faqat ortiqcha energiyaga ega bo'lgan aktiv molekulalar orasidagi to'qnashuvlar reaksiyani vujudga keltiradi. Bu nazariyani D.V.Alekseyev va boshqa olimlar rivojlantirdilar¹¹².

Demak, har qaysi to'qnashuv natijasida reaksiya boravermaydi, faqat aktiv molekulalar orasidagi to'qnashuvlar natijada reaksiya sodir bo'ladi. Chunki ikki zarracha o'zaro to'qnashganda kimyoviy reaksiya ro'y berishi uchun bu

¹¹² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 480-482- betlar.

zarrachalar orasidagi masofa elektron bulutlar bir-birini qoplaydigan darajada kichik bo'lishi kerak. Shu vaqtdagina elektronlarning bir modddan ikkinchi moddaga o'tishi yoki qayta guruhlanishi va natijada yangi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Ammo zarrachalar bir-biriga bunchalik yaqin masofaga kelishiga ikkala zarrachadagi elektron pog'onalarining o'zaro itarilish kuchlari halaqit beradi. Bu itarilish kuchlarini katta energiyaga ega bo'lgan **aktiv zarrachalargina** engina oladi. Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun energiya talab qilinadi. Passiv zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun ularga berilishi zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi K.J.mol⁻¹ yoki EV hisobida ifodalanadi. Uning son qiymati aktiv molekulalar bilan dastlabki moddalar o'rtacha energiya qiymatlari orasidagi ayirmaga teng. Masalan, $2\text{HJ} \rightarrow \text{H}_2 + \text{J}_2$ reaksiyaning aktivlanish energiyasi 188 kJ · mol⁻¹ ga teng; $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightarrow 2\text{HJ}$ reaksiyaning aktivlanish energiyasi esa 168 kJ.mol⁻¹ dir. Reaksiyaning aktivlanish energiyasi qanchalik katta bo'lsa, reaksiya shunchalik sekin boradi. Aktivlanish energiyasi reaksiyada ishtirok etadigan moddalarning tabiatiga bog'liq:

a) agar reaksiyada ishtirok etadigan ikkala modda ham molekulalardan tashkil topgan bo'lsa, bunday reaksiya uchun aktivlanish energiyasi 80-250 kJ.mol⁻¹ chamasi bo'ladi.

b) agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning ikkalasi qarama-qarshi zaryadli ionlar bo'lsa, aktivlanish energiyasi 0-18 kJ.mol⁻¹ bo'ladi.

v) erkin radikallar ishtirokida boradigan reaksiyalarda aktivlanish energiyasi 0-9 kJ.mol⁻¹ chamasi bo'ladi.

Kataliz. Kataliz va uning turlari. Katalizning sanoatda qo'llanilishi. Reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin reaksiya natijasida kimyoviy jihatdan o'zgarmaydigan moddalar katalizatorlar deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida reaksiya tezligining o'zgarish hodisasi **kataliz** deb ataladi. Katalizatorlar ishtirokida boradigan reaksiyalar katalitik reaksiyalar deb aytiladi.

Kataliz jarayoniga laboratoriyada kislorod olish uchun kaliy xloratdan



foydalaniladi¹¹³

Keyingi reaksiya aniq tezlik konstantasi va aktivlanish energiyasiga E_a ega bo'ladi:



Katalizator ishtirokida boradigan reaksiyada K_c tezlik konstantasi o'zgarmas bo'ladi:



Katalizatorni aniqlash bo'yicha, quyidagicha bo'ladi:

$$\text{rate}_{\text{catalyzed}} > \text{rate}_{\text{uncatalyzed}}$$

Geterogen kataliz. Reaksiyada olingan moddalar va katalizator har xil muhitda bo'lsa bunday bunday jarayonlar geterogen kataliz deyiladi. Geterogen katalizdan kimyo sanoatida keng foydalaniladi. Hozirgi vaqtda kimyo sanoatida ishlab chiqarilayotgan mahsulotlarning asosiy ko'pchiligi geterogen kataliz yordamida olinadi.

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

Gaber usulida ammiak sintezi. Ammiak anorganik kimyoda qimmatbaho birikmalardan biri bo'lib, portlovchi moddalar va mineral o'g'itlar olishda qo'llaniladi. Ammiak asosan azot va vodoroddan olinadi. Suv bilan karbid ta'siridan esa vodorod olish mumkin:



Vodorod ham neftni qayta ishlashda qo'shimcha mahsulot sifatida ajraladi.

¹¹³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 482-486- betlar.

N_2 va H_2 dan NH_3 hosil bo'lish reaksiyasi ekzotermik jarayon:



Ushbu reaksiya xona haroratida juda sekin boradi. Agar reaksiya yaxshi borishi kerak bo'lsa reaksiyaning tezligi yetarli darajada bo'lishi shart. Ammo harorat ko'tarilsa NH_3 parchalanib ketishi kuzatiladi.

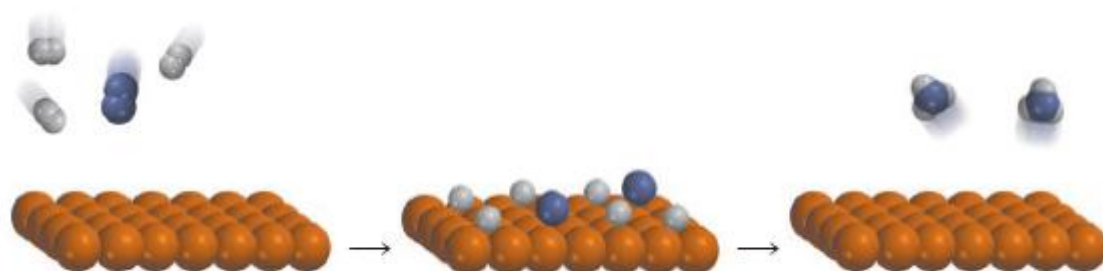
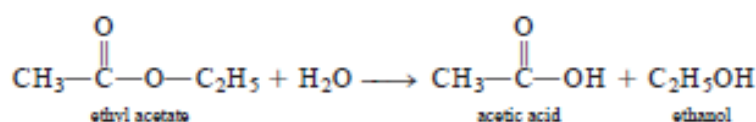


Figure 14.21

4-rasm. Ammiak sintezidagi kataliz jarayoni¹¹⁴(482- bet)

Shuning uchun unumni oshirish maqsadida katalizator qo'llash yaxshi samara beradi.

Gomogen kataliz jarayoni. Gomogen kataliz jarayonida reagentlar va katalizatorlarning fazasi bir xil bo'ladi. Gomogen kataliz jarayoni uchun kislota va asoslarning ta'sirlashish reaksiyasi suyuq eritmalarda muhim holatlardan biridir. Masalan, etilatsetatning suv bilan ta'sirlashish reaksiyasi natijasida uksus kislota va etanol hosil bo'lishi juda sekin boradi:



Katalizator qo'llanilmaganda reaksiya tezligi tenglamasi quyidagicha ifodalanadi:

$$\text{rate} = k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]$$

Biroq, yuqoridagi reaksiyada xlorid kislota katalizator rolini bajarishi natijazida kuchayadi:

$$\text{rate} = k_d[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}^+]$$

¹¹⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 482- bet.

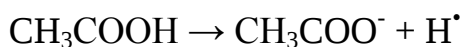
Kimyo sanoatida katalizatorlar keng miqyosda qo'llaniladi. Katalizatorlar ta'sirida reaksiyalar million va undan ko'p marta tezlashishi mumkin. Kataliz **gomogen** va **geterogen kataliz**ga bo'linadi.

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.

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

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

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



Hosil bo'lgan protonlar gidroliz reaksiyasini tezlashtiradi.

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

Katalitik jarayonlarning muhim xususiyatlari quyidagilardan iborat:

1. Katalizator juda oz miqdorda bo'lganda ham reaksiya tezligini hiylagina o'zgartiradi:

2. Katalizator reaksiyada ishtirok etganida kimyoviy **muvozanatni siljitmaydi**, lekin u muvozanat holatining qaror topish tezligini oshiradi:

3. Har qaysi katalizator ma'lum bir reaksiyani yoki bir necha reaksiyalarni tezlatadi (suv, platina, nikel kabi moddalar katalizator sifatida ishlatiladi):

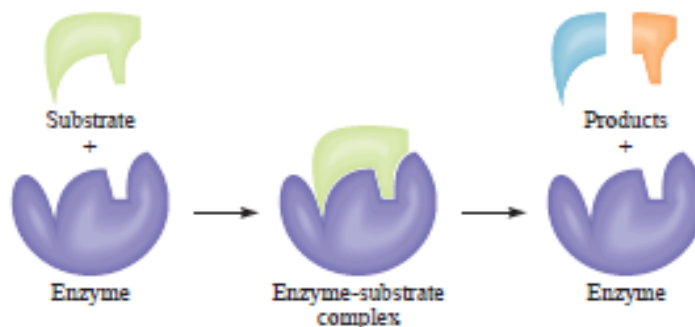
4. Katalizator reaksiyaning **aktivlanish energiyasini pasaytiradi**.

5. Ba'zi moddalar katalizatorga aralashtirilganda uning katalitik ta'siri kuchayadi, bunday moddalarni **promotorlar** deb ataladi. Masalan, ammiak sintezida katalizator sifatida ishlatiladigan temirga ishqoriy metall va alyuminiy oksidlari qo'shilsa, temirning katalitik ta'siri kuchayadi.

6. Ba'zi moddalardan katalizatorga ozgina qo'shilsa, uning katalitik aktivligi keskin pasaib ketadi. Bunday moddalar **katalitik zaxarlar** deyiladi. Katalitik zaharlar jumlasiga CO, As, HCN, HgCl_2 , H_2S , $\text{Hg}(\text{CN})_2$ va boshqalar kiradi.

Fermentativ kataliz jarayoni. Biologik sistemalarda kataliz juda katta rol uynaydi. Ovqat hazm qilish sistemasida, qonda, odam va hayvonlarning hujayralarida boradigan ko'pgina kimyoviy reaksiyalar katalitik reaksiyalar hisoblanadi. U reaksiyalarning katalizatorlari **fermentlar** deyiladi. Fermentlar oddiy yoki murakkab oqsillardan iborat. Chunonchi so'lakda ptialin fermenti bo'lib, kraxmalni qandga aylanishni katalitik tezlashtiradi.

Ferment bu-oqsil molekulasini bo'lib, unda bir yoki bir nechta faol markazlar saqlaydi. Bu markazlar struktur jihatdan aniqlangan molekulalarga mos keladi.



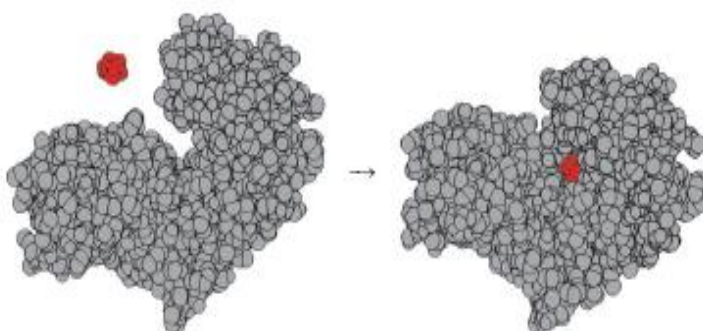
8.5-rasm. Substrat molekulasini uchun maxsus qulf va kalit ferment modeli. Shu bilan birga, ferment molekulasini substratlarning turiga qarab o'z shaklini o'zgartirishi mumkin.

Fermentativ kinetika jarayonining matematik tenglamasi ancha murakkab bo‘ladi, qachonki biz reaksiyani qanday borishini bilib tursak-da:



bu yerda E, S, va P fermentlar molekulasi, substrat va mahsulot bo‘lib, ES oraliq mahsulot ferment-substrat hisoblanadi (rasmga qarang). Quyida berilgan rasmda reaksiyaning boorish potentsial energiyasining o‘zgarishi ko‘rsatilgan. Umuman olganda reaksiyaning tezligi quyidagicha ifodalanadi:

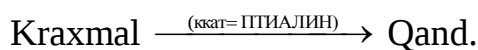
$$\begin{aligned} \text{rate} &= \frac{\Delta[P]}{\Delta t} \\ &= k[ES] \end{aligned}$$



8.6-rasm. Chapdan o‘nga: (qizil) geksokinaza fermenti yordamida glyukoza molekulasini bog‘lash (metabolitik yo‘l bilan).

Oshqozon suyuqligi tarkibidagi **pepsin** esa oqsillarni parchalanishini tezlashtiradi. Odam organizmida 30000 ga yaqin turli-tuman fermentlar bo‘lib, ulardan har biri o‘ziga xos reaksiyalar uchun effektiv katalizatorlik vazifasini bajaradi.

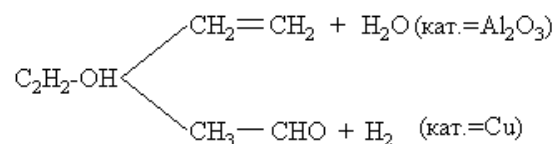
Gomogen katalizga tirik organizimda boruvchi barcha katalitik reaksiyalarni kiritish mumkin. M:



Tirik organizmida faoliyat kursatuvchi katalizatorlarni **biokatalizatorlar** yoki fermentlar deb aytiladi. Shunday fermentlar katoriga "PTIALIN" dan tashkari

"pepsin" moddasi ham kiradi. Bu katalizator oshkozonda oksilli moddalarni tezrok parchalanishiga yordam beradi.

Katalizator "selektivlik" (tanlovchanlik) xossasiga ega. Chunki, aynan 2 ta bir xil modda o'rtasida boruvchi katatilik reaksiyada katalizatorlarni o'zgartirish bilan turli reaksiya mahsulotlari hosil qilish mumkin:



Umuman , katalitik reaksiyalarning kinetik tenglamasidan kelib chiqqan holda

$$K = Z \cdot e^{\frac{E_{akt}}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S_{akt}}{R}}$$

ifodasini e'tiborga olsak, $Y_{e_{akt}}$ qiymati eksponentsialning manfiy ishorali darajasida turibdi. Shunga ko'ra har kandy reaksiyaning $Y_{e_{akt}}$ qiymatining ozgina kamayishi K-ning qiymatini keskin ortishiga, boshqacha aytganda reaksiya tezligini ortishiga olib keladi.

Shunday moddalar ham borki, ularning uzlari katalizatorlik qila olmasalarda, biror katalizatorning akvtiligini oshiradilar. Bunday moddalarni "*promotor*" lar deb aytiladi. M: V_2O_5 katalizatorning promotori Na_2SO_4 tuzidir.

Aksincha, katalizator aktivligini keskin kamaytirib yuboruvchi moddalar "katalizator zaxari" deyiladi. Bular - HCN , As_2O_3 , SO_2 va boshqa moddalar.

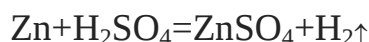
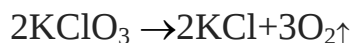
8.2. Kimyoviy muvozanat, kimyoviy muvozanat konstantasi. Kimyoviy muvozanatni siljishi. Le-Shatel'ye prinspi

Kinetika nuqtai nazaridan barcha kimyoviy reaksiyalar yo'nalishiga qarab: **qaytmas** va **qaytar** reaksiyalarga bo'linadi. Bir yo'nalishda oxirigacha boradigan yoki reaksiya uchun olingan moddalarning hammasi batamom reaksiya mahsulotiga aylanishi bilan boradigan reaksiyalar **qaytmas reaksiyalar** deyiladi.

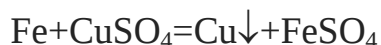
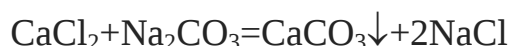
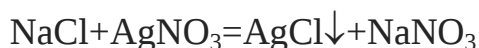
Qaytmas reaksiyalar o'zining yo'nalishini temperatura va bosimning o'zgarishi bilan o'zgartirmaydi. Kimyoviy reaksiyalar qaytmas deb hisoblanadi,

qachonki agar reaksiya mahsulotlarining birortasi reaksiya sferasidan quyidagi ko‘rinishda chiqarilsa:

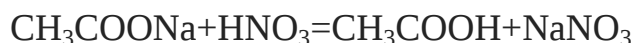
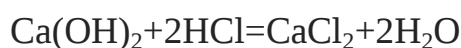
a) gaz holida:



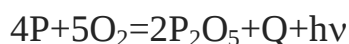
b) cho‘kma holida:



v) kam dissotsiyalanadigan birikma- suv, asos, kuchsiz kislota va kompleks tuz holida:



g) katta miqdordagi issiqlik va yorug‘lik ajraladi, masalan, yonish reaksiyalarida:



qaytmas reaksiyalarida odatdagi sharoitda reaksiya mahsulotlari dastlabki moddalarga aylanmaydi¹¹⁵.

Kimyoviy muvozanat dinamik jarayon. Misol sifatida suvning suyuq holatdan gaz holatga o‘tishini keltirish mumkin. Bu reaksiya fizikaviy qaytar reaksiyaga misol bo‘la oladi:

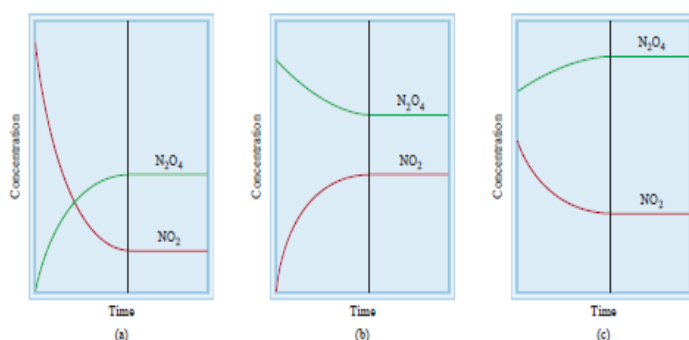


¹¹⁵ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 497-500- betlar.



Xona haharoratida suv o‘zining bug‘I NO_2 va N_2O_4 gazlarining muvozanat bilan muvozanatda bo‘lishi (yopiq holati. idishda)

Kimyoviy qaytar jarayonlarga misol sifatida (N_2O_4) azot (IV)-oksidi dimeridan (NO_2) ni hosil bo‘lishini keltirish mumkin:



8.7-rasm. 3 xil holatda NO_2 va N_2O_4 vaqtga bog‘liq holda konsentratsiyalarining o‘zgarishi. (a) faqat NO_2 ishtirokida. (B) N_2O_4 faqat ishtirokida. (c) NO_2 va N_2O_4 ishtirokida o‘zgarishi.

Shunday reaksiyalar ham ma’lumki, ular mazkur sharoitda **oxirigacha bormaydi**. Masalan, oltingugurt (IV)- oksid suvda eritilganda quyidagi reaksiya boradi:



yoki, azot bilan vodorod molekulasini o‘zaro ta’sirlashib ammiak hosil qilganda:



Biroq suvdagi eritmada faqat ma'lum miqdordagina sulfit kislota hosil bo'ladi. Bunga sabab shuki, sulfit kislota beqaror kislota bo'lib, teskari ya'ni oltingugurt (IV)- oksid bilan suvga ajralish reaksiyasi sodir bo'ladi. Shuning uchun ham, bu reaksiya oxirigacha bormaydi, bir vaqtning o'zida **ikkita reaksiya to'g'ri** (oltingugurt (IV)-oksid bilan suv o'rtasida) va **teskari** (sulfit kislotaning ajralishi) reaksiyalari sodir bo'ladi.

Bunday reaksiyalarda tenglik (=) ishorasi o'rniga qarama-qarshi yo'nalgan strelkalar $\leftrightarrow$ qo'yiladi. Yuqoridagi reaksiyani quyidagicha yozamiz:



Chapdan o'ngga boradigan reaksiyaga to'g'ri, o'ngdan chapga boradigan reaksiyaga teskari reaksiya deyiladi. Ayni bir sharoitda qarama-qarshi tomonga boradigan reaksiyalar **qaytar reaktsiyalar** deyiladi.

Agar to'g'ri reaksiya ekzotermik bo'lsa, teskari reaksiya endotermik bo'ladi. Energiyaning saqlanish qonuniga asosan, qaytar reaksiyalarda to'g'ri reaksiya natijasida ajralib chiqadigan issiqlik, teskari jarayonda yutiladigan issiqlikka teng bo'ladi yoki aksincha.

Kinetikaning asosiy qonuniga muvofiq to'g'ri va teskari reaksiya tezliklari kinetik tenglamasi quyidagicha ifodalanadi.

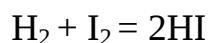
$$V_{\text{to'g'ri}} = k_1 C_A^a \times C_B^b \quad (1)$$

$$V_{\text{teskari}} = k_2 C_C^c \times C_D^d \quad (2)$$

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari bir xil bo'lib qolganda ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) kimyoviy muvozanat vujudga keladi. Sistemaning to'g'ri reaksiya tezligi teskari reaksiya tezligiga teng bo'lib qolgan holati **kimyoviy muvozanat** deb ataladi.

Kimyoviy muvozanat holatida vaqt birligi ichida qancha mahsulot parchalansa, shuncha miqdor yangisi hosil bo'ladi. Kimyoviy muvozanatni **dinamik (harakatchan) muvozanat** deb yuritiladi. Bu muvozanat holatida to'g'ri reaksiya ham, teskari reaksiya ham boradi, lekin ularning tezligi bir xil bo'ladi.

Kimyoviy muvozanatning miqdoriy xarakteristikasi **kimyoviy muvozanat konstantasidir**. Bu konstantani vodorod yodid sintezi reaksiyasi misolida ko'rib 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 holatida to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari bir-biriga teng ($v_{\text{to'g'ri}} = v_{\text{teskari}}$) bo'lganligi uchun

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

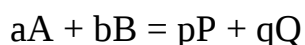
to'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalarining bir-biriga nisbati ham konstanta hisoblanadi:

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

U ayni reaksiyaning muvozanat konstantasi **K** deb ataladi:

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

Umumiy qaytar reaksiyaning muvozanat konstantasi quyidagicha:

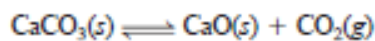


$$K_M = \frac{[\text{P}]^p [\text{Q}]^q}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

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

Geterogen muvozanat. Bir-biridan sirt chegaralari bilan ajralgan moddalar sistemasi geterogen sistema deb ataladi. Geterogen sistemalarda bo'ladigan reaksiyalarning muvozanat konstantalarini ko'rib chiqamiz. Geterogen sistemalardagi kimyoviy muvozanat uchun massalar ta'siri qonunini tatbiq etishda qo'ushimcha kiritishga to'g'ri keladi: suyuq va qattiq fazalardagi moddalarning gaz fazadagi partsial bosimlari o'zgarmas qiymatga ega buladi va bu qiymatlar muvozanat konstantasi ifodasiga kiritilmaydi. Geterogen sistemada faqat gazsimon qismning partsial bosimigina (yoki eritma konsentratsiyasigina muvozanat

konstanta ifodasiga yoziladi). Misol tariqasida ohaktosh (kaltsiy karbonat) ning parchalanishini ko‘rib chikamiz. Ohaktosh berk idishda qizdirilsa¹¹⁶:

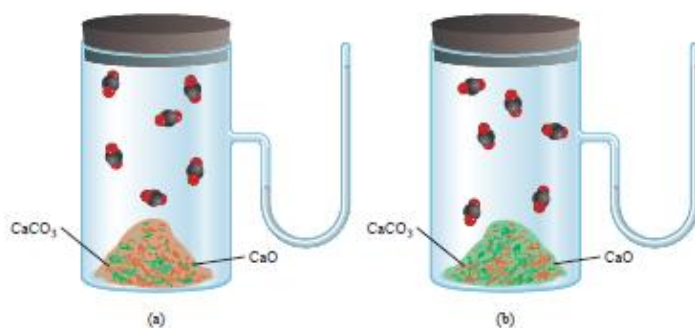


reaktsiya sodir bo‘lib, muvozanat qaror topadi. Agar bu reaksiya gaz fazada gomogen reaksiya sifatida sodir bo‘lsa edi, uning muvozanat konsentratsiyasi quyidagi tenglama bilan ifodalanar edi:

$$K_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

Lekin geterogen sistemada kaltsiy oksid va kaltsiy karbonat bug‘larining bosimi (P_{CaCO_3}) ayni temperaturada o‘zgarmas kattaliklar bo‘lgani uchun ularning nisbatini o‘zgarmas qiymat bilan almashtirishimiz mumkin (8.8-rasm)

$$\frac{[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]} K_c = K_c = [\text{CO}_2]$$



8.8-Rasm. (a) va (b) har xil miqdorda CaCO_3 (jigar rangda) va CaO (yashil rangda) olinsada muvozanat CO_2 ning muvozanatda bir xil bo‘lishi.

$$P_{\text{CaO}} : P_{\text{CaCO}_3} = K$$

u vaqtda:

$$K_M = K * P_{\text{CO}_2}$$

bundan

$$P_{\text{CO}_2} = \text{Const};$$

kelib chiqadi ($\text{Const} = K_M / K$)

Bu tenglamadan ko‘rinib turibdiki, kaltsiy karbonat parchalanganda hosil bo‘lgan karbonat angidridning bosimi istalgan temperaturada aynan shu

¹¹⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 504-507- betlar.

temperaturaga xos bo'lgan o'zgarmas kattalikdir. Bu bosim karbonatning dissotsilanish bosimi yoki bug' bosimi deb ataladi¹¹⁷. Uning qiymati faqat temperaturaga bog'liq, lekin sistemadagi CaCO_3 va CaO miqdoriga bog'liq emas. Misol tariqasida karbonat angidrid bilan cho'g' holatidagi ko'mir orasidagi reaksiya



reaksiyaning muvozanat konstantasi:

$$K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Bu ifoda massalar ta'siri qonunining umumiy ko'rinishi bo'lib, quyidagicha ta'riflanadi:

Kimyoviy muvozanat davomida reaksiya mahsulotlari konsentratsiyalari ko'paytmasining dastlabki moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga nisbatan o'zgarmas temperaturada doimiy kattalikdir.

Muvozanat konstantasi (K_M) ning qiymati **reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiati** va **haroratga** bog'liq. Katalizatorlar ishtiroki, konsentratsiya va bosimga bog'liq emas. Muvozanat konstantasi **K** ning qiymati qanchalik katta bo'lsa, reaksiyaning unumi shunchalik ko'p bo'ladi. Shu sababli reaksiyalarning muvozanat konstantasini bilish kimyo va kimyoviy texnologiya uchun muhim ahamiyatga egadir.

Kimyoviy muvozanatning siljishi- Le-Shatel'ye prinsipi. Agar reaksiya sharoiti o'zgarsa, sistema muvozanat holatidan chiqadi, ya'ni to'g'ri va teskari jarayonlarda bir xil o'zgarish bo'lmaydi.

Kimyoviy muvozanatning siljishi Le-Shatele prinsipi deb ataladigan prinsipga bo'ysunadi. Bu prinsip **1884 yilda** fransuz olimi **Le-Shatellye** tomonidan ta'riflangan. "Muvozanatda turgan sistemada tashqi sharoitidan biri- harorat, bosim yoki konsentratsiya o'zgartirilsa, u vaqtda muvozanat ko'rsatilgan ta'sirni kamaytiruvchi reaksiya tomoniga siljiydi"¹¹⁸.

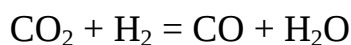
¹¹⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 505- bet.

¹¹⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 508-514 betlar.

Har bir omil ta'sirini alohida ko'rib chiqamiz:

1) **Konsentratsiya o'zgarishining ta'siri.** Muvozanatda ishtirok etuvchi moddalardan birining konsentratsiyasi oshirilsa, muvozanat shu moddani sarf bo'lishi tomoniga siljiydi, agar moddalardan birining konsentratsiyasi kamaytirilsa, muvozanat shu moddaning hosil bo'lishi tomoniga siljiydi.

Masalan:

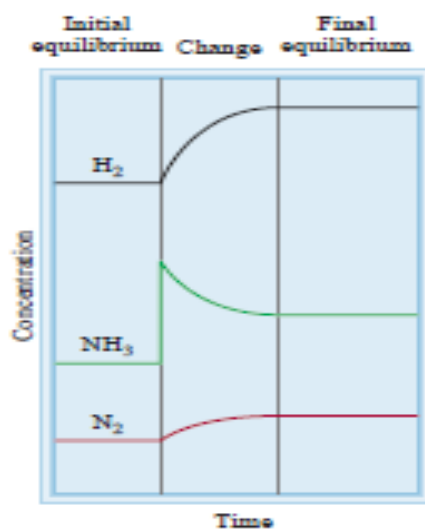


tenglama bilan ifodalangan muvozanatdagi sistemaga **qo'shimcha CO₂ qo'shilsa**, sistema CO₂ konsentratsiyasini kamaytirishga intiladi, ya'ni muvozanat **o'ng tomonga** siljiydi. Aksincha, agar CO₂ ning **miqdorini kamaytirsak**, sistema uni ko'paytirishga intiladi, ya'ni muvozanat **chap tomonga** siljiydi;

2) **Haroratning ta'siri.** Harorat o'zgarganda ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarning muvozanati siljiydi. **Harorat ko'tarilganda** muvozanat *endotermik reaksiya yo'nalishi tomon*, **harorat pasaysa**, muvozanat *ekzotermik reaksiya yo'nalishi tomon* siljiydi. Chunonchi, ammiak sintezi ekzotermik reaksiya hisoblanadi:



Bunda harorat oshirilganda sistemadagi muvozanat harorat yutilishi tomon—ammiakning parchalanishi tomon (chap tomonga) siljiydi.



8.9-rasm. Muvozanatdagi sistemaga ammiak qo'shilgandan keyin H₂, N₂ va NH₃ konsentratsiyalarining o'zgarishi.

Azot (II) – oksidni sintezi endotermik reaksiyadir:



Bunda harorat oshirilishi bilan muvozanat o'ng tomonga – NO hosil bo'lishi tomonga siljiydi;

Boshqa bir misolda, muvozanatni quyidagi ionlarda ko'rish mumkin:



Muvozanatga harorat ta'sirini o'rganishda yana bir misol sifatida (4-rasm) CoCl_4^{2-} ionining endotermik sharoitda o'zgarishini hamda $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$] ekzotermik reaksiyasining hosil bo'lishini ko'rish mumkin.

Umuman olganda harorat endotermik reaksiya borishi uchun harorat ko'tarilishi, ekzotermik reaksiya borishi uchun esa haroratni pasaytirish talab etiladi¹¹⁹.



8.10-Rasm. (chapda) qizdirishda ko'k rangli CoCl_4^{2-} ion, (o'ng) sovutishda pushti rangli $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ ionning hosil bo'lishi.

3) Bosimning ta'siri. Gaz moddalar ishtirok qiladigan va umuman hajm o'zgaradigan sistemalarida kimyoviy muvozanat bosim o'zgarishi bilan siljiydi.



Muvozanatdagi sistemada bosim oshirilsa, muvozanat o'ng tomonga, ya'ni kam sondagi gaz molekulari hosil bo'lish tomonga siljiydi, bosim kamaytirilsa,

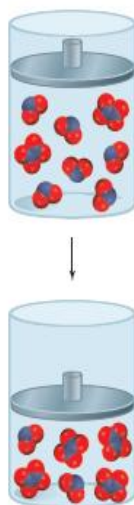
¹¹⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 517- betlar.

aksincha, muvozanat chap tomonga siljiydi.

Reaksiya gaz molekularining sonini o'zgarmasligi bilan boradigan hollarda, muvozanat sistema siqilganda ham, kengaytirilganda ham buzilmaydi.

Masalan, $H_2 + J_2 = 2HJ$

sistemada bosim o'zgarishi bilan **muvozanat buzilmaydi**, ya'ni HJ ning hosil bo'lish unumi bosimga bog'liq emas¹²⁰.



8.11-rasm. Muvozanatdagi sistemada bosimning oshish holati $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2$

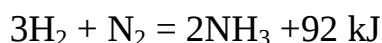
4) **Katalizator ta'siri.** Katalizatorlar to'g'ri reaksiyani ham, teskari reaksiyani ham bir xil darajada tezlatadi va shuning uchun muvozanatni siljitmaydiy-u, biroq muvozanat qaror topishini tezlatadi. Katalizatorlarning roli shundaki, ular sistemaning aktivlanish energiyasini kamaytiradi, aktiv molekular sonini ko'paytiradi, natijada reaksiya tezligi ortadi va muvozanat qaror topishini tezlatadi.

Kimyoviy muvozanat holatiga temperatura, bosim va ishtirok etuvchi moddalar kontsentratsiyalarining ta'sirini o'rganishga asoslanib kimyoviy jarayonlardan yaxshi unum olish uchun kanday sharoit yaratish kerakligini aniklash mumkin. Agar ixtiyorimizdagi reaksiyada hajm kamaysa va issiqlik yutilsa, bunday jarayonda reaksiya unum maksimal bulishi uchun uni yuqori temperatura va bosimlarda olib borishga to'g'ri keladi.

¹²⁰ Raymond Chang, General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 508-514 betlar.

Agar jarayon issiklik chiqarish va hajmning kichiklashuvi bilan borsa, unday jarayondan yuqori unum olish uchun mumkin qadar past temperatura va yukori bosimdan foydalaniladi. Nihoyat ayni jarayonni kanday sharoitda olib borish masalasini uzil-kesil hal qilishda reaksiya tezligiga ta'sir etadigan faktorlarni ham nazarda tutish to'g'ri keladi.

Masalan: ammiak sintezi:



Yuqori bosim (100-1000 atmosfera) 500-550°C da va katalizator (temir) ishtirokida olib boriladi. Sanoatda bu jarayoni yukori temperaturada olib borish Le SHatele koidasiga zid keladi. Lekin temperatura pasayganda reaksiyaga kirishuvchi zarrachalarning energiyasi nixoyatda past bulishi jarayoni muvozanat xolatga kelishini qiyinlashtiradi. Yuqori temperaturada muvozanat holat oson qaror topadi. Lekin hosil bo'lgan ammiakning parchalanishini to'xtatish natijasida aralashma darhol sovutiladi va chapga boradigan reaksiya tezligiga sekin kamaytiriladi. Shu sababli katalizator bilan to'qnashgan H₂ va N₂ aralashmasi kontakt apparatidan chiqkarilgan onda kuchli sovutgich hajmiga kirtiladi.

Le-Shatelye prinsipi faqat kimyoviy muvozanatga tadbiiq qilinmay, u har xil fizik kimyoviy muvozanatlarga ham taalluqlidir. Qaynash, kristallanish suyuqlanish jarayonlarida sharoitning o'zgarishi bilan muvozanatning siljishi Le-Shatelye prinsipi asosida boradi.

Tayanch iboralar: Gomogen, getrogen sistemalar, kimyoviy reaksiyalarning tezligi, tezlik konstantasini, aktivlanish energiyasi, zanjir reaksiyalar, kimyoviy muvozanat, qaytar reaksiya, Le-Shatelye prinsipi.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Gomogen, getrogen sistemalarga ta'rif bering.
2. Kimyoviy reaksiyalarning tezligi qanday o'lchov birligi bilan o'lchanadi? U qanday omillarga bog'liq?
3. Kimyoviy reaksiyaning tezlik konstantasini ta'riflang.

4. Reaksiya tezligi bilan dastlabki moddalar konsentratsiyasi va temperatura orasida qanday bog'lanish mavjud?
5. Aktivlanish energiyasiga ta'rif bering.
6. Ma'lumki, katalizator reaksiyaning aktivlanish energiyasini kamaytiradi; u sistemaning muvozanat holatiga qanday ta'sir ko'rsatadi?
7. Katalizatorga aktivator (promotor) va zaharlar qanday ta'sir ko'rsatadi?
8. Temperatura ko'tarilganda reaksiya tezligi nima uchun keskin ortadi?
9. Agar reaksiyaning temperatūra koeffitsienti 1 ga teng bo'lsa temperatura 100 dan 500 gacha ko'tarilganda reaksiya tezligi qancha ortadi?
10. Qanday reaksiyalar zanjir reaksiyalar deyiladi?
11. Kimyoviy reaksiyaning qanday holati kimyoviy muvozanat deyiladi?
12. Kimyoviy muvozanat konstantasi nimani ko'rsatadi va qanday omillarga bog'liq?
13. Le-Shatele printsiplining ta'rifi nimadan iborat?
14. Quyidagi sxemaga ko'ra sirka kislotaning muvozanat konstantasi uchun tenglama tuzing: $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ shu muvozanatdagi eritmaga:
 - a. natriy atsetat- CH_3COONa qo'shilganda;
 - b. o'yuvchi natriy- NaOH qo'shilganda muvozanat qaysi tomonga siljiydi?

Bob yuzasidan testlar:

- 1. Massalar ta'siri qonuni qaysi olimlar tomonidan kashf qilingan?**
 - A. K.Guldberg va P.Vaage.
 - B. Lomonosov va Dalton.
 - C. Avagadro Vaage.
 - D. Guldberg va Prust.
- 2. Temperatura koeffitsienti 2 ga teng bo'lgan reaksiya 20 °C da 32 minut davom etdi. Shu reaksiyani 30 sekundda tugallash uchun temperatura necha gradus bo'lishi kerak?**
 - A. 80
 - B. 50.
 - C. 30
 - D. 60
- 3. $v = K[A] \cdot [B]$ bu formula nimani ifodalaydi?**
 - A. Massalar ta'siri qonunini.
 - B. Reaksiya tezligini.
 - C. Kimyoviy muvozanat
 - D. Issiqlik miqdori

4. Reaksiya tezligi qaysi moddalar ishtirokida tezlashadi?

- A. Katalizator. B. Ingibitor.
C. Modda miqdori. D. Konsentratsiya.

5. Kimyoning reaksiyalar tezligini o'rganuvchi bo'lim qanday ataladi?

- A. Kimyoviy kinetika B. Reaksiya tezligi
C. Kimyoviy muvozanat D. Issiqlik miqdori

6. $A_{(g)} + B_{(g)} = C_{(g)} + D_{(g)}$ sistemada moddalarning muvozanat holatdagi kontsentratsiyalari (mol/l) mos ravishda 6, 4, 3, 8 ga teng. Sistemaga B moddadan 2 mol qo'shilgandan keyin, B va D moddalarning yangi muvozanat kontsentratsiyalarini hisoblang.

- A. 5.48; 8.52. B. 4.68; 7.78.
C. 6.44; 8.64. D. 3.48; 8.52

7. Quyidagi reaksiyada $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2 + Q$ muvozanatni to'g'ri reaksiya tomonga siljitish uchun qanday omillardan foydalanish kerak? 1) Bosimni oshirish; 2) Bosimni kamaytirish; 3) Temperaturani oshirish; 4) Temperaturani kamaytirish; 5) O_2 kontsentratsiyasini kamaytirish; 6) Cl_2 kontsentratsiyasini oshirish; 7) HCl kontsentratsiyasini oshirish; 8) Katalizator qo'llash.

- A. 1,4,7 B. 1,4,5,6,7 C. 2,3,6 D. 1,3,7,8

8. Gomogen sistemalarga qanday sistema kiradi?

- A. Muhit va faza bir xil B. Muhit va faza har xil.
C. Muhit har xil D. Faqat faza bir xil

9. Quyidagi jarayonlarda bosim va temperatura oshirilganda muvozanat qaysi reaksiya tomonga siljiydi:

- A. $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + Q$ B. $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO - Q$
C. $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2 + Q$ D. $H_2 + J_{22} \leftrightarrow 2HJ + Q$

10. Katalizator muvozanatni qaysi tomonga siljitadi?

- A. Siljitmaydi. B. o'nga.
C. chapga. D. issiqlikka bog'liq.

IX BOB
ERITMALAR VA ULARNING XOSSALARI

9.1. Dispers sistemalarning tavsifi va ularning sinflarga bo‘linishi. Muallaq sistemalar, colloid eritmalar, chin eritmalar. Erish jarayoni mexanizmi

Ikki yoki bir necha komponentdan iborat qattiq yoki suyuq gomogen sistema eritma deb ataladi. Umuman eritmalarini 3 turga b lish mumkin:

- 1) Dispers sistema;
- 2) Kolloid eritma;
- 3) haqiqiy (chin) eritma.

Ularni quyidagi jadvalda ba’z bir xossalari keltirilgan:

9.1-jadval.

Dispers sistemalarning klassifikatsiyasi

Dispers sistema turi	misollar	Zarrachalar-ning tashqi ko‘rinishi	Cho‘kish qobiliyati	Filtrda qolish qobiliyati	O‘lchami (NM hisobi-da)
1 dag’al dispers sistemalar a)suspenziyalar (suyuq muhitdagi qattiq mod-daning mayda zarrachalari)	Tuproq bilan suv aralashma -si yoki loyqa suv	Loyqa zarracha-larni oddiy ko‘z bilan ham ko‘rish mumkin	Osongina cho‘kadi. Ba’zan bir necha mi-nutda cho‘kadi	Oddiy filtrdan (filtr qog’ozdan) o‘tmaydi	100 dan katta
b) emulsiyalar (suyuq muhitda boshqa suyuq-likning mayda tomchilari)	O‘simlik moyi yoki benzinni suvli aralashma	Loyqa tomchilar-ni oddiy ko‘z bi-lan ko‘rish mumkin.	Xuddi yuqoridagi kabi	Xuddi yuqoridagi kabi	Xuddi yuqoridag i kabi

2 Kolloid eritmalar	Tuxum oqining suvdagi eritmasi	Tiniq. zarrachalarini faqat ultramikroskop yordamida ko'rish mumkin	Uzoq vaqt davomida qiynchilik bilan cho'kadi	Kichik teshik li ultrafil trdan o'tmay di. Oddiy filtrdan o'tib ketadi	1- 100
3 Haqiqiy (chin) eritma	Qand yoki natriy xloridning suvdagi eritmasi	Tiniq zarrachalarni hatto ultramikroskop yordami bilan ham ko'rib bo'lmaydi.	Cho'kmay di	Barcha filtrlardan o'tib ketadi	1 dan kichik

Dispers sistemalarni va kolloid eritmalarini maxsus kolloid fani kursida batafsil tiladi. Shuning uchun biz haqiqiy (chin) eritmalar haqida tushunchalar beramiz.

