

ФАРМАТСЕВТИКА
ИНСТИТУТИ
ТАЛАБАЛАРИ УЧУН

ЎҚУВ
АДАБИЁТИ

АНОРГАНИК КИМЁ

(ФАРМАЦЕВТИКА ИНСТИТУТИ ТАЛАБАЛАРИ УЧУН ДАРСЛИК)

ТОШКЕНТ - 2008

Х.Р.Тўхтаев, Р.Арисанбеков, К.А.Чўлпонов, С.Н.Аминов

Такризчилар: Тиббиёт Академияси умумий, биоорганик ва биологик кимё кафедрасининг профессори А.Г. Махсумов,

Тошкент Фарматсевтика инцитунинг аноганик, аналитик, физик ва коллоид кимё кафедрасининг профессори, О.А.Шабиллов.

Тошкент кимё- технология инцитунинг физик ва коллоид кимё кафедрасининг дотсенти А.С.Сиддилов.

Аноганик кимё: Фарматсевтика интитути талабалари учун дарслик
Муаллифлар: Х.Р.Тўхтаев,Р.Арицанбеков,К.А.Чўлпонов,С.Н.Аминов,
(проф. С.Н.Аминов тахрири оцида).-Тошкент.: 2008. 321 б.

Мазкур дарсликда фарматсевтика интитути талабалари учун аноганик кимёнинг назарий асослари берилган.

Талабаларга кулай бўлиши мақсадида аввал кимёнинг конунлари, реакцияларнинг энергетикаси, тезлиги, эритмалар тўрисидаги таълимот, атом ва молекула тузилиши ҳамда элементлар кимёси ёритилиб, бу материаллар талабаларга ўқиладиган маърузаларга мос келиши, мавзуга тегишли назарий саволлар ва масалаларни муцакил ишлаш учун керакли назарий асослар ҳам келтирилган.

Дарслик маълумотларидан тиббиёт оили ўкув юртларининг талабалари, магицрантлар, аспирантлар ва тиббиёт коллежларининг иктидорли ўкувчилари ҳам фойдаланишлари мумкин.

СЎЗ БОШИ

Умумий ва аноганик кимё бўлажак доришунослар учун жуда зарур фан хисобланиб, кейинги боскичларда бошка кимёвий фанларни(аналитик, физикфарматсевтик,токсикологик ва бошкаларни) ўрганишда назарий асос хисобланади. Ушбу дарсликдабўлажак доришунослар учун аноганик кимёдан назарий билимлар келтирилган бўлиб,уларасосида амалий машулотлар ўтказиш учун мухим хулосалар чиқариш имконияти юзага келади. Дарслик фарматсевтика институтлари фарматсия, саноат фармасияси, биотехнология,космесевтика ва клиник фарматсия мутахасислиги талабалари учун мўлжалланган бўлиб,аноганик кимё фани дастурларига мос келади. Дарсликни ёзишда ицирок этганмуаллифларузок йиллардан бери аноганик кимёдан олиб борган сабоклари ва тажрибаларинингнатижасидир.

Ўзбекизон Респуликасининг “ Таълим тўгрисида”ги конуни ва “ Кадрлар тайёрлашмиллий дастури “дан келиб чиқкан холда ўқув сифатини янги боскичга кўтаришдазамонавий ўқув адабиётлари зарур бўлади. Бу адабиётлар айникса талабаларнингмуцакил билим олиш жараёнларида жуда кўл келади. Талабаларга ёрдам бериш мақсадида хар бир мавзуга оид назарий билимлар мукамалрок бўлишига харакат килинди. Барча мавзуларни уч қисмга бўлиб кўрсатиш мумкин. Биринчи қисмда умумий кимёнинг назарий асослари ёритилди. Бу бўлимга аноганик моддаларнинг синфлари ҳам киритилиб оксидлар, кислоталар, асослар ва тузлар тўгрисида ҳам маълумотлар берилди. Иккинчи қисм аноганик кимёга тегишли бўлиб бунда биоген элементлар тўгрисида маълумотлар берилиб, сўнгра металлларнинг умумий хоссаларига эътибор берилди. Дарсликнинг учунчи қисми металлмасларнинг умумий хоссалари ва металлмасларга тегишли биоген элементлар тавсифи берилган. Хар бир мавзуга тегишли бўлган назарий саволлар, масалалар ва тецларни ҳам келтиришни лозим топган холда бу талабаларнинг муцакил таълим олиш жараёнларини шакллантиришда керак бўлади деб хисобладик.

Барча моддаларнинг хоссалари ва ахамиятини фарматсия билан узвий боланишини очикрок ёритишга харакат килинди. Имконият даражасида кўпрок расмий фармакопегга мурожаат килиб, унга киритилган ноорганик моддаларга асосий эътибор берилди. Инсон хаёти ва озикланиши учун мухим ахамиятга эга бўлган кимёвий элементлар ва уларнинг бирикмалари тўгрисида кўпрок маълумот келтирилди.

Хозирги пайтда кимё фани биология, биокимё, тиббиёт билан чамбарчас боланган. Ана шу фанлар чегарасида янги фан - биоаноганик кимё ҳам пайдо бўлдики, бу фанда тирик организмда кетаётган жараёнларнинг кимёси ўрганилади.

Дарсликда баъзи аноганик моддаларнинг олинишида махаллий хом ашёлар захираси ва имкониятларига кўпрок эътибор берилди. Мамлакатимизда мавжуд кимёвий корхоналар, илмий муассалар тўгрисида ҳам маълумот беришни лозим топдик. Шунингдек кимёвий технология ва кимё саноатининг ичикболли йўналишлари ҳам дарсликда ўз аксини

топди. Тиббиётда ва доришуносликда кўп ишлатиладиган баъзи кимёвий бирикмаларнинг асосий физик-кимёвий кўрсаткичлари ва хоссаларини ҳам ёритишни зарур деб ҳисобладик.

Дарсликда келтирилган физикавий ўлчовлар киймати, атамалар ва белгилар ИЮПАК тавсияларига мос келиши эътиборга олинди.

Биринчи марта ҳозирги замон учун энг муҳим ҳисобланган нанотехнология элементларидан тушунча беришга ҳаракат қилдик. Дарсликни охирида мамлакатимиздаги кимё фани ва саноати иқтидорлари тўрисида маълумотлар келтирилган. Дарсликда юқори босқичларда ўқитиладиган аналитик, органик, физик, фарматсевтик, биологик ва токсикологик кимё фанларини ўзлаштириш учун ўзига хос замин тайёрланди деб ўйлаймиз. Айниқса кўп тоннали ишлаб чиқариладиган моддаларнинг бир неча олинмиш усуллари кўрсатилиб уларнинг ичида иқтисодий самаралироқ усулларга эътибор қаратилди.

Дарслик ёзилишида институтда аорганик кимё бўйича ортирилган кўп йиллик тажрибаларга асосланган ҳолда ва Жаҳон Солиқни саклаш ташкилоти Европа бўлими ишлаб чиққан лойиҳа асосида шунингдек ГПП талабларига мос келувчи ўқув режалари эътиборга олинган.

Муаллифлар дарсликни тайёрлашда қимматли маслаҳатлар берган Тошкент фарматсевтика институти аорганик, аналитик, физик ва коллоид кимё кафедрасининг ходимлари профессор О.А.Шобилолов, дотсентлар: Э.М.Маматмусаев, С.Ж.Насриддинов, О.С. Гафурова ва бошқаларга ўз миннатдорчиликларини билдирадilar. Ушбу дарслик лотин графикасида илк марта тайёрлангани учун қамчиликлардан ҳоли эмас. Муаллифлар тавсия ва кўрсатмаларни миннатдорчилик билан қабул қиладilar.

Тошкент фармасевтика институти
аорганик, аналитик, физик ва коллоид кимё
С.Н.Аминов
кафедрасининг мудири, к.ф.д., профессор,
Ўзбекистонда хизмат кўрсатган фан арбоби

Замонавий муаммоларни хал этишда кимё фанининг ўрни

Ўзбекистон республикаси кимё саноати кенг ривожланган мамлакатлар каторидан биридир. Агар бизда озик-овкат, тўқимасихлик, тери ишлаб чиқариш, кимёвий ўитлар, синтетик ювиш воситалари, нефт, металлургия, газни қайта ишлаш саноатларининг барчаси кимёвий саноат билан чамбар-час боликлигини ҳисобга олсак, кимёвий моддалар ишлаб чиқариш ва уларни саноат микёсида турли соҳаларга етказиб бериш қанчалик муҳимлигини ҳис этиш мумкин. Юқоридагиларга яна бир жуда муҳим соҳани қўшиш мумкин. Бу соҳа дори- дармонлар ва улар асосидаги ёрдамчи моддаларни ишлаб чиқариш ва саноат мақсадлари учун фойдаланишдир.

Дори-дармонлар ишлаб чиқаришни замонавий талаблар даражасида ташкил этиш ва амалга ошириш учун кимё фанини чуқур эгаллаган ёш мутахассислар керак бўлади.

Улар кимё фани ва кимёвий технологияни замонавий талаб даражасида эгаллаган бўлишлари керак.

Фан ва техника тараққиёти даврида кимё саноати ва дори дармонлар ишлаб чиқариш муаммолари ўзаро бир-бирига болик бўлиб қуйидагиларни эътиборга олиш зарур:

-янги озик -овкат маҳсулотлари ишлаб чиқариш ва уларнинг самарадорлигини ошириш. Охириги пайтларда мамлакатимизда кишлоқ хўжалик маҳсулотларини қайта ишлаш кенг қўламда эътибор берилмокда. Янги маҳсулотлар ишлаб чиқаришда консервантлар, бўёқ моддалари, биологик фаол қўшимчалар, микроэлементлар ва бошқалар керак бўлади. Ишлаб чиқариладиган маҳсулотларнинг янги, тезкор ва самарали сифат назоратини ташкил этиш эса янада муҳим вазифа ҳисобланади.

- дори-дармонлар ишлаб-чиқаришда янги кимёвий моддалар ва материаллардан фойдаланиш, ҳамда уларни имкони борича маҳаллий хом ашё захираларига алмаштириш. Дори-дармонлар олишда кенг қўламда кимёвий моддалар ишлатилади. Бу кимёвий моддаларнинг ичидан безарарларини, юқори самарадорлигини ва маҳаллий хом ашё захиралари борларини излаб топиш амалий жихатдан жуда долзарб. Бу соҳада республикаимизнинг бой табиий ва минерал манбалари эътиборга олинса ишлар қўлами кенглиги ва зарурлиги қўринади.

-янги доривор моддалар олишнинг табиий манбаларидан кенг фойдаланиш. Ўзбекистоннинг жуда катта ҳайвонот ва ўсимликлар табиий захирасига эга эканлиги бу соҳада доришунослар ва кимёгарлар хали жуда катта ишларни амалга ошириши кераклигини кўрсатади. Ўсимлик ва ҳайвонот дунёсидан биофаол моддалар ажратиб олиш, улардан янги синтезларни амалга ошириш, турли таркибий қисмларга ажратиш, уларнинг ичидан самарадорларини излаб топиш ва фаоллигини баҳолаш катта аҳамиятга эга.

- дори-дармонлар ишлаб чиқариш ва маҳаллий кимё саноатининг жадал

ривожланиши тоза сув ишлаб чиқариш, ер оци бойликларидан тўри фойдаланиш ва енг мухими ишлатилган сувнинг тозалаш муаммоларини юзага келтиради. Кимё ва фарматсевтика саноатининг кенгайиши билан маҳаллий кичик корхоналарнинг сони борган сари ортиб бормокда. Бу корхоналарнинг ҳар бири тоза сувдан фойдаланади ва маълум оқава сув чуқиндилари ишлаб чиқади. Корхоналар чиқинди сувларини тозалаш ва иложи борица айланма сувдан фойдаланиш жуда муҳим вазифалардандир. Кейинги пайтларда металллар, бром, ёд, ўғитлар олишда ер оци сувларидан кенг фойдаланилмокда. Шунинг учун хан тоза сув ишлаб чиқариш ва оқава сувлардан ўқилона фойдаланиш самарали ечимга эга бўлиши керак бўлган вазифалардан биридир.

-янги технологияларнинг уцивор усулларидан фойдаланиш. Ҳозирги пайтда кимёвий ўзгаришларни амалга ошириш учун кимёга янги технологиялар кириб келмокда. Булрга кимёвий реаксияларни юзага келтиришни янги усуллари, нанотехнология усулларидан фойдаланиб ҳаётий зарур маҳсулотлар яратишнинг устивор усулларини ишлаб чиқиш киради. Нанотехнология усулларидан фойдаланиб яратилган материаллар ўзининг хоссалари билан одатдаги кимёвий моддалардан кескин фарк килади.

Дори-дармонлар олишда ҳам замонавий усуллардан фойдаланиб самарали дори воситалари яратилмокда. Бу ўринда нанотехнология усулларидан фойдаланиш ўзига хос янги экологик муаммоларни ҳам юзага келтиришини ҳисобга олмок керак.

-илмий техник ва ахборот технологияларидан унумли фойдаланиш. Кимё фани жуда кизикарли фан ҳисобланиб жамият ҳаётида муҳим ўрин тутди. Бу фанда юзага келадиган кашфиётлар жамиятда жуда катта ўзгаришларни юзага келтиради. Кимё соҳасида ишлаётган олимлар илмий янгиликларни, назарияларни ва олинган тажриба натижаларини бир-бирларига етказиб турадилар. Бунинг учун кимёгарлар орасида маълум фан соҳасида анжуманлар ўтказилади. Турли туман кимёвий журналларда илмий мақолалар, рисоалар, маърузалар, монографиялар кимёнинг турли соҳалари бўйича чоп этилади. Турли мамлакатлардаги кимёгар олимлар орасида ўзаро илмий алоқалар ўрнатилади, мунозаралар ва илмий ёзишмалар амалга оширилади.

Ўзбекистонда кимё фани янгиликларини баён этиш учун “ Ўзбекистон кимё журнали”, “Табиий бирикмалар кимёси”, “Ўзбекистон фанлар академияси маърузалари”, ”Фарматсевтика журнали” , “Кимё ва технология” каби илмий журналлар чиқазилади. Айни пайтда кимё соҳасида фундаментал илмий текширув ишлари катор инцитутларда олиб борилмокда: Ўзбекистон миллий университети кимё факултети, Ўзбекистон фанлар академияси умумий ва анорганик кимё инцитуту, ўсимлик моддалари кимёси ва биоорганик кимё инцитуту ва бошқалар.

Тошкент фарматсевтика инцитутининг анорганик, аналитик, физик ва коллоид кимё кафедрасида ҳам узок йиллардан бери биофаол моддаларнинг координатсион бирикмалари олиниши, хоссалари ва улардан дори воситалари яратиш бўйича илмий изланишлар амалга оширилмокда. Дунёда биринчи бор координатсион бирикмалар синфига мансуб бўлган

ферамид препарати ишлаб чикилиб тиббиётда камконлик касаллигини даволашга тавсия этилган ва саноатда ишлаб чиқариш йўлга қўйилган. Бу соҳадаги изланишлар оқибатида амалиётга кам конликда, қандли диабет, юрак қон томирлари касалликларида, гепатитда, ҳамда қишлоқ хўжалигида қорва ва қора қорлар маҳсулдорлигини ошириш учун 20 га яқин препаратлар тавсия этилган. Бундай препаратлар қаторига қорамид, ферамид, қорпур, қоратсин саноатда ишлаб чиқарилди, қоралт-30, феропир, қоригин, қоралт фитати қабилар тиббиётга қўлланишга рухсат этилган. Ҳозирда бу ишлар профессорлар О.А.Шобилотов ва А.А.Юнушўжаевлар томонидан давом эттирилмоқда. Қаторда профессор С.Н. Аминов раҳбарлигида маҳаллий қор ашёлардан қори қориталари қоратиш, қонги қорит-қорол қордалар синтези ва қоритма қорилар учун қоролар қоратиш қорида қорикарли изланишлар олиб қорилмоқда.