O'z agregat holatini eritmaga o'tkazadigan modda erituvchi hisoblanadi. Eritma bir jinsli sistema bo'lgani uchun mikroskop va ko'z bilan eritma ichidagi erituvchi va erigan modda zarrachalarini ko'rib bo'lmaydi.

Ba'zi moddalar erituvchida chegarasiz erishi mumkin: sulfat kislota va spirt suvda chegarasiz erishi mumkin. Lekin juda ko'pchilik moddalar ayni temperaturada ma'lum bir miqdorda eriydi. Masalan, uy temperaturasida osh tuzining suvdagi eritmasida NaCl ning miqdori hech qachon 26,48% dan ortmaydi.

Eritmalar tarkibining o'zgarruvchanligi ularni mexanik aralashmalarga yaqin deb qarash mumkin. Lekin ularning bir jinsliligi va ko'p holatlarda eruvchanlikning ma'lum chegaradan oshmasligi eritmalarini kimyoviy birikmalarga yaqinlashtiradi. Shunday qilib, eritma mexanik aralashma bilan kimyoviy birikma orasidagi oraliq holatni egalaydi. Moddalar eritilganda erigan modda erituvchi orasida tarqaladi. Agar biror erituvchiga qattiq modda solinsa, qattiq moddaning sirtqi qavatidagi zarrachalari sekin- asta sirtidan uziladi va erituvchining butun

hajmi bo'ylab tarqaladi. Eritmada: cho'kma- erigan modda muvozanat hosil bo'lgan eritmaning ayni temperaturadagi konsentratsiyasi o'zgarmay qoladi. Bunday eritma to'yingan eritma deyiladi, chunki ayni temperaturada shu moddadan yana boshqa erimaydi. To'yingan eritmaning konsentratsiyasi moddaning ayni sharoitda eruvchanligining o'lchovi hisoblanadi. Agar muayyan temperaturada eritma tarkibidagi erigan modda miqdori eritmaning to'yinish uchun kerakli miqdordan kam bo'lsa, bunday eritma to'ynmagan eritma deyiladi.

Kupchilik moddalar bir-birida (gaz - suyuqlik, suyuqlik-suyuqlik, qattiq modda - gaz, kattik modda - suyuqlik) tarqaladi. Tarqalish natijasida geterogen yoki gomogen sistemalar hosil bo'ladi.

Bir modda ichida (muhitida) ikkinchi moddaning juda kichik zarrachalar holida tarqalishi (disperslanishi) dan xosil bulgan mikroheterogen sistemalar *dispers sistemalar* deyiladi. Har qanday dispers sistema dispers muhitdan va unda tarqalgan modda zarrachalari - dispers fazadan iborat bo'ladi. Dispers sistemalar bir-biridan dispers muhit va dispers fazaning agregat holati, zarrachalarning o'lchami (katta-kichikligi), ya'ni disperslik darajasi bilan farq qiladi¹²¹.

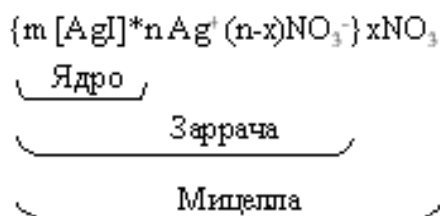
Disperslik darajasiga ko'ra: dagal dispers sistemalar ($r = 100 - 10000 \text{ nm} \longleftrightarrow = 10 \text{ mkm}$) mavjud. Bunday sistemalar suspenziyalar (dispers muhit - suyuqlik, dispers faza - kattik modda zarrachalari) - loyqa suv; unning suvdagi aralashmasi, emulsiyalar (dispers faza va dispers muhit - suyuqlik) – bo'yoqlar, sut kabi aralashmalar kiradi. Bu dispers sistemalar noturgun sistemalar bo'lib vaqt o'tishi bilan buziladi. Masalan, loyqa suv ma'lum vaqt tinch tursa tiniydi, ya'ni tuproq zarrachalari cho'kadi. Bu sistemalariga chang (qattiq modda - dispers faza, havo - dispers muhit); tutun - dispers faza va dispers muhit gazsimon moddalar; ko'piklar - (dispers muhit - suyuqlik, dispers faza - gaz); tuman (dispers faza - suyuqlik -(suv), dispers muxit - havo) ham kiradi.

Nozik dispers sistemalar yoki kolloid eritmalar. ($r = 1-100 \text{ nm}$, yoki $0,1 - 10,0 \text{ mkm}$) kolloid eritmalarini boshkacha "Zollar" ham deyiladi. Kolloid eritmalar

¹²¹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 152 p.

dag'al dispers sistemalarga nisbatan barkarordir. Ularga qog'oz kleyi (K_2SiO_3 yoki Na_2SiO_3 ning suvli aralashmasi - "suyuq shisha"), AgI, $Fe(OH)_3$, As_2S_3 - zollari misol bo'ladi. Kolloid eritmadagi zarrachalar murakkab tarkibli bulib bu zarrachalar "**MITSELLA**" deyiladi.

KI va $AgNO_3$ tuzlari eritmalari aralashuvidan hosil bo'lgan AgI - zolini quyidagicha tasavvur etish mumkin.



Mitsellaning zaryadiga ko'ra zollarni "gidrofil zol" (musbat kolloid) ga va "gidrofob zol" (manfiy kolloid) ga bulinadi. Bularga misollar sifatida Fe_2O_3 ning gidrofil zoli - $\{[xFe_2O_3] \cdot yH_2O \cdot zFe^{3+} \cdot Cl^-\}$ va As_2S_3 ning gidrofob zoli $\{[xAs_2S_3] \cdot zHS^- \cdot zH^+\}$ ni ko'rsatish mumkin.

Ko'pchilik yuqori molekulyar birikmalarning eritmalarida ular zarrachalarining ulchamlari katta bulganligi uchun bu moddalarning eritmalarini ham kolloid eritmalarga kiritiladi.

Umuman, kolloid eritmalarni olinishi, xossalari, ishlatilishi o'rganuvchi kimyo fanining bulimi mavjud bulib uni "kolloid ximiya" deyiladi va maxsus urganiladi¹²².

O'ta nozik dispers sistemalar. Bu sistemalarda r zarracha $< 10^{-8}$ sm bo'lib, modda ion yoki molekulalar holida dispers muhitda tarqalgan bo'ladi. Bu sistemalardagi zarrachalarni oddiy ko'z bilan ko'rib bo'lmaydi. O'ta nozik dispers sistemalarni chin (haqiqiy) eritmalar ham deb aytiladi. Chin eritmalarni alohida urganib chiqamiz¹²³.

Chin eritmalar. Ko'pchilik kimyoviy uzgarishlar, shu jumladan texnologik jarayonlar eritmalarda kechadi. Xomasho va mahsulotlar sifatini nazorat qilish,

¹²² General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 186 p.

kimyoviy jarayonlar mexanizmini to'liq o'rganish, moddalarni sintez qilish, ularning xossa va tuzilishlarini aniqlash uchun eng ko'p qo'llaniladigan sistemalar - eritmalar.

Eritma - ikki yoki undan ortiq komponent (tarkibiy qism) dan iborat bo'lgan gomogen sistemadir.

Eritmalar moddalarning agregat holatiga ko'ra qattiq, suyuq, gazsimon holatlarda bo'ladi. Kattik eritmalar - bular turli tarkibga ega bo'lgan metallarning qotishmalari (pulat, chuyan, dyuralyuminiy, bronza, latun) va shishalardir.

Gazsimon eritmalarga havo (azot, kislorod va boshqa gazlardan iborat) va boshqa gazlarning aralashmalari kiradi.

Qattiq va gazsimon eritmalar qaysi komponentning miqdori ko'p bo'lsa, shu komponent erituvchi hisoblanadi. Masalan: Cho'yan - uglerod (4%) ning temir (96%) dagi eritmasi bo'lsa, havo - azotdagi (78%) kislorod (21%) ning eritmasi buladi. Eng ko'p o'rganiladigan va ko'p uchraydigan eritmalar suyuq eritmalar. **Suyuq eritmalar - asoslar, kislotalar, tuzlarning va organik moddalarning suv yoki boshqa suyuq moddalarda** erishidan hosil bo'lgan sistemalar. Shu sababli eritmalar qatoriga ko'pchilik suyuqliklar (suv-spirt, spirt-efir, benzol-efir, atseton-suv, atseton-spirt, benzol-benzin va hokazo) ning o'zaro aralashmalarini kiritish mumkin. Suyuq eritmalar eritma hosil bo'lish jarayonida agregat holatini o'zgartirmaydigan komponent erituvchi deyiladi. Masalan: suvda osh tuzi eriganda (miqdoridan kat'iy nazar) osh tuzi kristallari suv ta'sirida kristall holatini yo'qotadi, suv esa suyuq holicha qolaveradi. Shuning uchun bunday eritmalarning barchasida suv erituvchi bo'uladi.

Agar suyuqliklarning o'zaro aralashuvidan hosil bo'lgan eritmalar bo'lsa, miqdori ko'p bulgan suyuqlik erituvchi hisoblanadi.

Eritmalarning hosil bo'lishi. Eritmalarning hosil bo'lishini fizikaviy va kimyoviy (**gidratlar**) **nazariyalari** quyidagicha tushuntiradi.

Eritma erituvchilarda turli modda molekulalarini tarkalib ketishi, ya'ni erishi natijasida xosil buladi. Qattiq moddalar erishida uning sirtidagi molekulalar erituvchi molekulalari ta'sirida sirtidan "uzilib" eritmaga o'tadi. Diffuziya hodisasi

va molekullararo ta'sir tufayli molekullar eritma "ichiga" singib ketadi. Shu tariqa kristall panjarani tashkil etgan barcha molekullar (eritma erigan moddaga tuyinmaguncha) eritmaga o'tadi va eritma hosil bo'ladi. Bu jarayon natijasida bir jinsli sistema hosil bo'ladi va bunda erituvchining tabiati va qattiq moddaning tuzilishi, kimyoviy xossasi asosiy rolni o'ynaydi.

Suyuq moddalarning eritmaları hosil bulishida erituvchi va eriydigan moddalarning molekullari uzaro aralashib (diffuziya hodisasi tufayli) ketadi. Bu jarayonda moddalarning dipol momenti, qutblanuvchanligi kabi xususiyatlari asosiy o'rinni egallaydi. Shu sababli qutbli moddalar qutbli eruvchida, qutbsiz moddalar qutbsiz erituvchilarda yaxshi eriydi.

Eritmalarning bir jinsli bo'lishi, erish jarayonida issiqlikning yutilishi yoki ajralib chiqishi eritmaları kimyoviy moddalar deb aytishga asos bo'ladi.

Lekin, eritmalar tarkibining har xilligi va o'zgaruvchanligi ularni mexanik aralashmalarga taalluqli degan xulosaga olib keladi. Shu sababli **eritmaları kimyoviy moddalar bilan mexanik aralashmalar o'rtasidagi "oraliq sistema"** deb qarash kerak.

Yuqoridagi hollarda va har qanday eritmaların hosil bo'lishida erituvchi molekullari bilan eriydigan modda molekullari o'rtasida o'zaro kimyoviy reaksiya boradi. Bu reaksiyaning mahsuloti sifatida erigan modda molekullarining solvatlari hosil bo'ladi. Agar A-moddasi biror eruvchi (lotincha "solven") da erisa, eritmada hosil bo'lgan yangi modda - solvat $[A \cdot n\text{solv}]$ ko'rinishida yoziladi. Erituvchi suv bo'lsa hosil bo'lgan moddalar $(A \cdot n\text{H}_2\text{O})$ gidratlar deyiladi. Eritmalar hosil bo'lishining solvatlar (gidratlar) nazariyasini D.I.Mendeleyev yaratgan.

Demak, gidratlar (solvatlar) ning tarkibi erigan modda tarkibiga, tabiatiga, erituvchining miqdoriga va tabiatiga bog'liq bo'ladi.

Barcha kimyoviy jarayonlar singari moddalarning erishi ham sistemaning entalpiyasi (ΔH), entropiyasi (ΔS) va izobor-izotermik potentsiali ΔG o'zgarishi bilan xarakterlanadi. Termodinamika nuqtai nazaridan biror modda boshqa ikkinchi moddada eriganda $\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$ shart bajarilishi kerak.

Bundan ko‘rinib turibdiki, doimiy temperaturada ΔG ning qiymati erish jarayonida zarrachalarning tartibsizligi (ΔS) - entropiya va entalpiya (ΔH) o‘zgarishidan iborat.

Bu ikkala kattalikning erish jarayoniga ta’siri quyidagicha tushuntiriladi.

Suyuqlik yoki qattiq modda eriganda "**tartibli**" holatdan tartibsiz holatga o‘tadi, ya’ni eruvchida tarkalib ketadi. Buning natijasida sistemaning entropiyasi ortadi ($\Delta S > 0$), bu erish jarayonini o‘z-o‘zidan borishiga va $\Delta G > 0$ bo‘lishida entropiya faktori hissasini ortishiga sabab buladi. Shuning uchun ham aksariyat hollarda qattiq va suyuq moddalarning erishi temperatura ortishi bilan ortadi.

Gazsimon moddalarning suyuqliklarda erishida zarrachalar (gaz holatdagi) tartibsiz holatdan tartibi yuqori bo‘lgan (suyuqlik) holatga o‘tadi va $\Delta S < 0$, ya’ni bu jarayon entropiyaning kamayishiga olib keladi. Bunda ΔG -ning kiymatiga entropiya faktorining qo‘shadigan hissasi kam bo‘ladi. Shu sabali gazsimon moddalarning eruvchanligi temperatura ortishi bilan kamayib, temperatura pasayishi bilan ortadi.

Eritma hosil bo‘lish jarayonida sistemaning entalpiyasi yoki ortishi $\Delta H > 0$, yoki kamayishi $\Delta H < 0$ mumkin. Agar $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$ ekanligini e’tiborga olsak va erish jarayonida hajm o‘zgarmaydi ($\Delta V = 0$) deb qabul qilsak, (sistema tashqi muhitga nisbatan ish bajarmaydi $A = p\Delta V = 0$) u holda erish paytida entalpiya o‘zgarishi faqatgina sistemaning ichki energiyasi o‘zgarishidan $\Delta H = \Delta U$ iborat bo‘ladi. Boshqacharoq aytganda, ΔH (erish) asosan moddaning tuzilishi, kristall panjarasi buzilishiga sarflangan energiya (ΔH tuzilish) bilan yangi hosil bo‘lgan moddalarning (solvatlanish gidratlanish) hosil bo‘lish energiya ($\Delta H_{\text{solv.}}$) lari farqi $\Delta H_{\text{erish}} = \Delta H_{\text{tuzilish}} - \Delta H_{\text{solv.}}$ dan iborat bo‘ladi.

Gazsimon moddalar uchun $\Delta H = 0$ bulgani, uchun $\Delta H_{\text{erish}} = -\Delta H_{\text{solv.}}$ Bo‘ladi, ya’ni gazlarning suyuqliklarda erishida gaz molekulalari bilan erituvchi molekulalari urtasidagi uzaro ta’sir energiyasi asosiy faktor hisoblanadi va shu sababli doimo gazlarning erishi ($\Delta H_{\text{erish}} < 0$) ekzotermik jarayondir¹²⁴.

¹²⁴ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed

Shuningdek shakar, glitserin, spirt, NaOH, KOH, Na₂SO₄, sulfat, xlorid, nitrat kislotalarning erishi xam ekzotermik jarayondir. Chunki, molekulyar kristallarning tuzilish energiyasi va suyuq moddalardagi molekulararo Vander-vaals kuchlarining energiyasi bu moddalarning solvatlanish (gidratlanish) energiyasidan kichik, ya'ni $\Delta H_{\text{tuzilish}} < \Delta H_{\text{gidratlanish}}$.

Ionli kristallardan iborat moddalar (NaNO₃, NH₄Cl, KCNS, NaCl, KNO₃, KCl, NH₄NO₃, SiSO₄ va boshkalar) da molekular orasidagi bog'lanish energiyasi juda katta qiymatga ega. Shuning uchun bu moddalar eriganda $\Delta H_{\text{tuzilish}} > \Delta H_{\text{solbv}}$. Bo'lgani tufayli entalpiya o'zgarishi $\Delta H > 0$ buladi. Bu moddalarning **erishi endotermik** reaksiyalardir, boshqacha aytganda bu moddalarning erishi temperatura ortishi bilan ortib boradi. Moddalar eriganda issiqlikning yutilishidan foydalanib ba'zi bir sovutgich aralashmalar xosil kilinadi. Agar 60 g. NH₄NO₃ ni 100 gr. H₂O da eritilsa, sistemaning xarorati 30⁰C ga pasayadi, agar 88 g. NH₄NO₃ ni 100 g. suvda eritilsa 36⁰C ga temperaturani pasaytirish mumkin.

Ba'zi moddalarda $\Delta H_{\text{tuzilish}} = \Delta N_{\text{solbv}}$ buladi. Bular molekulyar tuzilishli qutblanmagan moddalar bo'lib, ularning erishi entalpiya uzgarishisiz ($\Delta N_{\text{erish}} = 0$) ruy beradi. Bu erish jarayonida $\Delta G < 0$ bulishi uchun asosan, entropiyaning o'zgarishi ($\Delta S > 0$) hal qiluvchi rol uynaydi. Bunga misol sifatida I₂ kristallarning CCl₄ da erishini keltirish mumkin. Bu eritma hosil bo'lishida erituvchi va erigan modda molekulari urtasida yangi modda (solvat) hosil bo'lmaydi va bunday eritmalar ko'pincha oddiy ikkita moddaning aralashmasiga, ya'ni ideal eritmalarga yaqin bo'ladi.

Moddalarning eruvchanligi. Har qanday kimyoviy toza modda boshqa moddada eriydi. Moddalarning eruvchanligi shu moddaning va erituvchining tabiatiga, temperaturaga bogliq.

Moddalarning eruvchanligi deb, ayni temperaturada 100 g erituvchida erigan moddaning gramm mikdoriga aytiladi. Odatda buni moddalarning "**eruvchanlik koeffitsienti**" deyiladi.

Kengroq ma'noda moddalarning eruvchanligi sifatida ayni sharoitda to'yingan eritmaning konsentratsiyasini kabul kilsa xam buladi. SHunga muvofik,

eruvchanlik miqdoran erigan modda massasining tuyingan eritma massasiga nisbatini ifodalovchi foiz kiymatga tengdir. Ba'zan 1 litr tuyingan eritmadagi erigan moddaning "mol" lar soni xam moddaning eruvchanligi deyiladi.

Ko'pchilik hollarda erituvchi sifatida suv ishlatilgani uchun moddalarning suvda eruvchanligi qkuyidagicha xarakterlanadi: agar 100 g suvda 10 g. va undan kup miktordagi modda erisa - yaxshi eruvchan; agar 10 g. dan 0,01 gacha erisa - kam (yomon) eriydigan; agar 0,01 g. dan kam erisa - amalda erimaydigan modda deyiladi.

Moddalarning eruvchanligi ularning tabiatiga bog'liq. Qutbli moddalar qutbli erituvchida (spirt - suvda, ammiak - suvda, vodorod xlorid - suvda) yaxshi eriydi: qutbsiz moddalar kutbsiz erituvchilarda (iod - xloroformda, yog' - benzolda, naftalin - benzolda) yaxshi eriydi.

Temperaturaning ortishi bilan moddalarning eruvchanligi ham ortib boradi. Buning sababi moddalarning erish issikligi mavzusida batafsil baen etildi. Moddalar eruvchanligini temperaturaga boglikligi eruvchanlik grafigida ko'rsatiladi. Ushbu grafikdan foydalanib xohlagan temperaturada (100°C gacha) turli moddalarning 100 g. erituvchida necha gramm erishini bilib olish mumkin.

Qattiq moddalarning eruvchanligi bosimga bog'liq bo'lmaydi.

Suyuq moddalar suyuqliklarda eriganda turlicha (cheksiz yoki cheklanmagan miqdorda) eriydi yoki aralashadi. Masalan, spirt suvda cheklanmagan miqdorda eriydi, boshkacha aytganda spirt va suv xohlagan miqdoriy nisbatlarda aralashadi.

Dietil efiri ($\text{C}_2\text{H}_5 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$) xona temperaturasida suvda cheklanmagan miqdorda eriydi, ya'ni suv va efir aralashmasi ikki qavatdan iborat bo'ladi. Yuqori qatlam – suvning efirdagi tuyingan eritmasi bo'lsa, pastki qatlam efirning suvdagi to'yingan eritmasidir. Temperaturaning ortishi bu moddalarni bir-biridan eruvchanligini oshiradi va ma'lum temperaturada ikkala modda o'zaro xohlagan nisbatda aralashadi.

O'zaro cheklangan miqdorda eruvchi suyuqliklarning cheksiz eruvchanlik holatiga utadigan emperature suyuqliklarning kritik erish temperaturasi deyiladi.

Bunga misol: fenol (C_6H_5OH) $66,4^{\circ}C$ da suvda cheklangan miqdorda eriydi, $66,4^{\circ}C$ dan boshlab esa, fenol cheklanmagan miqdorda suvda, suv esa fenolda eriydi (aralashadi). Shuning uchun “fenol-suv” sistemasi uchun $66,4^{\circ}C$ kritik erish temperaturasi deyiladi.

Ma'lumki ikkita o'zaro aralashmaydigan suyuqlik aralashmasiga uchinchi – bu ikkala moddada uz eruvchanlik koeffitsientiga proportsional holda eriydigan modda qo'shilsa, bu modda ikkala suyuqlikda turlicha eriydi.

O'zaro aralashmaydigan moddalar aralashmasida erigan (tarkalgan) moddaning kontsentratsiyalari nisbati ayni temperaturada doimiy son bo'lib, erigan moddaning umumiy miqdoriga bog'liq emas. Buni “tarqalish qonuni” deyiladi. Agar C – erigan moddaning birinchi erituvchidagi kontsentratsiyasi, C_2 – erigan moddaning ikkinchi erituvchidagi kontsentratsiyasi bulsa, uning tarkalish koeffitsienti K quyidagicha ifodalanadi:

$$K = \frac{C_{\text{Органик}}}{C_{\text{Св}}}$$

Yodning suvga nisbatan xloroformda tarqalish koeffitsienti $K=130$ ga teng, ya'ni xloroformda erigan yod miqdori suvdagiga nisbatan 130 marta ko'p.

«Tarqalish qonuni»ga asoslanib moddalarni bir-biridan ajratish, miqdorini oshirish – kontsentrlash va ajratib olish (ekstraksiyalash) mumkin. Gazlar ham suyuqliklarda eriydi. Bu jarayon ekzotermik jarayon. Gazlarning suyuqliklarda erishi Genri konuniga buysunadi.

Doimiy temperaturada o'zgarmas hajmdagi suyuqlikda erigan gaz miqdori shu gazning partsial bosimiga to'g'ri proportsional.

$$C = K * P$$

bunda C – gazning tuyingan eritmadagi miqdori, P -gazning partsial bosimi va K – proportsionallik koeffitsienti yoki Genri doimiysi.

Agar suyuqlikda bir necha gazlar aralashmasi erisa, har bir gazning eruvchanligi gazlarning umumiy bosimiga emas, balki shu gazning partsial bosimigagina bog'liq bo'ladi.

Gazlarning eruvchanligi “ml/100 ml” birlikda ifodalanadi.

Ba'zi gazlarning suvda eruvchanligi "ml/100 ml H₂O"

GAZ	Eruvchanligi		Gaz	Eruvchanligi	
	0°	20°C		20°C	0°
Vodorod	2,15	1,8	SO ₂	171	87.8
Kislород	4,9	3,1	Cl ₂	461	236
Azot	2,35	1,5	N ₂	5,5	3,3
Ammiak	--	700	NH ₃	--	--

9.2. Eruvchanlik koeffitsienti. Eruvchanlik egri chiziqlari. Eritmalarning kontsentratsiyasi va ularni ifodalash usullari.

Moddalarning eruvchanlik koeffitsientiga ko'ra tuyinmagan, to'yingan va o'ta tuyingan eritmalarga ajratiladi.

To'yinmagan eritma. Ayni temperaturada ma'lum miqdor erituvchida erish koeffitsientidan kam miqdordagi modda erishidan hosil bo'lgan eritma – to'yinmagan eritma deyiladi. Agar eruvchanlik grafigiga e'tibor berilsa, 20°C da 100 ga suvda 36 g NaCl eriydi. Agar shu sharoitda 15 g NaCl erisa, to'yinmagan eritma hosil bo'ladi. Bu eritmada yana qo'shimcha 21 g modda eritib to'yingan eritma hosil qilinadi.

To'yingan eritma - ayni temperaturada ma'lum miqdordagi erituvchida erish koeffitsientiga teng yoki undan ko'proq miqdordagi modda erishidan hosil bo'lgan eritmadir. To'yingan eritmada doimo erigan modda miqdori kristall (erimay qolgan) modda miqdori bilan muvozanatda buladi, ya'ni eritmaga o'tayotgan zarrachalar soni eritmadan kristalga o'tayotgan molekulalar soniga teng bo'ladi.

O'ta to'yingan eritma. Agar tuyingan eritmada erigan modda ustiga yana shu moddadan qo'shib temperatura oshirilib boraverilsa ortiqcha qo'shilgan modda erib ketadi. Yana modda qo'shib temperatura oshirilsa modda yana erib ketadi va natijada uta tuyingan eritma hosil bo'ladi. O'ta tuyingan eritmalar azaldan (T.E.Lovits, 1794 y) ma'lum bo'lib, ular oddiy sharoitda noturg'un sistemadir.

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

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

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

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

Gidratlarning hosil bo'lishi issiqlik ajralishi bilan boradi. Gidratlar hosil qiluvchi moddalar eritilganda umumiy issiqlik effekti ularning erish issiqligi

effekti bilan gidratlanish issiqligi effekti yig'indisidan iborat bo'ladi. Bu jarayonlardan birinchisi endotermik, ikkinchisi ekzotermik jarayon bo'lganligi uchun umumiy issiqlik effekti ayrim jarayonlarning issiqlik effektlarining algebrik yig'indisiga teng bo'lib, uning qiymati musbat bo'lishi ham, manfiy bo'lishi ham mumkin.

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

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 sekunda 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'yingan eritma** deb ataladi.

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

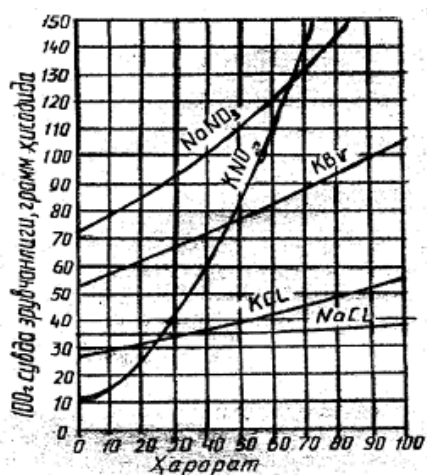
Ayni moddaning ma'lum temperaturada 100g erituvchida erib to'yingan eritma hosil qiladigan massasi uning eruvchanlik koeffitsienti (yoki eruvchanligi) deb ataladi.

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.

Qattiq jismning suyuqlikda eruvchanligi. Bunday eruvchanlik o‘zgarmas bosimda temperatura ortishi bilan ortadi. Lekin qattiq modda eriganida issiqlik ajralsa, bu moddaning eruvchanligi temperatura ortishi bilan kamayadi.

Eritma sovitilganda undan qancha tuz (qattiq modda) cho‘kmaga tushishini eruvchanlik egri chiziqlari yordamida oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar 100 g suv olib, kaliy nitratning 45 °C da tuyingan eritmasi tayyorlansa, so‘ngra u 0 °C ga qadar sovitilsa, eruvchanlik egri chizig‘iga (10.1 - rasm) ko‘ra bunda 60 g tuz kristallari cho‘kmaga tushishi kerak. Eruvchanlik egri chiziqlari yordamida moddalarning turli temperaturadagi eruvchanlik koeffitsienti oson aniqlanadi.

Temperatura pasayganda eritmadan moddaning ajralib chiqishi **kristallanish** deyiladi. Agar eritmada aralashmalar bor bo‘lsa, kristallanishda doimo toza modda olinadi, chunki eritma hatto temperatura pasayganida ham aralashmalarga nisbatan to‘yinmagan bo‘ladi va ular cho‘kmaga tushmaydi. Moddalarni tozalashning **qayta kristallga tushirish** deyiladigan usuli ana shunga asoslangan.



9.1- rasm. Qattiq moddalarning eruvchanlik egri chiziqlari.

Eritmalarning konsentratsiyasi. Eritmaning biror hajmi yoki massasi birligida erigan modda miqdorini ko'rsatuvchi kattalik eritmaning konsentratsiyasi deyiladi va C - harfi bilan belgilanadi.

Eritma konsentratsiyasini ifodalashning quyidagi turlari mavjud:

- a) erigan moddaning massa ulushi (ω) yoki foiz konsentratsiya (C %)
- b) molyar konsentratsiya (C_M , mol/l)
- v) normal yoki ekvivalent konsentratsiyasi (S_n ; N, g-ekv/l)
- g) Titr (T, g/ml)
- d) molyal konsentratsiyasi (m, mol/1000 g)
- e) molyar qism (N, mol)

Har bir konsentratsiyasi turini aloxida qarab chiqamiz.

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

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

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

Eritmaning yoki erituvchining ma'lum massa miqdorida yoki ma'lum hajmida erigan modda miqdori eritma konsentratsiyasi deb ataladi.

Eritmalar konsentratsiyasini ifodalashning har xil usullari bor:

Erigan moddaning massa ulushi. Erigan modda massasini eritmaning umumiy massasiga nisbati, erigan moddaning massa ulushini tashkil etadi:

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m(x) + m}$$

Bunda, $\omega(x)$ – erigan moddaning massa ulushi;

m (x) – erigan moddaning massasi;

m – eritmaning umumiy massasi.

Bu qiymat nisbiy kattalik o'lchamsiz bo'ladi. Bu qiymatni 100 ga ko'paytirilsa, massa ulushining foizlarda hisoblangan qiymati olinadi. Shu bilan birga erigan modda miqdori eritmaning umumiy miqdoriga nisbatan foiz hisobida ham ifodalanadi. Buning uchun 100 g eritma tarkibidagi erigan modda miqdori hisoblanadi:

$$C\% = \frac{a \cdot 100\%}{a + b}$$

bu yerda $C\%$ - eritmaning massa foizi,

a - erigan modda massasi,

b – erituvchi massasi (konsentratsiyaning ω dan $C\%$ ifodalarga o'tish uchun ω ni 100% ga ko'paytirilishi yetarlidir).

Erigan moddaning massa ulushi $\omega(x)$ odatda birning ulushlarida yoki foizlarda quyidagicha ifodalanadi. Masalan, erigan moddaning – suvdagi sulfat kislotaning massa ulushi 0,05 ga yoki 5% ga teng. Bu degan suz, sulfat kislotaning 100 g massali eritmasida massasi 5g sulfat kislota va massasi 95 g suv bor, demakdir.

2. Erigan moddaning 1 litr eritmadagi mollar soni eritmaning molyar konsentratsiyasi deyiladi. Buday eritmalar molyar eritmalar deyiladi.

Odatda molyar konsentratsiya C_M yoki M bilan ifodalanadi.

Masalan, 2 M H_2SO_4 eritmasi deganda har bir litr H_2SO_4 eritmasida 2 mol sulfat kislota erigan deb bilish kerak. Demak $S_M = 2 \text{ mol/l}$.

Molyar konsentratsiya yoki molyarlik. Bunda eritma konsentratsiyasi erigan moddaning 1 litr eritmadagi mollar soni bilan ifodalanadi.

Agar 1 l eritmada 1 mol erigan modda bo'lsa, bunday eritma konsentratsiyasi 1 molyar bo'ladi va M bilan belgilanadi. Agar 1l eritmada 0,1 mol eruvchi modda bo'lsa, uning konsentratsiyasi detsimolyar eritma deyiladi. (0,1 M). Yuqoridagi ta'rifga binoan

$$C_M = \frac{n_{(X)}}{V} \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right);$$

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

O‘zaro reaksiyaga kirishayotgan eritmalarining normal konsentratsiyalari o‘zaro teng bo‘lsa, bu eritmalar qoldiqsiz reaksiyaga kirishadi. Bunday eritma-larning qoldiqsiz reaksiyaga kirishadigan hajmlari ularning normalliklariga teskari proporsionaldir:

$$V_1 : V_2 = N_2 : N_1$$

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

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

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

Yechish. 0,1 n li NaOH eritmasidan necha ml kerak bo‘lishini quyidagi tenglama bilan topamiz:

$$V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4} = V_{NaOH} \cdot N_{NaOH}$$

Bundan

$$N_{NaOH} = \frac{V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4}}{N_{NaOH}} = \frac{20\ ml \cdot 0,15\ n}{0,1\ n} = 30\ ml$$

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

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

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

Normal kontsentratsiya yoki normallik. Bunda eritma kontsentratsiyasi erigan moddaning 1l eritmada ekvivalentlari soin bilan ham ifodalanadi.

Normal kontsentratsiyani hisoblash uchun quyidagi formuladan foydalaniladi.

$$C_{N.} = \frac{a \cdot 1000}{E \cdot V}$$

bu yerda: $C_{N.}$ – eritmaning normal kontsentratsiyasi,

a – erigan modda massasi,

E – erigan moddaning ekvivalent massasi ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$),

V – eritmaning umumiy hajmi (ml hisobida)

Ko‘pincha $C_{N.}$ o‘rinda $n \cdot$ (yoki N) harflari ham ishlatiladi. Eritma normal kontsentratsiyasi $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ifodalanadi:

$$C_{N.} = \frac{n_2}{V}$$

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

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

n_1 – va n_2 – erituvchi va erigan moddaning mollari soni

4. Molyal kontsentratsiya yoki molyallik. 1000 g erituvchida erigan moddaning mollar soni bilan ifodalangan konsentratsiya molyal konsentratsiya deyiladi. Odatda molyal konsentratsiya m harfi bilan ifodalanadi. Masalan, sulfat kislota eritmasi uchun $m = 2 \text{ mol/kg}$ bo‘lsa, suvning bir kilogrammiga 2 mol sulfat kislota to‘g‘ri keladi.

Molyar qism. Molyal kontsentratsiyadan ko‘pincha eritmalarining fizikaviy xossalarini tavsiflashda foydalaniladi. Erituvchining 1 kg massasida 1 mol biror modda eritib hosil qilingan eritma kontsentratsiyasi 1 molyal eritma deb ataladi.

$$C_{\text{molyal}} = \frac{a \cdot 1000}{v \cdot M}$$

bu yerda: a – erigan modda massasi (grammlar hisobida);

v – erituvchi massasi (grammlar hisobida);

M – eruvchi moddaning molekulyar massasi;

Ko'pchilik hollarda eritmalar kontsentratsiyasi molyar kism orqali ifodalandi. Umuman, eritmadagi erigan modda va erituvchining miqdori 1 mol deb olinsa, shu 1 molning qanday hisssasi erigan moddaga va qanday kismi erituvchiga to'g'ri kelishini ko'rsatuvchi miqdorga molyar qism deyiladi. Shunga ko'ra, erituvchining molyar qismi:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} ; \text{ erigan moddaning molyar kismi esa,}$$

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_1} ; \text{ holida ifodalanadi.}$$

Bunda n_1 - erituvchining " mol" lar soni, n_2 - erigan moddaning "mol" lar soni va ular quyidagicha ifodalanadi:

$$n_1 = \frac{m_{\text{эритувчи}}}{M_{\text{эритувчи}}} ;$$

$$n_2 = \frac{m_{\text{эриган модда}}}{M_{\text{эриган модда}}}$$

Har kanday eritma uchun $N_1 + N_2 = 1$ ga teng. Bu formulalardan tegishli hisoblashlarda foydalaniladi.

5. Eritmaning titri. Eritmaning 1 millilitr (cm^3) da erigan moddaning gramm miqdorini kursatuvchi kiyamatga eritmaning titri deyiladi.

Yukoridagi koidaga ko'ra, xlorid kislota (HCl) eritmasining titri 0,00365 g/ml teng deylik. Bu eritmaning 1 ml da 0,00365 g. HCl erigan degan ma'noni anglatadi.

Umuman, eritmaning titri bilan molyar va normal kontsentratsiyalari urtasida quyidagicha boglanish bor:

$$T = \frac{m_{\text{модда}}}{V_{\text{эритма}}} = \frac{C_H \cdot \mathcal{E}}{1000} \text{ ba } T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

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

1. Eritmaning titri quyidagicha aniqlanadi:

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

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

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

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

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

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

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

Molyar va normal kontsenratsiyalarning formulalaridan kurinib turibdiki, eritmaning kontsentratsiyalari eritma hajmiga teskari proportsionaldir, ya’ni aniq kontsentratsiyali eritmaning hajmi avvalgisiga nisbatan necha marta ortsa, eritma kontsentratsiyasi shuncha kamayadi.

Aksariyat hollarda molyar va normal kontsentratsiyalar foiz kontsentratsiya bilan almashtirilishi yoki aksincha masalalarni hal etishga to‘g‘ri keladi. Shunday hollarda quyidagi formulalardan foydalanish mumkin:

$$C_M = \frac{C\% \cdot V \cdot d \cdot 1000}{100 \cdot V \cdot M} = \frac{C\% \cdot d \cdot 10}{M};$$

$$C\% = \frac{C_M \cdot M}{d \cdot 10}$$

$$C_H = \frac{C\% \cdot V \cdot d \cdot 1000}{100 \cdot V \cdot \vartheta} = \frac{C\% \cdot d \cdot 10}{\vartheta};$$

$$C\% = \frac{C_H \cdot \vartheta}{d \cdot 10}$$

Tayanch iboralar: Dispers sistema, kolloid eritma, dag'al dispers Sistema, emulsiya, suspenziya, eritmalar, eruvchanlik, eruvchanlik koefitsiyenti, to'ynmagan eritma, o'ta to'yingan eritma, modda konsentratsiyasi, molyar konsentratsiya, eritmaning titri, normal konsentratsiya.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Dispers sistemalar qanday klassifikasiyalanadi?
2. Kolloid eritmalar qanday eritmalar hisoblanadi?
3. Dag'al dispers sistemalar qanday xususiyatlarga ega bo'ladi?
4. Erish jarayonining mexanizmini qanday tushuntirasiz?
5. Sol'vatlanish va gidratlanish qanday farqlanadi?
6. Qattiq moddalarning suvda eruvchanligi qanday ifodalanadi?
7. Eruvchanlik koefitsiyenti dehganda nimani tushunish mumkin?
8. Eruvchanlik deganda nimani tushunish mumkin?
9. Eritmalar hosil bo'lishiga ko'ra qanday turlarga bo'linadi?
10. O'ta to'yingan eritmalar qanday xususiyatlarga ega bo'ladi?
11. Kristallogidratlar deganda qanday moddalarni tushunish mumkin?
12. Konsentratsiya deganda nimani tushunasiz?
13. Foiz konsentratsiya qanday ifodalanadi?
14. Molyar konsentratsiya qanday ifodalanadi?
15. Normal konsentratsiya qanday ifodalanadi?
16. Molyal konsentratsiya qanday ifodalanadi?
17. Titr qanday ifodalanadi?

Bob yuzasidan testlar:

1. 400 ml 0,5 m sulfat kislota bilan 10,4% li 160 ml ($d=1,25$ g/ml) bariy xlorid eritmaları o'zaro aralashtirildi. Bunda qaysi modda va necha gramm ortib qoladi?

- | | |
|----------------------|----------------------|
| A. 9,8 g H_2SO_4 | B. 0,98 g. H_2SO_4 |
| B.C. 12,5 g $BaCl_2$ | D. 18,3 g $BaCl_2$ |

2. Bir kislotaning 0,1 mol/l konsentrasiyali 30 ml eritmasiga 50 ml suv qo'shildi. Hosil bo'lgan eritmaning molyarligini hisoblang.

- A. 0,0375 B. 0,075 C. 0,0125 D. 0,3

3. Dispers sistemalar necha turga bo'linadi?

- A. 3 turga B. 2 turga C. 4 turga D. 5 turga

4. Tuproq va suv aralashmasi qaysi dispers sistemaga kiradi?

- A. Dag'al. B. nozik C. emulsiya D. chin.

5. $T=m/v=C_N \times E/1000$ bu formula nimani ifodalaydi?

- A. Eritmaning titri B. Normal konsentratsiya
C. Molyar konsentratsiya D. Foiz konsentratsiya

6. 2 M 5 litr NaOH eritmasining molini toping.

- A. 10 B. 5 C. 2.5 D. 1

7. 1000 g erituvchida erigan moddaning mollar soni bilan ifodalangan konsentratsiya-bu:

- A. Molyar konsentratsiya B. Normal konsentratsiya
C. Eritmaning titri D. Foiz konsentratsiya

8. Sut qaysi dispers sistemaga misol bo'ladi?

- A. emulsiya B. nozik
C. Dag'al. D. chin.

9. 50 g 30% li natriy gidroksid eritmasini tayyorlash uchun 10% va 50% eritmalaridan qancha massadan aralashtirish kerak?

- A. 25 g 50% li, 25 g 10% li
B. 20 g 50% li, 30 g 10% li
C. 30 g 50% li, 20 g 10% li
D. 10 g 50% li, 40 g 10% li

10. 40 g kalsiy necha gramm ishqor hosil qiladi?

- A. 74 B. 38
C. 72 D. 36

X BOB

ELEKTROLITIK DISSOTILANISH NAZARIYASI

10.1. Elektrolit va elektrolitmaslar. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasining asosiy qoidalari. Elektrolitik dissotsilanish darajasi

Elektrolit ionlarga ajralganda bitta molekuladan ikki va undan ortiq ion hosil bo'lishi natijasida eritmadagi zarrachalarning umumiy soni ortadi. Shuning uchun elektrolit eritmasining osmotik bosimi P_{osm} , muzlash harorati t_{muz} ning va qaynash harorati t_{qai} ning o'zgarish xuddi shunday kontsetratsiyali elektrolitmas eritmalaridan birmuncha yuqori bo'ladi. Elektrolitmas moddalarning eritmaları uchun Vant-Goff tenglamasi $P = CRT$ shaklida yoziladi. Bu tenglamani elektrolit eritmalariga tatbiq etish uchun tenglamaga izotonik koeffitsient (i) ni kirishib kerak: $P = iCRT$. Shu asosda **Raul** qonunlarini elektrolitlar eritmaları uchun qullashda ham izotonik koeffitsientdan foydalanish kerak. Vant-Goff kiritgan koeffitsient, u tajriba asosida topiladi: (elektrolit va elektrolitmas eritmalarining molyar kontsentratsiyasi o'zaro teng bo'lishi kerak), u holda yoki nisbatdan topiladi. i ning qiymati eritma kontsentratsiyasi kamayshi bilan ortadi. i ning eng katta qiymati NaCl eritmasi uchun 2 ga Na_2SO_4 eritmasi uchun 3ga, $K_3[Fe(CN)_6]$ ning eritmasi uchun 4 ga (elektrolitlarning molekulari dissotsilanganda hosil bo'lgan ionlar soniga) yaqinlashadi. Elektrolitning ionlarga dissotsilanishi erituvchining qutbli molekulari ishtirokida sodir bo'ladi. Agar erituvchi suv bo'lsa, qutubli suv molekulari kation va anionlarni qarama-qarshi qutub bilan ta'sirlanib, ya'ni kation va anionlarni o'rab oladi. Bunday holatni gidrotlanish deyiladi.

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

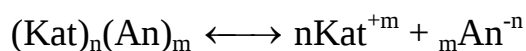
Elektrolitlar – suvdagi eritmaları va suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalardir.

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

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

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

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



Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasining asosiy prinsiplari 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^+ 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) harakatda bo‘ladi. Agar elektrolit eritmasiga tok manbaiga ulangan elektrodlar tushirilsa, ionlar ma’lum bir yo‘nalishda harakatlanadi, ya’ni musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar esa anodga tomon yo‘naladi. Shu sababli musbat ionlar kationlar, manfiy zaryadli ionlar anionlar deyiladi¹²⁵.

S.Arrenius nazariyasi eritmalardagi hodisalarning hamma murakkab tomonlarini hisobga olmadi. Uning fikricha ionlar bir-biriga o‘zaro ta’sir etmaydi, elektrolit eritmalari ideal gazlarga o‘xshaydi, ya’ni ularning hamma xossalari

¹²⁵ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 530 b.

zarrachalarning soni bilan xarakterlanadi, zarrachalarning kimyoviy xossasiga bog'liq emas.

S.Arrenius ionlarni erituvchi molekulalariga bog'liq bo'lmagan erkin zarrachalar deb hisobladi. Arrenius nazariyasi Mendeleyevning eritmalar gidratlari 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 hal etishda **I.A.Kablukov**ning xizmatlari katta bo'lib, u birinchi marta ionlarning gidratatsiyasi to'g'risidagi fikrni bildiradi. Bu g'oya elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasini mukamallashtirishda muhim ahamiyatga ega bo'ldi. Arrenius va Mendeelev nazariyalarini birlashtirdi.

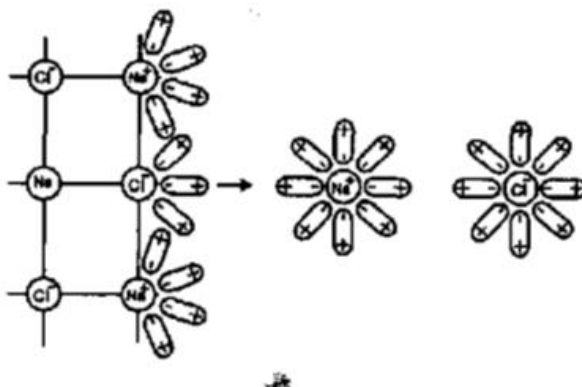
2. Dissotsiatsiyalanish jarayoni

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

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

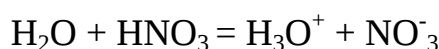
I.A.Kablukovning tekshirishlari natijasida tuzning ion kristall bog'lanishlarini uzish yoki molekulalarni parchalash uchun zarur bo'lgan energiya eruvchi modda molekulalarining erituvchi molekulari bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida hosil bo'ladi.

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



10.1-rasm. Natriy xloridning suvdagi eritmada elektrolitik dissotsilanish sxemasi

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



Elektrolitlarning 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. Dissotsilanish tenglamasi yozilganda, odatda ionlarning formulalari yozilib, ularning gidrat yoki solvatlari formulasi ko‘rsatilmaydi, chunki ionlar bilan bog‘langan erituvchi molekulari soni eritmaning konsentratsiyasi va boshqa sharoitlarga bog‘liq holda o‘zgaradi.

Ko‘pchilik gidratlangan ionlar rangsiz bo‘ladi, masalan, K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Ca^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , OH^- , H^+ va boshqalar. Lekin ba’zi ionlar gidratlangan holatda rangli bo‘ladi, masalan Cu^{2+} ($Cu^{2+} \cdot 4H_2O$) ko‘k rangli, $Cr^{3+} \cdot 6H_2O$ yashil rangli, CrO_4^{2-} sariq rangli, MnO_4^- pushti rangli va hokazo.

Erituvchi molekularining qutbliligi ion va molekulyar tuzilishdagi

moddalarning dissotsialanishi 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 °C da 80,4) har-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 molekulası suvda yaxshi dissotsilanadi, benzolda ionlarga parchalanmaydi¹²⁶.

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

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

Dissotsiatsiya darajasi quyidagicha ifodalanadi:

Dissotsilanish darajasi – bu ionlarga ajralgan molekulalar sonining umumiy erigan molekulalar soni N ga nisbatidir.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Dissotsilanish darajasi elektrolit tabiatiga, temperatura va konsentratsiyaga bog'liq. Eritma konsentratsiyasi pasayganda dissotsilanish darajasi ortadi. Masalan, sirka kislotaning 0,1n. eritmasi uchun $\alpha = 0,0134$ yoki 1,34 % bo'lib,

¹²⁶ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 531p.

0,03n. eritma uchun 2,45 % dir. Shu sababdan elektrolit eritmasining dissotsilanish darajasi bilan birga eritma konsentratsiyasini ham ko'rsatish kerak.

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

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

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

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

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

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

Agar elektrolitning dissotsiyanish darajasi $\alpha=3\%$ gacha bo'lsa, **kuchsiz elektrolit**;

-3-30 % gacha bo'lsa, o'rtacha kuchli elektrolit:

-30 % dan yuqori bo'lsa, kuchli elektrolit deyiladi.

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

Suvdagi eritmalarida qisman dissotsilanib, juda oz miqdorda ionlar hosil qiluvchi elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deyiladi. 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.

Quyidagi jadvalda qator elektrolitlar uchun 0,1 N eritmalarining 180 °C dagi dissotsilanish darajasi keltirilgan.

10.1-jadval.

Turli moddalarning dissotsilanish darajasi

Elektrolit	α , %	Elektrolit	α , %
KCl	86	H_2SO_4	58
NaCl	86	H_2SO_3	34
$NaNO_3$	83	H_3PO_4	27
K_2SO_4	72	CH_3COOH	1,34
$CuSO_4$	38	H_2S	0,07
$CaCl_2$	75	KOH	91
$MgSO_4$	42	NaOH	91
$HgCl_2$	1,0	$Ba(OH)_2$	77
HCl	91	$Ca(OH)_2$	75
HNO_3	92	NH_4OH	1,34

Dissotsiatsiyanish konstantasi. 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 konstanta ionlanish konstantasi yoki elektrolitik dissotsiatsiya konstantasi deyiladi. **Bu** konstanta kuchsiz elektrolitlarda eritmaning konsentratsiyasiga bog‘liq bo‘lmay, haroratga, elektrolit va erituvchining tabiatiga bog‘liqdir. Dissotsiatsiya konstantasi

qiymati asosida kislota va asos kuchi haqida xulosa chiqarish mumkin. Bu konstanta qiymati qanchalik kichik bo'lsa, ayni elektrolit shunchalik kuchsiz (ya'ni kimyoviy aktivligi shunchalik past) bo'ladi. Masalan, sirka kislota ($K = 1,74 \cdot 10^{-5}$) taxminan chumoli kislota ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$) dan 10 marta kuchsiz, lekin sianid kislotadan ($K = 5,0 \cdot 10^{-10}$) bir necha marta kuchlidir (jadval ilovada beriladi).

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

$$HA = H^+ + A^-$$

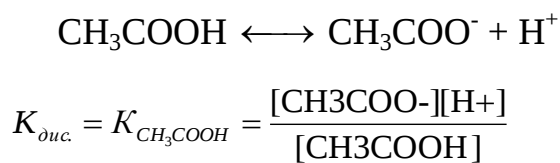
$$K_{ion} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{Ca \cdot Ca}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C$$

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

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

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

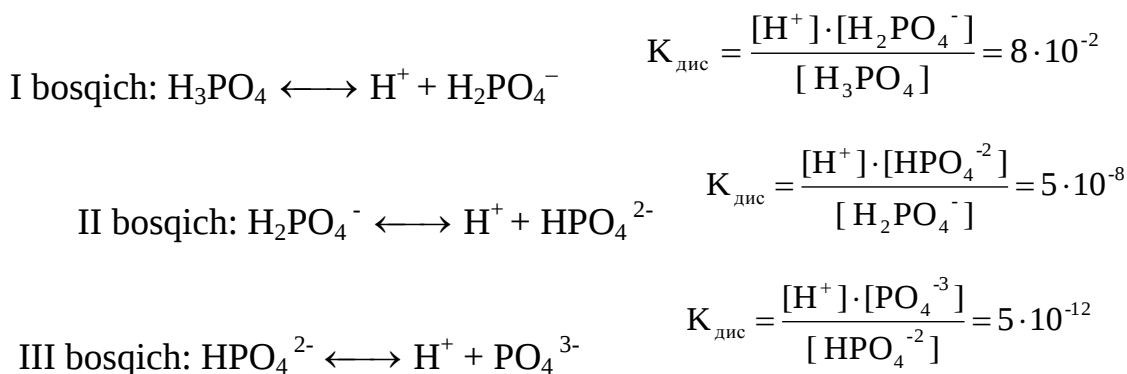
Bu ifodani quyidagi kuchsiz elektrolit (CH_3COOH -sirka kislota) uchun yozsak:



Dissotsiylanish doimiysi o‘lchov birligisiz kattalik bo‘lib, uning ma’nosi- ayni temperaturada muvozanatda turgan ionlar kontsentratsiyalari ko‘paytmasining muvozanatdagi elektrolit kontsentratsiyasiga nisbati o‘zgarmas sonidir. K_{dis} qiymati erituvchining, elektrolitning tabiatiga va temperaturaga bog‘liq bo‘lib, eritma kontsentratsiyasiga bog‘liq emas.

K_{dis} - qiymati kanchalik katta bo‘lsa, elektrolit shunchalik kuchli hisoblanadi. Agar $HCOOH$ va CH_3COOH larni o‘zaro solishtirsak: $K_{HCOOH} = 1,8 \cdot 10^{-4}$ va $K_{CH_3COOH} = 1,78 \cdot 10^{-5}$. Bu chumoli kislotasi ($HCOOH$) sirka kislotasiga nisbatan 10 marta kuchli ekanligini ko‘rsatadi.

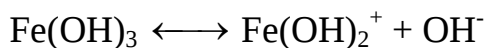
Ma’lumki, ko‘pchilik kislota va asoslar bosqichli dissotsiylanadi. Fosfat kislotasi (H_3PO_4) ning uch bosqichli dissotsiyasi uchun 3 xil K_{dis} qiymati mavjud, ya’ni har bir bosqich o‘ziga xos dissotsiylanish doimiysi bilan xarakterlanadi:



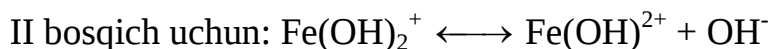
Bunday elektrolitlarning umumiy dissotsiylanish doimiysi

$$K_{H_3PO_4} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = \frac{[H^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}]}{[H_3PO_4]}$$

Asoslar uchun ham shunday dissotsiylanish xos bo‘lib, ularning ham har bir bosqichi uchun o‘ziga xos dissotsiylanish doimiysi mavjud:



$$K_{дис} = \frac{[Fe(OH)_2^+] \cdot [OH^-]}{[Fe(OH)_3]}$$



$$K_{дис} = \frac{[Fe(OH)^{2+}] \cdot [OH^-]}{[Fe(OH)_2^+]}$$



$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Fe(OH)}^{+2}]}$$

Umumiy dissotsiyanish doimiysi:

$$K_{\text{Fe(OH)}_3} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3}{[\text{Fe(OH)}_3]}$$

Demak, har bir bosqichning amalga oshishi ketma-ketlik asosida ketadi.

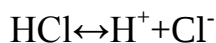
10.2. Elektrolitik dissosilanish nazariyasi nuqtai nazardan kislotalar, asoslar, tuzlar. Suvning elektrolitik dissosilanishi, pH-vodorod ko'rsatkich

Kislota, asos va tuzlarning xossalari. Kislotalar dissotsilanganda H^+ ionlari hosil bo'ladi, bu ionlar kislotalarga quyidagi muhim xossalarni beradi:

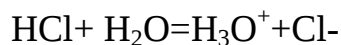
- a) nordon tam;
- b) ular asoslar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuzlarni hosil qiladi;
- v) indikatorlar rangini o'zgartiradi.

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

Eritmalarda H^+ va kislata qoldig'i ioniga dissotsiyanuvchi birikmalar kislotalar deyiladi:



Hosil bo'lgan H^+ ionda (protonda) elektron qavat bo'lmaydi. Shuning uchun u suvli muhitda $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+$ ni hosil qiladi. Eritmada H_3O^+ bo'lishi eritmaning kislata xususiyatiga sabab bo'ladi:



Biroq dissotsiyanish tenglamalarini soddalashtirish maqsadida H^3O^+ o'rniga H^+ yoziladi.

Ko‘p negizli kislotalar, asoslar, tuzlar boskich bilan dissotsilanadi. Masalan, fosfat kislota uch bosqichda (uch negizli bulgani uchun) ionlarga dissotsilanadi¹²⁷.



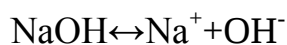
Dissotsilanishning birinchi bosqichi kuchli boradi, ikkinchisi kuchsizroq, uchinchi juda ham kuchsiz bo‘ladi. Neytral H_3PO_4 molekuladan vodorod ionini ajratib olish manfiy zaryadlangan H_2PO_4^- ionga nisbatan oson, HPO_4^{2-} ionidan esa H^+ ionini ajratib olish qiyinroqdir.

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

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

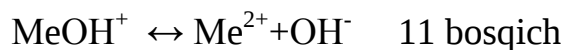
Elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi nuqtai nazaridan **asoslar** eritmalarida **gidroksid ionlarini** hosil qiluvchi elektrolitlardir. Asoslarning kuchi kislotalarning kuchi kabi dissotsiatsiya konstantasi miqdori bilan belgilanadi. Asosning dissotsiatsiya konstantasi qiymati qancha yuqori bo‘lsa,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

Asoslar eritmalarida metall ion bilan gidroksid ionlariga dissotsilanadi:



Asoslar eritmalarida OH^- ionlarining borligi ishqoriy muhit hosil qiladi.

Ko‘p negizli kislota kabi, ikki va undan ortik valentlik metallarning asoslari ham bosqichli dissotsilanadi. Masalan, magniy gidroksidning dissotsilanishi quyidagicha boradi.

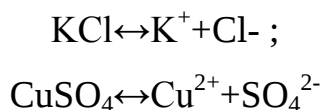


¹²⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 546-550 b.

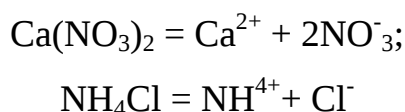
Ko‘p negizli kislota va yukori valentli metall asoslarining bosqichli dissotsilanishi nordon va asosli tuzlar hosil bo‘lishini ko‘rsatadi.

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

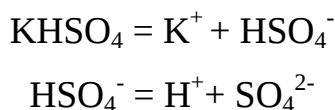
Tuzlar erimalarda metall ionlari bilan kislota qoldig‘i ionlariga dissotsilanadi:



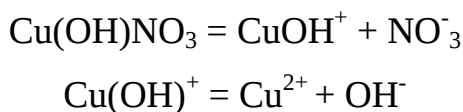
O‘rta tuzlar dissotsilanganda metall kationlari (yoki ammoniy kationi) va kislota qoldig‘i anionlari hosil bo‘ladi:



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

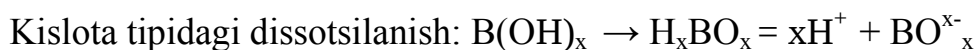


Asosli tuzlar dissotsilanganda kislota qoldig‘i anionlari, metall ioni va gidroksidli murakkab kationlar hosil bo‘ladi. Bu kationlar ham o‘z navbatida dissotsilanishi mumkin. Shuning uchun asosli tuz eritmasida OH^- ionlari bo‘ladi:

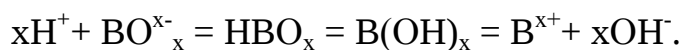


2. Gidroksidlarning asosli va kislota tipida dissotsilanishi. Amfoter gidroksidlar.

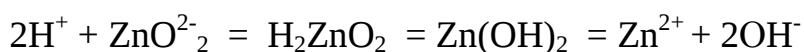
Gidroksidlarning kimyoviy tarkibini $B(OH)_x$ umumiy formula bilan ko‘rsatish mumkin. (B – element, x – uning valentligi). Gidroksid eritmada H^+ kationlarni hosil qilsa, asos sifatida reaksiyaga kirishadi.



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



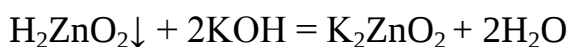
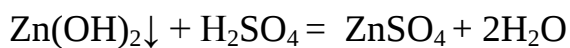
Amfoter gidroksidlar ham kislotalar, ham asoslar bilan neytrallanish reaksiyasiga kirisha oladi. Amfoter gidroksidga misol sifatida rux gidroksid $Zn(OH)_2$ ni ko‘rsatish mumkin. Bu modda suvda qiyin eriydi, lekin oz qismi bo‘lsada eritmaga o‘tadi va dissotsilanadi:



kislota tipda dissotsilanish

asos tipda dissotsilanish

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



Ikkala holda ham reaksiya cho‘kmani to‘liq erishi bilan boradi. Gidroksidlar-ning suvli muhitda qaysi tipda dissotsialanishi asosan gidroksid molekulasini hosil qiluvchi zarrachalar orasidagi bog‘lanishning mustahkamligiga bog‘liqdir. Gidroksid $B(OH)_x$ molekulasining B va O orasidagi bog‘lanish O va H o‘rtasidagi bog‘lanishga nisbatan mustahkamroq bo‘lsa, H^+ ioni ajraladi (kislota tipidagi ionlanish) H va O orasidagi bog‘lanishga nisbatan mustahkamroq bo‘lsa, ionlanishda gidroksid OH^- ionlari hosil bo‘ladi (asos tipda dissotsilanish) va nihoyat B va O orasidagi bog‘lanish mustahkamligi taxminan teng bo‘lsa, eritmada H^+ hamda OH^- ionlari hosil bo‘ladi (amfoter tipda dissotsilanish)¹²⁸.

Gidroksidning dissotsialanishi B^{x+} ionning zaryad miqdori va uning radiusiga bog‘liq. Gidroksid molekulalaridagi B^{x+} ionning zaryad miqdori oshishi va uning radiusining kamayishi bilan B va O orasidagi bog‘lanish mustahkamlana

¹²⁸ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 531-532 p.

boradi; shuningdek markaziy ion B^{x+} ning H^+ ionni itarish kuchi kuchaya boradi. Bu qonuniyatni Si, P, S va Cl elementlarining gidroksidlarida kuzatish mumkin. Bunday gidroksidlar kislota tipida dissotsilanadi. Markaziy ionning zaryadi: Si^{4+} P^{5+} S^{6+} Cl^{7+} (Ionning radiusi, nm: 0,039; 0,034; 0,029; 0,025).

3. Kislota va asoslarning protolitik nazariyasi.

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

Kimyoviy jarayon davomida kislota protonni chiqaradi va o'zi asosga aylanadi. Bu nazariya bo'yicha kislotalar uch turga bo'linadi:

A) **Neytral holdagi kislotalar** - HCl , HNO_3 , H_2SO_4 lar suvli sharoitda;

B) **Anion holdagi kislotalar** - HSO_4^- , $H_2PO_4^-$ lar suvli eritmada;

C) Musbat zaryadlangan (kation holdagi) kislotalar- H_3O^+ , NH_4^+ va boshqalar.

Moddaning kislotalik xossasi uning asos bilan, asoslik xossasi esa uning kislota bilan reaksiyaga kirishishi jarayonida namoyon bo'ladi.

Masalan: $HCl + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$K_1 \quad A_1 \quad K_2 \quad A_2$

Bu jarayonda birinchi asos (A_1) ikkinchi kislota (K_2) ga aylanadi. Boshqa jarayonlarda suv kislota sifatida ham ishtirok etishi mumkin:

$H_2O + NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$

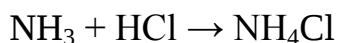
$K_1 \quad A_1 \quad K_2 \quad A_2$

Demak, suv molekulasini asos bilan reaksiyaga kirishganda kislotalik xossasiga ega bo'lsa, kuchli kislota bilan reaksiyaga kirishganda asoslik xossaga ega bo'ladi, ya'ni amfoter xossaga ega bo'ladi.

Elektron nazariyasi: Bu nazariyani **Lyuis** taklif qilgan. Bu nazariya asos sifatida kimyoviy bog' hosil qilishda elektron juftini beruvchi modda, kislota

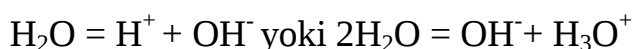
sifatida esa elektron juftlarini qabul qiluvchi modda. Elektron nazariyasiga asosan kislota-asos reaksiyasi donor-aktsentor bog'lanish hosil bo'lishidan iboratdir.

Kislota bilan asosning birikishidan adduktlar deb ataluvchi tuzsimon modda hosil o'ladi:



Asos kislota elektron juftlari donor bo'lgan moddalar Lyuis asoslari, elektron juftlari aktseptor bo'lgan moddalar Lyuis kislotalari deyiladi. Lyuis kislotalariga BF_3 , AlCl_3 , SiCl_4 , Ag^+ Cr^{3+} va boshqa ionlarni, ya'ni kompleks hosil qiluvchi ionlari ko'rsatish mumkin. Lyuis asoslariga ammiak, aminobirikmalar-aliffatik va aromatik aminlari, ketonlar misol bo'ladi.

Suvning elektrolitik dissotsilanishi. Toza suv o'lchash mumkin bo'lgan elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit hisoblanadi. Laboratoriyada ishlatiladigan (distillangan) suv ham yetarli darajada toza emas. Uning tarkibida oz miqdorda NH_4OH , H_2CO_3 va boshqa moddalar bor. F.kolraush suvni ko'p marta tozalash natijasida toza suv olgan. Bu suv ham oz bo'lsada, o'lchash mumkin bo'lgan **elektr o'tkazuvchanlikka ega bo'lib, juda kuchsiz elektrolit** hisoblanadi. Uning elektr o'tkazuvchanligiga sabab, suv kam darajada bo'lsa ham ionlarga dissotsilanishidir:



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

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t = 22^\circ \text{C})$$

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

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (mol/l)}$$

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

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

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

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

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

Vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalari bir xil bo‘lgan eritmalar neytral eritmalar deb ataladi. Neytral muhit uchun $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$. Kislotali muhitda $[H^+] > [OH^-]$, ishqoriy muhitda esa $[H^+] < [OH^-]$. Suvning ion ko‘paytmasidan foydalanib, muhitning har qanday reaksiyasini miqdoriy jihatdan H^+ ionlarning konsentratsiyasi bilan o‘lchash mumkin. Bunda quyidagi nisbatni hisobga olish kerak¹²⁹:

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

Demak, toza neytral suvda H^+ ionlari konsentratsiyasi 10^{-7} mol/l , OH^- ionlari konsentratsiyasi ham 10^{-7} mol/l tengdir. Kislotali muhitda H^+ ionlari konsentratsiyasi 10^{-7} mol/l dan ortiq, OH^- ionlari konsentratsiyasi 10^{-7} mol/l dan kam bo‘ladi. Ishqoriy muhitda esa aksincha. Suvning dissotsilanishi endotermik jarayon bo‘lib, harorat oshirilganda uning ionlarga parchalanishi kuchayadi, ya’ni K_{H_2O} ning qiymati ortadi. Masalan, 0^0C da $K_{H_2O} = 0,13 \times 10^{-14}$, 50^0C da $K_{H_2O} = 5,66 \times 10^{-14}$ ga tengdir.

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

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

¹²⁹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 533-p.

Masalan, agar $[H^+] = 10^{-4}$ mol/l bo'lsa, $pH = 4$ bo'ladi. Neytral eritmalarida ($[H^+] = 10^{-7}$ mol/l) $pH = 7$, kislotali eritmalarida $pH < 7$, ishqoriy eritmalarida $pH > 7$ bo'ladi. Eritma muhiti qandayligini (kislotalimi, ishqoriymi yoki neytralmi) aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. Indikatorlar o'z rangini H^+ ionlar konsentratsiyasiga bog'liq ravishda o'zgartiruvchi maxsus reaktivlardir¹³⁰.



10.2-rasm. Eritmaning pH qiymatini aniqlash asbobi.

Ko'p ishlatiladigan indikatorlar jumlasiga metiloranj, lakmus, fenolftalein kiradi. Vodorod ionlari konsentratsiyasini indikatorlar yordamida (kolorimetrik usul) o'lchash aniqligi yuqori bo'lmagan usul bo'lsa ham, amalda qulay bo'lib, ko'pgina hollarda qo'llaniladi. Bu usul muhitning pH ga bog'liq holda ba'zi bir organik moddalar eritmalarining rangini o'zgarishiga asoslangan. pH ni o'lchashda ko'pincha bir necha indikatorlar aralashmasi (universal indikator) ishlatiladi. Tekshirilayotgan eritmaga (5-6 ml eritmaga 1-2 tomchi) universal indikator tomiziladi va hosil bo'lgan rang etalon eritmalariga solishtiriladi.

Aniq pH ga ega rangli indikator eritmaları solingan og'zi kavsharlangan probirkalar etalonlar vazafasini o'taydi. Tekshirilayotgan eritma bilan bir xil rangga ega bo'lgan etallonni tanlab, unda ko'rsatilgan pH qiymati yozib olinadi. Eritmaning pHini aniq o'lchash uchun maxsus asboblardan, ya'ni pH-metrlardan foydalaniladi.

1-misol. Eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi $2,3 \times 10^{-5}$ mol/l bo'lsa, pH qiymati qanday bo'ladi?

¹³⁰ Raymond Chang, General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 534- b.

Yechish. $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2,3 \times 10^{-5}) = -0,36 - 5 = 4,64$.

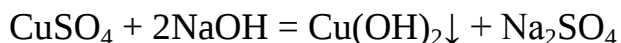
Ko'pchilik reaksiyalar uchun pH ning qiymati muhim ahamiyatga ega. Masalan, qishloq xo'jaligi, shuningdek, bir qator sanoat tarmoqlari (oziq-ovqat, gidroliz, vino, pivo tayyorlash, pishloq tayyorlash kabi tarmoqlar)da boradigan fermentativ reaksiyalarda pH ning ahamiyati katta. Ko'pchilik biologik jarayonlar kuchsiz kislota, neytral va kuchsiz ishqoriy muhitda borib, ularning pH qiymatlari 4-8 oralig'ida bo'ladi.

Qishloq xo'jaligi ekinlarining normal rivojlanishi va ulardan doimo yuqori hosil olish uchun tuproq eritmasining muhiti ma'lum pH ga ega bo'lishi kerak. $\text{pH} < 4$ kichik bo'lganda tuproq eritmasida H^+ , alyuminiy, temir, marganes va boshqa ionlar o'simliklar uchun zararli konsentratsiyada to'planadi, $\text{pH} > 8$ dan oshganda o'simliklar uchun zararli gidroksid OH^- ionlari hosil bo'ladi.

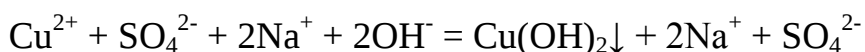
10.3. Elektrolit eritmalaridagi ion almashinish reaksiyalari. Tuzlar gidrolizi va ularning turlari.

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

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

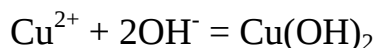


Bu tenglama molekulyar formadagi tenglama deb yuritiladi. Uni ionli shaklda ham ifodalash mumkin:

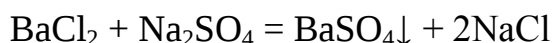
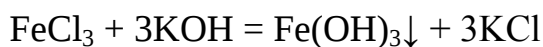


Bu reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, reaksiya faqat mis va

gidroksid ionlari o'rtasida borib, boshqa ionlarda o'zgarish bo'lmaydi. Bu tenglamaning ikki tomonidagi bir xil ionlarni tashlab yozsak, qisqartirilgan ion-molekulyar shakldagi tenglama kelib chiqadi:



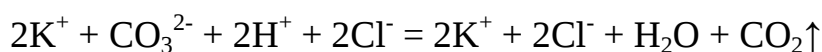
Cho'kma hosil qilish bilan boradigan reaksiyalardan suvda erimaydigan asos hamda tuzlarni olishda foydalanish mumkin:



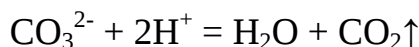
b) Gaz hosil bo'ladigan reaksiyalar. Bunday reaksiyalar sodir bo'lganda kimyoviy muvozanat reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladigan reaksiya tomoniga siljiydi. Gaz moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalarga karbonatlarni, masalan kaliy karbonatni kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashuvidan karbonat angidrid ajralib chiqishini ko'rsatish mumkin:



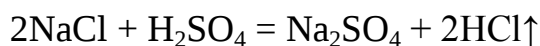
Bu tenglama ionli shaklda quyidagicha bo'ladi:



Qisqartirilgan ion-molekulyar shaklda quyidagicha bo'ladi:

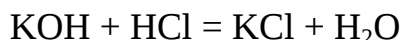


Gaz hosil qilish bilan boradigan reaksiyalar asosida ba'zi kislotalarni olishda foydalanish mumkin:



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

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



U ion-molekulyar shaklda quyidagicha:

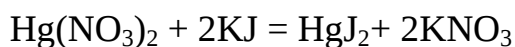


qisqartirilgan ion-molekulyar formada esa quyidagicha yoziladi:

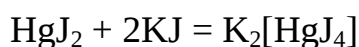


Binobarin neytrallanish reaksiyasida gidroksid ionlari vodorod ionlari bilan birikib, suv molekulasini hosil qiladi. Neytrallanish reaksiyalari natijasida tuzlar olinadi.

g) Ionlar orasida boradigan reaksiyalarda ko‘pincha kompleks birikmalar hosil bo‘ladi. Masalan, simob nitrat eritmasiga kaliy yodid eritmasida qo‘shsak, avval qizil rangli cho‘kma hosil bo‘ladi:



Agar KJ dank o‘proq qo‘shsak, cho‘kma eriydi va kompleks birikma hosil bo‘ladi:



2.Tuzlar gidrolizi va ularning turlari.

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, NaCl niki neytral va KClO eritmasi asosli muhitni ko‘rsatadi, hatto nordon tuz Na_2HPO_4 ning suvdagi eritmasi ishqoriy muhit namoyon qiladi¹³¹.

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

Tuz ionlari bilan suv o‘rtasida boradigan va odatda, kuchsiz elektrolit (kuchsiz kislota, kuchsiz asos va asosli yoki kislotali tuz) hosil bo‘lishiga olib keladigan, muhitning o‘zgarishi bilan boruvchi o‘zaro ta’sir reaksiyalari **tuzlarning gidrolizi** deb ataladi.

Gidroliz natijasida tuz ionlari suv ionlari bilan kam dissotsilanuvchi komplekslar yoki (ion molekular) ni hosil qiladi. Agar gidroliz mahsulotlari eruvchan bo‘lsa, jarayon qaytar bo‘ladi. Gidroliz natijasida ba’zan oson uchuvchan

¹³¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 551-560 pp.

va yomon eruvchi moddalar hosil bo'lishi mumkin. Bu hollarda reaksiya qaytmas bo'lib, oxirigacha boradi.

Gidroliz natijasida suvning dissotsilanish muvozanati



o'ng tomonga siljiydi.

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



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

Gidroliz darajasi va konstantasi. 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 kiritiladi. Yuqorida ko'rib chiqilgan hollarda eritmada tuzlarning hammasi gidrolizga uchramaydi, faqat bir qismi gidrolizlanadi. Gidrolizlangan tuz molekulalari sonining eritilgan tuz molekulalari soniga nisbati tuzning gidroliz darajasi deb ataladi va **h** harfi bilan belgilanadi.

h = gidrolizlangan molekulalar soni/eritilgan tuz molekulalari soni

Gidroliz darajasi va doimiysi orasidagi bog'lanish quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:

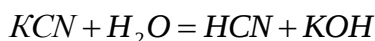
$$K_{\text{gidr}} = h^2/(1-h)C_0$$

bu yerda: C_0 = tuzning dastlabki konsentratsiyasi.

Ko'pchilik hollarda **h** juda kichik bo'ladi. Shuning uchun yuqoridagi tenglamani quyidagicha yozish mumkin:

$$K_{\text{гидр}} = h^2 C_0 \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_0}}$$

Demak, eritma suyultirilsa, gidroliz darajasi ortadi. Gidrolizni xarakterlovchi miqdorlardan biri gidroliz konstantasidir.



Bu reaksiyaning gidroliz konstantasi quyidagicha yoziladi

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

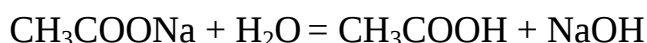
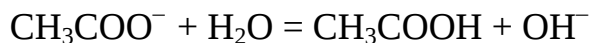
Gidroliz konstantasi ayni tuzning gidrolizlanish qobiliyatini xarakterlaydi; K_{gidr} ning qiymati qancha katta bo'lsa, gidroliz shuncha yaxshi boradi.

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

Eritma temperaturasi oshirilganda gidroliz darajasi ham oshadi. Chunki isitilgan suvning dissotsiatsiya darajasi oshadi, shu sababli H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'sirini kuchaytiradi, binobarin tuz gidrolizi kuchayadi, bu esa gidroliz darajasining oshishiga olib keladi. Yog'ochni qayta ishlash sanoati hamda qishloq xo'jaligi chiqindilarini gidrolizlab, etil spirt, glyukoza va boshqa moddalar olinadi. Yog'larning gidrolizi, sovun pishirish va glitserin olishning asosini tashkil etadi. Gidroliz asosida ichimlik va sanoat suvlari tozalanadi.

3. Gidroliz turlari.

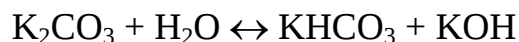
1. Tuz kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan bo'lsa, u suvli eritmada $\text{CH}_3\text{COONa} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$ tenglama bo'yicha dissotsilanadi va kuchsiz kislota qoldig'i suvdan protonni biriktirib olishga intiladi, natijada eritma ishqoriy muhitga (Bu **anion bo'yicha gidroliz** deyiladi) ega bo'ladi¹³²:



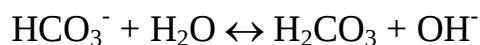
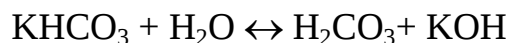
Ko'p asosli kislota qoldikli tuzlar suvda eriganda gidroliz bosqichli boradi. Masalan K_2CO_3 gidrolizi quyidagicha boradi:

¹³² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 557-561 pp.

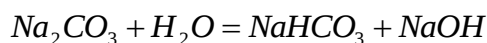
1 bosqich:



2 bosqich:



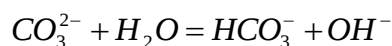
Misol sifatida, natriy karbonat $NaCO_3$ (kuchli asos $NaOH$ va kuchsiz kislota H_2CO_3 dan hosil bo'lgan) gidrolizini ko'ramiz:



Bu tenglama ion molekulyar shaklda quyidagicha yoziladi:

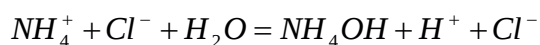
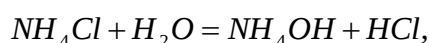


uning qisqartirilgan shakli:

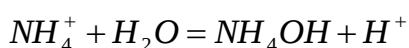


Demak, tuzning anioni gidrolizga uchraydi va reaksiya natijasida gidroksil OH^- ionlar hosil bo'ladi. Binobarin, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlarning suvdagi eritmalari ishqoriy muhitga ega bo'ladi.

2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar suvda eriganda eritma kislotali muhitga (**Bu kation bo'yicha gidroliz** deyiladi) ega bo'ladi. Masalan, ammoniy xlorid NH_4Cl ni gidrolizini olaylik:



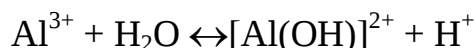
Tenglama qisqartirilgan shaklda quyidagicha bo'ladi:



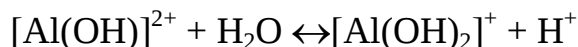
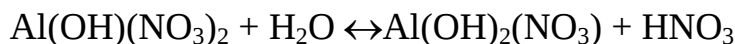
Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda eritmada vodorod ionlari to'planadi va shu sababli eritma kislotali muhitga ega bo'ladi.

Ko'p negizli asoslardan hosil bo'lgan tuzlar suvda eriganda gidroliz bosqichli boradi. Masalan $Al(NO_3)_3$ gidrolizi quyidagicha boradi:

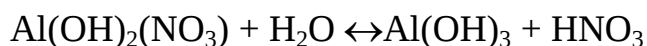
1 bosqich:



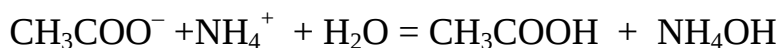
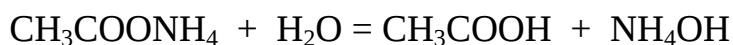
2 bosqich:



3 bosqich:



3. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar suvda eritilganda ularning ko'pchiligi to'liq gidrolizga (Bu **ham anion, ham kation bo'yicha gidroliz** deyiladi) uchraydi¹³³.



Bunday tuzlar eritmaları muhiti kislota yoki asosning qaysi kuchli ekanligiga bog'liq bo'ladi. Masalan $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ tuzi eritmasining muhiti kuchsiz ishqoriy bo'ladi. Chunki ammoniy gidroksidning dissotsiatsiya doimiyligi $K_b = 6,3 \cdot 10^{-5}$ bo'lib, sirka kislotaniki esa $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ga tengdir.

4. Kuchli asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi va ular eritmalarining muhiti neytral bo'ladi.

Gidroliz jarayoni qaytar jarayon hisoblanadi. Gidrolizni to'liq amalga oshirish yoki to'xtatib qo'yish mumkin. Buning uchun quyidagi shartlar bajarilishi lozim.

Gidroliz oldini olish uchun:

1. Eritma konsentratsiyasini oshirish; 2. Eritmani sovutish.

¹³³ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 561-562 pp.

3. Gidroliz natijasida hosil bo'lishi kutilayotgan muhitni oldindan tayyorlash kerak.

Gidrolizni tezlatish uchun:

1. Eritmani suyultirish kerak;

2. Eritmani qizdirish kerak.

3. Gidroliz natijasida hosil bo'lishi kerak bo'lgan muhitga teskari muhit yaratish lozim.

Gidroliz sanoatda va hayotda muhim ahamiyatga ega: sanoatda spirtlar, fenollar, o'simlik moylari va hayvon yog'idan yuqori alifatik kislotalar olinadi. Murakkab efirlar, glikozid va amid bog'lari gidrolizi tirik organizmlar hayot faoliyatida muhim rol o'ynaydi.

Tayanch iboralar: Dissotsilanish, dissotsilanish nazariyasi, kuchli elektrolitlar, kuchsiz elektrolitlar, dissotsilanish darajasi, suvning elektrolitik dissotsilanishi, pH, neytrallanish reaksiyasi, ion almashinish reaksiyasi, gidroliz.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Dissotsilanish qanday tushuncha?
2. Dissotsilanish nazariyasi deganda nimani tushunasiz?
3. Moddalarning dissotsilanishini izohlang?
4. Kuchli elektrolitlar qanday moddalar hisoblanadi?
5. Kuchsiz elektrolitlar qanday moddalar hisoblanadi?
6. Dissotsilanish darajasi deganda nimani tushunish mumkin?
7. Dissotsilanish konstantasi qanday hisoblanadi?
8. Kuchli elektrolitlar nazariyasini qanday izohlash mumkin?
9. Dissotsilanish konstantasi qiymati nimaga asosan belgilanadi?
10. Dissotsilanish darajasining ahamiyati nimada?
11. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi nuqtai nazardan kislotalar qanday ta'riflanadi?
12. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi nuqtai nazardan asoslar qanday ta'riflanadi?