I- КИСМ. УМУМИЙ КИМЁ.

1- боб. Кимёнонг асосий қонунлари

Кимёнинг тарихи

Кимё фани моддаларни ва улар асосидаги ўзгаришларни чуқир ўрганади. Кимёнинг муцакил фан сифатида ўрганилаётганига 200 йилдан ортиқ. Чиймеи- сўзи куйиш, тиндириш маъносини беради. Бу сўз кадимги шарк табиблари -фарматсевтларини ўсимликлар асосида дори моддалари тайёрлаш жараёнларида ал-кимёгарлар томонидан тилга олинган.

Бошқача фикрларга кўра , алкимё сўзининг илдизи “кхем” ёки “чеми” балки “чима”- “кора тупрок” ёки “кора юрт” маъносини англатган. кадимги Мисрда кимёгарлар олтин оладиган уцалар деб юритилган.Уларни рудалардан турли металллар оладиган сеҳргарлар деб атаганлар. кадимда кимёгарлар ўз фаолиятларини ер бойликларини ўрганишга (лотинча хумус-ер) баишлаганлар. Шунинг учун ҳам кимё ер тўрисидаги санъат деб қаралган. Кимёгар эса ердан турли металллар оладиган санъаткор деб ҳисобланган.

Инсонлар жуда кадимдан олтин, қумуш, мис, темир ва металлларни ажратиб олишни билганлар. Мусаллас, сирка, дори-дармон, тери ошлаш, матоларни бўйлаш, бўёқлар тайёрлаш, қулолчилик асосида кимё элементлари ётади. Аммо назарий кимё аввал грек философлари асарларида, кейинчалик араблар асарларида пайдо бўла бошлади. Араб олимлари ва кимёгарлари амалий кимёни анча бойитдилар. Жабр ибн Хаён, ар-Разий,ўзбек олимлари ал-Фаробий, Беруний, ал-Хоразмий, ибн Сино бутун дунёга танилган олимлар ҳисобланади. Улар турли минераллар, кимёвий моддалар, ўсимликлар асосидаги турли ажратмалар ва ҳайвонлар маҳсулотини ажрата билишган ва ўз асарларида ана шундай моддалар олиншини баён этганлар.

IV асрдан XVI асрнинг ўрталаригача бўлган давр алкимё даврига киритилади. Бу даврда турли металллардан олтин ва қумуш олиш асосий мақсад қилиб олинган.Симоб ва олтингугурт ҳар қандай металлни олишга асос бўлади деб ҳисобланган.

XVI асрдан бошлаб ятрокимё - даволаш кимёси пайдо бўлди.Ятрокимё сўзи грекча иатрос- врач,дўхтир демақдир. Ятрокимёнинг асосчиси немис олими Т.Параселс(1493-1541) эди. Барча ҳаётий жараёнлар кимё нуқтаи назаридан тушунтирила бошланди. Темир, мис, симоб, мишьяк, кўршин, сурма ва бошқа элементлар бирикмаларинининг дори сифатидаги таъсири ўрганилди. Параселс биринчи марта касалларни даволашда ноорганик моддаларни қўллай бошлади. Бу врачларда кимёга бошқача қарашга олиб келди. Кимё амалиётга кенг қўлланила бошлади.

XVII асрдан бошлаб кимёда флогигон(флогигон грекча ёнувчанлик) назарияси ҳукм сурган. Немис олими Г.Штал ёниш, оксидланиш, қайтарилиш- жараёнларини тушунтириш учун бу назарияни яратди. Бу назарияга кўра металл ёнса флогигон ажралади, шу туфайли оирлашади. Қўмирда флогигон кўп бўлади ва у занг билан қиздирилса уни металлга айлантиради. Аммо кейинчалик бу назария нотўри бўлиб чиқди.

Швед фарматсевти К.Шееле (1742-1786) лимон, олма, вино, сут, ва бошқа

кислоталарни очди. Унинг энг мухим кашфиётларидан бири кислород ва азотнинг очганлигидир.

XVIII бошларида рус олими М.В.Ломоносов моддалар массасининг кимёвий жараёнда ўзгармаслигини исботлаб, флогистон назарияси нотўрилигини кўрсатди.

Немис врачлари Ю.Маер (1814-1878) ва инглиз олими Ж.Жоул иш ва энергиянинг айланиш жараёнларини текширдилар. Ю. Маернинг термодинамиканинг I қонунини очганлиги оламшумул воқеа бўлди. Кейинчалик француз олими А.Лавуазье металл қиздирилганда ҳаводаги кислород билан таъсирланишини исботлади. У ёниш, оксидланиш жараёнларини тўри ифодалади. Дж.Далтон ўз тажрибаларига асосланиб атомиқ назарияни яратди ва бирикмаларда кимёвий элементлар қандай ҳисбатда бўлишини тўри кўрсатди.

Франсус биолоғи Луи Пастер(1822-1895) биёғиш жараёнларининг самарадорлигини оширадиган усулларни ишлаб чиқиб, дори моддаларни ва жарроҳлик асбобларини зарарсизлантириш усулларини кўрсатиб берди.

1869 й. Д.И.Менделеевнинг элементлар даврий қисмасини яратганлиги кимёнинг ривожланишида қатта аҳамиятга эга бўлди.

Немис бактериолоғи П.Ерлих кимёвий терапиянинг илмий асосларини ишлаб чиқди. Ҳозирги кунда тиббиётни кимёнинг янгиликларисиз тасавур қилиш мумкин эмас.

Даволашнинг самараси, беморларнинг тез тузалиши дори турларига, дорилар тўрисидаги фан- фармациянинг ривожига боғлиқдир. Қалайча янги ва самарали кимёвий моддалар жуда зарур. Бу соҳада антимикроб, қўйганга қарши, шамоллашни олдини олиш учун, қон тўхтатувчи, ҳавфли осмаларга қарши қўллаш мумкин бўлган янги кимёвий моддалар олиш ўзида илмий ишлар жадал олиб боришмоқда.

Кейинчалик Ўрта Осиёда кимёнинг ривожланишида ўзбек олимлари академиклар С.Ю.Юнусов, О.С.Содиқов, М.Н.Набиев, Х.У.Усманов, К.С.Аҳмедов, М.А.Аскарлов, А.С.Султонов, Н.А.Парпиев, Б.М.Беглов, С.Т.Тўхтаев, А.А.Ақбаров,Т.Азизов, М.Ф.Обидова,С.Ш.Рашидова, З.С.Салимов, С.И. Искандаров.Ю.С.Тошпўлатов в бошқаларнинг хизмати қатта бўлди.

Ўзбекистон фанлар Академияси умумий ва аорганик кимёси институти кимё фани бўйича йирик тадқиқотлар олиб борилаётган фан ўчоқларидан биридир. Бу даргоҳда электрокимё, қаталіз, силиқатлар, сийрак-ер элементлари, минерал сорбентлар ва қатор йўналишлар бўйича аорганик кимё соҳасида илмий изланишлар олиб борилади.

Тошкент фарматсевтика институтида ҳам ўзқ йиллар қординатсион бирикмалар кимёси бўйича илмий изланишлар олиб боришган (проф. М.А.Азизов, проф. Х.Х.Ҳақимов). Тиббиётга ферамид, қупфур, феррозинк қабди дори моддалари жорий этишган. Қординатсион бирикмалар кимёси бўйича ҳозирги пайтда ҳам илмий ишлар қенг қўламда давом етмоқда(профессорлар Н.А.Парпиев, О.А.Шобилалов, О.О.Ҳожаев, ва бошқалар).

1.1. Кимёнинг асосий қонунлари

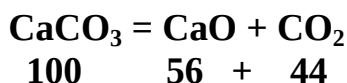
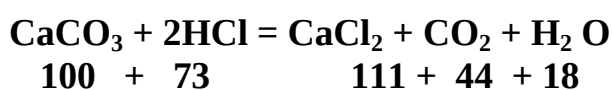
Кимёнинг асосий қонунлари кимёвий реакция вақтида содир бўладиган ўзгаришларни миқдорий жиҳатдан текшириш натижасида кашф этилган бўлиб, улар кимё фанининг асосий негизини ташкил этади.

Кимё моддалар, уларнинг таркиби, хоссалари, тузилиши ва улар асосида бўладиган ўзгаришлар тўрисидаги фандир.

Моддалар массасининг сақланиш қонуни. Бу кимёнинг энг биринчи қонуни. Бу қонун даълаб 1748 йилда М.В.Ломоносов томонидан ва кейинчалик 1789 йилда

А.Лавуазе томонидан таърифланган:

"Кимёвий реакцияга киришувчи моддалар массасининг йииндиси реакция маҳсулотлари массаларининг йииндисига тенгдир" Мисол:



Радиоактив парчаланиш, атом ва водород бомбаларининг портлаши каби катта миқдорда энергия ажралиб чиқиши билан борадиган жараёнлар массалар сақланиш қонунига эмас, балки материянинг сақланиш қонунига бўйсунди. Агар жараён давомида Е энергия ажралиб чиқса, бу жараён давомида массанинг ўзгариши Ейнштейн тенгламаси билан ифодаланади:

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

с - вакуумдаги ёрулик тезлиги ($c = 3 \cdot 10^8$ м/сек); m-масса ўзгариши; Е-энергия; m-масса.

Реакцияларда масса ўзгариши нисбатда кичик бўлади ва уни одатдаги тарозийердами билан пайкаш қийин. Агар кимёвий жараёнда иссиқлик ажралиб чиқса, маҳсулотлар массаси камайиши керак. Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффектига кўра маҳсулотларнинг массасини ортиши ёки камайиши тўрисида ҳулоса чиқариш мумкин.

Аслида кимёвий реакцияларда масса ўзгариши жуда кичик қийматга эга бўлиб 10⁻¹¹ -10⁻¹² кг қийматга эга бўлади.

Масалан:



Реакцияда масса ўзгариши $2,7 \cdot 10^{-9}$ г ни ташкил этади.

Массанинг ўзгариши кимёвий реакцияларда жуда оз бўлганлигидан амалда уни ўзгармайди деб олинади.

Таркибнинг доимийлик қонуни. 1781 йилда А.Лавуазе карбонат ангидриди газини 10 хил усул билан ҳосил қилиб, газ таркибидаги углерод ва кислород массалари орасидаги нисбат (CO_2) 3:8 эканлигини аниқлади.

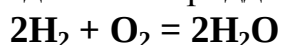
Бундан ҳар қандай кимёвий тоза модда қайси ва қандай усулда олинишидан қатъий назар ўзгармас сифат ва миқдорий таркибга эга деган ҳулоса чиқарилди.

1803 йилда франсуз олими Бертоле кайтар реакцияларга оид текширишлар асосида кимёвий реакция вақтида ҳосил бўладиган бирикмаларнинг микдорий таркиби реакция учун олинган дацлабки моддаларнинг масса нисбатларига болиқ бўлади деган ҳулоса чиқарди.

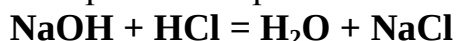
Франсуз олими Ж.П.Пруц Бертоленинг юқоридаги ҳулосасига қарши чиқди. У кимёвий тоза бирикмаларнинг микдорий таркиби бир хил бўлишини ўзининг жуда кўп тажрибаларида исботлаб берди ва 1809 йилда таркибнинг доимийлик қонунини қуйидагича таърифлади:

"Ҳар қандай кимёвий тоза бирикма, олинмиш усулидан қатъий назар, ўзгармас сифат ва микдорий таркибга эга . " Масалан, тоза сувни бир неча хил усул билан олиш мумкин:

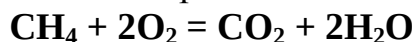
1) водород ва қислороддан синтез қилиб:



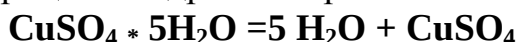
2) нейтралланиш реакцияси асосида:



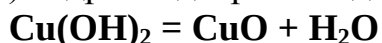
3) метанни ёндириб:



4) қристаллогидратни парчалаш:



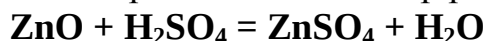
5) гидроксидларни қиздириш:



6) қислоталарни парчалаш:



7) оксидлар билан қислоталар реакцияси натижасида:



Ҳосил бўлган сувларнинг таркибида 11,11% водород ва 88,89% қислород бўлиб, сув 0 о S да музлайди, 100 о S да қайнайди, 4,5о S да қичлиги 1 г/см³ га тенг, ўзгармас электр ўтқазувчанликка ва қовушқоқликка эга. Бу қонунга молекуляр тузилишли моддалар - газ, суюқлик ва осон суюқланадиган қаттиқ моддалар бўйсунди.

Барча ноорганиқ моддаларнинг қатат 5% гина молекуляр тузилишга эга.Молекуляр тузилишли моддалар қаторига инерт газлар(1 атомли), O₂ , N₂, F₂, Cl₂, H₂ ва бошқалар (2 атомли), сув, аммиак, метан, углерод оксидлари қиради (кўп атомли). Бундай моддаларнинг таркиби доимий бўлади.

Мавжуд аноорганиқ моддаларнинг 95% молекуляр тузилишга эга эмас.Бундай моддаларнинг қристалл тугунларида алоҳида атомлар ёқи ионлар жойлашган бўлади.

Замонавий текширишлар асосида қўпдан қўп моддалар ўзгарувчан таркибга эга еқанлиги аниқланди.Масалан,титан оксиди TiO_{1,8} дан TiO_{1,2} гача , мис(1) оксиди таркиби Cu_{1,8}O дан Cu₂O гача , темир(11) оксиди Fe_{0,89}O дан Fe_{0,95}O гача, TiO_{1,46} дан TiO_{1,56} гача ўзгариши аниқланган.Бундай моддалар d-элементларнинг оксидлари, гидридлари, қарбидлари, нитридлари ва сульфидлари орасида қенг тарқалган. Улар қёопинча равшан рангли,ярим

Ўтказгич хоссасига эга, уларнинг реаксион қобилияти ва каталитик активлиги анча юкори. Ўзгарувчан таркибли моддалар хоссаларини текширган Н.С.Курнаков тақлифига кўра ўзгарувчан таркибли бирикмалар бертолидлар деб, ўзгармас, яъни молекуляр таркибли бирикмалар далтонидлар деб аталадиган бўлди.

Хозирги пайтда таркибнинг доимийлик қонуни қуйидагича янги таърифга эга: олинган усулидан катий назар молекуляр тузулишга эга бўлган моддалар озгармас сифат ва миқдорий таркибга эга.

Каррали нисбатлар қонуни. 1804 йилда инглиз олими Д.Далтон модда тузилиши тўрисидаги атомиқ тасаввурларга асосланиб, каррали нисбатлар қонунини таърифлади: "агар икки элемент бир-бири билан бир неча бирикма ҳосил қилса, элементлардан бирининг шу бирикмалардаги иккинчи элементнинг бир хил масса миқдорига тўри қеладиған масса миқдорлари ўзаро кичик ва бутун сонлар қаби нисбатда бўлади

Каррали нисбатлар қонуни жуда кўп мисоллар билан исботланди. Масалан: азот билан қислород(1-жадвал) бир- бири билан бир неча қуйидаги бирикмаларни ҳосил қилади.1 қисм азотга тўри қеладиған қислород массаси кичик бутун сонлар қаби бўлади.