13. Elektrolitik dissosilanish nazariyasi nuqtai nazardan tuzlar qanday ta'riflanadi?
14. Ko'p asosli tuzlar qanday dissotsilanadi?
15. Gidroksidlarning asosli va kislota tipida dissosilanishini izohlang.
16. Amfoter gidroksidlar qanday dissotsilanadi.
17. Kislota va asoslarning protolitik nazariyasi deganda nimani tushunish mumkin?
18. Suvning elektrolitik dissotsilanishi qanday amalga oshadi?
19. pH nima?
20. Eritmalar muhiti deganda nimani tushunish mumkin?
21. Kislotali va neytral muhit qanday ajratiladi?
22. Elektrolit eritmalaridagi ion almashinish reaksiyalari deganda nimani tushunish mumkin?
23. Gaz hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalar qanday holatda amalga oshadi?
24. Ch'kma tushishi bilan boradigan reaksiyalar qanday holatda amalga oshadi?
25. Neytrallanish bilan boradigan reaksiyalar qanday holatda amalga oshadi?
26. Kam dissotilanadigan moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalar qanday holatda amalga oshadi?
27. Tuzlar gidrolizi qanday turlarga bo'linadi?
28. Kationli gidroliz qanday amalga oshadi?
29. Anionli gidroliz qanday amalga oshadi?
30. Ham kationli ham anionli gidroliz qanday amalga oshadi?

Bob yuzasidan testlar:

- 1. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ ushbu reaksiya ion almashinish reaksiyasining qaysi turiga kiradi?**
- A. Co'kma hosil bo'lish. B. Gaz ajralish
- C. birikish. D. Rang o'zgarish

2. $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ushbu reaksiya ion almashinish reaksiyasining qaysi turiga kiradi?

- A. Co'kma hosil bo'lish. B. Gaz ajralish
C. kam dissotsilanadigan modda hosil bo'lish. D. Rang o'zgarish.

3. Qaysi moddalar kuchli elektrolitlar hisoblanadi? 1)HF; 2)HNO₃; 3)Zn(OH)₂; 4)KOH; 5)HCN; 6)K₂CO₃.

- A. 2,4,6 B. 1,3,5 C. 1,4,5 D. 2,3,4

4. Eritilgan holatda ham, suyuqlantirilgan holatda ham elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar bu:

- A. Elektrolitmas B. Dissotsiatsiya
C. Kuchsiz elektrolit. D. analog.

5. Ionlarga ajralgan molekulalar sonining umumiy erigan molekulalar soniga nisbati-bu:

- A. dissotsilanish darajasi B. Ionlanish potentsiali
C. Suyultirish darajasi D. Ionlanish energiyasi.

6. Qaysi tuzning gidrolizi kation bo'yicha boradi?

- A. CuCl₂ B. KBr C. NaCN D. NH₄CN.

6. Qaysi tuzning gidrolizi anion bo'yicha boradi?

- A. CuCl₂ B. KBr C. NaCN D. NH₄CN.

7. Qaysi tuzning gidrolizi ham kation ham anion bo'yicha boradi?

- A. CuCl₂ B. KBr C. NaCN D. NH₄CN.

8. Qaysi tuzning gidrolizi kation bo'yicha boradi?

- A. FeCl₂ B. KBr C. NaCN D. NH₄CN.

9. Harorat ko'tarilishi bilan ionlanish darajasi qanday bo'ladi?

- A. oshadi B. kamayadi C. o'zgarmaydi D. pasayadi

10. Elektrolitik dissosiyalanish nazariyasini kim fanga kiritgan?

- A. 1887 y, S.Arrenius B. 1895 y, S.Arrenius
C. 1890 y, Ya.Berselius D. 1887 y, M.Lomonosov/

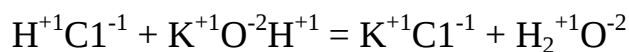
XI BOB

OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI. ELEKTROLIZ

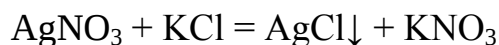
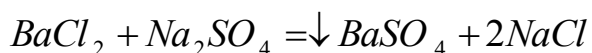
11.1. Elementlar oksidlanish darajasining o'zgarishi bilan va o'zgarmasdan sodir bo'ladigan reaksiyalar. Oksidlanish va qaytarilish jarayoni. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tavsifi.

Tayanch tushunchalar: oksidlanish darajasi, valentlik, oksidlovchi, qaytaruvchi, birikish reaksiyalari, ajralish reaksiyalari, almashinish reaksiyalari, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, kislotali, ishqoriy, neytral muhit.

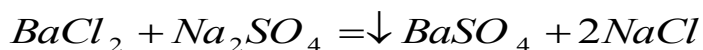
Barcha kimyoviy reaksiyalarni **2 guruhga** bo'lish mumkin. **1- guruh** reaksiyalarda o'zaro ta'sir etuvchi moddalar tarkibiga kiruvchi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydi. Bu guruhga almashinish, ayrim birikish va ajralish reaksiyalari kiradi:



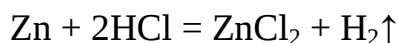
Ko'rinib turibdiki, atomlardan har birining oksidlanish darajasi reaksiyadan oldin ham, keyin ham o'zgarmasdan qolgan.



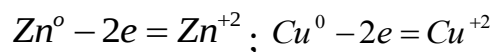
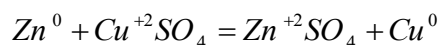
Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarda reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibidagi elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) reaksiya natijasida o'zgarmaydi.



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



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



Bunday reaksiyalarda elektronlarning bir atomdan ikkinchi atomga o'tishi natijasida elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) o'zgaradi.

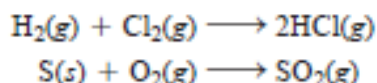
Oksidlanish darajasi nima? Ayni birikma batamom ionli tuzilishga ega deb faraz qilganda uning tarkibidagi biror elementning shartli zaryadi uning **oksidlanish darajasi** deb ataladi.

Elementlarning oksidlanish darajasini aniklashda doim kislorodning oksidlanish darajasini -2, vodorodnikini +1 deb kabul qilinadi. Metall ionlarining oksidlanish darajasi ularning zaryadiga teng deb olinadi. Masalan, N_2O da vodorodning oksidlanish darajasi +1, kislorodniki -2 dir. KJ da kaliyniki +1, yodniki -1 dir.

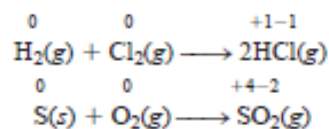
Masalan, xromat kislota (H_2CrO_4) tarkibidagi xrom atomining oksidlanish darajasini aniqlash kerak. Buning uchun vodorodning oksidlanish darajasini +1 va kislorodnikini -2 deb olib, xromning oksidlanish darajasi «x» ni quyidagi tenglama asosida topamiz: $(+1)*2 + x + (-2)*4 = 0$ bundan, $x = +6$ kelib chiqadi.

Shu yo'l bilan H_2SO_4 da S ning oksidlanish darajasi ham +6, $KMnO_4$ da marganesniki +7 ga tengligini aniqlash mumkin.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari natijasida oksidlovchining oksidlanish darajasi (musbat qiymat kattaligi) kamayadi, aksincha, qaytaruvchining oksidlanish darajasi ortadi.



Reaksiyalarda oksidlanish darajasining qiymati quyidagicha o'zgarishga uchrashini kuzatish mumkin¹³⁴:



¹³⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 107-109- betlar.

Valentlik. Valentlik tushunchasi kimyoning muhim tushunchalaridan biri hisoblanadi. Uni fanga 1852 yilda E.Franklend tomonidan kiritilgan. Uning tarifi quyidagicha:

Ayni element atomi boshqa element atomlarining nechtasini biriktira olsa yoki nechtasi bilan almashina olsa, o'sha son ayni elementning **valentligini** ko'rsatadi. Bu tarif malum darajada shartli tarif hisoblanadi, chunki u valentlikning tom manosini yechib bera olmaydi.

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

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

Muhim oksidlovchilar:

1. Oddiy moddalar: F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 , O_2 , S.

Kimyoviy reaksiyalar vaqtida bu moddalar elektronlar biriktirib olib, manfiy zaryadlangan zarrachalarni hosil qiladi:

F^- , Cl^- , Br^- , J^- , O^{2-} , S^{2-} .

2. Kislorodli kislotalar : H_2SO_4 , HNO_3 va ularning tuzlari: $KMnO_4$ (kaliy permanganat), $K_2Cr_2O_7$ (kaliy bixromat); xlorning kislorodli kislotalari ($HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$) va ularning tuzlari (gipoxloritlar, xloratlar va perxloratlar); ba'zi kislotalarning angidridlari, masalan, CrO_3 (xrom (VI) - oksid), Mn_2O_7 (marganes (VII)- oksid), O_3 (ozon), N_2O_2 (vodorod peroksid), metallarning peroksidlari (Na_2O_2 , CaO_2) va boshqalar.

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

Muhim qaytaruvchilar:

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

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

3. Kislorodsiz kislotalar va ularning tuzlari: gidridlar tarkibidagi vodorod ioni H^+ (NaH , KH , CaH_2 va boshqalar).

Ba'zi moddalar sharoitga qarab ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi vazifasini bajarishi mumkin (masalan, HNO_2 , H_2O_2 , H_2SO_3).

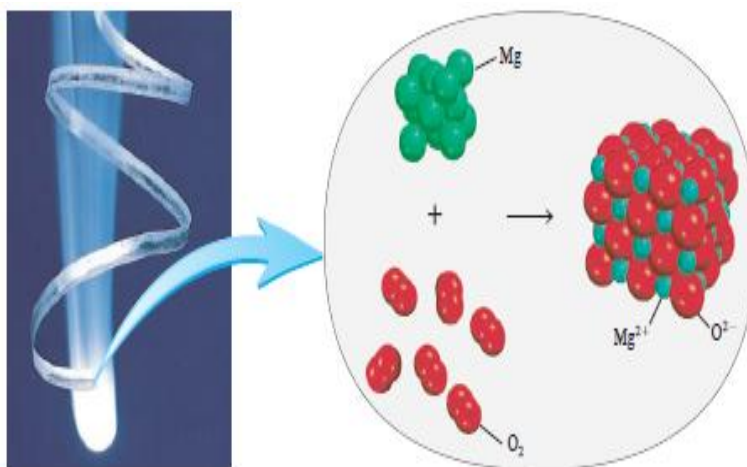
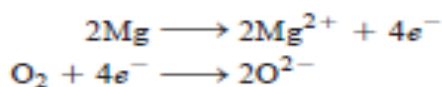
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari - Elektronlarning bir atomdan ikkinchi atomga o'tishi natijasida elementlarning oksidlanish darajasi (valentligi) o'zgaradigan reaksiyalar **oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari** deyiladi.

Neytral atomlar elektron yo'qotishi natijasida musbat zaryadlangan ionga aylanadi va nechta elektron bergan bo'lsa o'shancha musbat oksidlanish darajasi namoyon qiladi¹³⁶.

2-rasmda keltirilgan jarayon uchun oksidlanish-qaytarilishni kuzatish mumkin. U quyidagicha boradi:



Ushbu reaksiyada magniy ioni elektron berib, musbat zaryadga o'tadi. Kislorod molekulasida esa EM katta bo'lganligi bois elektron olishi natijasida manfiy zaryadlanadi:



11.2-rasm. Magniyning kislorod bilan reaksiyasi.

¹³⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 106-110- betlar.

Yarim reaksiyalar asosida to'liq reaksiyani yozish mumkin, u quyidagicha bo'ladi:



Natijada, Mg^{2+} va O^{2-} ionlari birikishidan MgO hosil bo'ladi¹³⁷:



Buni quyidagi misolda ham yaqqol ko'rish mumkin. Atomlarning elektron berish jarayoni *oksidlanish* deyiladi.



Atomlar elektron biriktirib olsa manfiy zaryadlangan ionga aylanadi. Bunda atom nechta elektron qabul qilgan bo'lsa uning oksidlanish darajasi shuncha manfiy bo'ladi. Atomning elektron biriktirib olish jarayoni *qaytarilish* deyiladi.

Masalan:



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

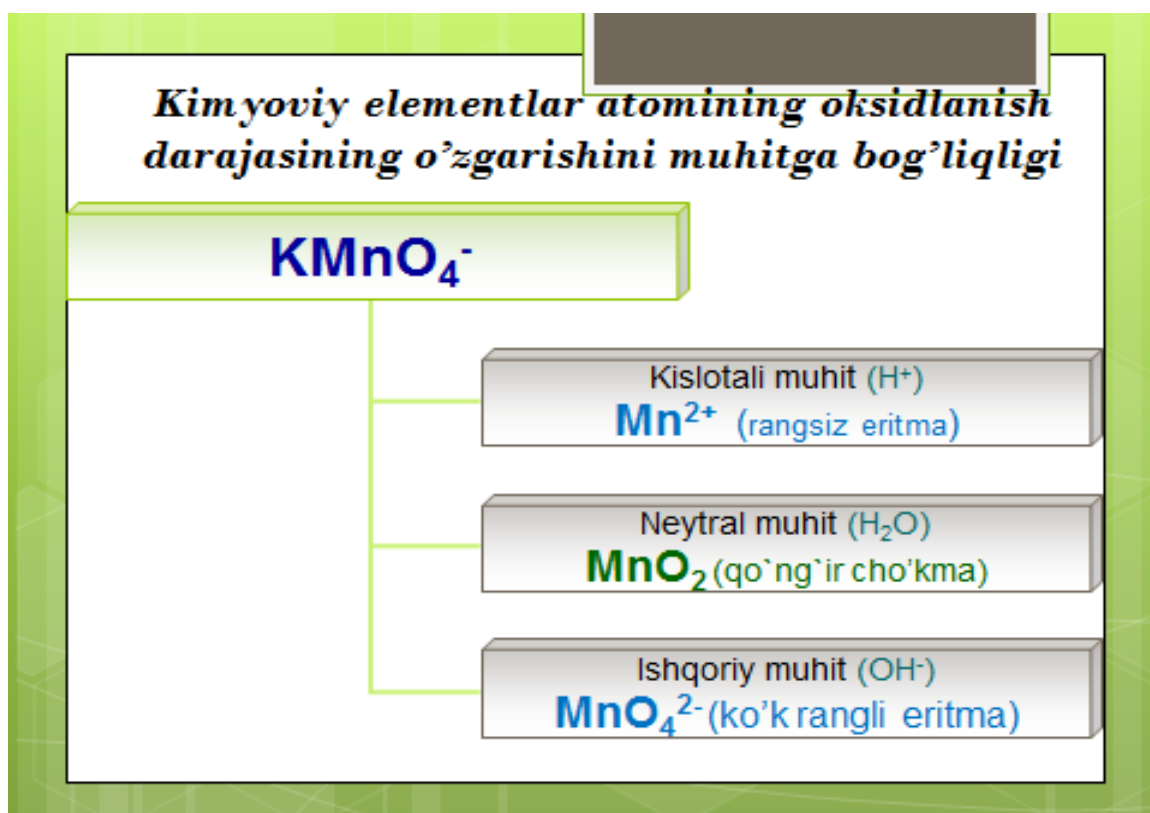
Faqat neytral atomlar emas, balki ionlar ham elektron biriktishi yoki berishi mumkin.



Demak, oksidlanish - qaytarilish reaksiyasi yagona jarayondir.

Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalariga muhitning ta'siri. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarida muhit muhim ahamiyatga ega. Muhitning ta'siri masalan, KMnO_4 ning qaytarilish xarakterida yaqqol namoyon bo'ladi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari turli muhitda: kislotali (ortiqcha H^+ ionlar), neytral (H_2O) va ishqoriy (ortiqcha OH^- ionlar) muhitlarda borishi mumkin.

¹³⁷ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 106-110- betlar.

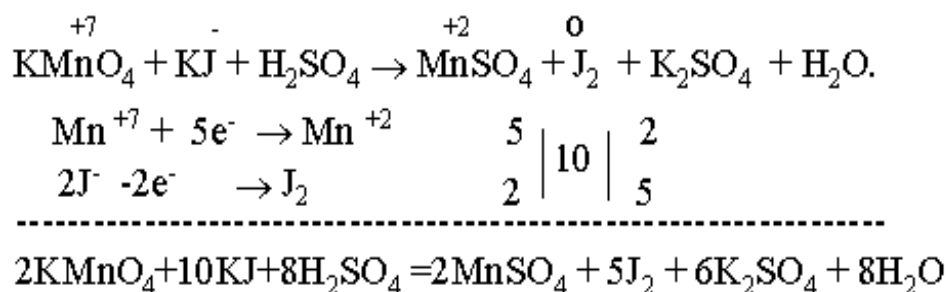


11.3-rasm. Oksidlanish-qaytarilishning muhitga bog'liqligi.

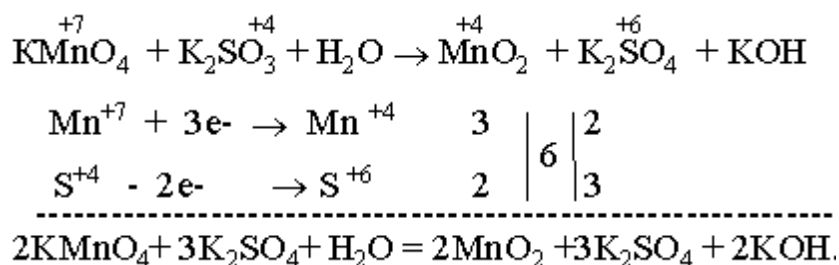
Masalan, MnO_4^- ion kislotali muhitda Mn^{2+} ga, neytral muhitda MnO_2 ga, ishqoriy muhitda- MnO_4^{2-} ga qadar qaytariladi. Bu o'zgarishlarni sxema tarzida shunday ko'rsatish mumkin:

Odatda eritmada kislotali muhit hosil qilish uchun sulfat kislotadan foydalaniladi. Ishqoriy muhit hosil qilish uchun kaliy yoki natriy gidroksidlarning eritmaları ishlatiladi.

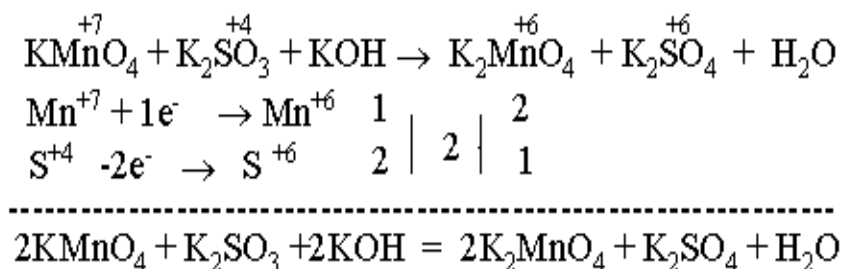
Kislotali muhitda MnO_4^- ion Mn^{2+} iongacha, neytral muhitda MnO_2 gacha, ishqoriy muhitda MnO_4^{2-} (yashil rang) iongacha qaytariladi. KMnO_4 ning kislotali muhitda qaytarilishi:



KMnO₄ ning neytral muhitda qaytarilishi:



Kaliy permanganatning ishqoriy muhitda qaytarilishi:



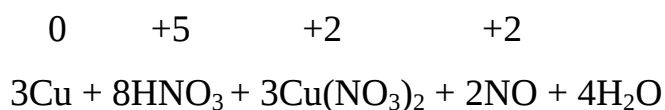
11.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish usullari: elektron balans va yarim-reaksiya usullari.

Tayanch tushunchalar: makromolekulyar reaksiyalar, ichki molekulyar reaksiyalar, disproporsiya, sinproporsiya, yonish reaksiyalari, elektron balans, yarim (ion-elektronli) reaksiyalar usuli.

Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarining turlari. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari 4 turga bo‘linadi: 1) molekulalararo (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 disproporsiyalanish reaksiyalari, 4) ayni elementning turli oksidlanish darajasidagi atomlari bir xil oksidlanish darajasiga o‘tishi – sinproporsiya reaksiyalari.

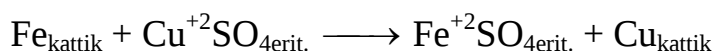
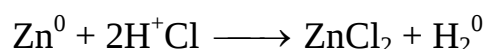
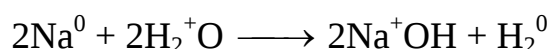
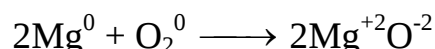
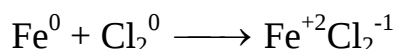
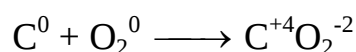
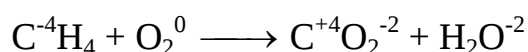
1. Molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

Bunday reaksiyalarda elektronlarning almashinishi atomlar, molekulalar yoki ionlar o‘rtasida boradi, masalan

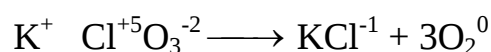
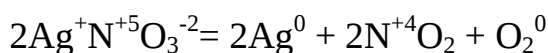
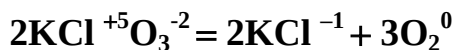


Oksidlovchi va qaytaruvchilar ikki yoki undan ortiq modda molekulari o'rtasida bo'ladigan reaksiyalar molekularo oksidlanish- qaytarilish reaksiyalari deyiladi.

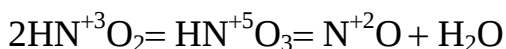
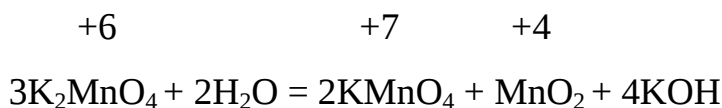
Yuqorida ko'rib chiqilgan uchchala reaksiya ham molekulararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari turiga misol bo'ladi. Bu turdagi reaksiyalar eng ko'p tarqalgan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalaridir. Bu reaksiyalarga misollar:



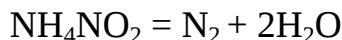
2. Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Bunday reaksiyalar jumlasiga bitta molekuladagi turli atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar kiradi. Bunda musbat oksidlanish darajasi kattaroq bo'lgan atom, oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi,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



3. O‘z-o‘zidan oksidlanish, o‘z-o‘zidan qaytarilash (**disproporsiyalanish**) reaksiyalari. Bunday reaksiyalarda bitta element atomlari yoki ionlarning oksidlanish darajasi bir vaqtning o‘zida ortadi va kamayadi. Bunda boshlang‘ich modda turli xil birikmalarni hosil qiladi, ulardan birida atomlarning oksidlanish darajasi yuqori, ikkinchisida esa past bo‘ladi.



4. Ayni elementning turli oksidlanish darajasidagi atomlarning bir xil oksidlanish darajasiga o‘tishi **sinproporsiyalanish reaksiyalaridir**.



Bunda NH_4^+ kationidagi azotning oksidlanish darajasi -3, NO_2^- anionidagi azotning oksidlanish darajasi +3 bo‘lib, ular reaksiyadan keyin oksidlanish darajasi 0 bo‘lgan azotga o‘tadi.

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

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglamalarini ikki usulda tuzish mumkin.

1. Elektron balans usuli.

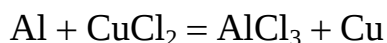
2. Yarim reaksiyalar (ion-elektron) usuli.

Element atomlarining olgan yoki bergan elektronlariga bog‘liq holda amalga oshiriladigan usul hisoblanadi va ko‘p qo‘llaniladi.¹³⁸ Quyida oksidlanish-

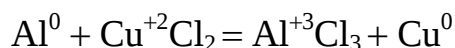
¹³⁸ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 643- betlar.

qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzishning elektron balans usulini Al bilan CuCl_2 orasidagi reaksiyani tenglashtirish misolida ko'rib chiqamiz.

1. Reaksiya sxemasini (koeffitsientlarsiz) tuzamiz.

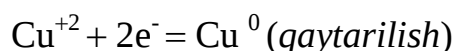
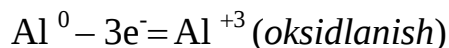


2. Har qaysi modda formulasida elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarganini aniqlaymiz, shu Yo'l bilan qaysi modda oksidlovchi va qaysi modda qaytaruvchi ekanligini aniqlab olamiz.

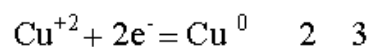
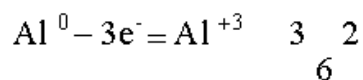


Reaksiya sxemasidan ko'rinib turibdiki, Al ning oksidlanish darajasi 0 dan +3 gacha ortdi. Su ning oksidlanish darajasi esa +2 dan 0 gacha kamaydi. Demak, Al qaytaruvchi, chunki Al atomni elektron berdi. CuCl_2 esa oksidlovchidir, chunki Cu^{+2} ioni elektron biriktirib oldi.

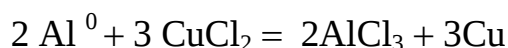
3. Oksidlanish va qaytarish jarayonlarini ifodalaydigan elektron tenglamalar tuzamiz.



4. Eng kichiq ko'paytuvchi qoidasiga ko'ra oksidlovchi hamda qaytaruvchi shu bilan birga reaksiya natijasida hosil bo'lgan mahsulotlar uchun koeffitsiyent tanlaymiz, bunda qaytaruvchi Yo'qotgan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi lozimligini nazarda tutamiz. Masalan:



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



2-usul. Yarim reaksiyalar (elektron-ionli) usuli

Bu usul ion yoki molekulalarning reaksiyada qanday o'zgarishlarga uchrashini o'rsatuvchi ionli tenglamalar (yarim reaksiyalar tenglamalari)ni tuzish va bu tenglamalarni bitta molekulyar oksidlanish- qaytarilish tenglamasiga

birlashtirishdan iborat¹³⁹. Quyidagi reaksiyaga elektron - ionli usul yordamida koeffitsiyentlar tanlashni ko‘rib chiqaylik:



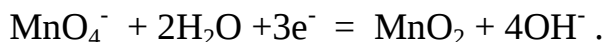
Bu reaksiyada brom va permanganat ionlari o‘zgarishga uchraydi:



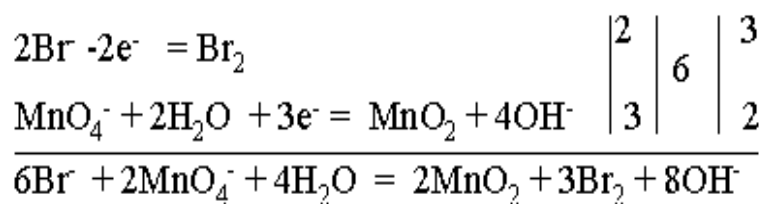
Brom ionining oksidlanish va permanganat ionining qaytarilish yarim reaksiyalari tenglamalari tuziladi 1 mol Br₂ ning 2 mol Br⁻ iondan hosil bo‘lishini hisobga olib, birinchi yarim reaksiyaning tenglamasi (brom ionining oksidlanishi) yoziladi:



1 mol MnO₄⁻ ionning 1 mol MnO₂ ga qaytarilishida 2 mol atomar kislorod 2 mol suv bilan (neytral muhitda) bog‘lanib, 4 mol OH⁻ ionlarni hosil qiladi. Zaryadlar tengligini hisobga olib, ikkinchi yarim reaksiya (permanganat ionining qaytarilishi) tenglamasi yoziladi:

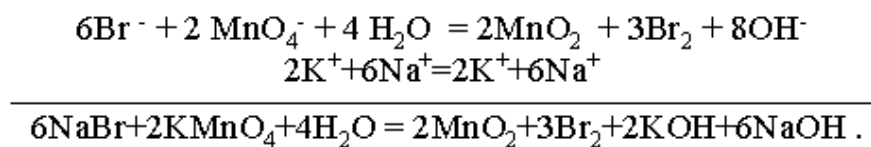


Berilgan va biriktirilgan elektronlar soni teng bo‘lganligiga qarab eng kichik umumiy ko‘paytma topiladi. Bu ko‘paytma 6 ga teng bo‘lganligi uchun qaytaruvchining yarim reaksiyasidagi ion, molekula va elektronlar 3 koeffitsiyentga ko‘paytiriladi va qaytaruvchi oksidlovchining yarim reaksiyalarining yarim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

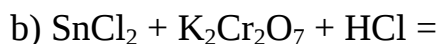


Reaksiyada o‘zgarmay qoladigan kaliy va natriy kationlarini hisobga olgan holda oksidlanish- qaytarilish reaksiyasining molekulyar tenglamasi yoziladi:

¹³⁹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 644-645- betlar.



Misol. Quyidagi oksidlanish – qaytarish reaksiyalariga koeffitsiyentlar tanlang



a) sulfat kislotali muhitda kaliy permanganat kaliy yodid bilan reaksiyaga kirishganda yodid oksidlanib, erkin yodga aylanadi, marganes esa ikki valentli holatgacha qaytariladi. Kaliy bilan marganes sulfatlar hosil qiladi.

Reaksiya quyidagi tenglama bo'yicha boradi:



Endi reaksiyani elektron balans usulidan foydalanib tenglashtiramiz.

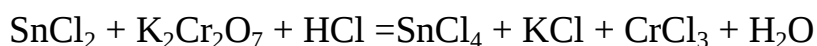
Bu reaksiyaning elektron balans sxemasi quyidagicha bo'ladi:



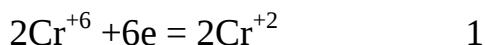
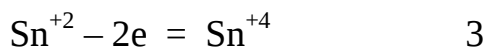
2 va 5 sonlar uchun eng kichik bo'linuvchi 10, marganes uchun asosiy koeffitsent 2, yod uchun esa 5 yoki yodid uchun 10 dan iborat bo'ladi:



b) Qalay (II) xlorid xlorid kislotali muhitda oksidlanganda qalay (IV) xlorid, kaliy xlorid va xrom xlorid hosil bo'ladi:



Reaksiyaning elektron balans shemasi quyidagicha bo'ladi:



11.3. Galvanik elementlar. Elektroliz oksidlanish–qaytarilish jarayoni ekanligi. Suyuqlanmalar va erimalar elektrolizi. Elektroliz qonunlari.

Tayanch tushunchalar: elektrokimyoviy jarayon, Galvanik element, standart elektrod potentsiali, tok manbasi, elektrolit, kuchlanish, elektroliz, katod va anod, batareya, akkumulyator, issiqlik miqdori, ekvivalent, tok kuchi, suyuqlanma, eritma, eruvchan anod, inert anod.

1. Elektr toki ta'sirida yoki o'zi elektr toki hosil qilib boradigan kimyoviy jarayonlar elektrokimyoviy jarayonlar deyiladi. Bunday jarayonlarni kimyoning elektrokimyo bo'limida o'rganiladi.

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

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

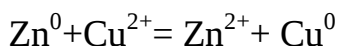
Metallarning elektrokimyoviy kuchlanishlar qatoriga vodorod ham joylashtirilgan bo'lib, u qaysi metallar kislotalarning suvdagi eritmalaridan vodorodni siqib chiqara olishini aniqlashga imkon beradi.

Galvanik elementlar deb- oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari natijasida kimyoviy energiyani elektr energiyasiga aylantirib beruvchi elektrokimyoviy sistemalarga aytiladi.

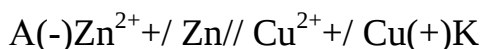
Galvanik elementlar boshqacha nom bilan kimyoviy tok manbalari ham deb aytiladi. Bular qatoriga akkumulyatorlar, batareyalar kiradi. Galvanik elementlarning ishlash prinsipini tushunish uchun mis-rux elementining hosil bo'lishi va ishlash mexanizmini o'rganamiz.

Galvanik elementni har xil metallar juftidan hosil qilish mumkin. Masalan, **Daniel-Yakobi** elementida rux va mis elektrodlar tegishlicha ZnSO_4 va CuSO_4 tuzlarini 1 molyar eritmasiga tushirilgan va elektrodlar galvanometrlar orqali tutashtirilgan.

Bunda elektronlar aktiv metallardan (**Zn**) noaktiv metalga (**Cu**) tomon yoʻnaladi. Agar elektrolit eritmalar oʻzaro birlashtirilmasa, rux sulfat eritmasida musbat zaryadlangan Zn^{2+} ionlari, mis sulfat eritmasida manfiy zaryadlangan SO_4^{2-} ionlari toʻplanadi, bu esa protsessning davom etishiga qarshilik koʻrsatadi. Shuning uchun ikkala idishdagi eritmalar elektrolit eritmasi bilan toʻldirilgan naycha yoki yarim oʻtkazgich toʻsiq yordamida tutashtiriladi. Bu bilan Zn^{2+} kationlari va SO_4^{2-} anionlarining bir idishdan ikkinchi idishga diffuziylanishi taʼminlanadi va natijada oksidlanish–qaytarilish jarayoni davom etadi:



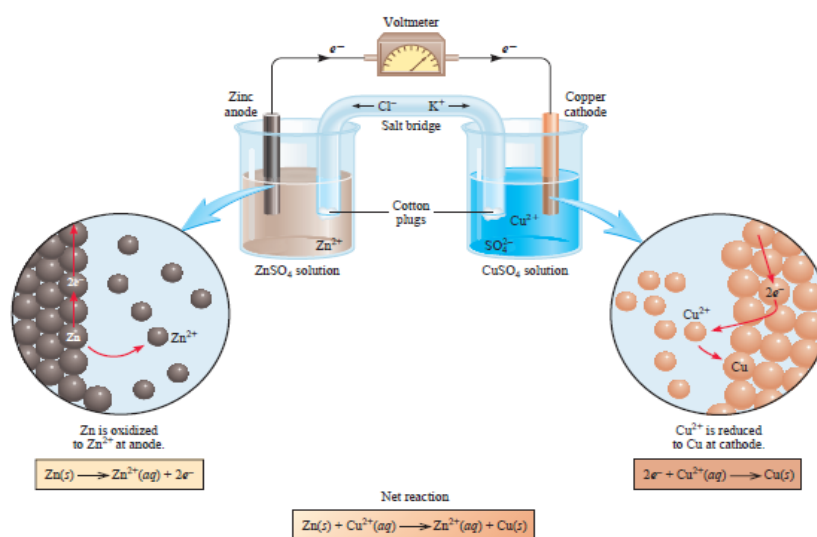
Bu galvanik elementni quyidagi elektrokimyoviy sxema bilan yozish mumkin:



Anod

Katod

Bundan koʻrinadiki, anodda oksidlanish jarayoni, katodda qaytarilish jarayoni boradi¹⁴⁰.



11.4-rasm. Galvanik element.

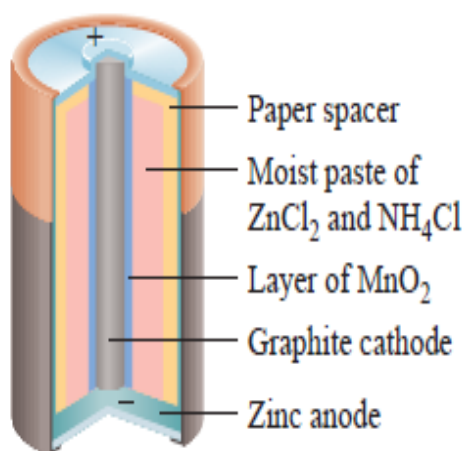
¹⁴⁰ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 646-648- betlar.

Galvanik elementning elektr yurituvchi kuchi (**e.yu.k.**) ni aniqlash uchun elektrod potentsial qiymati kattasidan qiymati kichigi ayirib tashlanadi. Masalan, normal kontsentratsiyalardagi rux-mis elementida:

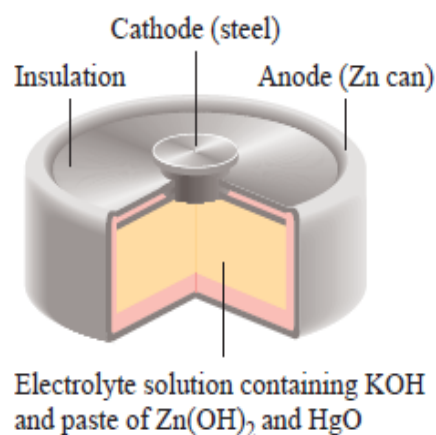
$$\text{e.yu.k.} = E^0_{\text{Cu}^{(2+)} / \text{Cu}} = +0,34 - (-0,76) = +1,1 \text{ V}$$

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

Batareyalar. Kerak bo‘lganda elektr energiyasiga aylandigan kimyoviy energiyani to‘plash maqsadida ishlatiladigan asboblari batareyalar deyiladi. Har qanday teskari element akkumulyator vazifasini bajaradi. Elektroliz yordamida elektr energiyasi kimyoviy energiyaga aylantirilgandan keyin asbobdan galvanik element sifatidan foydalanilsa shu energiya qaytadan elektr energiyasiga aylantirish mumkin. Quyidagicha tuzilgan batareyalar ko‘p qo‘llaniladi: Qo‘rgoshinli yoki kislotali va ishqorli (temir, kadmiy- nikelli, kumush ruxli) akkumulyatorlar¹⁴¹.



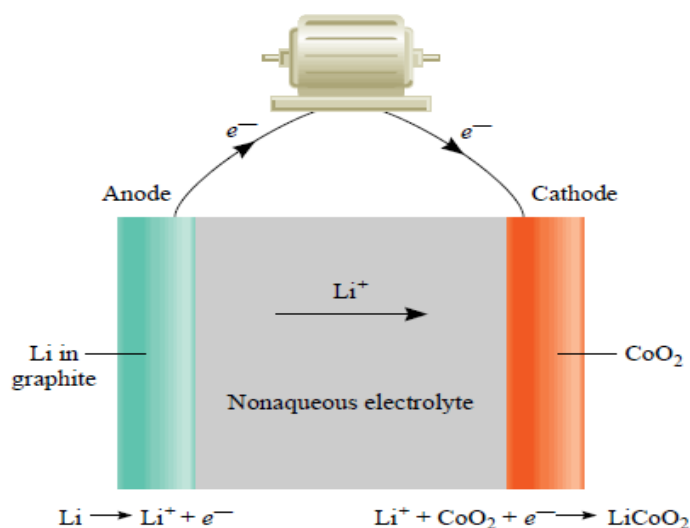
11.5-rasm. Rux anodi qatnashgan batareyaning tuzilishi.



11.6-rasm. Simobli batareyaning tuzilishi.

Litiy-ionli batareyalar. 5-rasmda litiy-ionli batareya keltirilgan bo‘lib, anod sifatida grafitdan foydalanilgan. Katod sifatida CoO_2 , oksidi qo‘llanilgan.

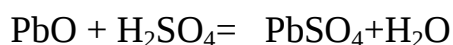
¹⁴¹ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 661-662- betlar.



11.7-rasm. Litiy-ionli batareyalar.

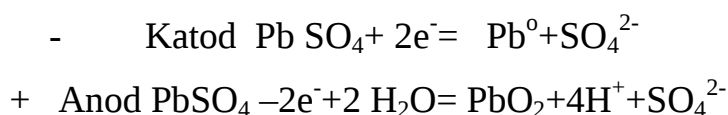
Akkumulyatorlar. Kerak bo‘lganda elektr energiyasiga aylandigan kimyoviy energiyani to‘plash maqsadida ishlatiladigan asboblarni akkumulyatorlar deyiladi.

Qo‘rg‘oshinli akkumulyatorlar. Qo‘rg‘oshin oksid PbO pastasi to‘ldirilgan panjara shakldagi qo‘rg‘oshin plastinkalardan tuziladi. Platsinkalar sulfat kislotaning zichligi $1,18 - 1,22 \text{ g / cm}^3$ bulgan 25-30 protsentli eritmasiga botirilgan bo‘ladi. PbO oksidining sulfat kislota bilan uzaro ta’siri natijasida plastinka sirtiga qiyin eruvchan PbSO_4 qatlami hosil bo‘ladi

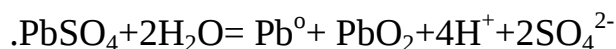


Akkumulyatorda kimyoviy energiyani tuplash uchun uni zaryadlash kerak ya’ni doimiy tok manbasiga manfiy va musbat kutblarga ulash kerak. Elektroliz natijasida elektr energiyasi kimyoviy energiyaga aylanadi.

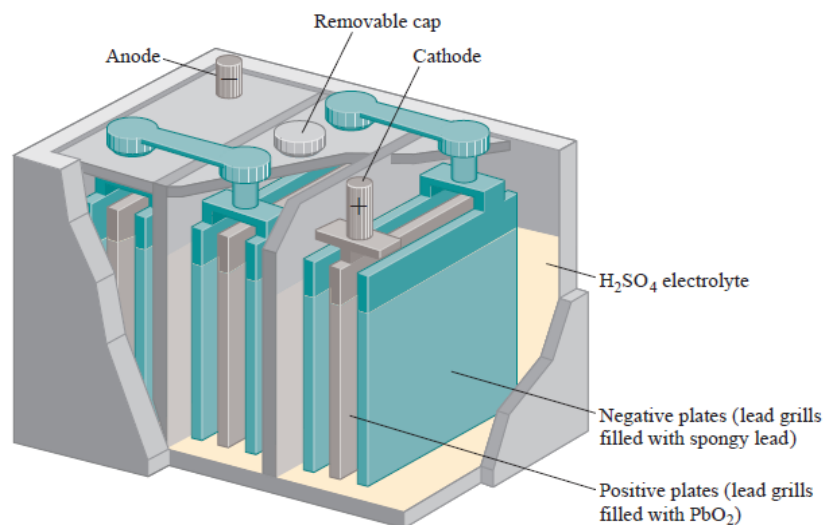
Elektrodda quyidagi protsess sodir bo‘ladi.



Anodda va katodda borayotgan reaksiya tenglamalarini qo‘shib umumiy tenglamalarni hosil qilamiz¹⁴².



¹⁴² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 663- bet.



11.8-rasm. Oddiy akkumulyator sxemasi.

2. Suyuqlanmalarda yoki eritmalarda elektr toki ta'sirida boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar **elektroliz** deyiladi.

Elektroliz elektr toki ta'sirida parchalanish demakdir. Elektroliz jarayonida elektrod- elektrolit chegarasida elektrokimyoviy reaksiyalar sodir bo'lib, bunda elektrod bilan eritmadagi ionlar (molekulalar) o'zaro elektron almashadi. Katodda elektronlar elektroddan ionga (yoki molekulaga), anodda esa iondan (molekuladan) elektrodga o'tadi, bunda ionlar yoki molekulalar o'zining elektr zaryadini yoo'qotadi yoki o'zgartiradi.

Elektrodlarda sodir bo'ladigan elektrokimyoviy reaksiyalarda faqat elektronlar elektr tashishi, eritmadagi ionlar valentligini o'zgartirishi, lekin elektrodlarda zaryadsizlanmasligi ham mumkin.

Elektroliz- bu elektr ta'sirida elektrolit eritmalarda yoki suyuqlanmalarda boradigan oksidlanish-qaytarilish jarayonidir.

Elektrolizni amalga oshirish uchun o'zgarmas tok manbaidan foydalanadi.

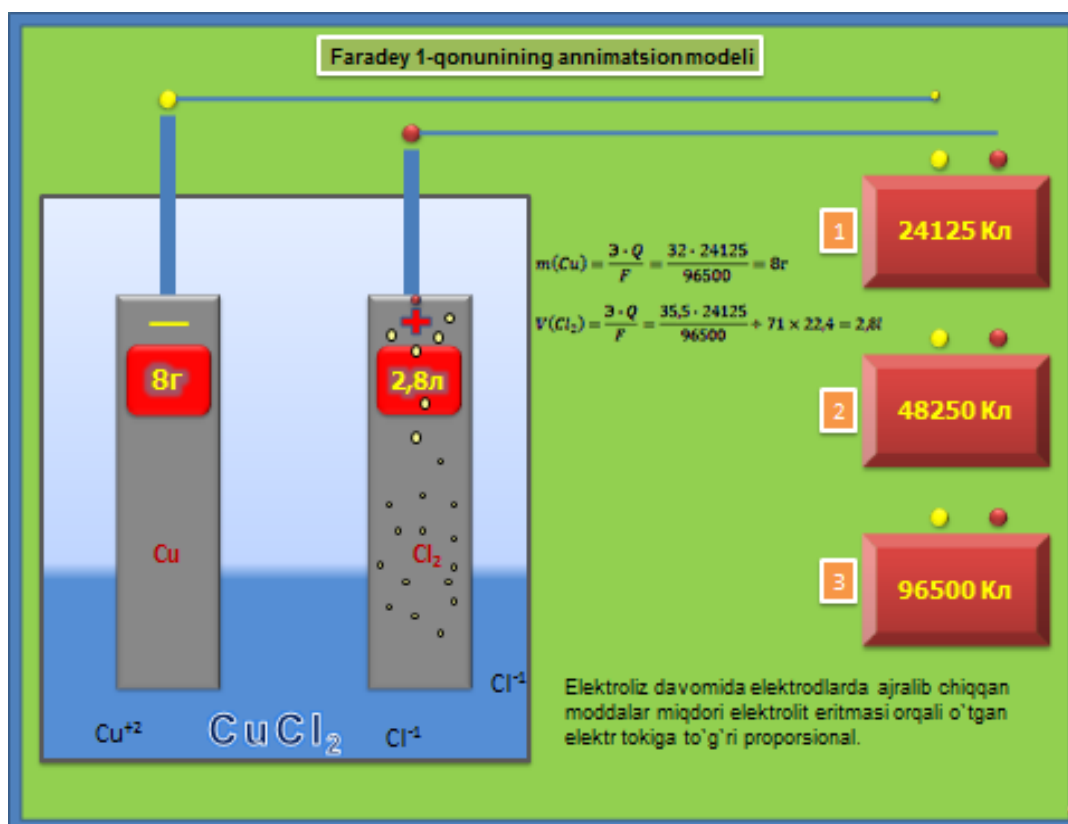
Sanoatda tuzlarning eritmalarini elektroliz qilib mis, rux, kadmiy, nikel, kobalt, marganes va boshqa metallar olinadi. Bu metod yordamida bir metall boshqa metall bilan qoplanadi. Bu metod **galvanostegiya** deyiladi.

Elektroliz qonunlari. Elektrolizga doir miqdoriy qonunlar ingliz olimi **M.Faradey** tomonidan kashf etilgan.

Faradeyning birinchi qonuni. Elektroliz jarayonida elektrodlarda ajralib chiqadigan modda miqdori elektrolitdan o'tgan elektr miqdoriga to'g'ri proporsionaldir:

$$m = k \cdot Q$$

bu yerda; **m**-modda miqdori, **k**–proporsionallik koeffitsienti (uni moddaning elektrokimyoviy ekvivalenti ham deyiladi va u elektrolitdan bir sekundda bir amper tok kuchi yoki bir kulon elektr o'tganda ajralib chiqqan modda miqdorini ko'rsatadi). **Q**-elektrolitdan o'tgan elektr miqdori (**kulon** hisobida).



11.9-rasm. Faradeyning 1-qonuni animatsion modeli

Faradeyning ikkinchi qonuni. Elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalar miqdori shu modda (ion) larning kimyoviy ekvivalentiga to'g'ri proporsionaldir¹⁴³.

Turli kimyoviy birikmalardan bir xil miqdorda elektr toki o'tganida elektrodlarda ekvivalent miqdorda modda ajralib chiqadi yoki bir ekvivalent

¹⁴³ Darrell Ebbing, Steven D. Gammon, General Chemistry 11th Edition, USA, 2016

istalgan modda ajralib chiqishi uchun elektrolitdan 96500 kulon elektr toki o'tkazish kerak:

$$K = \frac{1}{96500} \cdot E$$

1-2- qonunlarning matematik ifodasi quyidagicha yoziladi.

$$m = \frac{E \cdot Q}{96500}$$

bu yerda: **m**-qaytarilgan yoki oksidlangan modda miqdori, **E**-moddaning ekvivalenti, **Q**-elektr miqdori o'rniga $J \times t$ qo'yilsa:

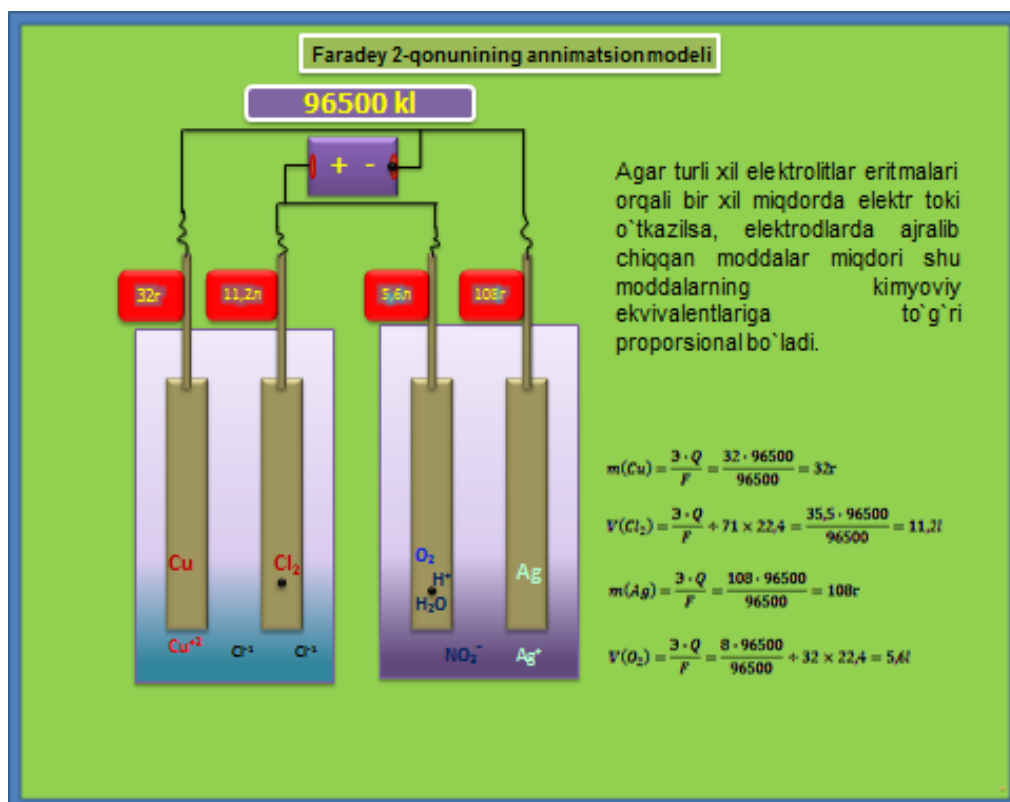
$$m = \frac{E \times J \times t}{96500}$$

kelib chiqadi. Bu yerda: **J**-tok kuchi, **t**-tok o'tish vaqti (sekundda).

Faradey qonunlarini bilgan holda quyidagilarni hisoblash mumkin:

a) elektr miqdori ajratib chiqaradigan modda miqdorini;

b) ajralib chiqqan modda miqdoriga va tokni elektrolitdan o'tish vaqtiga qarab tok kuchini.



11.10-rasm. Faradeyning 2-qonuni animatsion modeli

3. Tuzlarning suyuqlanmalari va suvdagi eritmalarining elektrolizi.

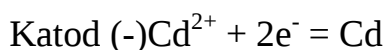
Elektrolit suyuqlanmasi yoki eritmasiga tushirilgan elektrodlardan tuzilgan elektrokimyoviy sistema orqali o'zgarmas elektr toki o'tkazilganda boradigan oksidlanish qaytarilish jarayoni **elektroliz** deb ataladi.

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

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

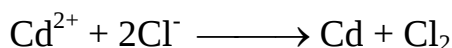


Katodda kadmiy kationlari qaytariladi, anodda esa xlor ionlari oksidlanadi:



Ikkala yarim reaksiyalarni qo'shib yozamiz:

elektroliz



Eritmalarning elektrolizi. Eritma elektrolizida tuz molekulalari bilan birgalikda suv (erituvchi) molekulalari ishtirok etgani uchun ancha murakkabdir. Eritmada boradigan elektroliz sxemasini tuzayotganda quyidagi qoidalarni bilish zarur:

Katod jarayonlari uchun:

1. Agar eritmada oksidlanish potentsiali vodorodning oksidlanish potentsialidan kichik bo'lgan kationlar (aktivlik katorida Li^+ dan Al^{+3} gacha) bo'lsa, katodda suv molekulalari qaytarilib, bu metall ionlari eritmada o'zgarmasdan qoladi.

2. Agar eritmada standart oksidlanish potentsiali vodorodnikidan kichik, lekin Al nikidan katta bo'lgan kationlar (Al^{+3} dan Pb^{+2} gacha) bulsa, u holda katodda bir vaqtning o'zida ham vodorod ionlari, ham shu metall kationi qaytariladi.

3. Agar eritmada standart oksidlanish potentsiali vodorodnikidan yuqori bo'lgan kation bo'lsa, katodda avval shu kation qaytariladi (aktivlik qatorida bu kationlar H^+ - dan keyin turibdi)¹⁴⁴.

Anod jarayonlar uchun:

1. Agar eritmada kislorodsiz kislotalarning anionlari; Cl^- , Br^- , I^- , F^- lar bilan birga H_2O - ionlari mavjud bo'lsa, anodda avval kislorodsiz kislota anionlari oksidlanadi.

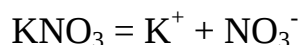
2. Agar eritmada kislorodli kislota anionlari: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- lar H_2O bilan birgalikda kelsa, u holda anodda H_2O molekulari oksidlanadi, chunki bu anionlarning oksidlanish potentsiallari suv molekulasi oksidlanish potentsialidan katta.

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

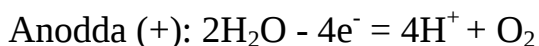
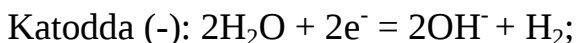
Katodda elektrolit va vodorod kationlari zaryadsizlanadi. Anodda esa elektrolit va gidroksid ionlari zaryadsizlanadi. Suv molekulari elektrokimyoviy oksidlanishi yoki qaytarilishi mumkin. Elektrodlardagi elektrolizda kimyoviy jarayonlarning borishi elektrokimyoviy sistemalarning elektrod potentsiallarining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

Tuzlar eritmalarining elektrolizini misollarda ko'ramiz:

1) KNO_3 eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:



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



$CuCl_2$ eritmasining inert anod ishtirokidagi elektrolizi:

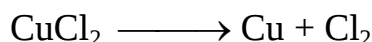
¹⁴⁴ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 664- bet.



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, kalay 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 molekulalari ham qaytariladi, anodda esa kadmiy oksidlanadi (eriydi):



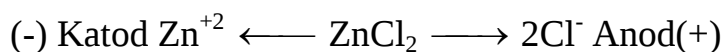
Binobarin, anodning erishidan hosil bo'lgan kadmiy ionlari katodda qaytarilib, kadmiy metali holida ajraladi.

Ba'zi hollarda elektrolizni elektroliz qilinayotgan tuz tarkibiga kirgan metallardan yasalgan elektrodlar yordamida ham o'tkaziladi. Bunday elektrolizni "eruvchan anod" elektrolizi deyiladi¹⁴⁵.

Ma'lumki, elektroliz paytida elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalar miqdorini hisoblash mumkin. Elektroliz paytida ajralib chiqadigan moddalar miqdorini Faradey qonunlari asosida olingan formulalar yordamida hisoblanadi.

Masala: Rux xlorid eritmasidan 1 soat davomida 0,6 A tok kuchi o'tganda elektrodlarda ajralib chiqadigan moddalar miqdorini hisoblang.

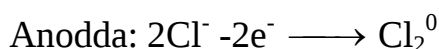
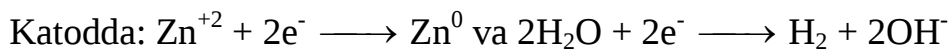
Echish: Avval elektroliz sxemasini tuzamiz:



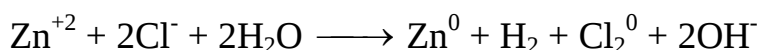
¹⁴⁵ Toshpulatov Yu.T., Raxmatullayev N.G. Anorganik kimyo (nazariy asoslari). T.: TDPU. 2005. 175-181- betlar.



Bu tuz tarkibidagi Zn^{+2} kation oksidlanish potentsiali qatorida vodorod bilan Al o'rtasida joylashgan $E^\circ = -0,76$ v. Shu sababli katodda bir vaqtda rux ionlari va vodorod ionlari (aniqrog'i suv molekulalari) qaytiraladi. Anodda esa Cl^- ionlari oksidlanadi:



Elektrolizning umumiy tenglamasi:



Demak, katodda rux metali va vodorod, anodda esa xlor gazi ajralib chiqadi. Rux metalining massasini vodorod va xlor gaz holida chikkani uchun ularning hajmini hisoblaymiz:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{\gamma \cdot J \cdot t}{F} = \frac{32.5 \cdot 0.6 \cdot 60 \cdot 60}{96500} = 0.727 \text{ g}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{V \cdot J \cdot t}{F} = \frac{11.2 \cdot 0.6 \cdot 60 \cdot 60}{96500} = 0.250 \text{ l}$$

Sanoatda elektrolizning qo'llanilishi. Elektroliz sanoatning turli tarmoqlarida keng qo'llaniladi. Kimyo sanoatining elektrolizdan ko'pgina moddalarni olishda, masalan, vodorod, kislorod, ftor, perxlorat kislota, kaliy permanganat va ko'pgina boshqa anorganik va organik birikmalarni olishda foydalaniladi¹⁴⁶.

Metallurgiyada elektrolizdan metallarni olish va ularni tozalashda foydalaniladi. Masalan, tuzlarning suvdagi eritmalarini elektroliz qilib, rux, kadmiy, marganes, nikel va qalay olinadi. Texnik metallarni elektrolitik tozalab, yuqori tozalikka ega bo'lgan metallar olishda elektroliz qo'llaniladi. Texnik metallarni elektroliz qilishda elektrorafinatsiya (eruvchan anod ishlatish) usuli qo'llaniladi. Masalan, tozalanishi kerak bo'lgan texnik mis plastinkasi mis (II)-sulfat eritmasi to'ldirilgan elektrolizyorga solinadi va plastinka tok manbaining

¹⁴⁶ Парпиев Н.А., Раҳимов Ҳ.Р., Муфтахов А.Г. Анорганик кимё назарий асослари. Т.: Ўзбекистон. 2000. 371-374 бетлар

musbat qutbiga ulanadi, mis anod vazafasini bajaradi. Katod sifatida tozalangan mis (anod) mis Cu^{2+} kationlarni hosil qilib eriydi, bu kationlar katodda qaytariladi. Katodda toza metall (elektrolitik mis) ajraladi.

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

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

Tayanch iboralar: oksidlovchi, qaytaruvchi, oksidlanish darajasi, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari, disproporsiya, sinproporsiya, elektron balans, eritma muhiti, elektroliz, galvanik element, galvanostegiya, akkumulyator.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Almashinish reaksiyalarning oksidlanish-qaytarilish reaksiyalardan farqi nimada?
2. Quyidagi birikmalardagi elementlarning oksidlanish darajasini toping: H_2SO_4 , KNO_3 , KNO_2 , H_2SO_3 , H_2S , FeSO_4 , CaSiO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 .
3. Atomlar quyidagi o'zgarishlarda nechtdan elektron biriktirib oladi:
4. $\text{Mn}^{4+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ D) $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0$ B) $\text{Cr}^{6+} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ E) $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^0$ C) $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
5. Agar xromning oksidlanish darajasi Cr^{3+} dan Cr^{6+} gacha o'zgarsa, ion oksidlanadimi yoki qaytariladimi?
6. Eng muhim oksidlovchilar va qaytaruvchilarga qaysi moddalar kiradi?
7. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining qanday turlari ajratiladi?

8. Ichkimolekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi qanday amalga oshadi?
9. Molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi qanday amalga oshadi?
10. Sinproporsiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi qanday amalga oshadi?
11. Disproporsiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi qanday amalga oshadi?
12. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining elektron balans va elektron-ion usullarining farqi nimada?
13. Quyidagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga koeffisientlar tanlang:
14. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons issiq}) + \text{Hg} = \text{Hg}_2\text{SO}_4\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
15. Quyidagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga koeffisientlar tanlang:
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{suyul}) + \text{KMnO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
16. $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + \text{KOH}$
17. $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{suyul}) + \text{KMnO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. Metallning standart elektrod potentsiali deb nimaga aytiladi?
19. CuSO_4 eritmasidan 1 soat davomida 4A kuchga ega bo'lgan tok o'tkazilsa, katodda nechta gramm mis ajralib chiqadi?
20. Katodda 7,74 g mis ajratib olish uchun 1 soat davomida CuSO_4 eritmasidan kuchi necha amperga teng bo'lgan tok o'tkazish kerak?
21. Suyqlanmalar elektrolizida nimaga e'tibor qaratiladi?
22. Elektroliz qanday ahamiyatga ega bo'ladi?
23. Ishqoriy metallarni olishda odatda qaysi moddalar elektroliza qilinadi?
24. O'rtacha kuchli metal tuzlari elektrolizida katod va anodda qanday moddalar ajralib chiqadi?
25. Passiv metall tuzlari elektrolizida katod va anodda qanday moddalar ajralib chiqadi?

Bob yuzasidan testlar:

1. O'rin olish reaksiyasining boshqalaridan farqi nimada?

- | | |
|-----------------------------------|----------------------------------|
| A. Oksidlanish darajasi o'zgaradi | B. Valentlik o'zgaradi |
| C. Faqat murakkab modda olinadi | D. Faqat murakkab modda olinadi. |

2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining nechta turi bor?

A. 4 ta B. 2 ta C. 3 ta D. 5 ta

3. Elektroliz hodisalarini qaysi olim o'rgangan?

A. M.Faradey. B. G.Menshutkin.

C. A.Butlerov. D. A.Chedvik.

4. 6,39 g marganets oksidi alyuminotermiya usuli bilan qaytarilganda, $1,806 \cdot 10^{22}$ ta alyuminiy oksidi hosil bo'lsa, marganetsning qaysi oksidi qaytarilgan?

A) MnO B) Mn_2O_7 C) Mn_2O_3 D) Mn_3O_4

5. Rux plastinka tarkibida 13,5 g mis(II) xlorid bo'lgan eritmaga tushirildi. Plastinka massasi 0,01 g ga o'zgargan bo'lsa, eritmada necha gramm mis(II) xlorid qoladi?

A) 12,15 V) 13,11 S) 2,4 D) 5,76

6. 500 g 8% li $CuSO_4$ eritmasi elektroliz qilinganda anodda (inert elektrod) 25,2 l (n.sh.) gaz ajraldi. Elektrolizdan so'ng eritmadagi moddaning massa ulushini (%) aniqlang.

A) 5,5 V) 6,7 S) 7,4 D) 4,9

7. Mis(II) sulfatning 500 ml 0,1 molyarli eritmasidan 19300 Kl elektr miqdori o'tkazilganda, katodda (inert elektrod) necha gramm mis ajraladi?

A) 3,2 V) 6,4 S) 1,6 D) 12,8

8. 19300 sekund davomida 2 A tok kuchi bilan 250 ml 0,4 molyarli kadmiy sulfat eritmasi elektroliz qilinganda, katodda (inert elektrod) ajralgan kadmiy massasini (g) hisoblang. (vodorodning ajralishi hisobga olinmasin)

A) 22,4 V) 104 S) 11,2 D) 52

9. Kuchli oksidlovchilarni toping?

A. Kuchli kislotalar, metallmaslar.

B. metallar va oksidlari.

C. Ishqorlar va tuzlar.

D. metallar va metallmaslar

10. Tenikaning qaysi sohasida elektroliz kerak bo'ladi?

A. Metallurgiya.

B. Po'lat ishlab chiqarish.

C. Avtomobilsozlikda.

D. Metallarni eritishda.

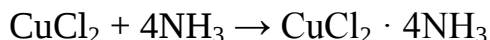
XII BOB

KOORDINATSION BIRIKMALAR HAQIDA UMUMIY MA'LUMOT

12.1. Koordinatsion birikmalar haqida umumiy ma'lumot.

A.Vernerning koordinatsion nazariyasi.

Uzoq vaqt olib borilgan tadqiqotlar natijasida XIX asrning oxirlariga kelib, barcha kimyoviy birikmalar ikki turkumga bo'linadi : bularning biri atomli (yoki sodda) birikmalar va ikkinchisi **molekulyar** (yoki murakkab) **birikmalar** nomini oldi. Keyinroq birinchi xil birikmalar **birinchi tartibdagi birikmalar**, ikkinchisi esa **yuqori tartibdagi birikmalar** deb ataladi. CuCl_2 , BF_3 , NH_3 , FeCl_3 kabi moddalar birinchi tartibdagi birikmalar qatoriga kiritildi ; ularning hosil bo'lishi valentlik qoidasiga bo'ysunadi. Yuqori tartibdagi birikmalar biror sodda birikmaning boshqa sodda birikma bilan o'zaro birikishi natijasida hosil bo'ladi. Masalan, mis xlorid eritmasiga ammiak ta'sir ettirilganda bu ikki sodda birikmadan molekulyar birikma hosil bo'ladi:



Vaqt o'tishi bilan yuqori tartibdagi birikmalarning soni kyib bordi. Keyinchalik, yuqori tartibli birikmalarning nisbatan barqarorlari kompleks (koordinatsion) birikmalar deb ataladi. Tasser 1798 yilda birinchi bo'lib kompleks birikma ($\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$) ni hosil qildi. Kompleks birikmalarni o'rganish shuni ko'rsatdiki, kompleks hosil bo'lish hodisasi ayrim elementlardagina uchramasdan, balki D.I.Mendeleyev davriy sistemasining ko'pchilik elementlariga xos bo'lgan hodisadir.

Koordinatsion birikma shunday birikmaki, uning molekulasi yoki ioni markaziy ion yoki atomga ega bo'lib, buni bir necha ion yoxud molekulalar, ya'ni ligandlar qurshab turadi.

Hozirgacha koordinatsion birikmalarga aniq ta'rif berilmagan. Akademik Y.N.Kukushkin kompleks birikmalarga quyidagi ta'rifni berdi: «Kompleks birikma

deganda kristall holatda bo‘lmasin, eritmada bo‘lmasin, tarkibida ligandlar bilan qurshalgan markaziy atomi mavjud birikmalarni tushunmoq kerak».

Kompleks birikma hatto eritmalarda ham mustaqilligini saqlab qolishga intiladi, ionlarga ham dissotsilanadi. Markaziy ionining musbat zaryadi uni qurshab turgan ligandlar manfiy zaryadlari yig‘indisidan ortiq bo‘lsa, bunday kompleks — k a t i o n k o m p l y e k s, markaziy ionning zaryadi uni qurshab turgan ligandlar zaryadlarining yig‘indisidan kichik bo‘lsa, a n i o n k o m p l y e k s, markaziy ionning zaryadi bilan ligandlar zaryadlarining yig‘indisi orasidagi ayirma nolga teng bo‘lsa, n e y t r a l k o m p l y e k s deb ataladi¹⁴⁷.

Kompleks birikmalar t a b i a t d a k o‘p t a r q a l g a n . Masalan, o‘simliklarning yashil qismida bo‘ladigan va fotosintezni amalga oshiradigan modda — x l o r o f i l l magniyning koordinatsion birikmasidir, tirik hujayralarni kislorod bilan ta‘minlab turuvchi modda — q o n g y e m o g l o b i n i temirning koordinatsion birikmasidir. Juda ko‘p minerallar, alyumosilikatlar koordinatsion birikmalardan iborat.

Koordinatsion birikmalar hosil qilish uchun birikish, almashinish, oksidlanish – qaytarilish reaksiyalaridan foydalaniladi.

Hosil qilingan koordinatsion birikmani reaksiyon aralashmadan ajratib olish ham katta ahamiyatga ega. Buning uchun : 1) erituvchini bug‘latib konsentrlangan reaksiyon aralashma hosil qilib, uni muz va tuz aralashmasi bilan sovutib yoki unga shu moddaning kichik kristallarini tashlab, koordinatsion birikmanikristallga o‘tkazishdan; 2) reaksiyon aralashmaga koordinatsion birikmani eritmaydigan, lekin koordinatsion birikmaning hosil bo‘lishida ishtirok etgan erituvchi bilan yaxshi aralashadigan boshqa biror erituvchidan oz – oz qo‘sha borib cho‘ktirishdan ekstraksiya usulidan foydalaniladi. Ba’zi kompleks birikma juda tez hosil bo‘ladi. Masalan, CuSO_4 eritmasiga NH_4OH eritmasi qo‘shilishi bilanoq to‘q ko‘k tusli kompleks $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ hosil bo‘ladi. Reaksiyon aralashmaga etil spirt qushib, bu koordinatsion birikmani kristall holida ajratib olish mumkin. Bu birikmada Cu^{2+}

¹⁴⁷ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 688

markaziy ion, NH_3 molekulari esa liganddir. Lekin ba'zan koordinatsion birikma hosil qilish uchun tajribani uzoq vaqt ma'lum sharoitda olib borishga to'g'ri keladi. Ba'zan, bir koordinatsion birikma hosil qilish uchun avval shu elementning boshqa koordinatsion birikmasini olib, so'ngra u bilan tegishli reaksiyalarni o'tkazish natijasida mo'ljallangan birikma hosil qilinadi. Masalan, $\text{K}_3[\text{Rh}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ tarkibli koordinatsion birikma olish uchun $\text{K}_2[\text{RnCl}_6]$ ning suvdagi eritmasini $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ eritmasi bilan 100°S da 2 soat qizdirishga to'g'ri keladi.

Hozirgi metallar koordinatsion birikmasini tayyorlash uchun suvsiz eritmalar ko'p ishlatilmoqda. Masalan, CrCl_3 ning suvdagi eritmasiga etilendiamin $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ qo'shib $\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{En}$ tarkibli koordinatsion birikmani hosil qilib bo'lmaydi, lekin efirdagi eritmada bu kompleksni hosil qilib kristall holida ajratib olish mumkin.

Ba'zan erituvchilar aralashmasidan foydalanish yaxshi natija beradi. Masalan, dipiridilning spirtidagi eritmasini FeCl_2 ning suvdagi eritmasiga qo'shganimizda $[\text{FeDip}_3]\text{Cl}_2$ tarkibli kompleks birikma hosil bo'ladi.

Kompleks birikmalar o'ziga xos suyuqlanish va qaynash temperaturasiga, hamda ma'lum erituvchilarda erish xususiyatiga egaligi, masalan, suvda eruvchanligi bilan oddiy moddalardan ajralib turadi.

Bular ichida tadqiqotchilar e'tiborini o'ziga jalb etadiganlari qatoriga koordinatsion birikmalarning rangi, elektr o'tkazuvchanligi, oksidlanish – qaytarilish xossalari, rang – barangligi, magnit va boshqa xossalari kiradi.

Kompleks hosil qiluvchi sistema rangining o'zgarishini tekshirish orqali ko'pincha birikma tarkibini va uning barqaror yoki beqaror ekanligini aniqlash mumkin. Komplekslarning infraqizil nur yutishini o'rganish orqali birikma tarkibidagi atomlararo bog'lanish xarakterini bilib olish mumkin.

Koordinatsion birikmalar olishda quyidagi sintez usullar idan foydalaniladi:

1) Muvozanatli va 2) genealogik sintezlar.

Muvozanatli sintezda asosiy rol ni termodinamik munosabatlar bajaradi. Bunda «mahsulotlar» energetik manfaat jihatidan dastlabki moddalardan ko'ra afzalroq bo'lishi kerak. Bunda reaksiyalarning mexanizmi ikkinchi darajali

hisoblanadi, ba'zan «mahsulotlarning» tuzilishi dastlabki moddalarning tuzilishidan umuman boshqacha bo'lishi mumkin.

Muvozanatli sintezni olib borish uchun quyidagi shartlarga rioya qilish kerak.

1. Koordinatsion birikma hosil bo'lish muvozanat jarayonini ta'minlash uchun zaruriy harorat va boshqa sharoitlar tanlash;

2. Muvozanatni mahsulotlar hosil bo'lish tomoniga qarata siljitish choralarini izlash;

3. Zaruriyat bo'lsa, dastlabki moddalar energiyasini imkoni boricha oshirish ;

4. Agar koordinatsion birikma hosil qilish jarayoni mahsulotni saqlash mumkin bo'lmagan sharoitda amalga oshirilgan bo'lsa, «muvozanatni yaxlatish» usuli tanlanadi.

G y e n y e a l o g i k sintezda mahsulotning tuzilishi dastlabki moddalar tuzilishiga o'xshash bo'ladi. Bunda reaksiya mexanizmi muhim ahamiyatga ega. Bu holda ham mahsulotning energetik jihatdan afzalligi imkoni boricha o'z kuchini saqlab qoladi.

Genealogik sintezlarni o'tkazishni ham dastlabki moddalar kattaroq energiyaga ega bo'lishiga, harorat tanlashga, yaroqli katalizator ishlatishga, reaksiya mahsulotini saqlab qolish sharoitini tanlashga e'tibor beriladi. Ikkala usulda ham mahsulotni tozalash, uni ajratib olish, kimyoviy analiz qilish kabi ishlarni to'liq bajarish talab qilinadi. Sintezi ishining barcha bosqichlarini taftish etib borishda fizik – kimyoviy izlanish usullari, qisqa to'liq spektr skopiya, yadro magnit rezonans (YAMR) usullari katta yordam beradi.

Muvozanatli sintezda Gibbs energiyasining o'zgarishi manfiy qiymatga ega bo'lishi kerak. Le Shatelye qoidasiga muvofiq, temperatura ko'tarilganda endotermik reaksiya mahsulotlarining unumi ortadi ; bosim oshirilganda hajm kamayadigan tomonga yo'nalgan reaksiya mahsulotlari unumi ortadi ; dastlabki moddalar konsentratsiyasi oshirilganda koordinatsion birikmalarning hosil bo'lishi kuchayadi. Yana shuni aytib o'tishimiz kerakki, bunday koordinatsion birikmalar

hosil qilishda berilgan moddalarning bir – birida eruvchanligini tekshirish natijalaridan va moddalar sistemasining holat diagrammasidan keng foydalaniladi. Bunday diagrammalarga asoslanib, koordinatsion birikmaning hosil bo‘lishidagi konsentratsiyalar sohasi aniqlanadi. Masalan, ZnCl_2 — glitsin ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$) va suvdan iborat sistemaning 50⁰ dagi eruvchanlik diagrammasiga asoslanib, bu sistemada uchta birikma : $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$, $\text{ZnCl}_2 \cdot 2\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ va $\text{ZnCl}_2 \cdot 3\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ hosil bo‘lishi aniqlangan.

Koordinatsion birikmalar hosil qilishni ma’lum temperatura sharoitida amalga oshirishda ko‘pincha termogravimetrik tekshirish (ya’ni sistemadan yengil uchuvchan ligand chiqib ketishi tufayli modda massasining vaqt va temperatura ortishi bilan kamayishini aniqlash) natijalaridan ham foydalaniladi.

A.Verner nazariyasi. 1893 yilda A.Verner kompleks birikmalarning tuzilishi haqida yangi nazariya yaratdi. Bu nazariya quyidagi uch banddan iborat :

- 1) ayrim elementlar o‘zining asosiy valentliklaridan tashqari, yana qo‘shimcha valentlik namoyon qila oladi;
- 2) har qaysi element o‘zining asosiy va qo‘shimcha valentligini to‘yintirishga intiladi;
- 3) markaziy atomning qo‘shimcha valentligi fazoda ma’lum yo‘nalishga ega bo‘ladi.

A.Verner nazariyasi koordinatsion nazariya deb ataladi. Vernerning fikricha birinchi tartibdagi birikmalar asosiy valentlik hisobiga, koordinatsion birikmalar esa qo‘shimcha valentlik hisobiga hosil bo‘ladi. Masalan, PtCl_4 bilan KCl birikib, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ ni hosil qilganida Pt va Cl ionlari o‘zlarining asosiy valentligidan tashqari yana qo‘shimcha valentlik namoyon qiladi: bu yerda, tutuash chiziqlar asosiy valentlikni, uzlukli chiziqlar qo‘shimcha valentlikni ko‘rsatadi. Hozirgi zamon termini bilan aytganda asosiy valentlik elementning ayni birikmadagi oksidlanish darajasini, qo‘shimcha valentlik esa uning koordinatsion sonini

ko'rsatdi. $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ da platinaning asosiy valentligi 4 ga, qo'shimcha valentligi 6 ga tengdir¹⁴⁸.

Koordinatsion birikmadagi markaziy atom bilan bevosita birikkan ligandlar orasidagi barcha bog'lanishlar soni markaziy atomning koordinatsion soni deb ataladi. Koordinatsion birikmada markaziy atom bilan ligandlar orasidagi barcha bog'lanishlar bir xil kuchga ega bo'ladi.

Markaziy ionning koordinatsion soni 1 dan 12 gacha bo'lishi mumkin. Lekin 8 dan katta koordinatsion sonlar kam uchraydi. Bir valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha 2 ga teng bo'ladi; masalan: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Ikki valentli elementlarning koordinatsion soni ko'pincha to'rtga, ba'zan uchga va oltiga teng bo'ladi; masalan, $\text{Na}[\text{PbI}_3]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{Cn})_6]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$. Uch va to'rt valentli elementlarining koordinatsion soni asosan oltiga teng, masalan, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Besh valentli elementlarning koordinatsion soni 7 ga teng bo'ladi, masalan, $\text{K}_2[\text{NbF}_7]$.

Umuman shuni aytib o'tish kerakki, ayni elementning koordinatsion soni elementning valentligiga, ligandlar eritmasining konsentratsiyasi va markaziy ion radiusining ligand radiusiga ligand radiusiga bo'lgan nisbatiga bog'liq bo'ladi.

Magnusning ko'rinishiga muvofiq: $R_m:R_l = 0,155$ bo'lsa, metallning koordinatsion soni 2 ga teng; $R_m:R_l$ nisbati 0,155 dan 0,225 gacha bo'lsa, metallning koordinatsion soni 3 ga teng; bu nisbat 0,225 dan 0,414 gacha bo'lsa 4 ga; 0,414 dan 0,732 gacha bo'lsa 6 ga; 0,732 dan 1,37 gacha bo'lsa 8 ga teng bo'ladi (R_m - markaziy ion radiusi, R_l -ligand radiusi).

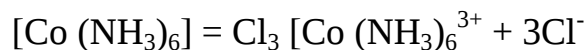
Misol. Alyuminiy ion Al^{3+} ning radiusi 0,057 nm, fluor ion F^- ning radiusi 0,133 nm. Alyuminiy ionning koordinatsion sonini toping.

Yechish. $R_m : R_l = 0,57 : 0,13 = 0,43$. Demak, Al^{3+} ning bu birikmadagi koordinatsion soni 6 ga teng.

Markaziy atom bilan ligandlar koordinatsion birikmaning ichki qavatini tashkil qiladi. Masalan, $[\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3]$ da oltita ammiak kobalt bilan bevosita

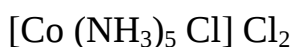
¹⁴⁸ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 689

birikkan bo‘lib, uchta xlor koordinatsion birikmaning tashqi qavatiga joylashadi; tashqi qavatdagi zarrachalar ichki sfera bilan ionli bog‘langan bo‘ladi. Masalan, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ni suvdagi eritilsa, u to‘rtta ionga ajraladi:



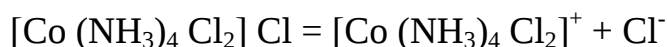
Bu eritmadagi hamma xlori kumush nitrat bilan AgCl holida cho‘ktirish mumkin.

$\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ tarkibli koordinatsion birikmaning ichki sferasiga beshta ammiak molekulasini va bitta xlor ioni joylashadi, ikkita xlor ioni tashqi sferada bo‘ladi:



Bu modda eritmada faqat uchta ionga parchalanadi. Uning eritmasiga kumush nitrat qo‘shilganida hamma xlorning uchdan ikki qismigina AgCl holida cho‘kmaga tushadi.

$\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ tarkibli koordinatsion birikma faqat ikkita ionga parchalanadi:



molekula tarkibidagi xlorning faqat uchdan bir qismi cho‘kadi. Bu modda eritmasiga kumush nitrat ta’sir ettirilganda $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ tarkibli koordinatsion birikma alohida o‘rinni egallaydi. Verner nazariyasiga binoan uning formulasi $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ dir. U suvdagi eritilganda ionlarga parchalanmaydi, eritma elektr tokini o‘tkazmaydi.

A.Verner yana ligandning koordinatsion sig‘imi degan tushunchani kiritdi. *Ayni ligand kompleksining ichki qavatida markaziy ion atrofida necha joyini band qilsa, bu son ligandning koordinatsion sig‘imi deb ataladi.* Masalan, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ da CN^- ionining koordinatsion sig‘imi birga teng, CN^- ioni temir ioni atrofidagi oltita o‘rindan faqat bittasini band qiladi. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]$ da har qaysi $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ionining koordinatsion sig‘imi ikkiga teng. Shuningdek, etilendiaminning koordinatsion sig‘imi ham ikkiga teng. Koordinatsion sig‘imlari uchga va to‘rtga teng bo‘lgan ligandlar ham uchraydi (sig‘imdentatlik deb ham yuritilishi yuqorida aytilgan edi).

A.Verner nazariyasining uchinchi bandi komplekslar tuzilishini stereokimyoviy jihatdan oydinlashtiradi. Verner koordinatsion birikmalarning fazoviy tuzilishini aniqlashda ayni koordinatsion birikmaning nazariya asosida topiladigan izomerlari sonini uning haqiqatan mavjud bo'lgan izomerlari soni bilan taqqoslash usulidan foydalaniladi, chunki rentgen nurlari kashf etilmasdan avval molekulalarning fazoviy tuzilishi faqat ana shu yo'l bilan aniqlanar edi.

A.Verner fikricha, agar M ning koordinatsion soni 6 ga teng bo'lsa, kompleks ion ichida 6 ta ligand markaziy iondan birdek uzoqlikda bo'lgan oltita nuqtaga joylashadi. Bu joylashish 1) tekislikdagi olti burchak shaklida (markazda M , burchaklarda esa ligandlar turadi) yoki 2) fazoviy trigonal prizma va 3) fazoviy oktaedr shaklida bo'lishi mumkin.

Bu fikr to'g'ri ekanligi keyinchalik boshqa tadqiqotlar asosida tasdiqlandi. Yana shuni ham aytib o'tamizki, A.Verner nazarichsining yaratilishidan ilgari kimyo sohasida S.Arreniusning elektrokimyoviy nazariyasi, Y.Vant – Goff hamda Le Belning stereokimyoviy tasavvurlari, D.I.Mendeleyevning kimyoviy elementar davriy sistemasi kashf etilgan edi. Lekin bu tasavvurlarga asoslanib koordinatsion birikmalarning, masalan, $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ ning tuzilishini izohlab bo'lmagandi, chunki valentlik haqidagi klassik nazariyaga muvofiq CoCl_3 , PtCl_2 va CuCl_2 valentlik jihatdan to'yingan birikmalar deb qaralar edi. Shu sababdan A.Verner nazariyasining yaratilishi kimyo fanida katta kashfiyot qabul qilindi.