1-жадвал. Азот оксидларидаги азот ва қислороднинг таркибий қисмлари ва нисбатлари

Формула	Азот массаси	Қислород массаси	1қисм азотга тўғри қелган қислород	1қисм азотга тўғри қелган қислород
N_2O	28	16	0,57	1
NO	14	16	1,14	2
N_2O_3	28	48	1,71	3
NO_2	14	32	2,28	4
N_2O_5	28	80	2,85	5

1-жадвал. Азот оксидларидаги азот ва қислороднинг таркибий қисмлари ва нисбатлари

Формула	Азот массаси	Қислород массаси	1қисм азотга тўғри қелган қислород	1қисм азотга тўғри қелган қислород
N_2O	28	16	0,57	1
NO	14	16	1,14	2
N_2O_3	28	48	1,71	3
NO_2	14	32	2,28	4
N_2O_5	28	80	2,85	5

Эквивалент. Эквивалентлар қонуни. Модданинг эквиваленти деб, унинг 1 мол водород атомлари билан бирикадиған ёки қимёвий рақсияларда шунча водород атомларининг ўрнини оладиған миқдорига айтилади.

Бир эквивалент модданинг массаси эквивалент масса, нормал шароитдаги ҳажм эса эквивалент ҳажм дейилади. Водороднинг эквивалент массаси 1 г, эквивалент ҳажми 11,2 л. Қислород учун бу қийматлар мос равишда 8 г ва 5,6 л бўлади.

Реаксияга қиришувчи моддалар массалари уларнинг эквивалент

массаларига тори пропорционалдир.

$$m_1 | m_2 = E_1 | E_2$$

Бунда m_1 ва E_1 - биринчи модданинг массаси ва эквивалент массаси;
 m_2 ва E_2 - иккинчи модданинг массаси ва эквивалент массаси.

Элементнинг эквивалент массасини ҳисоблаш учун унинг атом массасини валентлигига бўлиш керак. Табиийки, ўзгарувчан валентли элементларнинг эквиваленти массалари ҳам ўзгарувчандир.

Мураккаб моддаларнинг эквивалентларини қуйидаги формулалар асосида ҳисобласа бўлади:

$E_{\text{оксид}} = M_{\text{оксид}} / n \cdot v$. M - моляр масса, n ва v - оксид ҳосил қилувчи элементнинг сони ва валентлиги;

$E_{\text{кислота}} = M_{\text{кислота}} / n$ кислота. n - кислота кислотанинг асослиги;

$E_{\text{асос}} = M_{\text{асос}} / n$ - асос. n - асос асоснинг кислоталиги;

$E_{\text{туз}} = M_{\text{туз}} / n_{\text{Me}} \cdot v_{\text{Me}}$. n_{Me} ва v_{Me} металл атомининг сони ва валентлиги.

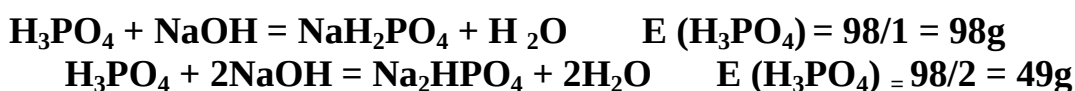
Берилган кимёвий реакцияда катнашаётган моддаларнинг эквивалентини ҳисоблаш учун уларнинг реакцияда катнашаётган ионлари, атомлари ёки атомлар гуруҳи сонини ётиборга олиш керак.

Масалан, 49 г сульфат кислота 32,5 г рух билан реакцияга киришганда 1 г водород ажралиб чиқади. Сульфат кислота ўрнига 36,5 г хлорид кислота олинса ҳам ўшанча водород ажралиб чиқади. Рухнинг ўрнига алюминий олинса, 1 г водород ажралиб чиқиши учун 9 г алюминий керак бўлади.

Мураккаб моддаларнинг эквивалент массалари қуйидаги формулалар билан ҳисобланади:

$$E_{\text{MgO}} = 40/2 = 20. \quad E_{\text{HCl}} = 36,5/1 = 36,5 \quad E(\text{AlCl}_3) = 133,5/3 = 44,5$$

Биринчи реакцияда H_3PO_4 факат битта водород иони билан реакцияда катнашяпти, шунинг учун бу реакцияда H_3PO_4 нинг эквивалент массаси 98 г га тенг. Иккинчи реакцияда H_2SO_4 нинг ҳар иккала водород иони алмашгани учун унинг эквивалент массаси 49 г га тенг. Масалан:



1. 2. Газ конунлари

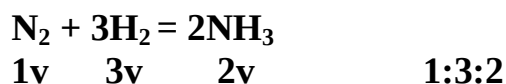
Хажмий нисбатлар конуни. Франсуз олими Гей-Люссак газ моддаларнинг таъсирлашувини текшириб, ўзининг хажмий нисбатлар конунини кашф этди. Бу конун қуйидагича таърифланади:

"Ўзгармас ҳароратда ва босимда реакцияга киришган газлар ҳажмларининг ўзаро нисбати ҳамда реакция натижасида ҳосил бўлган газлар ҳажмларига нисбати бутун кичик сонлар каби бўлади".

Масалан:



$$1v \quad 1v \quad 2v \quad 1:1:2$$



Авогадро конуни. Харорат 0°C , босим 101,325 kPa (760 мм симоб уцуни, ёки 1 атмосфера) бўлган шароит нормал шароит (н.ш.) дейилади.

Хажмий нисбатлар конунини тушунтириш учун италия олими Авогадро 1811 йилда куйидаги гипотезани олдинга сурди:

"Бир хил шароитда (бир хил харорат ва бир хил босимда) ва тенг хажмда олинган газларнинг молекулалари сони ўзаро тенг бўлади"

Бундан урта хулоса келиб чиқади:

1) нормал шароитда 1 мол ҳар қандай газнинг ҳажми 22,4 л га тенг;

2) нормал шароитда 1 мол модда таркибида $6,02 \cdot 10^{23}$ та молекула мавжуд бўлади.

3) бир хил шароитда тенг ҳажмли газлар массаларининг нисбати улар молекуляр массаларининг нисбатига тенг бўлиб, бу нисбат биринчи газнинг иккинчи газга нисбатан зичлиги дейилади.

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2; \quad m_1/m_2=D; \quad D = M_1 / M_2.$$

Бу формуладан фойдаланиб газларнинг моляр массаларини ҳисоблаб топиш мумкин.

Зичлик одатда ҳавога ёки водородга нисбатан ўлчанади:

$$M_{\text{gaz}} = 29,5 \cdot D_{\text{havo}}$$

$$M_{\text{gaz}} = 2 \cdot D_{\text{vodorod}}$$

Агар газларнинг нормал шароитдаги ҳажми маълум бўлса (V_0), унинг миқдори куйидагича аникланади:

$$n = V_0 / 22,4.$$

Бойл-Мариот конуни. Доимий хароратда маълум миқдор газнинг босими унинг ҳажмига тескари пропорционал.

$$T = \text{const} \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad P_1/P_2 = V_2/V_1$$

Гей-Люссак конуни. Ўзгармас босимда газнинг ҳажми унинг мутлоқ хароратига ўри пропорционал.

$$P = \text{const}; \quad V_1/T_1 = V_2/T_2 \text{ yoki } V/T = \text{const}.$$

Шарл конуни. Ўзгармас ҳажмда газнинг босими унинг мутлоқ хароратига ўри пропорционал.

$$V = \text{const}; \quad P_1/T_1 = P_2/T_2; \quad P/T = \text{const}.$$

Бу уччала конунни бирлаштирилса, газларнинг ҳолат тенгламаси келиб чиқади:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

P_1, V_1, T_1 - маълум миқдор газнинг босими, ҳажми, харорати

P_2, V_2, T_2 - шу газнинг бошқа шароитдаги босими, ҳажми ва харорати.

Агар шу газнинг нормал шароитдаги босими, ҳажми, ҳарорати ҳисобга олинса

$$P_0 \cdot V_0 / T_0 = R$$

R- нисбат маълум миқдор газ учун ўзгармас қийматдир.

Агар бу нисбат 1 мол модда учун олинса, уни газ доимийси дейилади.

$$P_0 = 101,325 \text{ kPa}, T_0 = 273 \text{ K}, V_0 = 22,4 \text{ l}$$

булса бу қиймат 8,31 Ж/молга тенг.

Газларнинг парциал босими. Турли газлар бир-бири билан ҳар қандай нисбатда аралашади. Бунда ҳар бир газ ўзининг парциал босими билан таснифланади. Аралашмадаги алоҳида газнинг парциал босими деганда, шу газнинг бир ўзи аралашма ҳажмига тенг ҳажмни эгаллаганда ҳосил қиладиган босимига айтилади. Аралашманинг босими (P) шу аралашмани ҳосил қилган алоҳида газларнинг парциал босимлари йииндисига тенг:

$$P_{\text{хаво}} = P_N + P_O + P_{Ar} + \dots$$

Агар бирон газни сув оцида йиилса, умумий босим шу газ ва сув буи босимлари йииндисига тенг бўлади:

$$P_{\text{умум}} = P_N + P_O + P_{\text{сув}} \quad P_N = P_{\text{умум}} - (P_{\text{сув}} + P_O)$$

Кимё қонунларини яхши билиш кимёвий ҳисоблашларда жуда аскотади. Жараёнларни олдиндан билиш уни унумини ҳисоблаш учун зарур бўлиб физик кимё, аналитик кимё ва мутахассислик бўйича кимёвий фанларни чуқур ўзлаштиришга ёрдам беради.

1.3. Асосий тушунчалар

Атом массаси. Атомларнинг массалари жуда кичик бўлади. Бу ўлчамлар 10^{-25} кг дан 10^{-27} кг гача боради. Бундай кичик қийматлар билан ишлаш қийин. Шу сабабли атомларнинг абсолют массаси ўрнига “нисбий атом масса” тушунчаси қабул қилинган. Унунг ўлчов бирлиги қилиб “углерод бирлиги” олинган. 1961 й.да атомнинг масса бирлиги қабул қилинган. Баъзан бу тушунча атомнинг углерод бирлиги дейилади (а.у.б.). Атомнинг углерод бирлигида ифодаланган массаси атом масса дейилади. Бунда барча ҳисоблашлар углероднинг ^{12}C изотопига нисбатан олиб борилади. Шундай ўлчовга кўра қислороднинг нисбий атом массаси 15,9994 га водороднинг нисбий атом массаси 1,0079 а.у.б. га тенг. Масалан, мис атомининг массаси Ар 64 у.б. дейилса, мис атоми ^{64}Cu атоми массасининг 1/12 қисмидан 64 марта оирлигини кўрсатади. Элементлар нисбий атом массасини қиймати даврий жадвалда берилган. Бу қийматлар ҳисоблашларда ишлатилади.

Молекуляр масса. Модда молекуляр массасига тенг бўлиб углерод бирлигида ифодаланган оирлигига молекуляр масса дейилади. Молекуляр масса ҳам углерод бирлигида ўлчанади. Шунинг учун “нисбий молекуляр масса” дейилади ва Мр билан белгиланади.

$$M_r(\text{Cl}_2) = 71 \text{ u.b. ёки } 71 \text{ g/mol}, M_r(\text{HNO}_3) = 63 \text{ u.b. ёки } 63 \text{ g/mol}.$$

Баъзан молекула таркиби биргина атомдан ташкил топган бўлса, масалан, He, Ar, Hg, Fe, Cu молекуляр масса атом массасига тенг бўлади: $M_r(\text{Cu}) = 63,546 \text{ u.b. ёки}$

63,546 г/мол.

Мол модда микдорининг бирлиги. 12 г углероднинг ^{12}C изотопида канча атом бўлса, шунча молекулалар, атомлар, ионлар, электронлар ва бошқа цруктура бирликлари бўлган модда микдори мол дейилади.

Мол тушунчаси нимага нисбатан қўлланишига караб турли заррачаларни англатиши мумкин: мол атомлар(Cl), мол ионлар(Cl^-), мол молекула(Cl_2), уларнинг массалари мос равишда 35,5 г; 35,5 г; 71 г.

1 мол модда таркибидаги цруктура бирликлари сони юкори аникликда хисобланган. Бу сон Авогадро сони дейилади ва унинг киймати $6,02 \cdot 10^{23}$ га тенг.

1 мол модданинг массаси моляр масса дейилиб, сон жихатдан у нисбий молекуляр ёки нисбий атом массага тенг бўлади, лекин, г/мол да ўлчанади.

Модданинг моллар сонини (n) топиш учун унинг массасини (m) молекуляр

массага бўлиш керак:

$$n = m/M$$

Модданинг массаси унинг моллар сонини моляр массага кўпайтириш оркали топилади:

$$m = n \cdot M$$

Моляр масса модда массасининг, микдorigа нисбатига тенг:

$$M = m/n$$

M-моляр масса, г/мол; m- модда массаси, г; n-молда микдори, мол.

1.4. Газларнинг молекуляр массасини аниклаш

Газ модданинг молекуляр массасини аниклаш Авогадро конунига асосланади. 1 мол газ нормал шароитда 22,4 л хажми эгаллайди. Агар биз маълум хажмдаги газнинг маълум харорат ва маълум босимда массасини билсак, унинг молекуляр массасини хисоблаб чикара оламиз.

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ l Cl гази} & 3,16 \text{ г келса} & \\ 22,4 \text{ l} & x \text{ г келади} & x = 70,78 \text{ г} = 71 \text{ г} , \end{array}$$

бу Cl_2 ни молекуляр массасини кўрсатади.

Газнинг молекуляр массаси аник бўлган бошка газга нисбатан зичлиги маълум бўлса, унинг молекуляр массасини куйидаги формула бўйича хисоблаб топиш мумкин. Бунда одатда газнинг хава ва водородга нисбатан зичликлари олинади.

$$M_{\text{газ}} = M_{\text{хава}} \cdot D_{\text{хава}}$$

3. Газнинг маълум шароитдаги массаси, хажми, босими ва харорати маълум бўлса, Менделеев-Клайперон тенгламасидан фойдаланиб унинг молекуляр массаси хисоблаб чикарилади.

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

М- газларнинг молекуляр массаси;
 Р-газнинг босими; В- газнинг хажми;
 Т-газнинг харорати; м-газнинг массаси.
 R- универсал газ доимийси (8,31 ж/мол).

1.5. Атом массани аниклаш усуллари

Авагадро конуни оддий газлар таркибига кирадиган атомларнинг массаларини топишга имкон беради. Кўп газлар икки атомли бўлгани учун, атом массани топишда молекуляр масса 2 га бўлинади.

Атом массани аниклаш италиялик олим С.Каннисаро томонидан таклиф этилган бўлиб, молекуляр массаси аникланиши керак бўлган модданинг имкони борича кўпроқ учувчан бирикмаси ёки газ ҳолатда бўлган ҳосиласи олинади. Масалан, углерод бирикмалари асосидаги учувчан бирикмалардан (2-жадвал) углерод атом массасини аниклаш кўрсатилган.

2 жадвал. Каннисаро усули бўйича углероднинг атом массасини аниклаш

Бирикмалар	Молекуляр массаси	Углероднинг масса %	1 та молекуладаги углероднинг массаси, а.у.б
CH ₄	16	75,00	12
CO	28	42,85	12
CO ₂	44	27,27	12
C ₂ H ₂	26	92,31	24
C ₆ H ₆	78	92,31	72

Углероднинг атом массаси 12 а.у.б. ортиқ бўлиши мумкин эмас.

Бу усулнинг камчилиги шундаки, усул фақат газ моддаларнинг ёки осон буланувчан моддаларнинггина молекуляр массасини тажрибада ўлчаб сўнгра элементнинг атом массасини топишга имкон беради.

Оддий моддаларнинг каттик ҳолда солиштирма иссиқлик сиимини ўлчаш орқали атом массани аниклаш (П.Л.Дюлонг ва А.Пти, 1819 й.). Жуда кўп ҳар хил металллар учун каттик ҳолатда моляр иссиқлик сиими деярли бир хил эканлиги аниқланган. Ўртача бу қиймат 26 Ж / (мол*К) эканлиги топилган.

1 мол атом модданинг ҳароратини 1 оС ошириш учун зарур бўлган иссиқлик миқдори атом иссиқлик сиими (С атом) дейилади.

$$A = 26 / C_{\text{atom}}$$

A- элемент атом массаси;

C_{атом}- элементнинг атом иссиқлик сиими.