Koordinatsion birikmalarni tekshirishda cho'ktirish reaksiyalari va elektr o'tkazuvchanlikdan keng foydalanildi. Bulardan ikkinchisini bayon etamiz. Verner koordinatsion birikmalar tuzlari eritmalarining molekulyar elektr o'tkazuvchanligidan foydalanib, koordinatsion birikmalarning nechta ionga parchalanishini aniqlay oldi.

Tarkibida 1 mol erigan modda bo'lgan eritmaning elektr o'tkazuvchanligi shu moddaning molekulyar elektr o'tkazuvchanligi deb ataladi:

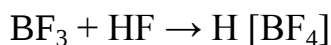
Bunday xulosalardan foydalanib, koordinatsion birikmalarning ichki sferasida qaysi ion turishini bilish va uning zaryadini aniqlash mumkin. Verner va

Miolati kation koordinatsion birikma tarkibiga ketma – ket anionlar kiritish yo‘li bilan kation koordinatsion birikmadan anion koordinatsion birikmalarga o‘tilganida μ ning qiymati, avval, qariyb nolga qadar pasayib, keyin ortishini juda ko‘p misollarda ko‘rsatdilar.

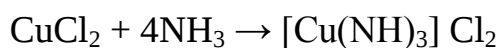
Shunday qilib, A.Verner nazariyasi koordinatsion birikmalarni to‘g‘ri tushunishga yordam beradigan klassik nazariyadir.

Koordinatsion birikma hosil qiluvchilar va ligandlar. U yoki bu elementning koordinatsion birikma hosil qilish qobiliyati o‘sha element atomining sirtqi elektron qavatini tuzilishiga va uning davriy sistemadagi o‘rniga bog‘liq bo‘lib, koordinatsion birikma hosil qiluvchilar jumlasiga asosan sirtqi qavatda yetarli darajada bo‘sh orbitallari bo‘lgan metall ionlar kiradi. **Koordinatsion birikma hosil qiluvchi zarracha elektron juftining akseptori vazifasini bajaradi.** Agar markaziy atom kimyoviy bog‘lanishda o‘zining bo‘sh s- orbitallari bilan ishtirok etsa, bu holda faqat σ (sigma) – bog‘lanish, agar bo‘sh r – orbitallar ham qatnashsa, σ - va π - bog‘lanishlar yuzaga keladi (u r-, d- yoki f – orbitallari bilan ishtirok etganida ham σ - va π - bog‘lanishlar kelib chiqadi).

Koordinatsion birikma xillari. Biz koordinatsion birikmalarni kation, anion va neytral koordinatsion birikmalar deb uch sinfga bo‘lgan edik. Lekin Verner nazariyasi yaratilgan davrda barcha koordinatsion birikmalarni ularning hosil bo‘lish sxemasiga qarab quyidagi ikkita katta sinfga bo‘lingan : a) biriktirib olish mahsulotlari, b) singdirilish mahsulotlari. Masalan, agar BF_3 ga HF qo‘shilsa, biriktirib olish mahsuloti hosil bo‘ladi¹⁴⁹:



Bu reaksiyada F^- ioni ichki qavatda qoladi. Singdirilish mahsulotlari : mis xloridga ammiak qo‘shilganida mis bilan ikkita xlor orasiga 4NH_3 go‘yo «pona» bo‘lib joylashadi:



¹⁴⁹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed. 691

Reaksiya natijasida xlor ionlari mis ionidan uzoqlashib, koordinatsion birikmaning sirtqi sferasiga o'tadi.

Ba'zi koordinatsion birikmalar borki, ularni ham biriktirish, ham singdirilish mahsulotlari jumlasiga kiritish mumkin. Hozirgi vaqtda koordinatsion birikma tarkibidagi ligandlarning xillariga qarab barcha koordinatsion birikmalar quyidagi sinflarga ajratiladi :

1. *Aminat va ammiakatlar.* Bular o'zining ichki sferasida ammiak yoki boshqa organik aminlar bo'lgan koordinatsion birikmalardir. Bu birikmalarda markaziy atom bilan ligandlar azot atomlari orqali bog'langan bo'ladi. Ammiak molekulasi har biri bittadan koordinatsion o'rinni egallaydi. Shuning uchun ichki sferada bo'ladigan ammiak molekulalar soni markaziy ionning koordinatsion soniga bog'liq bo'ladi.

Mis, nikel, kobalt kabi elementlar juda barqaror ammiakatlar hosil qiladi. Organik aminlardan etilendiamin va piridin ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$) juda ko'p metallar bilan komplekslar hosil qildi.

2. *Gidratlar va akvakomplekslar.* Anorganik moddalarda suv molekulasini bilan birikib turg'unligi turli bo'lgan birikmalar hosil qilish hodisasi keng tarqalgan. Ichki va sirtqi qavatida suv molekulalari tutgan koordinatsion birikmalar *gidratlar* deb nomlangan. Agar suv molekulasini koordinatsion birikmalarda ligandlik vazifasini bajarsa, bunday birikmalarni *akva – komplekslar* deb ataladi. Tuzlar gidratlarining kristall panjarasida suv molekulalari joylashib qoladi ; buning ikkita sababi bor : birinchisi – ion dipol tortilishi bo'lib, ikkinchisi – mustahkam vodorod bog'lanishning mavjudligidir. Suv molekulalari ba'zi kristallgidratlarda kristall panjara bo'shlig'ini to'latib, modda tuzilishini mustahkamlaydi ; aks holda, panjarada katta kation yoki anion borligi sababli kristall oson yemirilib ketadi. Masalan, $\text{FeSiF}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ va $\text{Na}_2\text{XeO}_6 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ barqaror kristallgidratlar jumlasiga kiradi, lekin FeSiF_6 va Na_4XeO_4 suvsiz holda mavjud emas. Bunga sabab katta zaryadli anion (masalan, SiF_6^{2-}) bilan xuddi o'zidek ikkinchi anion (masalan: yana SiF_6^{2-}) orasidan itarilish kuchi yuzaga keladi; shuning uchun kristall panjara suv molekulalari bo'lmagan sharoitda barqaror

kristall panjara hosil bo'lmaydi. Kristallgidrat tarkibidagi suv molekulalarining hammasi metall ionni qurshab olmagan hollarda ham, bu molekulalar vodorod bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etadi. Masalan, kristall holdagi mis (II)– sulfat pentagidratida ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) bitta mis atomiga 5 molekula suv to'g'ri keladi, ulardan faqat 4 tasi metall atrofida koordinatsiyalangan, beshinchi suv molekulasini 2 ta vodorod bog'lanish orqali 2 ta suv molekulasini bilan birikadi.

Ko'pchilik kristallgidratlarda uchraydigan suv molekulalarining soni 2, 4, 6, 7, 8, 10 va 12 ga teng bo'lgan hollar ko'p uchrab turadi. Bu qatordan ko'rinadiki kristallgidratlarda suv molekulalarining soni markaziy ionning koordinatsion soniga teng bo'lavermaydi.

Kristallgidrat yoki koordinatsion qavatga joylashgan suv molekulalarining qizdirishga munosabati turlicha, koordinatsion qavatdagi suv molekulalarining bug' holga o'tishi uchun talab etiladigan temperatura gidratlangan holatdagi suv ($105\text{--}115^\circ\text{C}$) ga nisbatan yuqori temperaturani talab etadi. Birikmalardagi bunday suv molekulalari farqini kimyoning termoanaliz sohasi o'rganadi.

3. Atsidokomplekslar. Ligandlari kislota qoldiqlaridan iborat koordinatsion birikmalar atsidokomplekslar deb ataladi.

Masalan, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$: atsidokomplekslarda bir nechta xil kislota qoldig'i ham bo'lishi mumkin. Masalan, $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4 \text{Br}_2]$.

Qo'shaloq tuzlar ham atsidokomplekslar jumlasiga kiradi. Qo'shaloq tuzlar bilan haqiqiy koordinatsion birikmalar orasidagi ayirma shundaki, qo'shaloq tuz suvda eritilganda o'z tarkibidagi ionlari parchalanib ketadi. Masalan, karnallit $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ni $\text{K}[\text{MgCl}_3]$ tarkibli koordinatsion birikma deb qarash mumkin. Agar bu modda barqaror koordinatsion birikma bo'lganida edi, eritmada K^+ va MgCl_3^- ionlariga parchalanardi, vaholanki, karnallit suvda eritilganda K^+ , Mg^{+2} va Cl^- ionlarini hosil qiladi. Demak, *qo'shaloq tuzlar suvdagi eritmalarda nihoyatda beqaror atsidokomplekslardir.*

4. Poligalogenidlar. Markaziy ion va ligandlari galogenlardan iborat koordinatsion birikmalar poligalogenidlar deb ataladi. Masalan : $\text{K}[\text{JJ}_2]$; $\text{K}[\text{Icl}_4]$; $\text{K}[\text{BrCl}_2]$.

5. *Polikislotalar. Bularni kislota molekulasiga shu yoki boshqa kislotaning anhidriti kelib qo'shilgan mahsulotlar deb qarash mumkin.* $H_2S_2O_7$ ham polikislotalar, chunki u H_2SO_4 ni SO_3 bilan to'yintirilganda hosil bo'ladi.

Xromning $H_2CrO_2 \cdot CrO_3$, $H_2CrO_4 \cdot 2CrO_2$ va $H_2CrO_4 \cdot 3CrO_3$ tarkibli polikislotalari ma'lum. Polikislotalar hosil qiluvchi oddiy kislotalar jumlasiga H_3PO_4 , H_4SiO_4 , H_3BO_3 , H_2MoO_4 , H_2WO_4 , HVO_3 va boshqalar kiradi.

Biror kislota shu kislotaning anhidriti kelib qo'shilishdan hosil bo'lgan polikislotalar *izopolikislotalar* deb ataladi.

Agar biror kislota boshqa kislota anhidriti kelib qo'shilsa, *geteropolikislota* hosil bo'ladi. Masalan, $H_2WO_4 \cdot 3WO_3$ izopolikislota uchun, $H_3BO_3 \cdot 12WO_3 \cdot nH_2O$ esa geteropolikislota uchun misol bo'la oladi.

6. *Siklik kompleks birikmalar.* Ichki sferasida siklli koordinatsion birikmalar siklik birikmalar deb ataladi. Ley 1904 yilda ikki valentli mis tuzlari α – aminosirka kislota glikokol (glitsin) bilan zangori rangli mis glikokolyat hosil qilishini kuzatadi. Mis glikokolyatning suvdagi eritmasi elektr tokini yomon o'tkazadi.

Hosil bo'lgan moddada glikokol molekulalarining karboksil gruppasidagi vodorod atomlari misga almashinib, u bilan asosiy valentlik hisobiga bog'lanadi; undan tashqari mis atomi ikkita glikokol molekulasidagi ikkita azot atomi bilan qo'shimcha valentlik orqali ham birikadi. Shunday qilib, bunda besh a'zoli ikkita halqa bo'ladi.

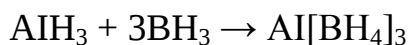
Bu kabi birikmalar **xelatlar** yoki **ichki koordinatsion birikmalar** deb ataladi. Faqat mis emas, balki xrom, kobalt, platina kabi metallar ham glikokol va analin (CH_3CHNH_2COOH) bilan xelatlar hosil qiladi.

Xelat hosil bo'lishi uchun ligand molekulasida boshqa – boshqa xossaligi ikki xil gruppalar (masalan, $-NH_2$ va $-COOH$) bo'lishi kerak.

7. *Koordinatsion gidritlar.* Kislota va amfoter xossaligi gidritlar asosli gidritlar bilan suvdan boshqa erituvchida (masalan, efirda) reaksiyaga kirishsa, koordinatsion gidrit hosil bo'ladi:



Shuningdek, amfoter gidrit kislotali gidrit bilan ham koordinatsion gidrit hosil qiladi:



Koordinatsion gidritlar kuchli qaytaruvchi bo'lgani uchun laboratoriyada turli sintezlarni o'tkazish uchun qaytaruvchi sifatida ishlatiladi.

8. *Metallorganik birikmalarga o'xshash koordinatsion birikmalar.* Hozirda tarkibida organik ligandlar bo'lgan juda ko'p koordinatsion birikmalar olingan, masalan, $\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ — f e r r o s e n (17°C suyuqlanadigan, 249°C da qaynaydigan diamagnit, jigar rang tusli juda barqaror kristall modda). $\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2$ dibyenzolxrom 284°C da suyuqlanadigan to'q – jigar rangli qattiq (suvda erimaydi, diamagnit organik erituvchilarda eriydigan) modda, $\text{Li}[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_5)_6]$ – litiy geksafenilxrom.

9. *Metall karbonillar.* Metallarning uglerod (II) – oksid bilan hosil qilgan birikmalari – karbonillar deb ataladi.

$\text{Ni}(\text{CO})_4$ birinchi olingan karbonil. Karbonil diamagnit modda hisoblanadi. Karbonillar toza metallar olishda katta ahamiyatga ega.

10. *Ko'p o'zakli koordinatsion birikmalar.* Ba'zi koordinatsion birikmalarda bir necha metall atomi markaziy ion vazifasini bajarishi mumkin. Bunday koordinatsion birikmalar ko'p o'zakli koordinatsion birikmalar deb ataladi. Bular da markaziy ionlar bir – biri bilan «ko'prik rolini» bajaruvchi atom (kislorod) yoki atomlar gruppasi (OH , O-O , NH_2 , NH) orqali bog'langan bo'ladi. Ko'prik rolini masalan, OH^- , NH^- , O^{2-} , S^{2-} , Cl^- , CH_3COO^- , SO_4^{2-} o'tashi mumkin.

11. π – *koordinatsion birikmalar.* π – ligandlar jumlasiga to'yinmagan organik moddalarning molekulalari (atsetilen, etilen, siklopentadiyen C_5H_6 , olifenlar va ularning hosilalari), uglerod (II) – oksid va boshqa moddalar kiradi.

Temir, nikel va xrom karbonillarida toq elektronlar bo'lmagani sababli ular diamagnit xossalar namoyon qiladi.

Temir pentakarbonil $\text{Fe}(\text{CO})_5$ yorug'lik nurini kuchli sindiradi, suvda erimaydi, organik erituvchilar (benzol, benzin, efir) da yaxshi eriydigan suyuqlik. Motor yoqilg'ilarga antidetonator sifatida qo'shiladi ; $\text{Fe}(\text{CO})_5$ qizdirilganda parchalanadi, shuning uchun toza temir olishda uning parchalanishidan

foydalaniladi. $\text{Co}_2(\text{CO})_8$ sariq rang kristall modda, qizdirilganda oson parchalanadi. $\text{Ni}(\text{CO})_4$ - nikel tetrakarbonil zaharli suyuqlik, 200°C da parchalanib, nikel ko‘zgu hosil qiladi. Nitrat kislota bilan reaksiyaga kirishadi.

12.2. Koordinatsion birikmalarning izomeriyasi

Koordinatsion birikmalarda izomeriya hodisasi. Koordinatsion birikmalarda xuddi organik birikmalardagi kabi izomeriya hodisasi keng tarqalgan. Ularda uchraydigan izomeriyani ikki guruhga ajratish mumkin.

Birinchisi tuzilish izomeriyasi va ikkinchisi stereo izomeriyadir. birinchi gruppaga a) koordinatsion izomeriya, b) ionlanish izomeriyasi, v) gidrat izomeriya, g) koordinatsiyali polimerlanish, d) bog‘lanish izomeriya, ye) o‘rinbosar izomeriya, j) ligandlar izomeriyasi, z) konformatsion izomeriya, i) holat izomeriyasi, k) elektron izomeriya, l) transformatsion izomeriya va m) formal izomeriyalar kiradi.

Ikkinchi gruppaga: a) geometrik izomeriyaning *cis* — va *trans* – holatlari, b) optik izomeriya kiradi. Ularni alohida – alohida ko‘rib o‘tamiz.

Koordinatsion izomeriyasi. Koordinatsion birikmalarni tashkil etgan tarkibiy qismlari uning ichki qavatlarida turlicha joylashishi mumkin. Bu turdagi izomeriya turli markaziy ionlari va ligandlaribo‘lgan ikkita kompleks iondan tuzilgan birikmalarda uchraydi. Masalan, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6] \cdot [\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ geksamminxrom (III) – trioksalat kobalt (III) – dan tashkil topgan, u och – yashil rangli yaproqchalar shakliga ega ; uning izomeri $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] [\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ geksamin kobalt (III) -, trioksalat xrom (III) – esa yashil rangli ignasimon kristallardan iborat.

Ionlanish izomeriyasi. Bir xil tarkibli, lekin eritmada boshqa – boshqa ionlarga parchalanadigan koordinatsion birikmalar ionlanish izomeriyasi uchun misol bo‘la oladi. Masalan, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ va $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ o‘zaro ionlashgan izomerlardir. Birinchi tuzning suvdagi eritmasiga bariy xlorid

qo'shilganda cho'kma tushadi, ikkinchi tuz eritmasi bariy ioni bilan cho'kma bermaydi.

Gidrat izomeriya. Bir xil tarkibga ega bo'lib, o'z tarkibidagi suv molekulalarining joylanishi bilan bir – biridan farqlanadigan moddalar *gidrat* izomerlar deb ataladi. Masalan, xrom (III) – xloridning geksagidrati $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ uch modifikatsiyada uchraydi.

Ulardan birinchisining suvdagi eritmasi och – binafsha rangli; agar bu eritmaga kumush nitrat qo'shsak, koordinatsion birikma tarkibidagi xlorning hammasi kumush ioni bilan bog'langan holda cho'kmaga tushadi; eritmaning molekulyar elektr o'tkazuvchanligi 4 ta ionga parchalanadigan elektrolit eritmasining molekulyar elektr o'tkazuvchanligiga yaqin keladi. Demak, xlor ionlari koordinatsion birikmaning tashqi sferasiga joylashib, suv molekulalari ichki sferani band qiladi; uning formulasi $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6\text{Cl}_3]$. ikkinchi tuzning suvdagi eritmasi yashil rangli, unga AgNO_3 qo'shsak, barcha xlor ionlarining faqat uchdan bir qismi kumush xlorid holida cho'kadi. Demak, uning tashqi sferasida 1 xlor ioni va 2 molekula suv bo'ladi, ya'ni $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Uchinchi izomer ham yashil rangli eritma hosil qiladi. Uning eritmasiga kumush nitrat qo'shsak, xlorning uchdan ikki qismi cho'kadi. Uning formulasi $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ bo'ladi.

Shuni ham aytib o'tish kerakki, bunday izomeriya faqat tuzlarning gidratlarida uchragina qolmay, balki suv, piridin va boshqa moddalar bo'lganda ham uchrashi mumkin¹⁵⁰.

Koordinatsiyali polimerlanish. Koordinatsion polimer kompleks birikmalar o'zaro bir – biridan faqat ligandlarning joylashishi bilan emas, balki o'zining molekulyar massasi bilan ham farq qiladi. Koordinatsiyali polimerlanish kobalt, xrom, rodiiy va boshqa elementlarning kompleks birikmalarida ko'p uchraydigan hodisadir. Masalan, empirik formulasi $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ bo'lgan modda 4 shaklda uchraydi : 1) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$, 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4] \cdot [\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]_2$, 4) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]_2[\text{PtCl}_4]$.

¹⁵⁰ Raymond Chang, General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 685-bet

1 1A																	18 8A
1 H	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	(113)	114	(115)	116	(117)	(118)

12.1-rasm. O‘zgaruvchan valentli (ajratilgan ko‘k rangda) koordinatsion birikma hosil qiladigan metallar.

Bog‘lanish izomeriyasi. Ba’zi ligandlar, masalan, CN^- , SCN^- , NO_2^- va boshqa shunga o‘xshash ligandlar tarkibida ikkita donor atom bo‘ladi, shu sababli ular markaziy atom bilan turlicha koordinatsiya holatida bo‘lishi mumkin. Bu esa izomerlarning xossalari farq paydo bo‘lishiga olib keladi. Bunday zarrachalar ko‘pincha *ambidentat* ligandlar deb ataladi. Ksanto tuzlar mineral kislotalar ta’sirida parchalanmaydigan sariq tusli moddalardir. Lekin, izoksanto tuzlarga mineral kislota qo‘shilsa, ular parchalanib nitrit kislota ajralib chiqadi. Izoksanto tuzlar och – jigar rangliligi bilan ksanto tuzlardan farq qiladi. Izoksanto tuzlariga mineral kislota qushilganda HNO_2 ning ajralib chiqishi kompleks birikmaning ichki sferasida $\text{O} = \text{N} - \text{O} -$ gruppasi borligini bildiradi.

O‘rinbosarlar izomeriyasi (yig‘indi izomeriya). Bunday birikmalarning koordinatsion qavatidagi ligandlardagi ba’zi atomlarning umumiy miqdori bir xil bo‘lsa ham, ular turli ligandlar tarkibida har xil miqdorda bo‘lishi mumkin.

Ligandlar izomeriyasi. Koordinatsion qavatda markaziy atomga birikkan ligandning o‘zi turli izomerlar holatida bo‘lishi mumkin. Masalan, koordinatsiyada aminobenzoy kislotaning orto-, meta- va para – izomerlari qatnashganda ligandlarning o‘zi bir – biridan farq qiladigan xossalari natijasida ularning hosil

qilgan koordinatsionbirikmalari ham bir biridan farq qiladi. Bunga misol tariqasida propolendiamin bilan trimetilendiaminni yoki piridinkarbonkislolaning turli fazoviy izomerlarini keltirish mumkin¹⁵¹.

Konformatsion izomeriya. Bunday birikmalarda koordinatsion qavatda ligandlarning o‘zi fazoviy jihatdan farq qiladigan holatda bo‘ladi. Masalan, 1,3 – propilendiamin – $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ «kreslo» yoki «vanna» holatida markaziy atomga koordinatsiyalangan bo‘lishi mumkin.

Holat izomeriyasi. Bu turdagi izomeriya geometrik izomeriyaga yaqin turadi, lekin o‘ziga xos xususiyatga ega.

Elektron izomeriya. Bunday izomeriyaga yagona misol tariqasida tarkibi $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5 \text{NO}] \text{Cl}_2$ bo‘lgan moddani keltirish mumkin. Uning bir izomeri qora rangli va paramagnit xossaga, ikkinchisi qizil rangli va diamagnit xossaga ega. Taxmin qilinishicha, birikmalarning birida kobaltning oksidlanish darajasi +2, ikkinchisida esa +3 bo‘lishi mumkin, ular bir biridan markaziy iondagi faqat bitta elektron soni bilan farq qiladi.

Transformatsion izomeriya. Bunday birikmalar ligandlaridagi atomlar soni bir xil, lekin ligandlar orasida genetik bog‘lanish bo‘lib, ular turli kimyoviy xossalarga ega bo‘ladi.

Formal (rasmiy) izomeriya. Bunday izomerlarni hosil qilishda qatnashgan ligandlar rasmiy jihatdan bir biriga miqdorlari teng bo‘lgan atomlarga ega bo‘ladi. Bunday izomeriyaga $[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)\text{Cl}_2]$ va $[\text{Pt}(\text{CH}_3\text{NH}_2)_2\text{Cl}_2]$ lar misol bo‘la oladi. Yuqorida aytilganidek, stereoizomeriya ikki ko‘rinishda bo‘ladi: a) geometrik yoki *cis* – va *trans* – izomeriya, b) optik izomeriya.

Tarkibi bir xil, ligandlari markaziy atom atrofida turli tartibda joylashgan koordinatsion birikmalar o‘zaro geometrik izomerlar deb ataladi.

Birinchi navbatda koordinatsion soni 4 ga teng bo‘lgan koordinatsion birikmalarni ko‘rib chiqamiz. Bunday koordinatsion birikmalar tekis kvadrat yoki tetraedr shaklida bo‘lishi mumkin. $[\text{MA}_2\text{B}_2]$ tarkibli koordinatsion birikma uchun

¹⁵¹ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed 702-bet

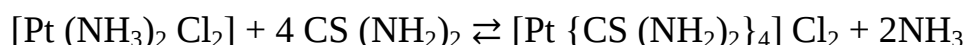
ikkita geometrik izomeriya ma'lum. Agar kompleks birikma geometriyasi kvadrat shaklida desak, bu koordinatsion birikma izomerlarida ligandlar joylashadilar.

Agar kompleks ligandlari tetraedr cho'qqilariga joylashadi deb faraz qilsak, u holda $[MA_2B_2]$ tarkibli koordinatsion birikma faqat bir izomerdan iborat bo'lishi kerak, bu esa tajribaga zid keladi. Demak, $[MA_2B_2]$ tarkibli koordinatsion birikma tetraedr shaklida bo'lganda bunday izomeriya kuzatilmaydi. Koordinatsion bog' hosil qiladigan metallar quyidagi rasmda keltirilgan¹⁵²

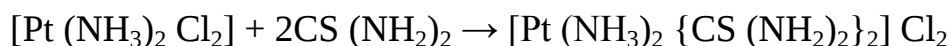


12.2-Rasm. Koordinatsion bog' hosil qiladigan metallar.

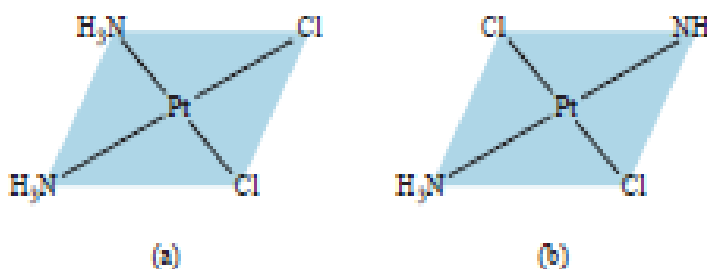
Masalan, $[Pt (NH_3)_2 Cl_2]$ ni olaylik. Bu formulaga ikkita tuz mos keladi: 1) qovoq rangli Peyrone tuzi *sis* – tuzilishiga ega. Bu tuzda ikkala xlor ioni va ikkala ammiak molekulasini yonma – yon joylashadi. U o'zining to'rtta ligandini tiomochevinaga almashtira oladi:



Reyze tuzi *trans* – tuzilishiga ega, u och – sarg'ish rangli o'zining faqat ikkita xlorini tiomochevinaga almashtira oladi:



¹⁵² Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 686-bet



12.3-Rasm. Diammindixloroplatinum (II)-ning (a) *cis* va (b) *trans* isomerlari, $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$.

$[\text{MA}_2\text{B}_2]$ turdagi koordinatsion birikmalarda ham ikkitadan geometrik izomer bo‘lishi mumkin. MAVSD turdagi koordinatsion birikmalarda esa uchta izomer bo‘ladi. I.I.Chernyayev 1926 yilda $[\text{Pt}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)(\text{NH}_2\text{OH})(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})]\text{Cl}$ tarkibli koordinatsion birikmaning uchta izomerini sintez qildi¹⁵³.

Tarkibi MA_6 bo‘lgan koordinatsion birikmalar geometrik izomerlarga ega emas, chunki oktaedrdagi 6 cho‘qqi ligandlari bir – biridan farq qilmaydi. Bu xulosa tajribada ham tasdiqlangan. Agar MA_6 dagi bitta ligand A ni ligand B ga almashtirsak, MA_5B turdagi koordinatsion birikma hosil bo‘ladi. Ligand B oktaedr cho‘qqisining qaysi biriga joylashmasin, baribir uning oktaedrdagi 5 ta ligand A larga munosabati o‘zgarmaydi.

Agar MA_5B dagi yana bir ligand A ni ligand B ga almashtirsak, MA_4B_2 turdagi koordinatsion birikma hosil bo‘ladi. Bu koordinatsion birikma 2 ta geometrik izomerga ega.

Sis – va *trans* – izomerlar boshqa – boshqa kimyoviy xossalar namoyon qiladi. Ular o‘zining rangi va eruvchanligi bilan ham bir – biridan farq qiladi.

Bunday tuzilishli birikmalarda *yuza* – izomer deb ataladigan bir xil tabiatli ligandlar (OH^- yoki NO_2^-) oktaedrning bir uchburchakli yon tomoniga tegishli cho‘qqini egallaydi, *meridional* izomerlarida esa shunday ligandlarning ikkitasi markaziy atomning ikki qarama – qarshi tomonida bir o‘q ustida joylashadi. Bunday izomerlarni *cis* – va *trans* – izomerlar deb atash to‘g‘ri bo‘lmaydi.

¹⁵³ Raymond Chang, General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 694-bet

Koordinatsion birikmalarda boshqa – boshqa tarkibli ligandlar soni ortgan sari izomerlar soni ham ortadi. $[MA_3B_2C]$ tarkibli koordinatsion birikma 3 ta, $[M\text{en} A_2BC]$ va $[MA_3 BCD]$ tarkibli birikmalar 4 tadan, $[M\text{en} ABCD]$ ning esa 6 ta geometrik izomeri mavjud.

Koordinatsion birikmaning izomerlaribir xilda barqaror bo‘lavermaydi. Uning beqaror izomerlari barqarorroq holatlarga o‘tishi mumkin. Bu jarayonning tezligi markaziy atomning xossalariga bog‘liq. Masalan, platinaning koordinatsion birikmalarida bu jarayon juda sust borsa, palladiyning koordinatsion birikmalarida tez amalga oshadi. Palladiyning $[PdCl_2 (NH_3)_2]$ tarkibli koordinatsion birikmasi *cis* – izomer holatidan *trans* – izomer holatiga o‘tadi. Agar ikki izomerning bir – biriga aylanish tezligi o‘zaro farq qilsa, unda faqat ularning barqaror izomeri mavjud bo‘ladi¹⁵⁴.

Tarkibida to‘rt xil ligandlari bor $[MABCD]$ tarkibli kompleks uchun geometrik izomerlar soni uchga teng. Koordinatsion birikmaning tarkibi murakkablashgan sari geometrik izomerlarning soni ortib boradi. Masalan, $[MA_3 BCD]$ tarkibli oktaedrik koordinatsion birikma 4 ta geometrik izomerga ega. $[MA_2 B_2 CD]$ tarkibli oktaedrik koordinatsion birikmada ham to‘rtta geometrik izomer bo‘lishi mumkin.

Rus olimlaridan A.D. Gelman va L.N. Essen $[Pt (NH_3) (C_5H_5N) \cdot NO_2 Cl Br]$ tarkibli oktaedrik koordinatsion birikmaning bir necha izomerlarini sintez qilishga muvaffaq bo‘ldilar. Nazariy mulohazalar bunday tarkibli oktaedrik koordinatsion birikmada 15 ta geometrik izomer bo‘lishi mumkinligini ko‘rsatadi. Agar bu izomerlarning har biri uchun ikkitadan optik izomer to‘g‘ri kelishini hisobga olsak, jami 30 ta izomer mavjudligini bilib olish mumkin.

Optik izomeriya. Molekulalari simmetriya markaziga yoki simmetriya tekisligiga ega bo‘lmagan va molekulyar massasi teng bo‘lgan moddalar o‘zaro *optik izomerlar* deb ataladi. Bu moddalarning biri yorug‘likning qutblanish tekisligini o‘ngga (*d* - shakl), ikkinchisi chapga (*l* - shakl) buradi, boshqacha

¹⁵⁴ General chemistry : the essential concepts / Raymond Chang. – 5th ed 702

aytganda ular optik faollik namoyon qiladi. d – shakldagi moddani l – shakldagi moddaning ko‘zgudagi aksi deb qarash mumkin. Masalan, $[\text{CoEn}_2 \text{NH}_3 \text{Cl}] \text{X}_3$ sis – koordinatsion birikma quyidagi ikki optik izomer hosil qiladi.

Optik faol birikmalar molekulalari simmetriya markaziga va simmetriya tekisligiga ega bo‘lmaydi.

Optik faollikning sababi sifatida quyidagilarni ko‘rsatish mumkin:

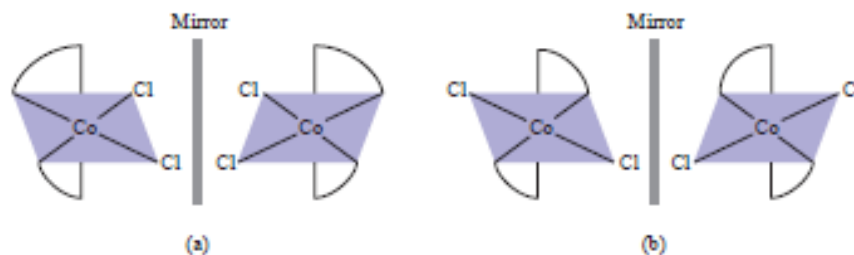
1. Markaziy ion asimmetriya xususiyatiga ega bo‘lishi, masalan:
2. Molekulaning ligandlari polidentat xususiyatiga ega bo‘lishi sababli asimmetriya paydo bo‘ladi:

3. Ligand atomlaridan birining asimmetriyaga ega bo‘lishi (masalan, optik faol aminokislota koordinatsiyada qatnashgan holda) yoki koordinatsiyalangan atomda yangi bog‘ paydo bo‘lishi tufayli asimmetriya holati paydo bo‘ladi.

Optik izomeriya hodisasi koordinatsion ionning fazoda turlicha joylanishidan kelib chiqadi. Ayni koordinatsion birikmaning ikkala shakli bir xil molekulyar elektr o‘tkazuvchanlik va kislota – asoslik xossalariga ega bo‘ladi. Lekin ular boshqa optik faol moddalar bilan reaksiyalarga kirishishi va birikishi jihatidan bir – biridan farq qiladi. Masalan, $[\text{Coen}_3] \text{Br}_3$ koordinatsion birikmaning I - shakli I – kvarsqa, d – shakli esa d – kvarsqa birikadi.

Optik izomeriya ham koordinatsion birikma tarkibidagi atomlarning fazoda boshqa – boshqa tarzda joylashishi natijasida hosil bo‘ladi. To‘rtta ligandi bir – biridan farq qiladigan tetraedrik tipdagi kompleks $[\text{M} (\text{ABSD})]$ ni ko‘rib chiqaylik. Bu shakllarning biri ikkinchisi ustiga qo‘yilganida ularning ayrim o‘xshash nuqtalari bir – birini qoplamaydi. $\text{M} (\text{ABSD})$ tarkibli tetraedrik koordinatsion birikmada ichki simmetriya tekisligi mavjud emas. Bu koordinatsion birikmaning markazni kesib o‘tgan tekislikning ikkala yon tomonida ham ikkitadan turli xil ligandlar joylashgan bo‘ladi¹⁵⁵.

¹⁵⁵ Raymond Chang, General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 695-bet



12.4-Rasm. Bis(etilendiamin)cobalt(III)-ionining optik izomerlari, $\text{Co(en)}_2\text{Cl}_2$

Koordinatsion birikmalarni nomlash. Koordinatsion birikmalarni nomlashda baʼzan ularning rangidan yoki shu moddani kashf etgan olim nomidan foydalaniladi. A.Verner koordinatsion birikmalarni nomlash uchun «ratsional nomenklatura» yaratdi. Ratsional nomenklatura koordinatsion birikmalarning tarkib va tuzilishini aks ettirishi, yaʼni nomi moddaning tabiatiga mos boʻlishi kerak edi. Tuzsimon koordinatsion birikmalarni ikki soʻz bilan, noionogen birikmalarni bir soʻz bilan atash taklif qilindi. Shuningdek, ammiak — «ammin», suv — «akvo», oltingugurt — «tio», OH — «gidrokso», « — O — O — » esa «perokso», xlor — «xloro», ftor — «ftoro» va hokazo soʻzlar bilan ifodalanadigan boʻldi.

1963 yildan boshlab taklif qilingan nomenklatura halqaro nazariy va amaliy kimyo ittifoqi termin komissiyasi tomonidan tasdiqlangan.

I o n l a r n i n o m l a s h d a birinchi navbatda kation, undan keyin anion ataladi. Masalan :

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Br}]$ – diamminkumush (I) – bromid

$\text{K}_2[\text{CuCl}_3]$ – kaliy trixloromis (I)

L i g a n d l a r n i n o m l a s h d a avval anion, soʻngra neytral ionlar va undan keyin kation nomi aytiladi. Ularning orasiga defis qoʻyilmaydi. Anionlarni atashda dastlab oddiy anion, undan keyin koʻp atomli anion nomi aytiladi. Ularning nomiga «at» qoʻshimchasi qoʻshiladi. Masalan, $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$ – kaliy dixlorodinitroplatinat (II).

Ligandlar sonini ifodalovchi qo'shimchalar. oddiy ligandlar sonini ifodalashda di-, tri-, tetra-, penta-, geksa- va hokazo qo'shimchalar ishlatiladi.

Masalan,

$K_4 [Fe (CN)_6]$ – kaliy geksatsianotemir (II)

$K_3 [Fe (CN)_6]$ - kaliy geksatsionotemir (III)

$[Al (H_2O)_6] Cl_3$ – geksaakvoalyuminiy xlorid.

Markaziy ionning oksidlanish darajasini ko'rsatish uchun uni qavs ichida lotin raqamlari bilan ifodalanadi. Masalan :

$[Cu (NH_3)_2] (OH)$ – diammirmis (I) gidroksid.

Bir koordinatsion markazni ikkinchisi bilan bog'lab turuvchi «ko'prik» vazifasini bajarayotgan gruppalarni atashda ularning oldiga μ – harfi qo'yiladi.

G y e o m y e t r i k i z o m y e r l a r n i nomlanishida ularning raqam belgilaridan yoki *sis* — va *trans* – terminlardan foydalaniladi.

O k t a e d r i k k o o r d i n a s i o n b i r i k m a l a r n i nomlashda ham raqam belgilardan va *trans* -, *sis* – terminlardan foydalaniladi.

Koordinatsion birikmalar kimyosining muhim qoidalari.

1. *Peyrone qoidasi*. Atsidokomplekslar ammiak yoki aminlar bilan reaksiyaga kirishganida *sis* – izomer holatidagi mahsulotlar hosil bo'ladi.

Masalan, agar eritmada kaliy tetraxloroplatina (II) – $K_2 [PtCl_4]$ ning 1 mol miqdoriga 2 mol ammiak qo'shsak, *sis* – dixlorodiamminplatina hosil bo'lib, KCl ajralib chiqadi.

2. *Iorgensen qoidasi*. Ammiakatlar kislotalar ta'sirida parchalanganida, ko'pincha, *trans* – izomer holatidagi atsidobirikmalar hosil bo'ladi. Masalan, tetramminplatina (II) xlorid $[Pt (NH_3)_4] Cl_2$ ni HCl bilan parchalaganimizda *trans* – dixlordiamminplatina (II) hosil bo'ladi.

L.A.Chugayev 1906 yilda tarkibida besh va olti a'zoli halqalari bo'lgan koordinatsion birikmalar eng barqaror bo'ladi, degan qoidani ta'rifladi.

To'rt a'zoli halqaga ega bo'lgan koordinatsion birikmalar kamroq mustahkam bo'ladi, uch a'zoli halqasi bo'lgan koordinatsion birikmalar beqarordir.

Masalan, platinaning etilendiaminli birikmasi $[\text{Pt}(\text{NH}_2 - (\text{CH}_2)_2 - \text{NH}_2)_2] \text{Cl}_2$ tarkibida ikkita besh a'zoli halqa bor.

Bu birikma nihoyatda barqaror, unga HCl ta'sir ettirsak ham parchalanmaydi.

Ikki valentli nikelning glioksimli birikmasida ikkita besh va ikkita olti a'zoli halqalar borligi uchun bu birikma juda ham barqarordir.

Bu birikma hatto HCl bilan qaynatilganda ham parchalanmaydi, uni faqat konsentrlangan nitrat kislota va zar suvi ($3\text{HCl} + \text{HNO}_3$) gina yemiradi.

4. N.S.Kurnakov qoidasi. *Trans*- va *sis*- shakllaridagi koordinatsion birikmalarni bir – biridan ajratish katta ahamiyatga ega.

Tekshirishlar natijasidan ma'lumki, ayni koordinatsion birikmaning *trans*- shakli uning *sis*- shakliga qaraganda yomon eriydi.

Trans- va *sis*- shakllarni bir – biridan farq qilishda N.Kurnakov qoidasi yordam beradi. N.S. Kurnakov *sis*- va *trans*- diaminlarning tiokarbamid $\text{SC}(\text{NH}_2)_2$ bilan reaksiyaga kirishishini tekshirdi, natijada *sis*- izomerdagi ligandlarning tiokarbamidga to'liq almashinishi aniqlandi:

Trans- izomerlarida esa ligandlar tiokarbamidga to'liq almashinmaydi, balki turli ligandli (aralash) koordinatsion birikmalar hosil bo'ladi.

L.A.Chugayev o'zining halqali koordinatsion birikmalar haqidagi qoidasini tajribada hosil qilingan mahsulotlarni sifat jihatidan tekshirish ma'lumotlari asosida ta'riflangan edi. XX asrning 40 – yillaridan boshlab bu sohada miqdoriy ma'lumotlar olinadigan bo'ldi. Shvarsenbax 1952 yilda amaliy natijalarni umumlashtirib, x y l a t e f f e k t q o i d a s i n i quyidagicha ta'rifladi. Siklik koordinatsion birikma $\text{M}[\text{AA}]$ ning hosil bo'lish konstantasi nosiklik koordinatsion birikmaning hosil bo'lish konstantasidan bir necha marta kattadir. Misol tariqasida 2 ta koordinatsion birikmani ko'rib chiqamiz; biri nosiklik koordinatsion birikma $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ uning suvdagi eritmada hosil bo'lish konstantasi $K = 5 \cdot 10^9$, ikkinchisi siklik koordinatsion birikma $[\text{Ni}(\text{En})_3]\text{Cl}_2$, uning ayni sharoitda hosil bo'lish konstantasi $K=2 \cdot 10^{19}$. Binobarin, xelat koordinatsion birikma noxelat koordinatsion birikmaga qaraganda deyarli 10^{10} marta barqaror.

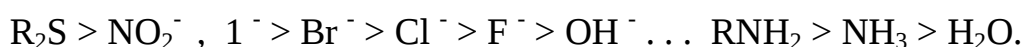
5. *I.I.Chernyayevning trans – ta'sir qoidasi.* 1926 yilda I.I.Chernyayev 2 valentli platinaning tekis kvadrat birikmalari izomerlarini tekshirish natijasida koordinatsion birikmalar kimyosi uchun juda muhim qoidani ta'rifladi.

Koordinatsion birikmalarda biror ligand bilan markaziy ion orasidagi bog'lanishning nisbiy mustahkamligi o'sha ligandga nisbatan trans – holatda turgan boshqa ligand tabiatiga bog'liq.

Markaziy atom bilan ligand orasidagi bog'ning kovalentlik tabiatini kuchaytiradigan ligand o'zining qarshisi (trans – holat) dagi ligand bilan bog'langan atom bog'ining ionli darajasini kuchaytiradi va uning boshqa ligandlarga almashinishini osonlashtiradi (faqat oktaedr va tekis kvadrat geometriyali koordinatsion birikmalarda). Eritmalarda almashinish hodisasi yuz berishi uchun bog' tabiati ionli bo'lishi kerak. Masalan, NO_2 gruppasi Cl^- ga nisbatan kuchliroq *trans – ta'sir* ko'rsatish sababli Cl^- ning reaksiya faolligi ortadi. Bunday jarayon tezligida *cis – izomer* juda sust boradi.

Koordinatsion birikmalarda bog'lanish xarakteri (kovalentlik yoki ionli darajasi) markaziy atom xossasiga ham bog'liq.

I.I.Chernyayev o'z tajribalarida turli ligandlarning Pt (II) ionini uchun *trans – ta'sir* qatorini tuzib chiqdi.



Platina (IV) uchun esa bu qator birmuncha farq qiladi:



Trans – ta'sir qonuniyati VIII guruh elementlaridan Pt_2 , Pt (IV), Ir (III), Rh (III), Co (III), Pd (II) lar uchun bajarilishi aniqlangan. Bu qonuniyat kimyoviy bog'lanishi kovalent xususiyatgan ega bo'lgan koordinatsion birikmalarga xos ba'zi hodisalarni — Kurnakov, Peyrone, Iorgensen qoidalarini, Pt (II) va Pt (IV), Pd (II) birikmalarida qo'sh kristallanish natijalarini tushuntirishda yordam beradi. Bu qonuniyat asosida kompleks ionning ichki qobig'ida almashinish reaksiyasining yo'nalishini, izomerlarda ba'zilarining turg'unligini, izomerlarning bir-biridan ayrim xossalari elektr o'tkazuvchanlik, optik va kislota-asosli xossalari bilan farq qilishini tushuntirish mumkin.

12.3. Koordinatsion birikmalarning xossalari va amaliy ahamiyati

Koordinatsion birikmalarning reaksiyaga kirishishi. Eritmalardagi reaksiyalarda murakkab ionlar ligandlar bilan almashinadi. Bu reaksiyalarning tezligi metal ionlari va ligandlar tabiatiga qarab keng darajada o'zgaradi.

Reaksiyalardagi ligandlarning almashinish reaksiyasini o'rganish uchun kompleks ionlarning mustahkamligini va kinetik barqarorligini aniqlashga to'g'ri keladi. Barqarorlik komplekslarni termodinamik xususiyati K_f ga asosan o'lchanadi. Masalan, tetrasianonikelat (II)-ioni barqaror ion hisoblanadi ($K_f = 1 \times 10^{30}$).



$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ionida ligandlarning almashinishi eritmada juda tez amalga oshadi. Keyingi tenglamada esa moddalarni aralashtirish bilan reaksiya tezlik bilan boradi:



$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ kompleksi kislotali muhitda barqaror holda bo'lmaydi. Barqarorlik konstantasi 1×10^{20} atrofida bo'ladi:

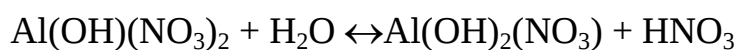


Bu yerda ionning konsentratsiyasi juda kam bo'ladi $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Shuning uchun, bu inert kompleks ionga misol bo'ladi. Demak, termodinamik barqaror bo'lmasa, aktivlik shuncha past bo'lar ekan. Bu holatda reaksiya tezligi aktivlanish reaksiyasi asosida aniqlanadi. Co^{3+} , Cr^{3+} , va Pt^{2+} murakkab ionlari kinetik barqarorlar. Chunki, ularning eritmaları suyuqliklarda oson o'rganilgan bo'lib, ligandlari juda sekin almashinadi.

Koordinatsion birikmalarning kimyoviy xossalari. Kimyoviy reaksiyaning borishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Lekin har qaysi to'qnashish natijasida reaksiya boravermaydi. Reaksiyaning borishi, ya'ni yangi molekulalarning hosil bo'lishi uchun avval dastlabki modda molekulalarining atomlari orasidagi bog'larni uzish yoki susaytirish kerak. Bunga ma'lum miqdorda energiya sarf etiladi. Agar to'qnashuvchi molekulalar bunday energiyaga ega

bo'lmasa, to'qnashish effektiv bo'lmaydi yangi molekula hosil bo'lmaydi. Agar to'qnashuv energiyasi bog'lanishlarni bo'shashtirish yoki uzishga yetarli bo'lsa, atomlar qayta guruhlanishi va yangi modda molekulari hosil bo'lishi mumkin.

Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning almashinish reaksiyalari mexanizmi hisoblanadi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi kJ/mol bilan ifodalanadi. Almashinish reaksiyalariga ega bo'lgan molekularlar aktiv molekularlar deb yuritiladi.



Kompleks birikmalarda kimyoviy reaksiyalar har-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 haroratda tez, boshqa sharoitda masalan, sovuqda sekin borishi mumkin. Bunda bir xil reaksiyaning tezligi orasidagi farq juda katta bo'lishi mumkin.

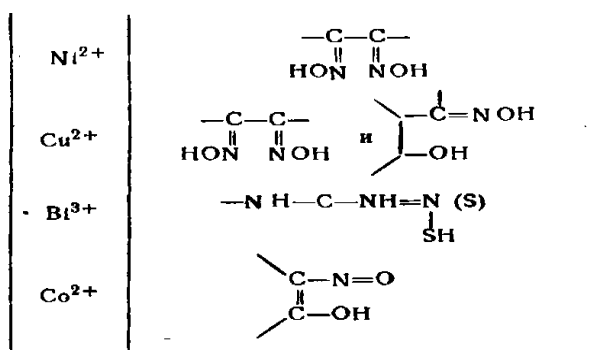
Gomogen reaksiyalarning tezligi vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddaning hajm biriligidagi miqdori bilan o'lchanadi¹⁵⁶.



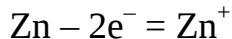
12.5-rasm. Tuzlardagi metall ionlari. Chapdan o'ngga qarab: Ti^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} . The Sc^{3+} and V^{5+} ionlarining rangli eritmaları.

¹⁵⁶ Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 48-50, 698-bet.

Koordinatsion birikmalarning xossalari. Kompleks birikmalar analitik kimyoda juda keng qo'llanilishi bilan ahamiyatlidir, chunki analitik kimyoda asosan sifat va miqdoriy analizlarda muhim reagentlar sifatida ishlatilishi ma'lum. Bu maqsadda asosan ularning turli xil rangda bo'lishi ahamiyatlidir. Masalan sariq, qizil qon tuzi- sifat analizida bo'lsa, Trilon-B miqdoriy analizda keng qo'llaniladi. Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalarni **oksidlanish-qaytarilish reaksiyalar** yoki redoks reaksiyalar (lotincha reductio –qaytarilish va oxydatio – oksidlanish) deb ataladi.

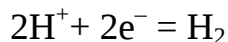


Yuqoridagi reaksiyalarda rux atomlari musbat zaryadlangan ionlarga aylanadi, uning oksidlanish darajasi 0 dan +2 gacha ortadi:

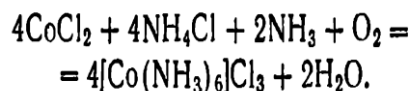


Elementning oksidlanish darajasi ortishi bilan boradigan elektron berish jarayoni oksidlanish deb yuritiladi.

Rux tomonidan berilgan elektronlar vodorod ionlari tomonidan qabul qilinadi; vodorodning oksidlanish darajasi +1 dan 0 gacha kamayadi:

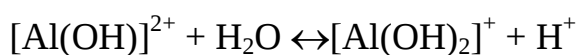
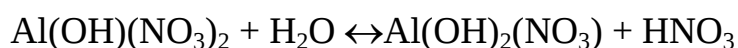


Elementning oksidlanish darajasi pasayishi bilan boradigan elektron biriktirib olish jarayoni qaytarilish deyiladi. Demak, bu reaksiyada rux oksidlanadi, vodorod esa qaytariladi.

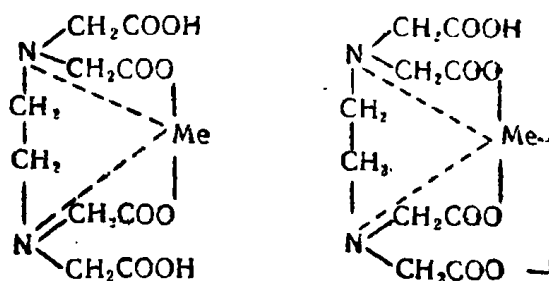


Kimyoviy reaksiyaning borishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Lekin har qaysi to'qnashish natijasida reaksiya boravermaydi. Reaksiyaning borishi, ya'ni yangi molekulalarning hosil bo'lishi uchun avval dastlabki modda

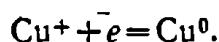
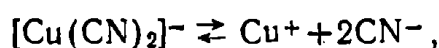
molekulalarining atomlari orasidagi bog'larni uzish yoki susaytirish kerak. Bunga ma'lum miqdorda energiya sarf etiladi. Agar to'qnashuvchi molekulalar bunday energiyaga ega bo'lmasa, to'qnashish effektiv bo'lmaydi yangi molekula hosil bo'lmaydi. Agar to'qnashuv energiyasi bog'lanishlarni bo'shashtirish yoki uzishga yetarli bo'lsa, atomlar qayta guruhlanishi va yangi modda molekulalari hosil bo'lishi mumkin. Molekulalarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning almashinish reaksiyalari mexanizmi hisoblanadi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi **kJ/mol** bilan ifodalanadi. Almashinish reaksiyalariga ega bo'lgan molekulalar aktiv molekulalar deb yuritiladi.



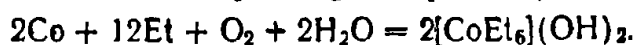
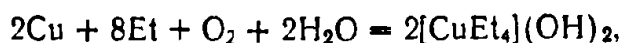
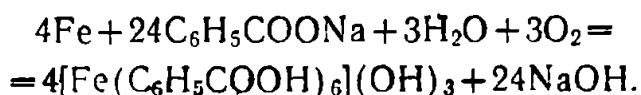
Ikki va uch valentli metallar bilan **Trilon-B** quyidagicha kompleks hosil qiladi:



Bundan tashqari kompleks birikmalar, galvanik qoplama materialli birikmalar olishda ham keng qo'llaniladi.

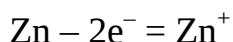


Metallar korroziyasidan saqlovchi birikmalar olishda ham keng qo'llaniladi



Kompleks birikmalarning o'simlik va hayvonlar hayotidagi o'rni va ahamiyatijuda yuqori hisoblanadi, ya'ni ular qon tarkibida va xlorofil tarkibida bo'ladigan metal ionlarini saqlaydi.

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



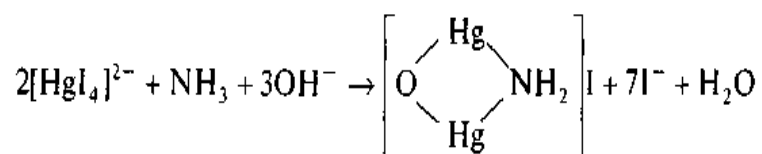
Elementning oksidlanish darajasi ortishi bilan boradigan elektron berish jarayoni oksidlanish deb yuritiladi.

Rux tomonidan berilgan elektronlar vodorod ionlari tomonidan qabul qilinadi; vodorodning oksidlanish darajasi +1 dan 0 gacha kamayadi:



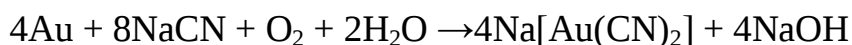
Elementning oksidlanish darajasi pasayishi bilan boradigan elektron biriktirib olish jarayoni qaytarilish deyiladi. Demak, bu reaksiyada ruxoksidlanadi, vodorod esa qaytariladi.

Simob(II) yodid koordinatsion birikmalar hosil qiladi. Uning $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ tarkibli tuzining spirtidagi eritmasi Nessle reaktivi nomi bilan mashhur. U HgI_2 bilan KI dan hosil bo'ladi. Nessler reaktivi ammiak uchun sifat reaksiyasidir:

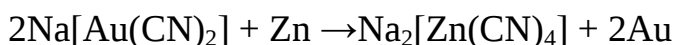


Bu reaksiya natijasida jigarrang cho'kma hosil bo'ladi. Simob(I)-yodid Hg_2I_2 suvda va spirtida erimaydigan yashil-sariq kukun, 120°C gacha qizdirilganda sublimatlanadi. $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ ga KI ta'sir ettirilsa Hg_2I_2 hosil bo'ladi, bu modda tibbiyotda qo'llaniladi.

Oltin kaliy yoki natriy sianid eritmasida (havo ishtirokida) erib, kompleks birikma hosil qiladi (Bagration usuli):



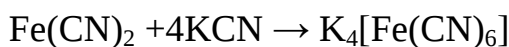
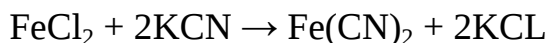
Hosil bo'lgan kompleks birikmaga rux ta'sir ettirilsa, oltin qaytariladi:



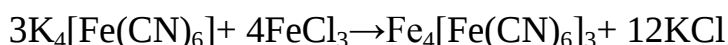
Bu reaksiyalar natijasida hosil qilingan xomaki oltin **elektrolitik usulda**

rafinatsiya qilinadi. Elektrolitik vanna tubiga choʻkadigan balchikdan platina gruppachasidagi metallar olinadi.

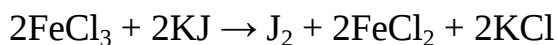
Temir(II)-sianid $\text{Fe}(\text{CN})_2$ — oq choʻkma. Unga moʻl miqdorda KCN qoʻshilsa, koordinatsion tuzga — $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ [yaʼni kaliygeksatsianotemir(II)ga] aylanadi:



$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ suvda yaxshi eriydigan tuz, juda zaharli, u kislotali muhitda tezda oksidlanadi. FeCl_3 eritma bilan $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ reaksiyaga kirishib **berlin sirini** hosil qiladi. Bu jarayon quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



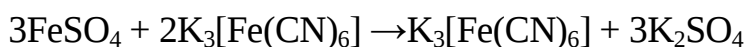
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ uch valentli temir ionini uchun reaktiv hisoblanadi. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ suvda oz eriydi. Uni kontsentrangan ishqorlar bilan qaynatilganda $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ajralib chiqadi. Fe^{3+} kationi barqaror, u kuchsiz oksidlovchilar jumlasiga kiradi. Masalan, FeCl_3 bilan KJ oʻrtasida quyidagi reaksiya ketadi:



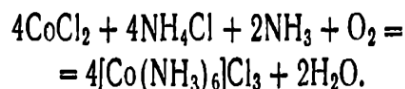
FeCl_3 bilan KBr aralashtirilsa, KBr oksidlanmaydi. FeCl_3 ga KSCN eritmasi qoʻshilsa, qon kabi qizil rangli $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ hosil boʻladi. Fe(III) tuzlari havoda barqaror, lekin eritmada gidrolizlanadi. Fe(III)-ning kompleks birikmalaridan $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (qizil qon tuzi) alohida eʼtiborga ega. Uning hosil boʻlish reaksiyasi:



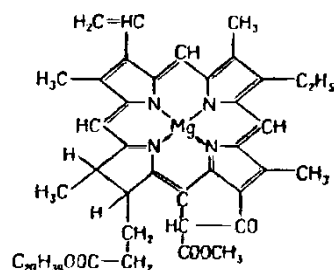
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ qizil-qovoq rang tusli juda zaharli kristall modda, suvda yaxshi eriydi. Agar Fe(II) tuzlari eritmasiga $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ eritmasi qoʻshilsa, toʻq zangori tusli choʻkma- **trunbul zangorisi** $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ — hosil boʻladi:



Qizil qon tuzi temir (II)- ionini uchun sifat reaktivi hisoblanadi.



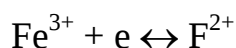
α - xlorofill quyidagicha strukturada boʻladi:



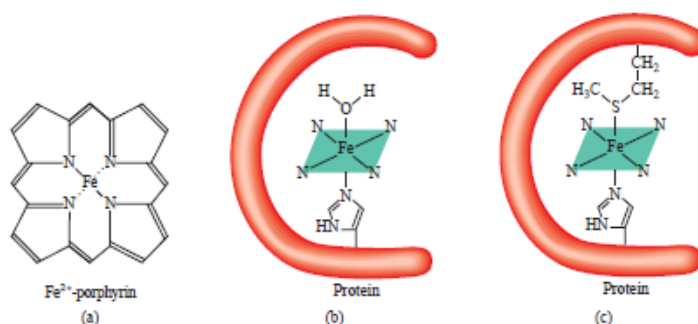
Gemoglobin va ularga oid moddalar

Metabolik jarayonlar uchun kislorod tashuvchi sifatida ishtirok etuvchi kompleks gemoglobin hisoblanadi. Uning molekulasi to‘rt buklangan uzoq zanjirlarni o‘z ichiga oladi. Gemoglobin u myoglobin molekulari to‘qimalariga, o‘pkani kislorod bilan ta’minlashni oshiradi. Faqat bitta kichik birligi iborat myoglobin yanada, mushak metabolik jarayonlar uchun kislorod saqlaydi

Gemma guruhi Fe^{2+} ioni va porfirin guruhini saqlaydi. Fe^{2+} ioni porfirin guruhidagi 4 ta azot atomi bilan koordinatsiyalanadi, bundan tashqari oqsil molekulasida azot atomi ligand sifatida ishtirok etadi. Oktaedrik holatni yakunlash uchun boshqa tomondan suv molekulasini o‘ziga bog‘laydi. Bunday holatda molekula deoksigemoglobin deb ataladi. Ligand sifatida qatnashadigan suv molekulyar kislorod bilan oson almashinadi. Sitoxromovda temir oksidlanish-qaytarilish jarayonida ishtirok etadi.



qaysiki, uglevodlar kabi organik molekulalar oksidlanadi.¹⁵⁷

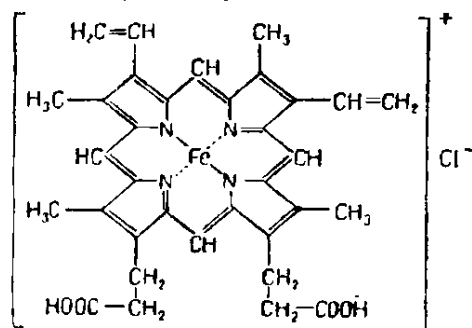


12.6-rasm. a) Porfirin strukturasi Fe^{2+} . (b) Gemogloblin guruhi. (c) Sitoxrom guruhi

¹⁵⁷Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. 5 edition, England 2013. 48-50, 702-703-betlar.

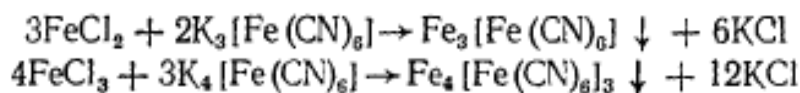
Kompleks birikmalarning o‘simlik va hayvonlar hayotidagi o‘rni va ahamiyatijuda yuqori hisoblanadi, ya’ni ular qon tarkibida va xlorofil tarkibida bo‘ladigan metal ionlarini saqlaydi.

gemogloblin quyidagicha strukturada bo‘ladi:

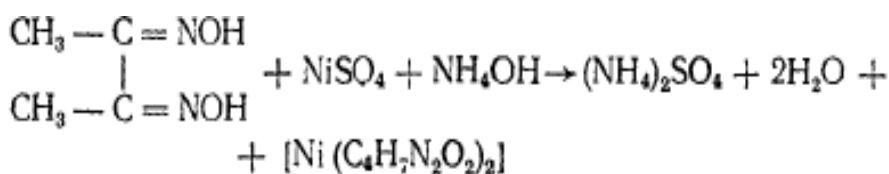


Hozirgi vaqtda esa kompleks birikmalarning biologik xususiyatlarini to‘liq o‘rganish bo‘yicha ishlar olib borilmoqda.

Ishlatilishi. 1. Ular ionlarni aniqlash uchun analitik kimyoda ishlatiladi. Masalan, Fe^{2+} , F^{3+} , Ni^{2+} va Co^{3+} ionlarning bor-yo‘qligini quyidagi reaksiyalar yordamida aniqlanadi:



Kuchsiz ishqoriy muhitga ega bo‘lgan nikel (II)-sulfat eritmasiga 3-4 tomchi dimetilglioksim qo‘shilganda ko‘k, qizil kristall hosil qiladi



Bu reaksiya Chugaev reaksiyasi nomi bilan yuritiladi. Nikelni modda tarkibida bor-yo‘qligini aniqlash uchun natriygeksanitrokobaltat(III) ishlatiladi:



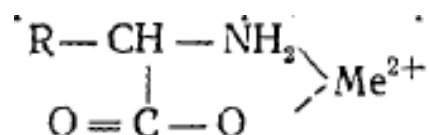
Ba’zi metallarni (lantanoidlarni) bir-biridan ajratish va yuqori darajada toza metallar (oltin, kumush va hokazolar) olish uchun kompleks birikmalardan foydalaniladi.

3. Kompleks birikmalardan bo‘yoq moddalar sifatida foydalaniladi. Tarkibida temir tuzlari bulgan zangori buyoq 1704 yilda Disbax tomonidan qoramol qonini potash (K_2CO_3) bilan qizdirish natijasi dahosil qilingan:



Zangori bo‘yoq. Bu modda lak bilan aralashtirib ishlatiladi. Hozirgi vaqtda xrom, kobalt va misning organik moddalar bilan hosil qilgan buyoqlari ko‘p ishlatilmoqda.

4. Kompleks birikmalar o‘simlik va hayvonot olami hayotida muhim rol o‘ynaydi. Uzoq vaqt mobaynida o‘simlik, hayvonot hamda inson organizmlarida kimyoviy jihatdan faol biologik sistemalar bunyodga kelgan. Bularning ko‘pchiligini metallorganik birikmalar tashkil qiladi. Tirik organizmlarda uchraydigan eng sodda komplekslar- metallarning aminokislotalar bilan hosil qilgan komplekslaridan iborat. Ular tarkibidagi aminokislota- ikki dentatli ligand vazifasini bajaradi. Ularning formulalarini quyidagicha yozish mumkin:



Bu birikmalar o‘zining tabiati jihatidan besh a‘zoli halqalar ekanligi yuqoridagi formuladan ko‘rinib turibdi. Bu komplekslarning barqarorligi quyidagi tartibda o‘zgaradi:



Vitaminlarning ba‘zilari kompleks birikmalar tarkibiga kiradi. Ular tirik organizm hayotida muhim ahamiyatga ega. Akademik A.A.Grinberg tashabbusi va prof. M.A.Azizov rahbarligida Toshkentda biologik jihatdan aktiv komplekslar o‘rganishga kirishildi. Ligandlar sifatida aminokislotalar, markaziy atom sifatida kobalt, temir, rux kabi oraliq metallardan foydalanildi. Hosil qilingan moddalarning ko‘pchiligi tibbiyot uchun katta ahamiyatga ega dorilardir. Masalan, nikotin kislota (vitamin PP) va kobalt (II) xloriddan hosil qilingan modda «Koamid» va $[Pt(NH_3)_2Si_2]$ tarkibli kompleks birikma saraton kasalligini davolashda zaruriy dori sifatida ishlatilmoqda.

Tayanch iboralar: Kompleks birikma, prus ko‘ki, ligand, markaziy ion, bog‘lanish izomeriyasi, akvakomplekslar, gemogloblin, xlorofill, koamid, trunbul zangorisi, konformatsiya, geometrik izomeriya, polikislotalar, poligalogenidlar.

Nazorat savollari va topshiriqlar:

1. Koordinatsion birikmalar deb nimaga aytiladi?
2. Koordinatsion birikmalar boshqa tuzlardan qanday farqlanadi?
3. Koordinatsion birikmalar qanday turlarga bo‘linadi?
4. Neytral kompleks birikmalarni nomlashda qanday qonuniyatga asoslanadi?
5. Kationli kompleks birikmalarni nomlashda qanday qonuniyatga asoslanadi?
6. Anionli kompleks birikmalarni nomlashda qanday qonuniyatga asoslanadi?
7. Kompleks birikmalarni qanday sinflarga ajrailadi?
8. Sendvich birikmalar qanday birikmalar hisoblanadi?
9. Siklik koordinatsion birikmalar qanday birikmalar hisoblanadi?
10. Molekulyar monodentat ligandli koordinatsion birikmalar qanday birikmalar hisoblanadi?
11. Kompleks birikmalarda izomeriya deganda nimani tushunish mumkin?
12. Kompleks birikmalarda qanday izomeriya turlari mavjud bo‘ladi?
13. Ionlashgan izomeriyani qanday izohlaysiz?
14. Gidratli izomeriyani qanday izohlaysiz?
15. Optik izomeriyani o‘ziga xosligini qanday izohlaysiz?
16. Konformatsion izomeriyani o‘ziga xosligini qanday izohlaysiz?
17. Ligandlar izomeriyani o‘ziga xosligini qanday izohlaysiz?
18. Fazoviy izomeriyani o‘ziga xosligini qanday izohlaysiz?
19. Koordinatsion birikmalarni nomlashda nimalarga e‘tibor beriladi?
20. Kovalent bog‘lanish nazariyasi qanday o‘ziga xoslikka ega bo‘ladi?

21. Kompleks birikmalar kimyoviy xossalriga ko'ra qanday asosiy xususiyatlarga ega bo'ladi?
22. Qizil va sariq qon tuzi qanday farqlanadi?
23. Trlin B qanday xususiyatga ega.
24. Kompleks birikmalar analitik kimyoda qaysi xususiyatiga ko'ra foydalaniladi?
25. Gemoglobinda qanday kompleks ion qaysi vazifani bajaradi?
26. Xlorofillda qaysi metall ion mavjud bo'ladi?
27. Zangori bo'yoq qaysi reaksiya asosida olingan?
28. Kompleks birikmalar qay maqsadlarda qo'llaniladi?
29. Tirik organizmlarda uchraydigan komplekslarga qaysilar kiradi?
30. Sifat reaksiyalarida qaysi kompleks birikmalar qo'llaniladi?

Bob yuzasidan testlar:

2. Kompleks o'g'itlar olishda qaysi olim ish olib borgan?

- A. M.N.Nabiyev. B. Yu.T.Toshpo'latov
C. A.G.Muftaxov D. A.N.Parpiyev

2. Qon gemoglobini- qaysi metallning koordinatsion birikmasi hisoblanadi?

- A. temir. B. kobalt C. magniy D. mis

3. Cu^{2+} kationi qaysi reagent bilan qizil-qo'ng'ir cho'kma hosil qiladi?

- A. Kaliy geksatsianoferrat (II);
B. Kaliy rodanid;
C. Ammoniy rodanid.
D. Ammoniy gidroksid;

4. Fe^{2+} kationini ochishda qaysi kationga xos reagent hisoblanadi?

- A. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; B. NH_4SCN C. NaOH ; D. NH_4OH ;

5. $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6] \cdot [\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ va $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] \cdot [\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ ushbu birikmalarda qanday izomeriya mavjud?

- A. koordinatsion; B. konformatsion

C. geometrik D. bog‘lanish

6. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{SO}_3)(\text{SCN})]$ va $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{S}_2\text{O}_3(\text{CN}))]$ ushbu birikmalarda qanday izomeriya mavjud?

A. bog‘lanish; B. konformatsion
C. koordinatsiyali; D. ionlashgan

7. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$ kompleks birikmani nomini aniqlang?

A. dirodanidodiamminmis
B. misdirodanidodiamminat (II)
C. diammindirodanidomis (II)
D. misdirodanidodiamminat

8. To‘rt dentatli ligand qaysi?

A. Triaminotrietilamin.; B. Atsedoligandlar
C. Etilindiamin; D. Ammiak.

9. Misning glitsin bilan zangori rangli kompleksini qaysi olim qachon sintez qilgan?

A. 1904 yil Ley;
B. 1806 yil Tasser.
C. 1886 yil Kukushkin.
D. 1900 yil Arrenius.

10. Saraton kasalligini davolashda zaruriy dori sifatida ishlatilayotgan kompleks birikmani aniqlang?

A. Koamid.
B. Trilon-B.
C. Zangori bo‘yoq.
D. Antranid.

GLOSSARIY

Kimyo- moddalarning tarkibi tuzilishi xossalarini o'zgarishlarini va bu o'zgarishlarda sodir bo'ladigan hodisalarni o'rganadi.

Kimyoning eng muhim vazifasi- oldindan belgilangan xossali moddalar olish va sanoat moddalar ishlab chiqarishini jadallashtirishdan chiqindisiz texnologiya yaratishdan iborat.

Kimyo sanoati- sintetik kauchuk, plastik massalar, sun'iy tola, turli xil materiallar va tolalar, buyoqlar, dori-darmonlar va boshqa juda ko'p moddalar ishlab chiqaradi.

Modda- xossaga ega bo'lgan barcha narsalar. Moddalar asosan molekulalardan va boshqa (atom, ion ...) zarrachalardan tashkil topgan.

Oddiy moddalar- kimyoviy elementning erkin holda mavjud bo'la oladigan turi. Ularning soni 400 dan ortik.

Murakab moddalar- uzaro ma'lum nisbatlarda kimyoviy birikkan ikki yoki undan ortik elementdan tashkil topadi. Ularning ya'ni anorganik moddalarning soni 200000 dan ortik, organik moddalar soni 2 mln ga yaqin.

Toza (sof) moddalar – Faqat bir xil molekuladan (bir xil zarrachalardan) hosil bo'lgan moddalar.

Aralash moddalar (aralashmalar) – har xil molekulalardan (har xil zarrachalardan) hosil bo'lgan moddalar.

Allotropiya – Ayni bir element atomining turli oddiy moddalar ko'rinishda mavjud bo'lishi.

Fizik hodisalar- modda molekula darajasigacha o'zgaradi, lekin molekulalar o'zgarmaydi – saqlanadi. Yadroviy jarayonlar ham fizik o'zgarishlarga kiritilgan.

Kimyoviy hodisalar- modda tarkibi o'zgarishi bilan boradigan hodisalar. Bunda molekula boshqa molekulaga aylanadi, lekin atomlar o'zgarishga uchramay, qayta guruhlanib boshqa molekulalarga aylanadi.

Kimyoviy reaksiya – moddalar molekulalarining o'zaro ta'siri natijasida yangi modda molekulalarining hosil bo'lish jarayoni.

Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalari – kimyoviy jarayonni reaksiyaga kirishayotgan va hosil bo‘ladigan moddalarning formulalari va koeffitsientlar yordamida shartli ifodalash.

Atom – musbat zaryadlangan yadro va manfiy zaryadlangan elektronlardan iborat elektroneytral zarracha.

Molekula – moddaning xossalarini o‘zida mujassamlashtirgan eng mayda zarrachasi.

Element – yadro zaryadi bir xil bo‘lgan atomlarning muayyan turi.

Valentlik – ayni bir element atomlarining muayyan sondagi boshqa element atomlarini biriktish qobiliyati.

Birikish reaksiyalari– ikki va undan ortiq oddiy yoki murakkab moddalarning birikib bitta murakkab modda hosil qilish jarayonlari.

Ajralish (parchalanish) reaksiyalari - bitta murakkab moddaning bir necha oddiy yoki murakkab moddalarga parchalanish jarayonlari.

O‘rin olish reaksiyalari– bitta oddiy moddaning bitta murakkab modda bilan ta’sirlashib, yangi bitta oddiy modda bilan bitta murakkab modda hosil bo‘lish jarayonlari.

Almashinish reaksiyalari– ikkita murakkab modda o‘zaro reaksiyaga kirishib, yangi ikkita murakkab modda hosil bo‘lish jarayonlari.

Qaytar reaksiyalar– reaksiya kirishayotgan maddalar oxirigacha maxsulotga aylanmay, maxsulot dastlabki moddalarga aylanadigan jarayonlar.

Qaytmas reaksiyalar- reaksiya kirishayotgan maddalar to‘liq maxsulotga aylanadigan jarayonlar.

Ekzotermik reaksiyalar– issiqlik ajralishi bilan boradigan reaksiyalar. Ekzotermik so‘zi grekchadan olingan bo‘lib, “ekzo” tashqariga, “termos” issiqlik degan ma’noni anglatadi.

Endotermik reaksiyalar– issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar. Endotermik so‘zi grekchadan olingan bo‘lib, “endo” ichkariga, “termos” issiqlik degan ma’noni anglatadi.

Ekvivalentlar qonuni- Elementning yoki murakkab moddaning 1 otsirlik hissa vodorod yoki 8 otsirlik hissa kislorod bilan reaksiyaga qoldiqsiz kirisha oladigan yoki birikmalarda shuncha vodorod bilan kislorodining o‘rni oladigan otsirlik miqdori, shu murakkab moddaning yoki elementning ekvivalenti deb ataladi.

Moddalar massasining saqlanish qonuni- reaksiyaga kirishayotgan moddalarning massasi, hosil bo‘lgan moddalar massasiga doimo teng bo‘ladi.

Oksidlar – biri kislorod bo‘lgan ikki xil elementdan iborat murakkab moddalar.

Ko‘p elektronli atomlarda elektronlar- vodorod atomidan boshqa ko‘p elektronli atomlardagi har qaysi elektronning holatini ham to‘rt kvant son n , ℓ , m , s bilan belgilanadi.

Bosh kvant son n - harfi bilan belgilanadi va elektronning pog‘onadagi o‘rni bildiradi.

Orbital kvant son– ℓ - harfi bilan belgilanadi va elektronning pog‘onachadagi o‘rni bildiradi.

Magnit kvant son– m - harfi bilan belgilanadi va elektronning orbitaldagi o‘rni bildiradi.

Pauli prinsipi- elektron qavatlar (pog'onalar) va qavatchalar (qavatchalar)da bo‘lishi mumkin bo‘lgan elektronlar soni.

Elektron formula- Elektronlarning energetikaviy pog‘ona, pog‘onacha va orbitallar bo‘ylab joylashgan atom strukturasi ayni elementning elektron konfiguratsiyasi deyiladi.

Kimyoviy bog‘lanish- valent elektronlar hisobiga vujudga keladi, lekin turli usullarda amalga oshadi. Kimyoviy bog‘lanishning uchta asosiy turi bor : kovalent ionli va metall bog‘lanishlar.

Kovalent bog‘lanish- elektron juftlar tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog‘lanish kovalent bog‘lanish deyiladi. Bu ikki elektronli va 2 markazli bog‘lanishdir. Kovalent bog‘lanishli birikmalar gomeopolyar yoki atom birikmalar deb ataladi.

Qutbsiz kovalent bog‘lanish- umumiy elektronlar jufti hosil qilgan elektron buluti yoki bog‘lanishning elektron buluti fazoda 2 la atomning yadrolariga nisbatan simmetrik taqsimlanadi. Bunga H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 kabi molekularlar misol bo‘la oladi.

Qutbli kovalent bog‘lanish- bog‘lanishning elektron buluti nisbiy elektrmanfiyligi katta atomga tomon siljigan bo‘ladi. Bunga uchuvchan anorganik birikmalar: HCl , H_2O , H_2S , NH_3 kabi molekularlar misol bo‘ladi.

Molekulyar panjaralar- qutbli va qutbsiz molekularlardan tarkib topgan kristall panjaralar molekulyar panjaralar deyiladi. Bunday panjaralarda molekularlar bir-biri bilan nisbatan bo‘sh molekulararo kuchlar vositasida birikkan bo‘ladi, masalan, muz, qattiq CO_2 , qattiq $HHal$ lar, inert gazlar, ikki (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , H_2 , O_2 , N_2), uch (O_3), to‘rt (P_4), sakkiz (S_8) atomli molekularlardan hosil bo‘lgan qattiq oddiy moddalar.

Metal kristall panjaralar- qattiq holatda metallar hosil qiladi. Ular odatda valent elektronlar, ya`ni manfiy zaryadlangan «elektron gaz» bilan yagona bo‘lib bog‘langan metall kationlarining birikmasi sifatida tasavvur qilinadi.

Ion bog‘lanish – bir atomdan ikkinchi atomga valent elektronlarning olishi hisobiga hosil bolgan ionlar orasida elektr statik tortishuv tufayli vujudga keladigan kimyoviy boglanishdir.

Metall bog‘lanish – bunda atomlar bir-biriga yaqinlashganida kristall panjara hosil bolishi natijasida qoshni atomlarning valent orbitallari bir-birini shu tufayli elektronlar bir orbitadan boshqasiga bimalol otib metall kristalidagi barcha atomlar orasida boglanish hosil qiladi.

Vodorod bog‘lanish – tarkibida vodorod hamda yuqori elektromanfiy element – fluor, kislorot, azot, ba zan xlor, oltingugurt kiradigan molekularlar orasida vujudga keladi.

Donor-akseptor bog‘lanish – bu bir atomning (donorning) ikki elektronli buluti va boshqa atomning (akseptorning) bosh orbitasi hisobiga kovalent boglanish hosil bolishidir.

Kristall panjara – qattiq moddalar zarrachalarining bir-biriga nisbatan tartibli joylashuv korinishidir.

Davriy qonun-oddiy moddalar va ular birikmalarining xossalari ular yadro zaryadiga davriy ravishda bog‘liq bo‘ladi.

Davriy sistema- davriy qonunning grafik tasviri bo‘lib, unda barcha elementlar joylashtirilgan.

Tuzilish formulalari - bular har qaysi boglovchi elektronlar jufti chiziqcha bilan tasvirlangan formulalardir.

Oksidlanish darajasi – bu birikmadagi atomning birikma faqat ionlardan tarkib topgan, degan taxmin asosida hisoblab topilgan shartli zaryadidir.

Atom elektron orbitallarining gibridlanishi- atomlar orasidagi boglanish odatda har xil energetik holatlarda bo‘lgan elektronlar orasida yuzaga keladi. Atom orbitallarining orniga xosil bo‘lgan gibrid orbitallar molekula xosil qilishda bir-birini yaxshi qoplashi kimyoviy boning mutsaxkam bo‘lishiga va molekulaning energetik barqaror bo‘lishiga sabab bo‘ladi.

Gibridlanish jarayoni- orbitallarining energiyasi va shakli o‘zgaradi. Gibrid orbitallarining qoplanishidagi yuza alohida olingan orbitallardan ko‘ra ko‘proq bo‘ladi. Gibridlanish jarayonida datslabki atom orbitallarining soni o‘zgarmay qoladi.

sp-gibridlanish- bitta s-orbital bitta p-orbital bilan qo‘shilganda hosil bo‘ladigan ikkita gibrid orbital, bir-biriga qarama-qarshi yo‘nalishda joylashgan bo‘lib, molekulaning chiziqli yo‘nalishiga sabab bo‘ladi. Masalan, BeF_2 molekulaning hosil bo‘lishida sp-gibridlanish kuzatiladi va gibrid orbitallar orasidagi burchak 180° ga teng bo‘ladi.

sp²-gibridlanish- bitta s- va ikkita p-orbitallarining gibridlanishi (sp²-gibridlanish) sababli uchta teng qiymatli sp²-orbitallar hosil bo‘ladi. Bunda gibrid orbitallar bir-biriga nisbatan 120° li burchak hosil qilib joylashgan bo‘ladi. sp²-gibridlanish asosida hosil bo‘ladigan molekulaga misol qilib, BF_3 molekulasini olishi mumkin.

sp³ gibridlanish- agar gibridlanishda 1ta s- va 3 ta p-orbital ishtirok etsa unda sp³ gibridlanish yuz berib, 4 ta gibridlangan sp³-orbitallar hosil bo'ladi, ular bir-biriga nisbatan 109°28' burchak ostida joylashgan bo'ladi. Bunday gibridlanish metan CH₄ molekulasida hosil bo'ladi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi - biror kimyoviy reaksiyada ma'lum vaqt ichida (min, sek) reaksiyada ishtirok etuvchi modda(lar) konsentratsiyasining o'zgarishi.

Katalizator- o'zi kimyoviy reaksiyaga kirishmay kimyoviy reaksiya tezligini oshiradigan moddalarga deb aytiladi.

Ingibitorlar yoki katalitik zaharlar- o'zi kimyoviy reaksiyaga kirishmay kimyoviy reaksiya tezligini kamaytiradigan moddalar.

Le-Shatel'e prinsipi- Muvozanatda turgan sistemaga biror tashqi ta'sir ko'rsatilsa muvozanat berilgan ta'sirni kamaytiradigan tomonga siljiydi.