4. Агар элементнинг мол эквивалент массаси маълум бўлса унинг атом массасини аниклаш мумкин.

$$E = A/V; \quad A = E \cdot V$$

2- боб. Моддаларнинг агрегат ҳолатлари

2.1. Моддаларнинг каттик ҳолати

Атомлар, молекулалар ва ионлар моддаларнинг энг оддий ва содда тузилишга эга бўлган тўпламларидир. Одатдаги шароитда бундай заррачалар алоҳида ҳолатда мавжуд эмас. Кимёвий жараёнларда модданинг каттик, суюқ ва газлардан иборат ташкилий тузилмалари, яъни агрегат ҳолатлари иштирок этади. Ана шу ташкилий тузилмалар таркибида бўлса атомлар, молекулалар ва ионлар бор.

Табиати жихатидан бу агрегат ҳолатлар модда таркибидаги электронларга у ёки бу жихатдан болиқдир. Моддаларнинг турли агрегат ҳолатда бўлиши уларнинг таркибидаги заррачаларнинг турли таъсирланиши туфайли юзага келади. Модданинг агрегат ҳолатларидаги ўзгаришларда унинг цеохеометрик таркиби ўзгармайди, лекин модда таркибида цруктуравий ўзгаришлар содир бўлади.

Моддаларнинг каттик ҳолати аморф ёки крицалл кўринишда бўлиши мумкин. Модда аморф ҳолатда бўлганида унинг молекуласи ўзаро тартибсиз жойлашган бўлади, киздирилса секин аца юмшайди ва суюкликка ўтади(шиша). Молекулалар, атомлар ва ионлардан ташкил топган тартибли тузилмалар крицалл ҳолатига эга. Алоҳида -монокрицаллар табиатда камдан кам учрайди. Кўпинча поликрицаллар- ҳар томонга йўналган кичик крицаллар тўплами нотўри шаклга эга бўлади ва кўп учрайди. Крицалларнинг шаклини кўрсатиш учун фазовий координат сицемаси кўлланилади. Крицалларнинг геометрик шаклига кўра : кубсимон, тетрагонал, орторомбик, моноклиник, триклиник ва ромбодрик крицалл цруктуралар кўп учрауди.

Ташки таъсир туфайли бир модданинг ўзи бир неча хил крицалл ҳосил килса бундай ходиса полиморфизм дейилади. Масалан , графит ва олмос.

Крицалл панжара тугунларида кандай заррачалар турганлигига караб крицалларнинг 4 хил тури маълум: атом , молекуляр, ионли ва метал крицалл панжара турлари учрайди.

Атом крицалл панжарали моддаларда крицалл панжаранонг тугунларида атомлар туради. Атомлар орасидаги бўғ ковалент хусусиятга эга. Бундай крицалл панжара ҳосил киладиган моддалар каторига олмос, графит, SiO_2 , кремний карбид(SiC) , бор карбиди (B_4C_3), бор, германий оксидларини олиш мумкин. Крицалл панжара тугунида атомлар турадиган моддалар жуда каттик, юкори суйкланиш хароратига эга.

Молекуляр крицалл панжарали моддалар тугунлари алоҳида кутбсиз ёки кутбли ковалент боланишли молекулалардан ташкил топган. Одатда бундай крицалл панжарали моддалар пац хароратда каттик ҳолатга ўтади. Уларга деярли барча органик моддалар, копгина ноорганик моддалар (NH_3 , CO_2 , H_2O , Cl_2 , I_2 , HCl , HBr , HI , H_2S ,,, нодир газлар, ок фосфор, олтингугурт ва кислород аллотропик шакл озгаришлари ва бошқалар киради. Молекуляр крицаллар шакли турлича. Масалан, водород ва гелий крицаллари гексагонал

холатда жойлашган. Аргон ва ёднинг крицаллари бўлса хажми марказлашган куб панжарага эга.

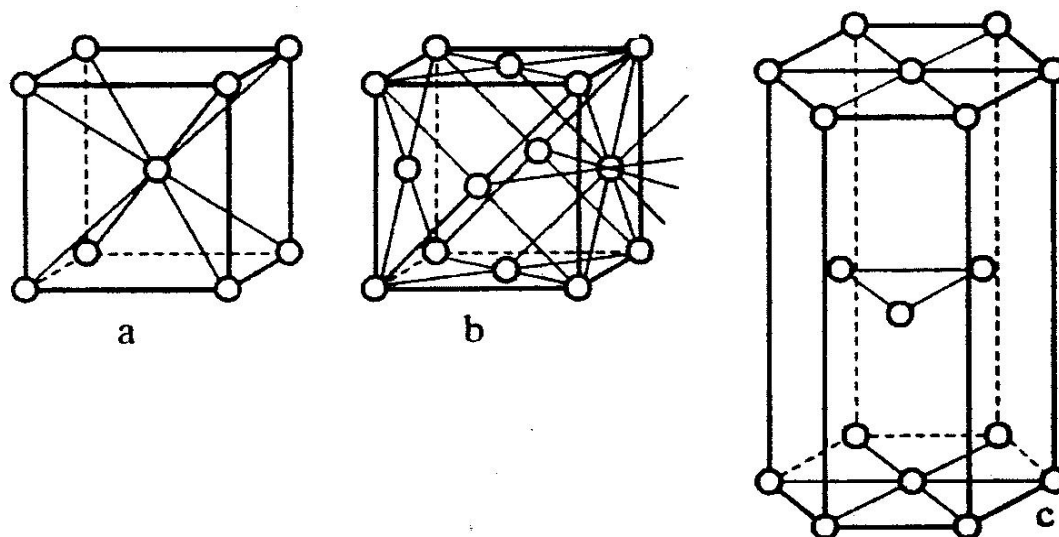
Молекуляр крицалл панжарали моддалар каторига сублимацияланадиган каттик моддалар ёд, CO_2 , нафталинни ҳам киритиш мумкин. Бундай бирикмалар пац температурада кайнайди ёки суюкланади. Кимёвий боланиш энергияси юкори, бо баркарор. Бундай тузилишга эга моддалар сувда кам ёки ёмон эрийди. Лекин органик эритувчиларда яхши эриш хоссасига эга бўлади.

Ионли крицалл панжарали моддалар каторига крицалл тугунларида катион ва аниондан ташкил топган моддаларни олиш мумкин. Бу холатда хар бир ионни тескари ишорали ионлар ўраб олади. Масалан, ош тузи ионли крицалл панжара хосил килади. Хар бир натрий иони атрофида тескари ишорали 6 та хлор иони жойлашган. Ош тузи крицаллари хосил бўлишида тугунларда молекулалар мавжуд эмас. Ош тузи крицаллари ўзаро бир бутун катта крицалл хосил килиб полимер тузилишга эга.

Ионли крицалл панжарали моддалар каторига тузлар, оксидлар, ишкорлар, металл ва металмаслардан тузилган моддалар кириши мумкин. Одатда бундай моддалар каттик холатда, юкори хароратда суюкланади, сувда осон эрийди. Эритмалари ва суюкланмалари электр токини яхши отказиб, диссоциланиш даражаси юкори бўлади.

Металл крицалл панжара хосил киладиган моддалар каторига барча металллар киради. Металллар одатда симобдан ташкари каттик моддалардир. Металлларда кимёвий боланишнинг алохида тури мавжудлиги сабабли крицалл панжара тугунларида металл ионлари жойлашган. Металл ионлари умумий “дайди” электронлар билан боғланган. Металлларнинг юкори электр ва иссик ўтказувчанлиги, каттиклиги, болаланиши, сим ва пардалар хосил килиши “электрон газ”га ва металл боланишнинг ўзига хос тарафларига боликдир.

Металлларнинг цруктуралари бир неча хил холатда бўлиши мумкин. Хажми марказлашган куб панжаралар(1-расм.а) литий, натрий, калий, хром, молибден, волфрам, ванадийда ана шундай цруктура кузатилади. Бу металллар учун координатсоин сон 8 га тенг. Магний, бериллий, рух, титан, кобалт каби металллар учун гексагонал пангара(1-расм.с) таалуклидир. Бундан ташкари баъзи металлларда ёклари марказлашган куб панжара(1-расм.б.) ҳам учрайди. Бундай металллар жумласига алюминий, мис, кумуш, олтин, темир, кобалт ва никел киради.



1- расм. Металлар кристалл панжараларининг асосий турлари.

2.2. Суюкликлар тузилиши

Суюкликлар учун энг мухим хоссалардан бири уларнинг окиши ва суюклик солинган идиш шаклини олиши хисобланади. Газлардан фарк қилиб суюклик босимини ўзгариши суюклик хажмини ўзгатирмайди. Суюкликлар учун “сикилувчанлик хос эмас. Суюкликлар “окиш” хоссасига эга. Хар қандай суюклик газсимон ҳолатига ўтказилиши мумкин. Суюклик буга айланадиган ҳароратга қайнаш ҳарорати дейилади. Хар бир суюклик таркиби ва тузулишига мос равишда маълум қайнаш ҳароратига эга бўлади. Масалан, сув 101,325 кПа босимда 100 оС қайнайди.

Ҳарорат пасайиши билан суюкликлар каттик ҳолатга ўтади. Сув ОоС да музлайди. Модданинг каттик ҳолатдан суюқ ҳолатга ўтадиган ҳарорат суюқланиш ҳарорати дейилади. Суюкликларда заррачаларнинг жойланишидаги тартиб каттик моддаларникига ўхшахс бўлади. Масалан сувнинг цруктураси музникига ўхшайди. Хар бир сув молекуласини тўртта бошқа молекула ўраб туради.

Суюклик цруктураси озгарувчан бўлиб, айти каттик модданинг цруктураси бўлса ўзгармайди. Суюкликлар агрегат ҳолати ва хосслари бўйича газлар ва каттик моддалар орасидаги оралик ҳолатни эгаллайди. Шунинг учун ҳам улар маълум хажмга эга бўлгани ҳолда шаклга эга эмас.

Суюқ ҳолдаги моддаларнинг цруктураси ва диффузия, ковушоклик, тўйинган бу босими, нур синдириш кўрсаткичи, оптик зичлиги, зичлиги каби катталиклар модданинг кимёвий таркиби ва суюклик молекулаларининг ўзаро таъсирига болиқ.

2.3. Моддаларнинг газ ва бошқа ҳолатлари

Моддаларнинг газсимон ҳолатида молекулалар ёки атомлар эркин ҳаракатланади. Бундай ҳолатда газлар маълум шаклга эга эмас. Газлар қайси идишга солинса ўша идишни тўлдиради.

Хар бир газни ҳолати уни ҳарорати, босими ва ҳажми билан таснифланади. Газсимон ҳолатда молекулаларнинг кинетик энергияси юкори, улар сийрак ва бетартиб жойлашган. Газларнинг молекулалари орасидаги масофа босим таъсири оцида ўзгартирилиши мумкин. Шунинг учун ҳам босим оцида ҳароратни пасайтириб газларни суюлтириш мумкин бўлади. Бу усул билан техникада ҳаво таркибидаги газларни ректификасиялаб таркибий қисмларга ажратилади.

Газларнинг энг муҳим хусусиятларидан бири уларнинг диффузияланишидир. Чунки иккита газ қўшилса улар бир-бирига ўз-ўзидан аралашиб кетади.

Агар моддани киздириш орқали ҳарорати минг, юзминг, ҳатто миллион оS га оширилса модда ионлашган газ- плазма ҳолатига ўтади. Модданинг плазма ҳолати тартибсиз ҳаракатланаётган атомлар, ионлар ва атом ядроларининг аралашмасидир. 10 минг - 100 минг оS даги ҳароратда “совик плазма” ҳосил бўлади. Агар плазма ҳарорати миллион оS га этказилса у “иссик плазма” дейилади.

Ерда плазма ҳолати яшин чакнаганда, электр ёйида, аргон, неон лампаларида, газ горелкаси оловида ҳосил бўлади. Плазма ҳолатида юлдузлар, қуёш ва галактикадаги осмон жисмларида учрайди.

Модданинг ҳолатлари жуда юкори босимда ҳам кескин ўзгаради. Агар босим 10^9 - 10^{10} га оширилса, қрицалл панжарадаги атомлар орасидаги масофа кескин камайиб, қимёвий боларнинг узилиши рўй беради. Худди шундай жараёнлар ҳаддан ташқари юкори босимда графитнинг олмосга айланиши, боразоннинг ҳосил болиши, кварснинг янги аллотропик шакл ўзгариши цишовитга айланиши амалга ошади. Кварснинг бу янги аллотропик шакл ўзгариши зичлиги 60% га ортади. Ҳозирги пайтда бундай жараёнлар ўта каттик материаллар олиш мақсадида катта амалий аҳамиятга эга.

3- боб. Аноганик моддаларнинг синфланиши

Оддий моддалар. Аноганик моддалар иккига бўлинади: оддий моддалар ва мураккаб моддалар:

Таркиби факат бир хил элемент атомларидан ташкил топган моддалар оддий моддалар дейилади. Оддий моддаларга мисол даврий жадвалдаги барча элементларни олиш мумкин. Масалан: К, Na, Al, H₂, O₂, O₃, N₂, S₈, P₄, C (графит, олмос) ва бошқалар. Оддий моддалар таркибига қўра бир атомли(He, Ne, Ar, Xe, Kr), қўп атомли(H₂, N₂, O₂, O₃, P₄, S₈) бўлиши мумкин.

Оддий моддалар иккита гуруҳга бўлинади: металлар ва металлмаслар. Металл ва металлмасларни ажратиш учун 5 -элемент В дан 85-элемент Ат га қараб диогонал ўтказиш керак. Диогоналнинг пацида ва диогонал уцидаги қўшимча гуруҳчаларда металлар жойлашган. Диогонал юкорисидаги асосий гуруҳчаларда бўлса металлмаслар келтирилган(3-жадвал).

3-жадвал. Металлмасларнинг даврий жадвалда жойланиши

III	IY	V	VI	VII	VIII
B	C	N	O	H F	He Ne
	Si	P	S	Cl	Ar
		As	Se	Br	Kr
			Te	I	Xe
				At	Rn

Металлмаслар одатдаги ҳолатда газсимон (N_2 , O_2 , H_2 , F_2 , Cl_2 ва инерт газлар), суюқ (Br_2) ва каттик ҳолда (колган барча металлмаслар) учрайди. Металлмаслар каттик ҳолда молекуляр ёки атом кристалл панжаралар ҳосил қилади.

Металлар одатдаги шароитда (симобдан ташқари) каттик моддалардир. Улар металл кристалл панжарага эга.

Бир элементнинг бир неча оддий модда ҳосил қилиш хоссаси аллотропия дейилади. Аллотропия ҳодисасининг сабаби оддий модда молекуласининг таркибидаги атомлар соннинг турлича бўлиши ёки модданинг кристалл тузилишининг турлича эканлигидир.

Масалан: O_2 ва O_3 аллотропик шакл ўзгаришларга киради. Улар бир-биридан атомлар сони ва молекула тузилиши билан фаркланади. Углерод уч хил аллотропик шакл ўзгаришларга эга. Углерод олмос ҳолатида (sp^3 гиридланган) фазовий тузилишли занжир (тетраэдрик) ҳосил қилган. Углерод графит ҳолатида кават-кават жойлашган. Хар бир углерод атоми кўшни учта атом билан боланган. Углерод карбин ҳолатида оддий ёки кўш болар ёрдамида боланган.

Мураккаб моддалар молекуласининг таркиби хар хил элемент атомларидан тузилган. Масалан, KOH , H_2SO_4 , H_2O , HCl , Al_2O_3 ва бошқалар.

Барча мураккаб моддалар асосан тўрт синфга бўлинади: оксидлар, кислоталар, асослар ва тузлар.

3.1.Оксидлар

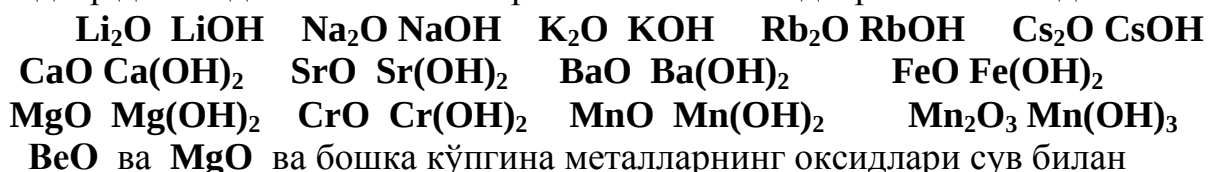
Бири кислород бўлган икки элемент атомларидан ташкил топган мураккаб моддалар оксидлар дейиласди.

. Оксидларнинг умумий формуласи R_xO_y . Оксидларни номлашда кимёвий элемент номи, кичик кавс ичида валентлиги ва оксиди деб номланади. Cu_2O - мис(I) оксиди, CuO мис(II) оксиди, BaO барий оксиди, Mn_2O_7 марганес (VII) оксиди.

Оксидлар тўрт турга бўлинади: асосли, кислотали, амфотер ва бетараф ёки туз ҳосил

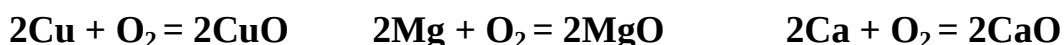
килмайдиган оксидлар. Бундан ташкари таркибида кислород тутган бошка бирикмалар ҳам бор. Уларга пероксидлар ва аралаш оксидлар киради. Масалан, Na_2O_2 , K_2O_2 ва Mn_3O_4 , Pb_3O_4 .

Асосли оксидлар. Оксидларига асослар мос келадиган оксидларни асосли оксидлар дейилади. Факат металлларгина асосли оксидлар ҳосил қилади.



таъсирлашмайди. Бундай металлларнинг гидроксидлари билвосита усуллар билан, яъни тузларга кучли асослар таъсир эттириб олинади.

Асосли оксидлар металлларга бевосита кислород таъсир эттириб ҳосил қилинади:



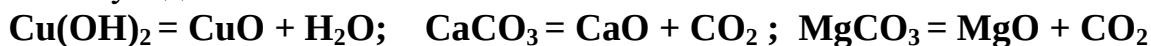
Баъзи металлларга кислород таъсир эттирилганда аввал пероксидлар ҳосил бўлади:



Сўнгра бу пероксидларга металл таъсир эттирилиб оксидларга айлантирилади:

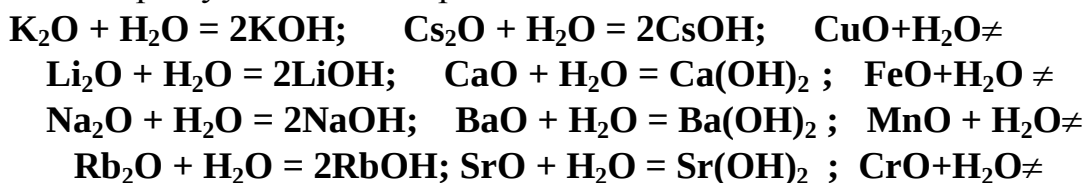


Тузларни ёки гидроксидларни парчалаш жараёнида ҳам асосли оксид ҳосил бўлади:

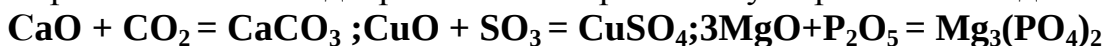


Мураккаб моддаларни киздиришда ҳам асосли оксидлар ҳосил болади: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 = 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{Ba(NO}_3)_2 = 2\text{BaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

Кимёвий хоссалари. Асосли оксидлар каттик моддалардир. Улардан баъзилари сувда яхши эрийди. 1 ва 11 гуруҳ асосий гуруҳ элементлари металлларининг оксидлари BeO ва MgO дан ташкари сув билан таъсирлашганда асослар ҳосил бўлади. қолган гуруҳлардаги металлларнинг оксидлари сув билан таъсирлашмайди:



Улар кислотали оксидлар билан таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади:



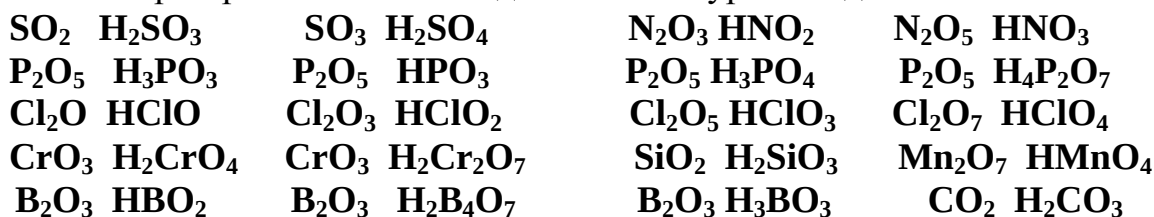
Асосли оксидлар кислоталар билан таъсирлашади ва туз ҳамда сув ҳосил қилади:



Киислотали оксидлар. Оксидларига кислоталар тўри келадиган оксидлар кислотали оксидлар дейилади. Кислотали оксидлар металлмасларнинг

оксидлари ва баъзи бир металлларнинг юкори валентли оксидлари ҳам кислотали оксидлар хисобланади (**CrO₃**; **Mn₂O₇**; **MnO₃**, **V₂O₅**, **MoO₃**, **WO₃**). Уларни ангидридлар(сувсизлантирилган кислоталар) деб ҳам юритилади.

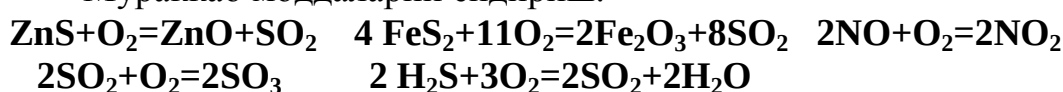
Хар бир кислотали оксидга кислота тўри келади:



Олиниши. Металлмасларнинг кислородда ёки хавода ёниши:



Мураккаб моддаларни ёндириш:



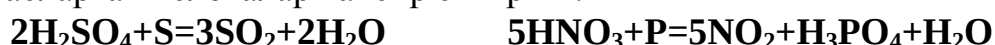
Кислоталарни киздириш оркали сувсизлантириш:



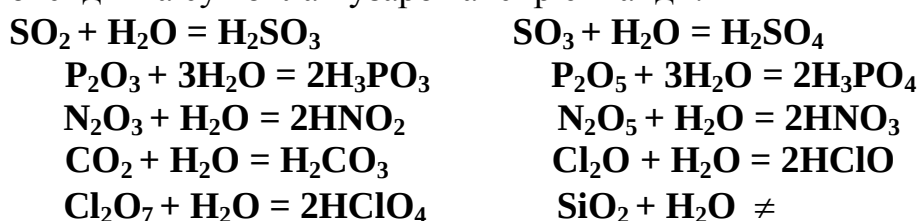
Металларга кислоталар таъсир эттириш:



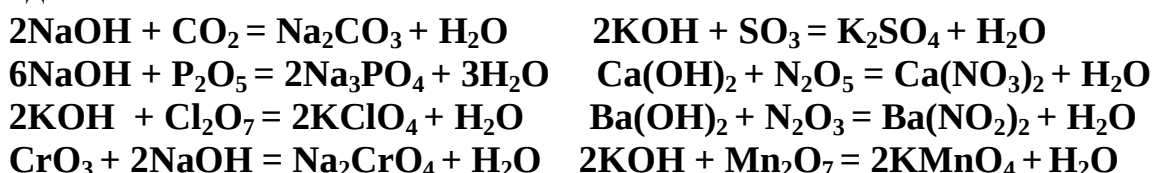
Металлмасларга кислоталар таъсир эттириш:



Хоссалари. Кислотали оксидлар одатдаги шароитда газсимон (SO₂, NO₂, CO₂), каттик ҳолатда (P₂O₅, CrO₃, SiO₂, N₂O₅) учрайди. Кислотали оксидларни сув билан ўзаро таъсиридан кислоталар ҳосил бўлади. Факат кремний(ИЙ) оксидгина сув билан ўзаро таъсир етмайди.



Ишкорлар таъсири этганда кислотали оксидларнинг тузлари ҳосил болади:



Маълум шароитда кислотали оксидлар тузлар билан ҳам таъсирлашади:



Амфотер оксидлар. Амфотер оксидлар(4-жадвал) бир пайтнинг ўзида ҳам кислота ҳам асос ҳосил килади. Бундай оксидлар икки ёклама хоссага

эга. Амфотерлик хоссалари ZnO , BeO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2 , PbO_2 , GeO_2 ва MnO_2 да ҳам кузатилади.

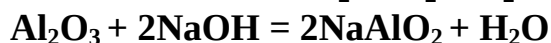
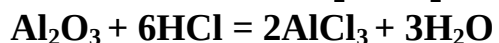
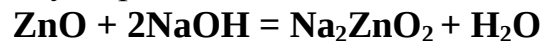
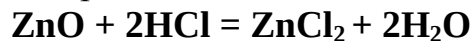
4 жадвал. Амфотер оксидларнинг кислоталари ва асослари

Амфотер оксидла	Асосли	Кислоталси*	Кислотанинг номи
ZnO	Zn(OH)_2	H_2ZnO_2	Зинкат
BeO	Be(OH)_2	H_2BeO_2	Бериллат
Al_2O_3	Al(OH)_3	HAlO_2 H_3AlO_3	м-алюминат о-алюминат
Cr_2O_3	Cr(OH)_3	HCrO_2 H_3CrO_3	м-хромит о-хромит
MnO_2	Mn(OH)_4	H_2MnO_3 H_4MnO_4	м-манганит о-манганит
SnO_2	Sn(OH)_4	H_2SnO_3 H_4SnO_4	м-цаннат о-цаннат
PbO_2	Pb(OH)_4	H_2PbO_3 H_4PbO_4	м-плумбат о-плумбат

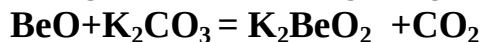
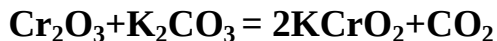
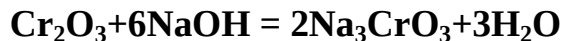
*бундай кислоталар эркин холда мавжуд эмас.

Хоссалари. Амфотер оксидлар сувда эримайдиган каттик моддалардир.

Амфотер оксидлар ҳам кислоталар билан ва ҳам асослар билан ўзаро таъсирлашади ва мос кислоталарининг тузларини ҳосил қилади:



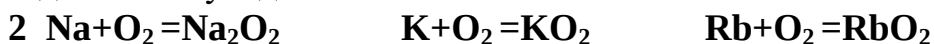
Хром(III) оксиди кислота ва ишқор эритмаларида эримайди. Лекин ишқорларда ёки карбонатлар иштирокида суюклантирилса хромитлар ҳосил қилади:



Бетараф оксидлар. Бундай оксидлар каторига индифферент, яъни туз ҳосил қилмайдиган оксидлар қиради. Ушбу оксидлар кислота ҳам асос ҳам ҳосил қилмайди. Бетараф оксидларга CO , NO , N_2O , SiO каби оксидлар қиради.

Пероксидлар. Пероксидлар ок каттик моддалардир. Бундай бирикмаларни водород пероксиднинг H_2O_2 тузлари сифатида қаралиши мумкин. Пероксидларга Na_2O_2 , K_2O_2 , BaO_2 , озонид бирикмалар KO_3 каби моддаларни олиш мумкин.

Пероксидлар фаол металллардан бўлган ишкорий металлларнинг хавода ёнишида ҳосил бўлади:



Аралаш оксидлар. Бундай моддалар каторига оксидларнинг аралашмаси ёки уларни тузлар деб қарашга тўри келади. Масалан: Fe_3O_4 , Pb_2O_3 , Pb_3O_4 , Mn_2O_3 , Mn_3O_4 , Co_3O_4 . Бу оксидлар бирор металлнинг тузи кўринишида ёзилса $\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$, PbPbO_3 , Pb_2PbO_4 , Mn_2MnO_4 тузлар сифатида ёзилиши мумкин. Аралаш оксидлар каторига шпинеллар, яъни II ва III валентли оксидлар аралашмасини ҳам киритиш мумкин. Масалан: $\text{FeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{ZnO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, $\text{MgO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ ва бошқалар.

3.2. Асослар

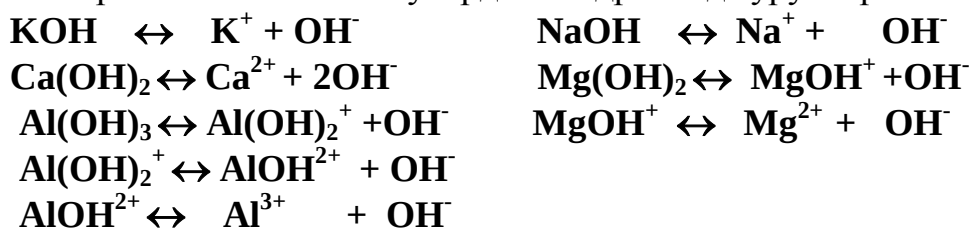
Асослар металллар ва гидроксил гуруҳидан ташкил топган мураккаб моддалардир. Уларнинг умумий формуласи $\text{Me}(\text{OH})_n$. Me метал атоми, n-металлнинг валентлиги.

Электролит сифатида асосларнинг диссоциланишида металл катиони ва гидроксил аниони ҳосил бўлади.

Бундай моддалар эритмасида лакмус индикатори кўк рангга, фенолфталеин индикатори кизил пушти рангга қиради. Ишқорлар эритмалари тўқималарни емириш хоссасига эга.

Агар асос кўп кислотали бўлса диссоциланиш босқичли боради.

Асосларнинг кислоталиги улардаги гидроксид гуруҳлар сонига тенг.

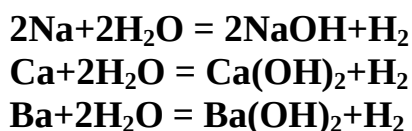


Сувда эрийдиган асослар ишқорлар дейилиб, уларга LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ қиради. Улар тўлиқ диссоцилланади. Ишқор сўзи “ювчи” маъносини беради.

Сувда эримайдиган асослар оз диссоциланувчи моддалар каторига кириб, одатда бундай асослар босқичли диссоцилланади. Масалан: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, NH_4OH .

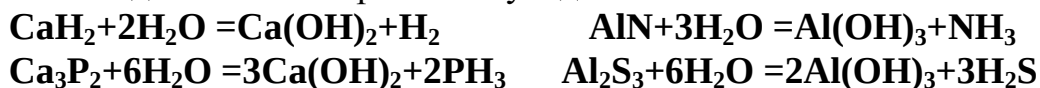
Номланиши. Асосларни номлаш уларга асос ёки гидроксид сўзини қўшиш орқали амалга оширилади. NaOH натрий гидроксиди, натрий асоси, ювчи натрий. Агар бирор металлнинг бир неча гидроксидлари болса $\text{Cr}(\text{OH})_2$ -хром(II) гидроксиди, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ -хром(III) гидроксиди ва ҳоказо.

Олиниши. Фаол металллардан бўлган ишкорий ва ишкорий ер металлари сувда эритилса ишқорларга айланиб водородни ажратади:

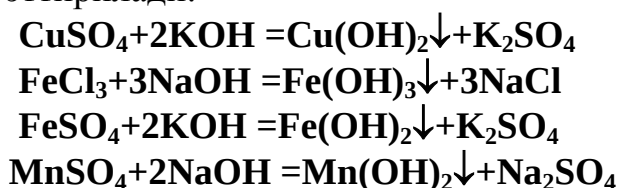


Металл оксидларини сувда эришидан ҳам асослар ҳосил болади. Факат I ва II гуруҳ металлларининг оксидларигина сувда осон эрийди (BeO ва MgO дан ташқари).