Eritmalar- ikki yoki bir necha moddadan iborat bir jinsli gomogen sistemalar **eritmalar** deb ataladi. Har qanday eritma eruvchi, erituvchi va ularning o'zaro tasiridan hosil bo'ladigan mahsulotlardan iborat bo'ladi. Eritma hajmining barcha qismida kimyoviy tarkib va fizik hossalari bir hil bo'ladi.

Erituvchi- erishda o'z agregat holatini saqlab qoluvchi modda ko'pincha erituvchi deb qabul qilingan.

Kolloid eritmalar- zarrachalar o'lchami 1-100 nm oralig'ida bo'lgan mikroeterogen sistemalar.

Moddalarning eruvchanligi – ma'lum temperaturada 100 g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qilgan erigan moddaning gramm miqdori.

To'yinmagan eritma – ayni temperaturada erituvchining ma'lum miqdorida eruvchanlik koeffitsientidan kam erigan modda erishidan hosil bo'lgan eritma.

To'yingan eritma- ayni temperaturada erituvchining ma'lum miqdorida eruvchanlik koeffitsientiga teng erigan modda erishidan hosil bo'lgan eritma.

O'ta to'yingan eritma– to'yingan eritmaga yana erigan modda qo'shib, temperatura sekin ko'tarilib tayyorlangan eritma.

Erigan moddaning massa ulushi (ω) yoki foiz (protsent, $C\%$) konsentratsiya – erigan modda massasini eritmaning umumiy massasiga nisbati bilan topiladigan qiymat.

Foiz konsentratsiya- 100 g eritmadagi erigan moddaning massasiga teng son foiz konsentratsiya deyiladi.

Molyar (C_M – mol/l) konsentratsiya– eritmaning ma'lum hajmida erigan moddaning miqdori (mollar soni) bilan ifodalanuvchi qiymat. 1 litr yoki 1000 ml eritmada erigan modda miqdori molyar konsentratsiya deyiladi.

Normal yoki ekvivalent (C_N – ekv/l) konsentratsiya– eritmaning ma'lum hajmida erigan moddaning ekvivalent soni bilan ifodalanuvchi qiymat. 1 litr yoki 1000 ml eritmada erigan modda ekvivalent soni normal konsentratsiya deyiladi.

Titir (T yoki C_t – g/ml) konsentratsiya– eritmaning 1 ml (cm^3) hajmida erigan modda massasi (g).

Molyal (C_m –mol/1000g) konsentratsiya– erituvchining ma'lum massasidagi erigan modda miqdori. 1 kg yoki 1000 g erituvchida erigan modda mollar soni molyal konsentratsiya deyiladi.

Elektrolitik dissotsilanish- elektrolitlarning suvda eriganida ionlarga ajralishi elektrolitik dissotsilanish deyiladi.

Elektrolitlar – suyuqlanmasi yoki suvdagi eritmasi elektr tokini o'tkazadigan moddalar. Masalan: Barcha tuzlar, kislotalar, asoslar.

Noelektrolitlar (elektrolitmaslar)– suyuqlanmasi yoki suvdagi eritmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar. Masalan: metallmaslar, oksidlar, deyarli barcha organik moddalar.

Dissotsilanish darajasi–bu ionlarga ajralgan molekulalar sonining umumiy erigan molekulalar soni N ga nisbatidir.

Kuchsiz elektrolitlar- suvda eriganida ionlarga qisman dissotsilanadigan elektrolitlar kuchsiz elektrolitlar deyiladi. Ularga quyidagilar kiradi: a) deyarli barcha organik kislotalar; b) ba'zi mineral kislotalar; c) ko'pchilik metallarning asoslari.

Kislotalar- Dissotsilanganda kationlar sifatida faqat vodorod kationlari hosil boʻladigan elektrolitlar kislotalar deyiladi. Masalan, HCl , HNO_3 —bir asosli—bitta H^+ hosil boʻladi; H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 —ikki asosli—ikkita H^+ hosil boʻladi; H_3PO_4 .

Asoslar- dissotsilanganda anion sifatida faqat gidroksid ionlar hosil boʻladigan elektrolitlar **asoslar** deyiladi. Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi, ular ishqoriy va ishqoriy—yer metallarning asoslaridir. Asoslarning kislotaliligi ularning gidroksil guruhlari NH_4OH , NaOH , KOH .

Organik birikmalar- asosan ugleroddan tashkil topgan moddalar hisoblanadi. Ularga alkanlar, alkenlar, alkadiyenlar, spirtlar, aldegidlar, ketonlar, efirlar, karbon kislotalar va polimerlar kiradi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari- oksidlanish darajasi oʻzgarishi bilan baradigan jarayonlar. deyiladi.

Molekulalararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari- oksidlovchi va qaytaruvchi boshqa boshqa molekulalarda boʻladigan reaksiyalar.

Ichki molekulyar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari- oksidlovchi va qaytaruvchi bitta molekulada boʻladigan reaksiyalar.

Disproportsiyanish oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari- oksidlovchi va qaytaruvchi bitta element atomi boʻlgan reaksiyalar, bunda bir xil oksidlanish darajasidan har xil oksidlanish darajasiga oʻtadi.

Sinproportsiyanish oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari- oksidlovchi va qaytaruvchi bitta element atomi boʻlgan reaksiyalar, bunda har xil oksidlanish darajasidan bir xil oksidlanish darajasiga oʻtadi

Elektroliz- elektrolit eritma va elektrolitlarning suyuqlanmalaridan tashqi elektr manbaidan elektr oqimi oʻtkazilganda elektrolarlarda sodir boʻladigan jarayonlari.

Kompleks birikmalar- oʻzaro mustahkam bogʻlangan zarrachalardan iborat ichki sfera, va ichki sfera bilan bogʻlangan tashqi sfera zarrachalaridan tuzilgan birikmalar.

Ilovalar:

1-ilova.

SI sistemasi asosiy birliklar va ta'rifi

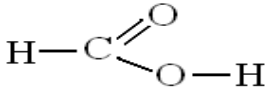
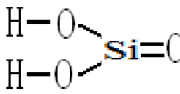
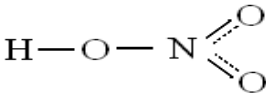
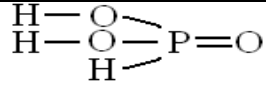
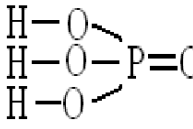
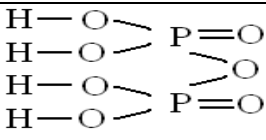
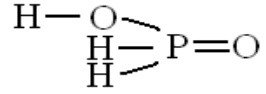
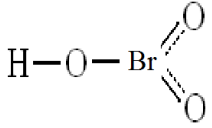
№	Kattalik nomi	Birlik belgisi	Ta'rifi
1.	Molyar massa	kg/mol	Miqdori 1 mol bo'lgan 1kg moddaning mol massasi
2	Molyar hajm	m ³ /mol	1m ³ hajmni egallaydigan 1mol moddaning mol xajmi
3	Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti	J	Turli kimyoviy reaksiyalar natija-sida 1J energiyaga ekvivalent miqdorda hosil bo'ladigan issiqlik effekti
4	Molyar ichki energiya	J/mol	Ichki energiyasi 1J ga teng bo'l-gan 1mol moddaning energiyasi
5	Molyar entalpiya	J/mol	1mol kimyoviy moddaning 1J energiyaga ekvivalent entalpiyasi
6	Kimyoviy potentsial	J/mol	1mol moddaning 1J energiyaga ekvivalent kimyoviy potentsiali
7	Kimyoviy moyillik	J/mol	1mol moddaning 1J energiyaga ekvivalent miqdorda namoyon bo'ladigan kimyoviy moyilligi
8.	Aktivlash energiyasi	J/mol	1mol moddaning kimyoviy reaksiya protsessida 1J energiyaga ekvivalent aktivlash energiyasi
9.	Molyar issiqlik sig'imi	J/mol· K	Issiqlik sig'imi 1J/K bo'lgan 1mol moddaning molyar issiqlik sig'imi
10	Molyar entropiya	J/mol· K	Entropiyasi 1J/K issiqlik sig'imi-ga ekvivalent 1mol moddaning molyar entropiyasi

16	Osmotik bosim	Pa	Yarim o'tkazgichlardagi 1Pa bosimga ekvivalent bo'lgan osmotik bosim
17	Diffuziya koeffitsienti	m^2/s	Kontsentratsiya gradienti 1m^{-4} bo'lganda 1s vaqt ichida 1m^2 yuzadan o'tadigan zarrachaning diffuziya koeffitsienti
18	Kimyoviy rekatsiyaning tezligi	$\text{mol}/\text{m}^3\cdot\text{s}$	1s vaqt ichida eritmadagi dastlabki molyar kontsentratsisi $1\text{mol}/\text{m}^3$ ga o'zgaradigan monomolekulyar kimyoviy reaksiyaning o'rtacha tezligi
19	Katalizatorning faolligi	$\text{mol}/\text{kg}\cdot\text{s}$	1s vaqt ichida eritmadagi dastlabki molyar kontsentratsiyasi mol/kg ga o'zgaradigan reaksiyaning tezligi
20	Dipol momenti	$\text{Kl}\cdot\text{m}$	Kuchlanganligi birga teng bo'lgan bir jinsli elektr maydonida mexanik moment hosil qila oladigan elektr kuchi
21	Qutblanuvchanlik	$\text{Kl}\cdot\text{m}^2/\text{V}$	1m^2 yuzaga ta'sir eta oladigan elektr kuchlanishi
22	Oksidlanish-qaytarilish potentsiali	V	1mol moddaning oksidlanish qaytarilish reaksiyasiga kirish-ganda hosil bo'lgan kuchlanganlik
23	Nurlanish intensivligi	Vt/m^2	1m^2 yuzaga quvvati 1Vt bo'lgan nurlanish tushgandagi intensivligi
24	Kvant oqimining zichligi	$\text{S}^{-1}\cdot\text{m}^{-2}$	Oqimga tik bo'lgan 1m^2 yuzadan 1s vaqt ichida o'tadigan kvantlar soni
25	Elementar elektr zaryad	Kl	e^- elektronning elementar zaryadi-dan olingan karrali zaryad qiymati
26	Bog'lanish energiyasi	J	Kimyoviy bog'lanishni uzish uchun sarf bo'lgan energiya

Metodik sistemada ishlatiluvchi qo'shimchalar			
Qo'shimcha	Belgilanish	Son miqdori	Misollar
Mega	M	10^6	1 mega metr (Mm)= $1 \cdot 10^6$ m
Kilo	K	10^3	1 kilometr (km)= $1 \cdot 10^3$ m
Detsi	D	10^{-1}	1 detsimetr (Dm)=0,1 m
Santi	S	10^{-2}	1 santimetr (sm)=0,01 m
Milli	M	10^{-3}	1 millimetr (mm)=0,01 m
Mikro	Mk	10^{-6}	1 mikrometr (mkm)= $1 \cdot 10^{-6}$ m
Nano	N	10^{-9}	1 nanometr (nm)= $1 \cdot 10^{-9}$ m
Pika	P	10^{-12}	1 pikametr (pm)= $1 \cdot 10^{-12}$ m
Ba'zi fizik-kimyoviy kattaliklar miqdori va belgisi			
Kattalik ismi		Kattalik miqdori va belgisi	
Massaning atom birligi		$1 \text{ m.a.b.} = 1,660571 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ $6,022169 \cdot 10^{23} \text{ m.a.b.} = 1 \text{ kg}$	
Elektron zaryadi		$L = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ kl}$	
Proton massasi		$m_p = 100728 \text{ m.a.b.} = 1,67265 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	
Neytron massasi		$m_n = 1,00866 \text{ m.a.b.} = 1,67495 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	
Elektron massai		$m_e = 5,48580 \cdot 10^{-4} \text{ m.a.b.} = 9,10953 \cdot 10^{-28} \text{ g}$	
Molyar gaz doimiysi		$R = 8,3144 \text{ J/K} \cdot \text{mol} = 0,082057 \text{ l.atm/k.mol}$	
Boltsman doimiysi		$1,38066 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$	
Plank doimiysi		$6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{S}$	
Faradey doimiysi		$9,6485 \cdot 10^4 \text{ Kk/mol}$	
Vakuumda yorug'lik nur tezligi		$S = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ m/s}$	
Avogadro soni		$N_o = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	
Pi soni (P)		$P = 3,14159265 \text{ 36}$	

Binar birikmalar va ularning suv bilan ta'sirlashuvi

№	Umumiy nomi va formulasi	Moddaning nomi	Formulasi	Suv bilan reaksiyasi
1.	Gidridlar – MeH_n	<i>Natriy gidrid</i>	NaH	$\text{MeH}_n + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me(ON)}_n + \text{H}_2$
		<i>Kaltsiy gidrid</i>	CaH_2	
		<i>Alyuminiy gidrid</i>	AlH_3	
		<i>Qo'rg'oshin gidrid</i>	PbH_4	
2.	Boridlar – Me_3B_n	<i>Kaliy borid</i>	K_3B	$\text{Me}_3\text{B}_n + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me(ON)}_n + \text{BH}_3$
		<i>Magniy borid</i>	Mg_3B_2	
		<i>Alyuminiy borid</i>	AlB	
		<i>Qo'rg'oshin borid</i>	Pb_3B_4	
3.	Karbidlar – Me_4C_n	<i>Litiy karbid</i>	Li_2C_2	$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(ON)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al(ON)}_3 + 3\text{CH}_4$
		<i>Kaltsiy karbid</i>	CaC_2	
		<i>Alyuminiy karbid</i>	Al_4C_3	
		<i>Kremniy karbid</i>	SiC	
4.	Silitsidlar – Me_4Si_n	<i>Natriy silitsid</i>	Na_4Si	$\text{Me}_4\text{Si}_n + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me(ON)}_n + \text{SiH}_4$
		<i>Magniy silitsid</i>	Mg_2Si	
		<i>Temir (III) silitsid</i>	Fe_4Si_3	
		<i>Qo'rg'oshin silitsid</i>	PbSi	
5.	Nitridlar – Me_3N_n	<i>Kaliy nitrid</i>	K_3N	$\text{Me}_3\text{N}_n + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me(ON)}_n + \text{NH}_3$
		<i>Bariy nitrid</i>	Ba_3N_2	
		<i>Alyuminiy nitrid</i>	AlN	
		<i>Titan nitrid</i>	Ti_3N_4	

9. HCOOH	Metan (Chumoli) kislota	
10. H ₂ SiO ₃	Silikat kislota	
11. HNO ₂	Nitrit kislota	H - O - N = O
12. HNO ₃	Nitrat kislota	
13. HPO ₂	Metafosfit kislota	H - O - P = O
14. H ₃ PO ₃	Fosfit kislota	
15. HPO ₃	Metafosfat kislota	H-O-P(O) ₂
16. H ₃ PO ₄	Ortofosfat kislota	
17. H ₄ P ₂ O ₇	Difosfat (Bifosfat) kislota	
18. H ₃ PO ₂	Gipofosfat kislota	
19. HCrO ₂	Xromit kislota	H - O - Cr = O
20. HClO	Gipoxlorit kislota	H - O - Cl
21. HClO ₂	Xlorit kislota	H - O - Cl = O
22. HClO ₃	Xlorat kislota	H - O - Cl(O) ₂
23. HClO ₄	Perxlorat kislota	H - O - Cl(O) ₃
24. HBrO	Gipobromit kislota	H - O - Br
25. HBrO ₂	Bromit kislota	H - O - Br = O
26. HBrO ₃	Bromat kislota	
27. HBrO ₄	Perbromat kislota	H - O - Br(O) ₃

28. HIO	Gipoyodit kislota	$\text{H} - \text{O} - \text{I}$
29. HIO ₂	Yodit kislota	$\text{H} - \text{O} - \text{I} = \text{O}$
30. HIO ₃	Yodat kislota	$\text{H}-\text{O}-\text{I}(\text{O})_2$
31. HMnO ₄	Permanganat kislota	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{Mn}=\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$
32. HFeO ₂	Ferrit kislota	$\text{H} - \text{O} - \text{Fe} = \text{O}$
33. HOCN	Sianat kislota	$\text{H} - \text{O} - \text{C} \equiv \text{N}$

4-ilova.

Turli molekullarning geometrik shakli va gibridlanish turi

Gibridlanish turi	Molekulaning geometrik shakli	Markaziy atomning joylanishi*	Valent burchaklar, °	Misollar
sp	CHiziqli	A-E-A	180	F-Be-F
sp	CHiziqli	A-E-A	180	O=C=O
sp	CHiziqli	A-E-B	180	H-C≡N
sp ²	Tekis uchburchak	EA ₃	120	BCl ₃ , SO ₃ , BF ₃
sp ²	Burchakli	EA ₂ (:) EA2(:)	120, 130	SO ₂ NO ₂
sp ²	Burchakli	AEB (:)	120 dan kam	H ₂ SO ₃
sp ²	Burchakli	EA ₂ (:)	120	[NO ₂] ⁻
sp ³	Burchakli	EA ₃ (::)	104,5	H ₂ O
sp ³	Burchakli	EAB(::)	104, 111	HOCl, HClO ₂
sp ³	Trigonal piramida	EA ₃ (:)	107,3	NH ₃ ,
sp ³	Trigonal piramida	EA ₃ (:)	104,5; 100	H ₃ O ⁺ , PCl ₃
sp ³	Tetraedr	EA ₄	109°28	CH ₄ , CF ₄ , CCl ₄ ,
sp ³	Tetraedr	EABCD	109°28	HClO ₄ , H ₃ PO ₄
dsp ²	Tekis kvadrat	EA ₂ B ₂		[Pt(NH ₃) ₂ Cl ₂]
sp ³ d	Trigonal bipiramida	EA ₅		PF ₅ , PCl ₅
sp ³ d ²	oktaedr	EA ₆		K ₃ [FeCN] ₆

Eruvchanlik jadvali

Kationlar	Anionlar										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	R	R	R	R	R	M	R	-	N	R	R
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH ₄ ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Mg ²⁺	N	RK	R	R	R	M	R	N	RK	R	RK
Ca ²⁺	M	NK	R	R	R	M	R	N	RK	M	RK
Sr ²⁺	M	NK	R	R	R	R	R	N	RK	RK	RK
Ba ²⁺	R	RK	R	R	R	R	R	N	RK	NK	RK
Sn ²⁺	N	R	R	R	M	RK	R	N	N	R	N
Pb ²⁺	N	N	M	M	M	RK	R	N	N	N	N
Al ³⁺	N	M	R	R	R	G	R	G	NK	R	RK
Cr ³⁺	N	R	R	R	R	G	R	G	N	R	RK
Mn ²⁺	N	R	R	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe ²⁺	N	M	R	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe ³⁺	N	R	R	R	-	-	R	G	N	R	RK
Co ²⁺	N	M	R	R	R	N	R	N	N	R	N
Ni ²⁺	N	M	R	R	R	RK	R	N	N	R	N
Cu ²⁺	N	M	R	R	-	N	R	G	N	R	N
Zn ²⁺	N	M	R	R	R	RK	R	N	N	R	N
Cd ²⁺	N	R	R	R	R	RK	R	N	N	R	N
Hg ²⁺	N	R	R	M	NK	NK	R	N	N	R	N
Hg ₂ ²⁺	N	R	NK	NK	NK	RK	R	N	N	M	N
Ag ⁺	N	R	NK	NK	NK	NK	R	N	N	M	N

Shartli belgilar:

R Suvda yaxshi eriydigan modda

M	Kam eriydigan
N	Suvda erimaydi, lekin kislota eritmalarida eriydi
RK	Suvda erimaydi, faqat kuchli kislota eritmalarida eriydi
NK	Suvda ham kislotalar eritmalarida ham erimaydi
G	Suvda to'liq gidrolizga uchraydi
-	Bunday modda mavjud emas

Jadval bo'yicha faqat suvda yaxshi eriydigan moddalarni ion holida mavjud deb qabul qilamiz, qolganlarini ion holatida birga bo'lolmaydi qabul qilamiz.

6-Ilova.

Ba'zi kuchsiz elektrolitlarning dissotsiylanish doimiysi qiymatlari
($t=25^{\circ}\text{C}$).

Elektrolit		K_{dis}	Elektrolit		K_{dis}
Nomi	Formulasi		Nomi	Formulasi	
Nitrit kislota	HNO_3	$K=4 \cdot 10^{-4}$	Karbonat kislota	H_2SO_3	$K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-12}$
Silikat kislota	H_2SiO_3	$K_1=1 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1 \cdot 10^{-12}$	Ortofosfat	H_2PO_4	$K_1=8 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6 \cdot 10^{-8}$ $K_3=1 \cdot 10^{-12}$
Sianid kislota	HCN	$K=8 \cdot 10^{-10}$	Vodorod peroksid	H_2O_2	$K_1=1 \cdot 10^{-12}$ $K_2=1 \cdot 10^{-25}$
Ftorid kislota	HF	$K_1=7 \cdot 10^{-3}$	Ammoniy gidroksid	NH_4OH	$K=1,78 \cdot 10^{-5}$
Sirka kislota	CH_3COOH	$K=1,75 \cdot 10^{-5}$	Sulfid kislota	H_2S	$K_1=6 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1 \cdot 10^{-14}$
Chumoli kislota	HCOOH	$K=1,4 \cdot 10^{-4}$			

FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR:

1. Мирзиёев Ш.М. Танқидий таҳлил, қатъий тартиб-интизом ва шахсий жавобгарлик – ҳар бир раҳбар фаолиятининг кундалик қондаси бўлиши керак. Ўзбекистон Республикаси Вазирлар Маҳкамасининг 2016 йил якунлари ва 2017 йил истиқболларига бағишланган мажлисидаги Ўзбекистон Республикаси Президентининг нутқи. // Халқ сўзи газетаси. 2017 йил 16 январь, №11
2. Мирзиёев Ш.М. Буюк келажагимизни мард ва олижаноб халқимиз билан бирга қураимиз. Т.: “Ўзбекистон”, 2017.
3. Ўзбекистон Республикасини янада ривожлантириш бўйича ҳаракатлар стратегияси. Ўзбекистон Республикаси президентининг фармони. *Ўзбекистон Республикаси қонун ҳужжатлари тўплами, 2017й., 6-сон, 70-модда.*
4. Мирзиёев Ш.М. Қонун устиворлиги ва инсон манфаатларини таъминлаш-юрт тараққиёти ва халқ фаровонлигининг гарови. Т.: “Ўзбекистон”, 2017.
5. Ўзбекистон Республикаси Конституцияси. Т.: Ўзбекистон, 2014. -46 б.
6. O'zbekiston Respublikasining “Talim to'g'risida”gi qonuni.- Т.: O‘zbekiston, 1997.
7. O‘zbekiston Respublikasi Kadrlar tayyorlash milliy dasturi.– Т.: O‘zbekiston, 1997.
8. И.А.Каримов. Асосий вазифамиз - ватанимиз тараққиёти ва халқимиз фаровонлигини янада юксалтиришдир / -Тошкент: Ўзбекистон. – 2010. 37-бет.
9. Каримов И.А. “Ўзбекистон XXI аср бўсағасида: хавфсизликка таҳдид, барқарорлик шартлари ва тараққиёт кафолатлари”. Тошкент: Ўзбекистон. -1998.
10. Raymond Chang. General Chemistry: The Essential Concepts. McGraw-Hill Education; 5 edition, England. -2013.
11. V.Y.Gankin & Y.V.Gankin. General Chemistry. Institute of Theoretical chemistry, Boston, USA. -2012.
12. J. Hudson. The history of chemistry. Anglia Polytechnic University, Cambridge. -1992.
13. Gary L.Miessler, Paul J. Fishler. And Donald A. Tarr. Inorganik chemistry. 5 edition. USA.- 2014.

14. Francis A. Carey and Richard J. Sundberg. Advanced organic chemistry. 5 edition. University of Virginia Charlottesville, Virginia.- 2007.
15. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа. -2001.
16. Yu.T.Toshpulatov, M.T.Primqulov, Z.X.Mahmatqulova. Kimyo tarixi. T.: TDPU. -2006.
17. Н.А.Парпиев, Х.Р.Рахимов, А.Г.Муфтахов. Анорганик кимё назарий асослари. Т.: “Ўзбекистон”, -2000 й.
18. Н.А.Парпиев, А.Г.Муфтахов, Х.Р.Рахимов. Анорганик кимё. Т.: “Ўзбекистон”, - 2003 й.
19. Ю.Т.Тошпўлатов, Ш.С.Исҳоқов. Анорганик кимё. Т.: “Ўқитувчи”. -1992 й.
20. Toshpulatov Yu.T., Raxmatullayev N.G. Anorganik kimyo (nazariy asoslari). T.: TDPU.- 2005.
21. Қ.Ахмеров, А.Жалилов, Р.Сайфутдинов. Умумий ва анорганик кимё. Т.: Ўзбекистон. -2003.
22. Yoriyev O.M. va b. Umumiy va noorganik kimyodan masala va mashqlar to`plami. T.: O`zbekiston faylasuflari milliy jamiyati. -2008.
23. Э.Қодиров, А.Муфтахов, Ш.Норов. Анорганик кимёдан амалий машғулотлар. Т.: “Ўзбекистон”, 1996 й.
24. Sobirov Z. Organik kimyo. T.: Aloqachi. – 2005 y.
25. Umarov B. Organik kimyo. T.: Iqtisod-moliya. -2007.

Internet saytlari:

1. www.tdpu.uz.
2. www.pedagog.uz.
3. www.ziyonet.uz.
4. www.edu.uz.
5. www.chemistry.ru
6. www.labchem.ru

MUNDARIJA

	bet
Soʻz boshi	3
I BOB. Umumiy kimyo fanining predmeti, rivojlanish tarixi	6
1.1. Kirish. Kimyo fani va uning vazifalari. Kimyoning biologiya, fizika va boshqa fanlar bilan bogʻliqligi	6
1.2. Kimyoning shakllanishi va rivojlanish tarixi hamda unga olimlarning qoʻshgan hissasi	14
1.3. Oʻzbekistonda kimyo fani va sanoatining rivojlanishi	18
1.4. Umumiy kimyo fanining rivojlanish tarixi. Arab va yevropa alkimyosi, uning eng mashhur namoyondalari va ularning kimyo sohasidagi ishlari. Alkimyoning tugashi.....	24
1.5. Umumiy kimyo fanining rivojlanish tarixi. Flogiston nazariyasini vujudga kelishi, Shtalning flogiston nazariyasi. Gazlar toʻgʻrisidagi (pnevmatik) kimyoning rivojlanishi.....	32
II BOB. Atom–molekulyar taʼlimot. Kimyoning asosiy tushuncha va qonunlari	45
2.1. Atom–molekulyar taʼlimot. Kimyoviy formulalar. Allotropiya hodisasi.....	45
2.2. Kimyonioning asosiy qonunlari: moddalar massasining va energiyaning saqlanish qonunlari. Tarkibning doimiylik qonuni. Dalʼtonidlar va Bertollidlar. Ekvivalentlar qonuni.....	56
2.3. Ideal gaz qonunlari. Atom va molekulyar massa, Avogadro soni, mol, molyar massa.....	66
2.4. Kimyoviy reaksiya tenglamasi. Kimyoviy reaksiyalarning sinflarga boʻlinishi. Ekzotermik va endotermik reaksiyalar haqida maʼlumot.....	77
III BOB. Murakkab moddalarning sinflarga boʻlinishi va nomenklaturasi	89

3.1. Murakkab moddalarning sinflanishi: Oksidlar va binar birikmalar. Ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va qo'llanilishi	89
3.2. Kislotalar va asoslar. Ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va qo'llanilishi.....	100
3.3. Tuzlar. Ularning tarkibi, tuzilishi, xossalari va qo'llanilishi.....	110
IV BOB. Kimyoviy elementlarning davriy qonuni va elementlar davriy sistemasi. Atom tuzilishi	121
4.1. Kimyoviy elementlarni sinflarga jaratish yo'lida olib borilgan dastlabki izlanishlar. Davriy qonunning kashf etilishi va elementlar davriy sistemasining tuzilish prinsipi. Davriy qonunning hozirgi zamon ta'rifi	121
4.2. Erkin atomlarning xossalari. Atom va ion radiuslari. Ionlanish potentsiali. Elektronga moyillik. Elektromanfiylik. Diamagnetizm va paramagnetizm.....	134
4.3. Atom tuzilishi. Kvant mexanikasining boshlanishi. Nurning ikki xil tabiati	143
4.4. Kvant sonlari. Atomlarda elektron pog'onalarining tuzilishi.....	160
V BOB. Kimyoviy bog'lanish to'g'risidagi tasavvurlarning rivojlanishi va umumiy tavsifi. Kristall moddalarning tuzilish nazariyalari	176
5.1. Kimyoviy bog'lanish nazariyasi. Kimyoviy bog'lanishning asosiy tavsifi. Kimyoviy bog'lanish va uning turlari: kovalent va ion bog'lanish	176
5.2. Atom orbitallarning gibridlanishi va molekulyar orbitallar metodi. Molekulyar orbitallar metodi asosida oddiy va murakkab moddalarning hosil bo'lishini o'rganish.....	198
5.3. Ion, molekulalararo va vodorod bog'lanishlar hamda ularning o'ziga xosligi	210
5.4. Kristall panjara tiplari. Atomli, metalli, ionli va molekulyar	

kristall panjaralar. Ularning tuzilishi va xossalari. Izomorfizm, polimorfizm	220
VI BOB. Organik birikmalar. Organik birikmalarning sinflanishi	231
6.1. Organik kimyo faniga kirish. Organik birikmalarni sinflanishi, nomenklaturasi va izomeriyasi	231
6.2. Alifatik va aromatik uglevodorodlar. Ularni tuzilishi, olinish usullari va xossalari	240
6.3. Kislorodli organik birikmalar va ularning olinishi, xossalari	257
VII BOB. Kimyoviy jarayonlar energetikasi va yo`nalishi	269
7.1. Kimyoviy jarayonlar energetikasi va ularning yo`nalishi. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari. Kimyoviy birikmalar hosil bo`lishi issiqliklari.....	269
VIII BOB. Kimyoviy kinetika hamda termodinamik qonunlar	282
8.1. Kimyoviy kinetika va uning kimyoviy reaksiyalardagi ahamiyati. Kimyoviy reaksiya tezligi. Massalar ta`siri qonuni.....	2824
8.2. Kimyoviy muvozanat, kimyoviy muvozanat konstantasi. Kimyoviy muvozanatni siljishi. Le-Shatel'ye prinsipi	297
IX BOB. Eritmalar va ularning xossalari	310
9.1. Dispers sistemalarning tavsifi va ularning sinflarga bo`linishi. Muallaq sistemalar, colloid eritmalar, chin eritmalar. Eritish jarayoni mexanizmi	310
9.2. Eruvchanlik koeffitsienti. Eruvchanlik egri chiziqlari. Eritmalarning kontsentratsiyasi va ularni ifodalash usullari.....	320
X BOB. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi	332
10.1. Elektrolit va elektrolitmaslar. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasining asosiy qoidalari. Elektrolitik dissotsilanish darajasi	332
10.2. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi nuqtai nazardan kislotalar, asoslar, tuzlar. Suvning elektrolitik dissotsilanishi, pH-vodorod ko`rsatkich	341

10.3. Elektrolit eritmalaridagi ion almashinish reaksiyalari. Tuzlar gidrolizi va ularning turlari.....	349
XI BOB. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari. Elektroliz	359
11.1. Elementlar oksidlanish darajasining o`zgarishi bilan va o`zgarmasdan sodir bo`ladigan reaksiyalar. Oksidlanish va qaytarilish jarayoni. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tavsifi.....	359
11.2. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish usullari: elektron balans va yarim-reaksiya usullari.....	366
11.3. Galvanik elementlar. Elektroliz oksidlanish–qaytarilish jarayoni ekanligi. Suyuqlanmalar va erimalar elektrolizi. Elektroliz qonunlari.	372
XII BOB. Koordinatsion birikmalar haqida umumiy ma'lumot..	386
12.1. Koordinatsion birikmalar haqida umumiy ma'lumot. A.Vernerning koordinatsion nazariyasi.....	386
12.2. Koordinatsion birikmalarning izomeriyasi	399
12.3. Koordinatsion birikmalarning xossalari va amaliy ahamiyati	410
Glossariy	423
Ilovalar	431
Foydalanilgan adabiyotlar	440

ОГЛАВЛЕНИЕ

	стр.
Предисловие	3
Глава I. Предмет общей химии, история развития общей химии	6
1.1. Введение. Предмет химии и его задачи. Взаимосвязь химии с биологией, физикой и другими предметами	6
1.2. Становление химии и история развития, а также вклад ученых в становление химии	14
1.3. Развитие химии, как науки и промышленной химии в Узбекистане	18
1.4. История развития предмета общая химия. Арабская и европейская алхимия, его яркие представители и их деятельность в химической отрасли. Завершение периода алхимии	24
1.5. История развития предмета общая химия. Возникновение теории флогистона, теория флогистона Штала. Развитие (пневматической) химии газов	32
Глава II. Атомно-молекулярная теория. Основные понятия и законы химии	45
2.1. Атомно-молекулярное учение. Химические формулы. Явление аллотропии.....	45
2.2. Основные законы химии: законы сохранения массы и энергии веществ. Закон постоянства состава. Дальтонида и Бертоллида. Закон эквивалентов	56
2.3. Законы идеального газа. Атомная и молекулярная масса, число Авогадро, моль, молярная масса	66
2.4. Уравнение химической реакции. Классификация химических реакций. Сведения об экзотермических и эндотермических реакциях	77

Глава III. Классификация и номенклатура сложных веществ	89
3.1. Классификация сложных веществ: Оксиды и бинарные соединения. Их состав, строение, свойства и применение	89
3.2. Кислоты и основания. Их состав, строение, свойства и применение	100
3.3. Соли. Их состав, строение, свойства и применение	110
Глава IV. Периодический закон химических элементов и периодическая система химических элементов. Строение атома	121
4.1. Первоначальные исследования в области разделения химических элементов на классы. Создание Периодического закона и принцип создания периодической системы элементов. Современное толкование периодического закона	121
4.2. Свойства свободных атомов. Атомные и ионные радиусы. Потенциал ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Диамагнетизм и парамагнетизм	134
4.3. Строение атома. Начало квантовой механики. Двойственная природа света	143
4.4. Квантовые числа. Строение электронных оболочек атома	160
Глава V. Общая характеристика и развитие взглядов о химической связи. Теория строения кристаллических веществ	176
5.1. Теория химической связи. Основная характеристика химических связей. Химическая связь и ее виды: ковалентная и ионная связи	176
5.2. Гибридизация атомных орбиталей и метод молекулярных орбиталей. Изучение образования простых и сложных веществ на основе метода молекулярных орбиталей	198
5.3. Ионная, межмолекулярная и водородная связи и их	

особенности	210
5.4. Типы кристаллических решёток. Атомные, металлические, ионные и молекулярные кристаллические решётки. Их строение и свойства. Изоморфизм, полиморфизм	220
Глава VI. Органические соединения. Классификация органических соединений.....	231
6.1. Введение в науку органической химии. Классификация, номенклатура и изомерия органических соединений	231
6.2. Алифатические и ароматические углеводороды. Их строение, методы получения и свойства	240
6.3. Кислородсодержащие органические соединения и их получение, свойства	257
Глава VII. Энергетика и направление химических процессов	269
7.1. Энергетика химических процессов и их направление. Тепловые эффекты химических реакций. Теплота образования химических соединений	269
Глава VIII. Химическая кинетика, также термодинамические законы	282
8.1. Химическая кинетика и ее значение в химических реакциях. Скорость химической реакции. Закон действующих масс	282
8.2. Химическое равновесие, константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье	297
Глава IX. Растворы и их свойства	310
9.1. Классификация и характеристика дисперсных систем. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Механизм процесса растворения	310
9.2. Коэффициент растворимости. Кривые растворимости. Способы выражения концентрации растворов	320
Глава X. Теория электролитической диссоциации	332

10.1. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации	332
10.2. Классификация кислот, солей и оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация воды, водородный показатель (рН)	341
10.3. Ионообменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей и их типы	349
Глава XI. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	359
11.1. Реакции сопровождающиеся и несопровождающиеся изменением степени окисления. Процессы окисления и восстановления. Характеристика окислительно-восстановительных реакций	359
11.2. Типы окислительно-восстановительных реакций. Способы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: методы полуреакций и электронного баланса	366
11.3. Гальванические элементы. Окислительно-восстановительный характер процесса электролиза. Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза	372
Глава XII. Общие сведения о координационных соединениях	386
12.1. Общие сведения о координационных соединениях. Координационная теория А.Вернера	386
12.2. Изомерия координационных соединений.....	399
12.3. Свойства и практическая значимость координационных соединений.....	410
Глоссарий	423
Приложение.....	431
Использованная литература	440

CONTENTS

	page
Foreword	3
Chapter I. The subject of general chemistry, the history of the development of general chemistry	6
1.1. Introduction. The subject of chemistry and its tasks. Interrelation of chemistry with biology, physics and other subjects	6
1.2. The formation of chemistry and the history of development, as well as the contribution of scientists in the development of chemistry ..	14
1.3. Development of chemistry as a science and industrial chemistry in Uzbekistan.....	18
1.4. The history of the development of the subject is general chemistry. Arab and European alchemy, its bright representatives and their activities in the chemical industry. Completion of the period of alchemy	24
1.5. The history of the development of the subject is general chemistry. The origin of the phlogiston theory, Stahl's phlogiston theory. Development of (pneumatic) chemistry of gases	32
Chapter II. Atomic-molecular theory. Basic concepts and laws of chemistry	45
2.1. Atomic-molecular teaching. Chemical formulas. The phenomenon of allotropy	45
2.2. The basic laws of chemistry are the laws of conservation of mass and energy of substances. Law of constancy of composition. Daltonides and Bertollids. Law of equivalents	56
2.3. Laws of ideal gas. Atomic and molecular weights, Avogadro number, mol, molar mass	66
2.4. Equation of chemical reaction. Classification of chemical reactions. Information on exothermic and endothermic reactions	77

Chapter III. Classification of complex substances: Oxides and binary compounds. Their composition, structure, properties and application	89
3.1. Classification of complex substances: Oxides and binary compounds. Their composition, structure, properties and application..	89
3.2. Acids and bases. Their composition, structure, properties and application.....	100
3.3. Salt. Their composition, structure, properties and application	110
Chapter IV. The periodic law of chemical elements and the periodic system of chemical elements. The structure of the atom ...	121
4.1. Initial research into the separation of chemical elements into classes. Creation of the Periodic Law and the principle of creating a periodic system of elements. Modern interpretation of the periodic law	121
4.2. Properties of free atoms. Atomic and ionic radii. The ionization potential. Affinity for the electron. Electronegativity. Diamagnetism and paramagnetism	134
4.3. The structure of the atom. The beginning of quantum mechanics. The dual nature of light	143
4.4. Quantum numbers. The structure of the electron shells of an atom.	160
Chapter V. General characteristics and development of views on the chemical bond. Theory of the structure of crystalline substances	176
5.1. The theory of chemical bonding. The main characteristic of chemical bonds. Chemical bond and its types: covalent and ionic bonds	176
5.2. Hybridization of atomic orbitals and the method of molecular orbitals. Study of the formation of simple and complex substances based on the molecular orbitals method	198
5.3. Ionic, intermolecular and hydrogen bonds and their features	210

5.4. Types of crystal lattices. Atomic, metal, ionic and molecular crystal lattices. Their structure and properties. Isomorphism, polymorphism	220
Chapter VI. Organic compounds. Classification of organic compounds	231
6.1. Introduction to the science of organic chemistry. Classification, nomenclature and isomerism of organic compounds	231
6.2. Aliphatic and aromatic hydrocarbons. Their structure, methods of obtaining and properties	240
6.3. Oxygen-containing organic compounds and their preparation, properties	257
Chapter VII. Energy and direction of chemical processes.....	269
7.1. Energy of chemical processes and their direction. Thermal effects of chemical reactions. Heat of formation of chemical compounds.....	269
Chapter VIII. Chemical kinetics, also thermodynamic laws	282
8.1. Chemical kinetics and its importance in chemical reactions. The rate of chemical reaction. The law of acting masses	282
8.2. Chemical equilibrium, constant of chemical equilibrium. Displacement of chemical equilibrium. Principle of Le Chatelier	297
Chapter IX. Solutions and their properties	310
9.1. Classification and characteristics of disperse systems. Suspensions, colloidal solutions, true solutions. The mechanism of the dissolution process	310
9.2. Coefficient of solubility. Solubility curves. The methods for expressing the concentration of solutions	320
Chapter X. Theory of electrolytic dissociation.....	332
10.1. Electrolytes and non-electrolytes. Basic theses of the theory of electrolytic dissociation. Degree of electrolytic dissociation	332
10.2. Classification of acids, salts and bases from the point of view of	

the theory of electrolytic dissociation. Electrolytic dissociation of water, pH.....	341
10.3. Ion-exchange reactions in solutions of electrolytes. Hydrolysis of salts and their types	349
Chapter XI. Oxidation-reduction reactions. Electrolysis	359
11.1. Reactions accompanied and unaccompanied by a change in the degree of oxidation. The processes of oxidation and reduction. Characteristics of oxidation-reduction reactions	359
11.2. Types of oxidation-reduction reactions. Ways of drawing up the equations of oxidation-reduction reactions: methods of half reactions and electronic balance	366
11.3. Galvanic cells. Oxidation-reduction character of the electrolysis process. Electrolysis of solutions and melts. Laws of electrolysis	372
Chapter XII. General information about coordination compounds.	386
12.1. General information about coordination compounds. A.Werner's coordination theory	386
12.2. Isomerism of coordination compounds	399
12.3. Properties and practical significance of coordination compounds.	410
Glossariy	423
Appendix	431
References	440