Гидридлар, нитридлар, фосфидлар ва сульфидларнинг сув билан таъсирлашганида ҳам асослар ҳосил бўлади:



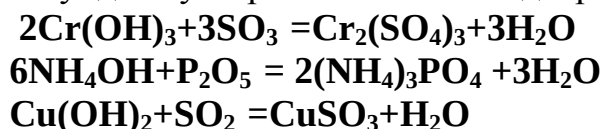
Эримайдиган асослар олиш учун металлларнинг тузларига ишқорлар таъсир эттирилади:



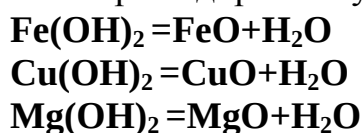
Хоссалари. Асослар одатда каттик моддалардир. Уларнинг ранги турлича бўлиб, ранг ўзгариши баъзан асосларни бирини иккинчисидан ажратиш имкониятини беради.

Факат NH_4OH аммиакни сувда эришидан ҳосил болган ва эритмада мавжуд (суёклик).

Асослар кислотали оксидлар билан таъсирлашиб туз ва сув ҳосил қилади. Бундай тузлар кислотали оксидларнинг тузларига қиради:



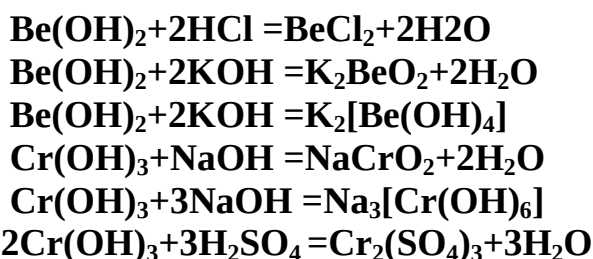
Асослар киздирилса сув ва асосли оксидларга парчаланади:



Ишқорларга тузлар таъсир эттирилса эримайдиган асослар ҳосил бўлиши юқорида кўриб чиқилди.

Амфотер гидроксидлар. Асосларнинг алоҳида гуруҳини амфотер гидроксидлар ташкил етади. Ҳам кислота ҳам асос хоссасини намоён этувчи асослар амфотер гидроксидлар дейилади. Бундай асослар каторига: Zn(OH)_2 , Be(OH)_2 , Al(OH)_3 , Sn(OH)_2 , Pb(OH)_2 , Cr(OH)_3 , Pb(OH)_4 , Sn(OH)_4 ва бошқалар қиради.

Амфотер гидроксидлар кислоталар билан ҳам, асослар билан ҳам таъсир этиши мумкин. Улар кислоталар таъсирида ҳам асослар таъсирида ҳам осон эритмага ўтади:

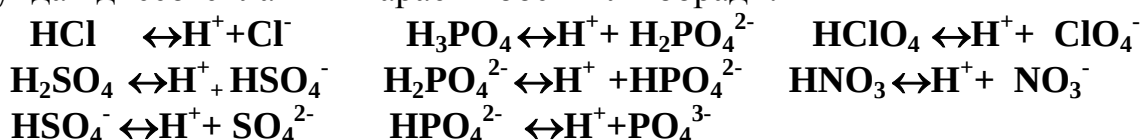


Амфотер гидроксидлар амфотер металлларининг тузларига ишкорлар таъсир эттириб олинади.

3.3. Кислоталар

Кислоталар. Таркибида водород атоми ва кислота колдии тутган мураккаб моддалар кислоталар дейилади. Кислоталарнинг умумий формуласи H_nR . Р- кислота колдии. n- кислота колдии валентлиги ёки кислоталарнинг асослиги. Кўп ишлатиладиган кислоталарнинг рўйхати 5 жадвалда берилган.

Кислоталар эритмада диссоциланиб водород катионларини ва кислота колдии анионларини ҳосил килади. Агар кислота кўп асосли бўлса бундай диссоциланиш жараёни босқичли боради:



Кислота эритмалари нордон таъмли бўлиб, лакмус индикаторини кизил рангга киритади. Фенолфталеин индикатори кислоталар иштирокида ўз рангини ўзгартирмайди.

Номланиши. Кислородсиз кислоталарни номлашда элемент номига - “ид” қўшимчаси қўшилади. **HCl** - хлорид, **HBr** - бромид, **HI** - йодид, **H₂S** - сульфид, **H₂Secеленид**, **HCN**- сианид, **HCNS** - роданид ва бошқалар.

5 жадвал. Энг муҳим кислоталарнинг рўйхати

№	Кислоталарнинг Формуласи ва ангидридлари	Кислоталарнинг номланиши	Кислота Колдиги аниони	Тузлар
1	HCl	Хлорид	Cl⁻	NaCl
2	HBr	Бромид	Br⁻	KBr
3	HI	Йодид	I⁻	NaI
4	HF	Фторид	F⁻	CaF₂
5	HCN	Сианид	CN⁻	KCN
6	HCNS	Роданид	CNS⁻	NaCNS
7	H₂S	Сульфат	S²⁻	K₂S
8	HNO₂ N₂O₃	Нитрит	NO₂⁻	NaNO₂
9	HNO₃ N₂O₅	Нитрат	NO₃⁻	KNO₃
10	H₂SO₃ SO₂	Сульфит	SO₃²⁻	Na₂SO₃

11	H₂SO₄	SO₃	Сульфат	SO₄⁻	Na₂SO₄
12	H₃PO₃	P₂O₃	Фосфит	HPO₃²⁻	Na₂HPO₃
13	H₃PO₄	P₂O₅	Ортофосфат	PO₄³⁻	Na₃PO₄
14	HPO₃	P₂O₅	м- фосфат	PO₃⁻	KPO₃
15	H₄P₂O₇	P₂O₅	Дифосфат Пирофосфат	P₂O₇⁴⁻	Na₄P₂O₇
16	H₂CO₃	CO₂	Карбонат	CO₃²⁻	K₂CO₃
17	H₂SiO₃	SiO₂	м-силикат	SiO₃²⁻	Na₂SiO₃
17	H₄SiO₄	SiO₂	о-силикат	SiO₄⁴⁻	Na₄SiO₄
18	HClO	Cl₂O	Гипохлорит	ClO⁻	NaClO
19	HClO₂	Cl₂O₃	Хлорит	ClO₂⁻	KClO₂
20	HClO₃	Cl₂O₅	Хлорат	ClO₃⁻	KClO₃
21	HClO₄	Cl₂O₇	Перхлорат	ClO₄⁻	KClO₄
22	H₂CrO₄	CrO₃	Хромат	CrO₄²⁻	K₂CrO₄
23	H₂Cr₂O₇	CrO₃	Дихромат	Cr₂O₇²⁻	K₂Cr₂O₇
24	HMnO₄	Mn₂O₇	Перманганат	MnO₄⁻	NaMnO₄
25	H₂MnO₄	MnO₃	Манганат	MnO₄²⁻	K₂MnO₄
26	H₃BO₃	B₂O₃	Ортоборат		
27	HBO₂	B₂O₃	Метаборат	BO₂⁻	KBO₂
28	H₂B₄O₇	B₂O₃	Тетраборат	B₄O₇²⁻	Na₂B₄O₇
29.	CH₃COOH CH₃COOCOCH₃		Сирка, асетат	CH₃COO⁻	CH₃COONa

Кислота ҳосил килган элемент турли валентликлар намоён этса, улардан энг пац валентликдагилар (ёки оксидланиш даражаси) бирикманинг кислотасига - “гипо” олд кўшимчаси кўшилади. **HClO** - гипохлорит, **HIО** - гипоедит, **HBrO** - гипобромит;

Кислотадаги элементнинг валентлиги ўртача кийматга эга бўлса элементга -“ит” олд кўшимчаси кўшилади **H₂SO₃**- сулфит, **HClO₂**- хлорит, **HNO₂**- нитрит, **H₂SeO₃**- селенит, **HBrO₂**- бромит;

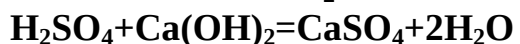
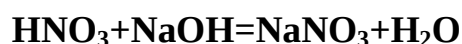
Кислота ҳосил килган элементнинг валентлиги энг юкори бўлса элемент номига - “ат” кўшимчаси кўшилади. **H₂SO₄**- сульфат, **H₂CO₃**- карбонат, **HClO₃** -хлорат, **HNO₃**- хитрат, **HBrO₃**- бромат ва хоказо.

Бир элемент бир хил валентликда водород атомлари сони билан фаркланадиган кислоталар ҳосил килганида водород атомлари сони камига - “мета”, водород атомлари сони кўпига - “орто” олд кўшимчаси кўшилади. **H₂SiO₃**- мета-силикат, **H₄SiO₄** - орто-силикат, **HBO₂** мета-борат, **H₃BO₃** -орто-борат, **HPO₃** - мета-фосфат, **H₃PO₄**- орто-фосфат.

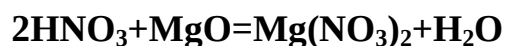
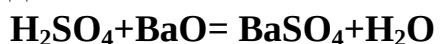
Кислота ҳосил килувчи элемент энг юкори валентлини намоён этганида унга “ пер” олд кўшимчаси кўшилади. **HClO₄**- перхлорат, **HMnO₄**- перманганат, **HIО₄** -периодат.

Баъзан кислоталардан сув чикиб кетиши ҳисобига ҳам маълум номланишлар берилади: **H₄P₂O₇**-пиро- ёки дифосфат, **H₂Cr₂O₇**- дихромат ёки бихромат.

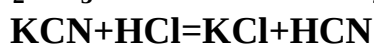
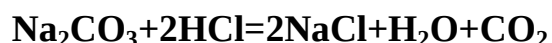
Хоссалари. Кислоталар асослар билан таъсирлашиб туз ва сув ҳосил килади:



Кислоталар асосли оксидлар билан таъсирлашиб тузлар ҳосил килади:

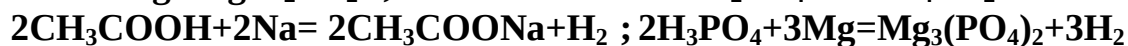
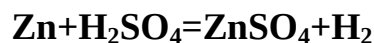
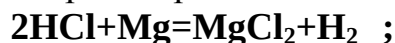


Кислоталар тузларга таъсир этиб кйчсиз кислоталарни сикиб чикаради:



Кислоталар фаол металллар билан таъсир этганда (Мг,Зн,Ал,Fe) ва куйидаги кислоталар

олинса ва **HCl, H₂SO₄, H₃PO₄, CH₃COOH** олинса кислоталарнинг тузлари ва водород ажралиб чикади:

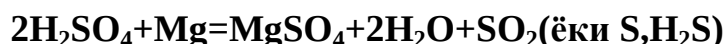


Агар кислоталарга пассив металллар (**Cu, Ag, Hg, Au, Pt**) таъсир эттирилса, бу металлларнинг активлиги кам бўлгани учун улар кислоталар билан таъсирлашмайди.

Консентрланган сульфат кислота металллар билан бутунлай бошқача таъсир этади. Конс. **Fe, Al, Cr, Au, Pt** каби металллар таъсир этмайди. Агар конс. кислотага **Cu, Ag, Hg** каби металллар таъсир эттирилса жараён куйидагича содир бўлади: **Cu + 2H₂SO₄ = CuSO₄ + 2H₂O + SO₂;**



Консентрланган кислота актив металлларга(**Ca, Mg, Zn**) таъсир эттирилганда :



Нитрат кислота ҳам металллар билан бутунлай бошқача таъсир этади. Консентрланган нитрат кислота **Fe, Cr, Al, Au** ва **Pt** каби металллар билан таъсирлашмайди. **Cu, Ag, Hg** ва **Pb** ва **Pb** каби фаоллиги кам металллар билан таъсирлашганда куйидаги жараён содир бўлади:



конс.

Агар шу металллар суюлтиририлган нитрат кислота билан таъсирлашса :

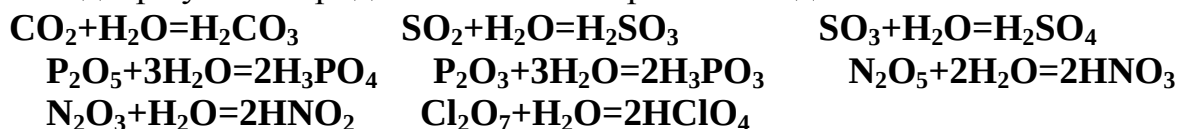


суюл.

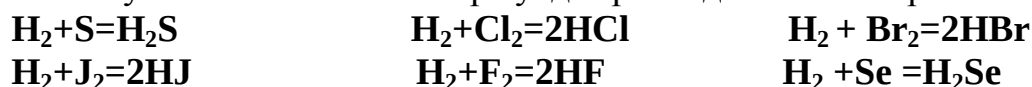
Консентрланган нитрат кислотани актив металллар билан таъсири маҳсулотлари каторига **NO₂, N₂, N₂O** кириши мумкин. Бундай актив металллар

сифатида **Ca, Mg, Zn** олинса, ана шу металллар билан суюлтирилган нитрат кислота **NO** ёки **NH₄NO₃** ҳосил қилиши кўзда тутилади.

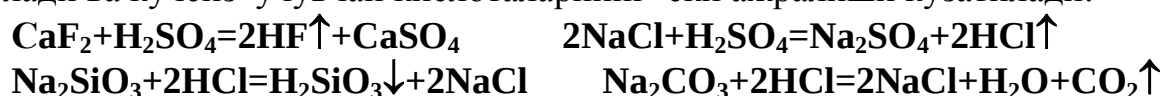
Кислоталарнинг олинishi. Кремний (1V) оксиддан бошқа деярли барча оксидлар сув таъсирида мос кислоталарга айланади:



Кислородсиз кислоталар водород ва металлмаслар таъсиридан ҳосил бўлиши мумкин. Олинган газлар сувда эриганда кислоталар ҳосил бўлади:



Тузларга кислоталар таъсир эттирилганда ҳам кучсиз кислоталар ҳосил бўлади ва кучсиз учувчан кислоталарнинг ёки ажралиши кузатилади:

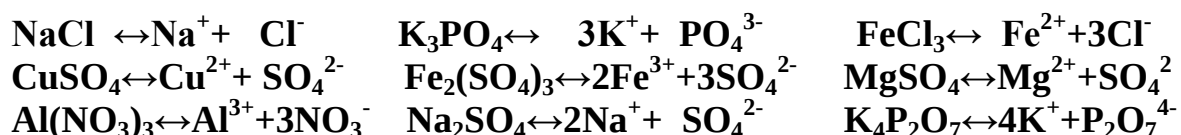


Саноат микёсида ишлатиладиган нитрат ва сульфат кислоталарнинг алоҳида олинishi усуллари бор.

3.4. Тузлар

Тузлар бешга бўлинади: ўрта тузлар, нордон тузлар, асосли, кўш ва комплекс тузлар.

Ўрта тузлар таркибига кўра факат металл атоми ва кислота колдиидан тузилган. Улар тўла диссоцилланади. Шунинг учун улар диссоцилланганда факат металл катионлари ва кислота колдии анионлари ҳосил бўлади:



Номланиши. Номлашда аввал металл, кейин кислота колдии айтилади.

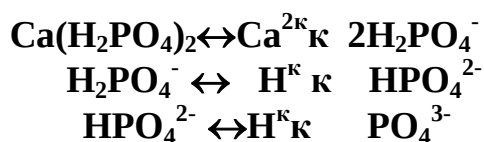
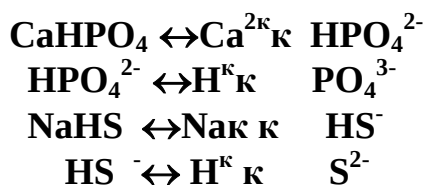
CuSO₄ – мис (II) сульфати; **Al(NO₃)₃** – алюминий нитрати; **Fe₂(SO₄)₃** – темир(III) сульфати; **K₄P₂O₇** – калий дифосфати ёки калий пиропосфати; **FeSO₄** – темир (II) сульфати ва хоказо. Баъзан тарихий номлашлар ҳам учрайди.

AgNO₃ кумуш нитрат ёки лияпис; **Na₂CO₃** – натрий карбонат ёки сода; Нордон тузлар. Бундай тузлар таркибида металл атоми, водород атоми ва кислота колдии бўлади. Нордон тузлар (6-жадвал) кўп асосли кислоталардан ҳосил қилинади. Агар туз ҳосил қилиш учун олинган кислота таркибида факат битта водород атоми бўлса ундан нордон туз ҳосил бўлмайди. Нордон тузлар куйидаги кислоталардан ҳосил бўлиши мумкин:

Нордон тузларнинг диссоциланиши боскичли боради. Эритмада металл катиони, кислота колдии аниони ва водород катиони мавжуд бўлади.

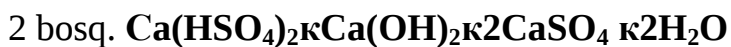
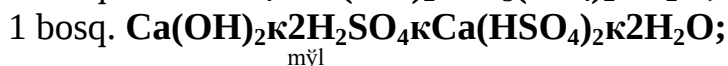
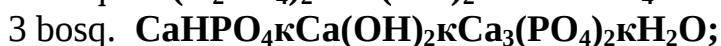
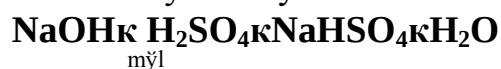
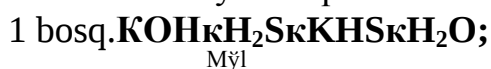
6 -Жадвал. Нордон тузларнинг ҳосил киладиган кислоталар

Кислоталар	Кислота колдиги	Нордон тузлар	Тузларнинг номланиши
H_2CO_3	HCO_3^{I}	NaHCO_3	Натрий гидрокарбонат
H_2S	HS^{I}	NaHS	Калий гидросулфат
H_2SO_3	HSO_3^{I}	NaHSO_3	Натрий гидросулфит
H_2SO_4	HSO_4^{I}	KHSO_4	Калий гидросулфат
H_3PO_4	$\text{H}_2\text{PO}_4^{\text{I}}$	NaH_2PO_4	Натрий дигидрофосфат
	HPO_4^{II}	Na_2HPO_4	Натрий гидрофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^{\text{I}}$	$\text{KH}_3\text{P}_2\text{O}_7$	Калий тригидродифосфат
	$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{\text{II}}$	$\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	Калий дигидродифосфат
	$\text{HP}_2\text{O}_7^{\text{III}}$	$\text{K}_3\text{HP}_2\text{O}_7$	Калий гидродифосфат



Олиниши. Нордон тузларни олишда кўп асосли кислоталарга kuchli асослар та'сир ettiriladi. Реаксияда кислоталар мўл miqdorda olinadi.

Реаксия bosqichli borib avval nordon тузлар keyin esa ўрта тузлар olinadi:



Кўп асосли кислоталарнинг ўрта тузларига shu кислоталарнинг ўзини qўshish orqali nordon тузлар olish mumkin. Masalan:

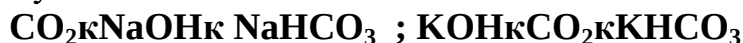




Кўп асосли кислоталарнинг ўрта тузларига kuchli кислота(H_2SO_4) та'сир етишда ham нордон туз hosil hosil қилганда:



Нордон тузларнинг hosil бўлиши асосларга кислотали оксидларнинг та'сирда ham hosil бўлади:



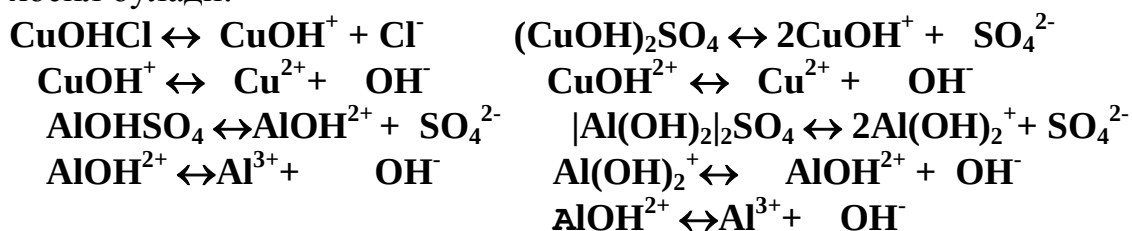
Нордон тузларни график формуласи ёзиш учун шу туз хосил қилган кислотани график формуласини ёзиб олиш керак. Сўнгра кислота колдиини аниқлаш ва уни асосида нордон тузни график формуласини ёзиш керак.Охирида шу кислота колдиинга металл атоми қўйилади.

Асосли тузлар. Бундай тузлар таркибида металл атоми, гидроксил гурухи ва кислота колдии бўлади. Асосли тузлар бир кислотали асослардан хосил бўлмайди. Уларни таркибида металл атоми гидроксил гурухи ва кислота колдии мавжуд бўлади.Бундай тузлар куйидаги асослардан олиниши мумкин(7-жадвал).

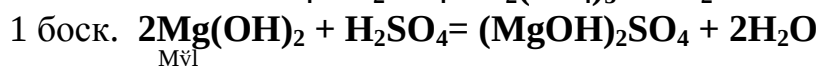
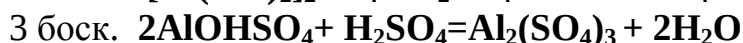
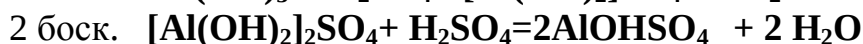
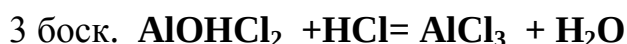
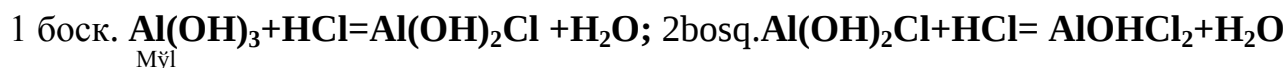
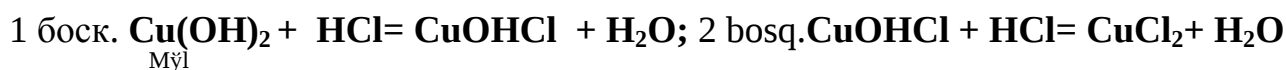
7- жадвал. Асосли тузлар хосил қиладиган асосларнинг колдиклари

Асослар	Колдиги	Асосли туз	Асосли тузнинг номланиши
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	MgOH^{I}	MgOHCl	магнийгидроксо хлорид
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	CuOH^{I}	CuOHNO_3	мисгидроксо(II) нитрат
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}(\text{OH})_2^{\text{I}}$	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	алюминийдигидроксо нитрат
	AlOH^{II}	$\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$	алюминийгидроксо нитрат
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$\text{Cr}(\text{OH})_2^{\text{I}}$	$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	хромдигидроксо(III) нитрат
	CrOH^{II}	$\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$	хромдигидроксо III) нитрат
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}(\text{OH})_2^{\text{I}}$	$[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$	алюминийдигидроксо сульфат
	AlOH^{II}	AlOHSO_4	алюминийгидроксо сульфат
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe}(\text{OH})_2^{\text{I}}$	$[\text{Fe}(\text{OH})_2]\text{SO}_4$	темирдигидроксо(III) сульфат
	FeOH^{II}	FeOHSO_4	темиргидроксо(III) сульфат
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	MgOH^{I}	$(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$	магнийгидроксо фосфат

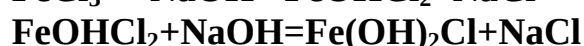
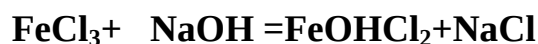
Диссоциланиши.Бундай тузларнинг диссоциланиши босқичли бориб,металл катионлари, гидроксил аниони ва кислота колдии аниони хосил бўлади:



Олиниши. Кучсиз ва кўп негизли асосларга кучли кислоталар таъсир эттирилади ва бу реакцияларда асослар мўл микдорда олинади:



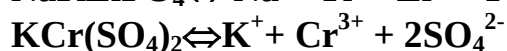
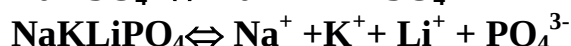
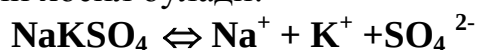
Кўп кислотали асосларнинг ўрта тузларига ишкор эритмалари таъсир эттириб асосли тузлар олиниши мумкин:



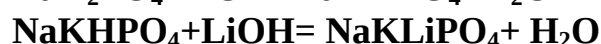
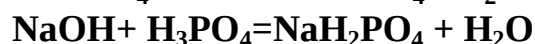
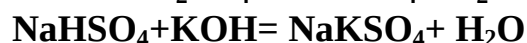
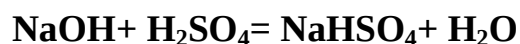
кўш тузлар. Таркибида бир пайтни ўзида иккита хар хил металл ушлаб туради. кўшалок тузлар кўп асосли кислоталардаги водород атомларини хар хил металлларга алмашилиши туфайли хосил бўлади.



кўш тузлар диссоциланишида турли металл катионлари ва кислота колдии аниони хосил бўлади:



Олиниши. Кўп асосли кислоталарга турли асосларни боскичли таъсир этиш керак:



Комплекс бирикмалар. Таркибида комплекс хосил килувчи ва лигандлар тутган моддалар комплекс бирикмалар дейилади. Еритмада эриганда комплекс катион, анион ёки нейтрал заррачалар хосил киладиган мураккаб моддалар комплекс бирикмаларга киради.

Комплекс бирикмалар тузилишининг ўзига хос куйидаги томонлари мавжуд:

1.Комплекс бирикмалар молекуласининг марказида металл катиони ёки атоми жойлашган бўлиб у комплекс ҳосил қилувчи ион дейилади.

2.Комплекс ҳосил қилувчи билан бевосита боланган кутбли нейтрал молекулалар(NH_3 , H_2O , CO , NO) ёки анионларни (SO_4^{2-} ; NO_3^- ; CO_3^{2-} ; CN^- ; Cl^- ; OH^-) лигандлар дейилади.

3.Комплекс ҳосил қилувчи ионлар ушлаб турган нейтрал молекулалар ва ионлар сони координатсион сон дейилади.

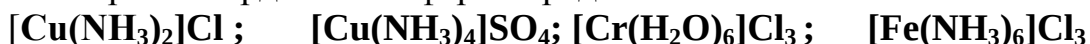
4. Комплекс ҳосил қилувчи ион ва лигандлар ички сферани ҳосил қилади ва ўрта қавсга олиб ёзилади.

5.Ички сферага кирмаган ионлар ташки сферани ҳосил қилади. Ички сферани заряди лигандни турига қараб мусбат, манфий ва ҳатто нейтрал бўлиши мумкин.

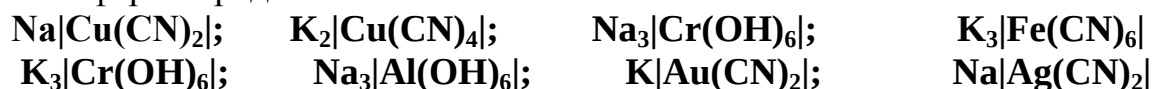
8- жадвал.Комплекс бирикмаларнинг ҳосил бўлиши

Комплекс бирикма	Комплекс ҳосил қилувчи ион	Лиганд	Коорд. сон	Ички сфера	Ташки сфера
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	Cu^{2+}	NH_3	4	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	SO_4^{2-}
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	Cr^{3+}	H_2O	6	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Cl^-
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Fe^{2+}	CN^-	6	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	K^+
$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	Al^{3+}	OH^-	6	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$	Na^+
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$	Pt^{2+}	NH_3, Cl^-	4	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$	-
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	Fe^0	CO	5	$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	-

Комплекс бирикмаларда ички сфера заряди катион :



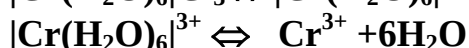
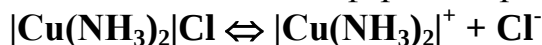
Ёки ички сфера заряди анион:



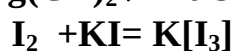
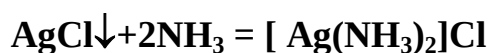
Ички сфера заряди нейтрал бўлган комплекслар бирикмалар ҳам бор:

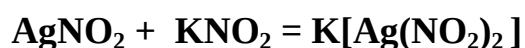


Комплекс бирикмалар босқичли диссоциланади. Биринчи ҳалда ионланиш ички ва ташки сферага ажралиш билан боради.



Комплекс бирикмаларнинг ҳосил бўлишида чўкманинг эриб кетиши, ранг озғариши, ёки янгидан чўкма ҳосил бўлиши кузатилади:





Комплекс бирикмаларнинг номланиши ва геометрик тузилиши кейинчалик алохида тўхталинади.

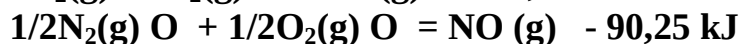
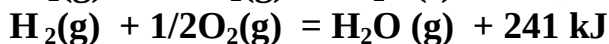
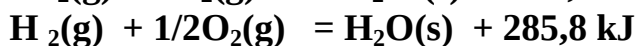
4- боб. Кимёвий реакцияларнинг энергетикаси ва йўналиши

4.1. Кимёвий реакцияларнинг энергетикаси

Барча кимёвий жараёнлар иссиқлик чиқиши ёки ютилиши билан рўй беради. Кимёвий реакцияларда ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик микдори реакциянинг иссиқлик эффекти дейилади. Иссиқлик чиқиши билан борадиган реакциялар экзотермик ($Q > 0$, $\Delta H < 0$) иссиқлик ютилиши $Q < 0$, $\Delta H > 0$) билан борадиган реакциялар эндотермик реакциялар дейилади.

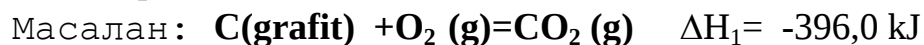
Реакцияларнинг иссиқлик эффектларини ўрганадиган бўлим термохимё дейилади. Иссиқлик эффекти кўрсатилган реакция тенгламалари термохимёвий тенгламалар деб аталади. Реакциянинг иссиқлик эффекти моддаларнинг табиатига, агрегат ҳолатига шароитга болиқ. Реакцияларнинг иссиқлик эффектлари бир хил стандарт шароитда ўрганилади.

Стандарт шароит деганда 298 К (250С) ҳарорат ва 101,325 кПа босим тушунилади. Термохимёвий тенгламаларда моддаларнинг агрегат ҳолатлари кўрсатилиб, бунда қасрли коэффициентлар ҳам ишлатиш мумкин.

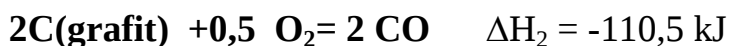


Термохимёнинг асоси Г.И.Гесс (1841 й.) қонунидан иборат бўлиб, у қуйидагича таърифланади:

Реакциянинг иссиқлик эффекти реакцияда иштирок этувчи моддаларнинг бошланич ва охириги ҳолатларигагина болиқ бўлиб, жараёни қайси усулда олиб боришга болиқ эмас.



Бу жараён икки босқичда амалга оширилиши мумкин. Углерод графит ҳолатидан СО гача оксидланиши ва иккинчи босқичда СО нинг CO_2 гача оксидланиши:



Бу ерда дақлабки ва охириги моддаларнинг ҳолатлари бир хил бўлгани учун:

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

Тажрибалар жараёнида ΔH_1 ва ΔH_2 жуда осон аникланиши мумкин. ΔH_3 эса Гесс қонуни асосида ҳисоблаб топилади:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -396,0 - (-110,5) = -285,$$

Реаксиянинг иссиқлик эффекти сицеа ички энергияси ва энталпияси ўзгариши натижасидир. Сицеманинг ички энергияси унинг барча энергиялари йиндиси бўлиб унга моддани ташкил этган атом ва молекулаларнинг илгариланма, айланма ҳаракатлари ҳамда ядро ва электронларнинг энергиялари ва ҳоказо барча энергиялар қиради. Ички энергиянинг мутлак қийматини ўлчаб бўлмайди, фақат унинг ўзгариши (ΔU) ни ўлчаш мумкин.

Термодинамиканинг I қонунига мувофиқ сицеманинг ички энергияси атроф муҳит билан иссиқлик алмашинуви бўлғунига қадар ўзгармас бўлади. Агар сицеага ташқаридан қўшимча иссиқлик энергияси (Q) берилса, сицеа бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтади.

Ютилган иссиқлик миқдори сицеа ички энергиясининг ўзгаришига ва ташқи кучларга қарши бажарилган ишнинг йиндисига тенг бўлади:

$$\Delta Q = (Q_2 - Q_1) = \Delta U + A \quad \Delta U = U_2 - U_1$$

Бажарилган иш эса, сицеа босими доимийлигида (пксонц)

$$A = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$$

$$Q_p = \Delta U + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) = \\ = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) = H_2 - H_1$$

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

$$H = U + PV \quad \text{yoki} \quad \Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

ΔH - катталиқ энталпия деб аталади. Энталпияни кенгайган сицеманинг энергияси дейиш мумкин. Ўзгармас босимда борадиган кимёвий реакциянинг иссиқлик эффекти сицеа энталпиясининг ўзгаришига тенг.

Ўзгармас ҳажмда (Вксонц) борадиган жараёнлар учун жисмга бериладиган иссиқлик миқдори унинг ички энергиясини ўзгаришига сарф бўлади:

$$Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U$$

$$Q_v = \Delta U$$

Юқоридагилар асосида қуйидаги ҳулосага келиш мумкин:

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

Доимий босим ва ҳажмдаги иссиқлик эффектлари айирмаси шу газнинг кенгайиш ишига тенг. Агар бу катталиқни Менделеев-Клайперон тенгламасига қўйилса:

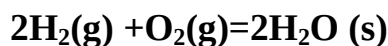
$$P\Delta V = \Delta nRT$$

ҳосил бўлади. Бу эрда Δn - реакцияда иштирок этаётган газсимон моддаларнинг мол миқдорларининг ўзгариши. Агар шу тенгламани изобар ва изохор иссиқлик эффектлари фарқига боланса:

$$Q_p - Q_v = \Delta nRT \quad \text{yoki} \quad \Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

Агар $\Delta n = 0$, бўлса $\Delta H = \Delta U$. Агар кимёвий жараёнда каттик ва суюқ моддалар иштирок этса Δn ни ҳисоблашда улар эътиборга олинмайди. Кимёвий жараёнларда модда микдорининг ўзгариш сони (Δn) цехеометрик коэффициентлар ўзгаришига тенглигини ҳисобга олиш керак.

Масалан: суюқ сувнинг ҳосил бўлиш иссиқлик эффектини ҳисобланг? 298 К да жараённинг ўзгармас ҳажмдаги иссиқлик эффекти -284,2 кЖ/мол га тенг.



$\Delta n = \Sigma n$ маҳсулотлар-Сндацлабки моддаларк0-3к-3. Бу кийматни қуйидаги тенгламага қўямиз:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT = -284,2 - 3 \cdot 8,314 \cdot 298 = -284,2 - 7,4 = -291,6 \text{ kJ/mol.}$$

Экзотермик жараёнларда сицеманинг ички энергияси ва энталпияси камаяди, шу сабабли

$$\Delta U < 0; \quad \Delta H < 0 \text{ бўлади.}$$

Эндотермик жараёнларда эса сицеманинг ички энергияси ортади, шу сабабли

$$\Delta U > 0; \quad \Delta H > 0.$$

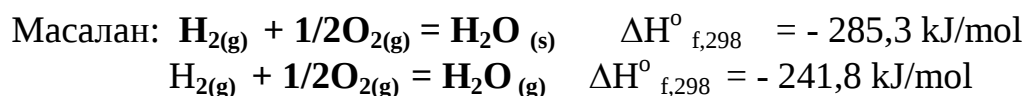
4.2. Термокимёвий ҳисоблашлар

Термокимёвий ҳисоблашларда моддаларнинг қандарт ҳосил бўлиш иссиқлиги (энталпияси) тушунчаси ишлатилади. Стандарт шароитда 1 мол мураккаб модданинг оддий моддалардан ҳосил бўлишидаги реакциясининг иссиқлик эффекти шу модданинг қандарт ҳосил бўлиш иссиқлиги ($(\Delta H^\circ_f, 298)$) дейилади. Бу ерда ф- инглиз тилидаги “форматион” - ҳосил бўлиш (образование) маъносини беради. Бунда модданинг агрегат ҳолатини кўрсатиш зарур. Оддий моддаларнинг қандарт ҳосил бўлиш энталпиялари (газсимон кислород, суюқ бром, иод крицаллари, ромбик олтингугурт, графит ба бошка оддий моддаларнинг) ҳам ҳосил бўлиш иссиқликлари нолга тенг. Баъзи моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари 9-жадвалда келтирилган.

9- жадвал. Баъзи моддаларнинг қандарт ҳосил бўлиш энталпиялари ($(\Delta H^\circ_f, 298)$) киймати

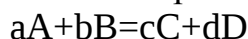
Модда	$\Delta H^\circ_f, 298, \text{kJ/mol}$	Модда	$\Delta H^\circ_f, 298, \text{kJ/mol}$
Al(g)	326,3	H ₂ O(s)	-285,3
Al ³⁺ (s)	-530,0	H ₂ SO ₄ (s)	-814,2
Al ₂ O ₃ (k)	-1676,0	K+(s)	-251,2
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3442,2	KCl(k)	-435,9
C(olmos)	1,828	KClO ₃ (k)	-391,2
CH ₄ (g)	-74,86	KNO ₃ (k)	-493,2

CO(g)	-110,5	KOH(k)	-425,8
CO ₂ (g)	-393,5	MgSO ₄ (k)	-1301,4
CaCO ₃ (k)	-1206,9	MgSO ₄ *7H ₂ O(k)	-3384
CaCl ₂ (k)	-796,3	N(g)	472,7
CaF ₂ (k)	-1220,5	NO(g)	90,25
CaO(k)	-635,5	NO ₂ (g)	33
Ca(OH) ₂ (k)	-986,8	NO ₃ ⁻ (s)	-207,5
Cl(g)	121,3	Na(g)	108,3
Cl ⁻ (g)	-233,6	Na ⁺ (g)	606,1
Cl ⁻ (s)	-167,2	NaCl(k)	-411,1
H(g)	217,98	NaOH(k)	-425,6
H ⁺ (g)	1536,2	Na ₂ SO ₄ (k)	-1384,6
H ⁺ (s)	0	O(g)	246,8
HBr(g)	-35,98	O ₃ (g)	142,3
HCl(g)	-92,3	OH ⁻ (s)	230,2
HF(g)	-288,6	S(monoklinik)	0,30
HI(g)	25,9	SO ₂ (g)	-296,9
NH ₃ (g)	-46,19	SO ₃ (g)	-396,1
HNO ₃ (s)	-174,1	SO ₃ (s)	-439,0
H ₂ O(g)	-241,82	ZnO(k)	-350,8



Юкорида таърифи келтирилган Гесс конунидан куйидаги хулосалар келиб чиқади:

1) реакциянинг исиклик эффекти реакция маҳсулотлари ҳосил бўлиш исикликлари йиндисидан даълабки моддаларнинг ҳосил бўлиш исикликлари йиндисининг айирмасига тенг.

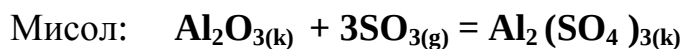


$$\Delta H^\circ_{\text{реакс}} = \sum \Delta H^\circ_{f, 298 \text{ маҳсулотлар}} - \sum \Delta H^\circ_{f, 298 \text{ даъ. моддалар}}$$

$\sum \Delta H^\circ_{f, 298 \text{ маҳсулотлар}}$ - стандарт шароитда маҳсулотлар ҳосил бўлиш исикликлари йиндиси;

$\sum \Delta H^\circ_{f, 298 \text{ даъ. моддалар}}$ - стандарт шароитда даълабки моддаларнинг ҳосил бўлиш исикликлари йиндиси.

$\Delta H^\circ_{\text{реакс}}$ - стандарт шароитда кимёвий реакциянинг исиклик эффекти.



Реакциянинг исиклик эффектини ҳисобланг.

$$\Delta H^\circ_{f,298} \text{Al}_2\text{O}_{3(k)} = -1675,1 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H^\circ_{f,298} \text{SO}_{3 \text{ gaz}} = -396,1 \text{ kJ/mol}; \Delta H^\circ_{f,298} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = -3434,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reaksya}} = (\Delta H^{\circ}_{f,298} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - (\Delta H^{\circ}_{f,298} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\Delta H^{\circ}_{f,298} \text{SO}_3) = -3434 - [-1675,1 + 3(-396,1)] = -570,6 \text{ kJ/mol}$$

2) Кимёвий реакциянинг иссиқлик эффекти реакцияга киришувчи моддалар ёниш иссиқлик эффектлари йиндисидан реакция махсулотлари ёниш иссиқлик эффектлари йиндисининг айирмасига тенг.

Ёниш иссиқлиги деб 1 мол моддани мўл кислород иштирокида оддий оксидларгача ёнишида ажраладиган иссиқлик миқдори тушунилади. Юқоридаги таърифга кўра:

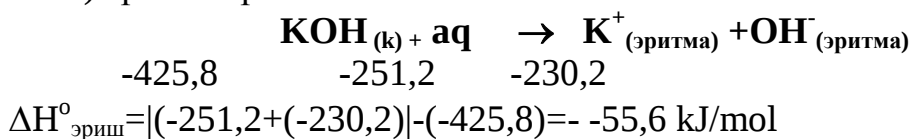
$$\Delta H^{\circ}_{\text{о реаксия}} = \sum \Delta H^{\circ}_{f,298} \text{дақл.моддалар} - \sum \Delta H^{\circ}_{f,298} \text{махсулотлар}$$

Кислота ва асос реакцияга киришиб, 1 мол сув ҳосил бўлишида ажралиб чиққан иссиқлик миқдори нейтралланиш иссиқлиги дейилади. Кучли кислота ва кучли асосларнинг суюлтирилган эритмалари реакцияга киришганда нейтралланиш иссиқлиги қандарт шароитда ўзгармас қийматга эга.

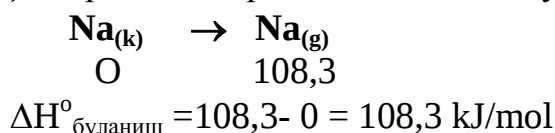


Кўпдан кўп моддаларнинг қандарт шароитдаги ҳосил бўлиш ва ёниш иссиқликлари жадвалларда берилган бўлади. Шу қийматлар асосида жуда кўп жараёнларнинг иссиқлик эффектларини ҳисоблаш мумкин.

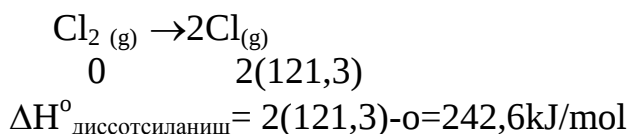
1) эриш жараёни:



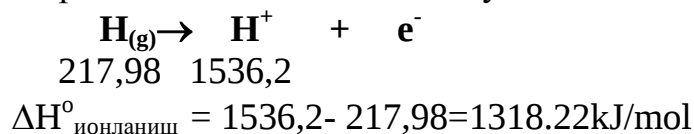
2) натрийнинг қрицалл ҳолатдан буга ўтиши учун:



3) Икки атоми молекулаларнинг атомларга парчаланиш жараёни учун:



4) Водород атомининг ион ҳолатга ўтишида ионланиш жараёни учун:



Термокимёвий ҳисоблар асосида кимёвий болар энергияси, қрицалл панжара энергияси, суюкланиш, эриш, гидратасия, молекулаларо таъсирлар, фазалар ўзгаришидаги ва бошқа ҳолатлардаги иссиқлик эффектларини аниқлаш мумкин.

4.3. Кимёвий реакцияларнинг йўналиши

Энтропия. Микрозаррачаларга бетартиб ҳаракат ҳосилдир. Фараз қилайлик, бирига азот иккинчисига кислород тўлатилган икки идиш бир-бири билан туташтирилган бўлсин. Шу идишларни туташтирувчи жўмрак очилса, газлар бир-бири билан аралаша бошлайди. Аралашиб азот ва кислород иккала идишда бир текис тақсимлангунча давом этади. Бу жараён ҳеч қандай энергия ўзгаришисиз ўз ўзидан содир бўлади. Лекин тескари жараён яъни газларнинг қайтатдан кислород ва азотга ажралиши ўз-ўзидан содир бўлмайди. Чунки газлар аралашиб кетганда уларнинг бетартиблиги катта бўлади, ажралган ҳолат эса тартибли ҳолатдир.

Ҳар қандай сицема ўзининг бетартиблигини оширишга интилади. Тартибсизликнинг миқдорий ўлчовини белгиладиган ҳолат функцияси энтропия дейилади ва S билан белгиланади. Модданинг энтропияси модданинг шу ҳолатда туриш эҳтимоллигининг логарифмига тўри пропорционалдир.

$$S = k \ln W$$

Бу тенглама Болсман тенгламаси дейилади. k - Болсман доимийси. W - шу ҳолатнинг эҳтимоллиги.

Энтропиянинг мутлақ қийматини ўлчаб бўлмайди. Фақат сицема бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтгандаги энтропия ўзгаришини ўлчаш мумкин. Изолирланган сицемада энтропиянинг ўзгариши ΔS қуйидаги формула билан ифодаланади:

$$S = R \ln \frac{\text{2- ҳолатдаги тартибсизлик}}{\text{1-ҳолатдаги тартибсизлик}}$$

Энтропиянинг ўлчов бирлиги - ж/мол*К.

Модда қаттиқ ҳолатдан суюқ ҳолатга, суюқ ҳолатдан газ ҳолатга ўтганда унинг энтропияси ортади.

Сицема энтропиясининг ўзгариши иссиқлик миқдори ўзгаришини абсолют температурага нисбатига тенгдир:

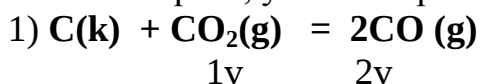
$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

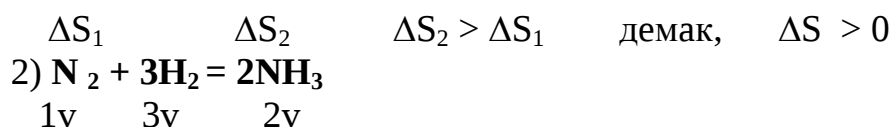
ΔQ -иссиқлик миқдори ўзгариши; T -абсолют ҳарорат, К; энтропия бирлиги Ж/К.

Мисол: 1 мол музнинг эришида энтропия ўзгаришини аниқланг. Q - музнинг эриш иссиқлиги, 6016,432 ж/мол; $T = 273,15$

$$\Delta S = 6016,432/273,15 = 22 \text{ ж/мол}$$

Система ҳажми ортса, унинг энтропияси ортади.



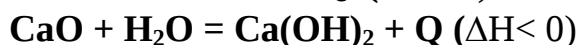
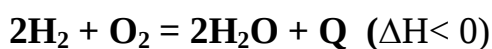


Системанинг хажми камайяпти, яъни энтропияси камайяпти $\Delta S < 0$

3) Агар реакцияда сицеманинг хажми ўзгармаса, унинг энтропияси ҳам ўзгармайди.



Кимёвий жараёнларнинг ўз-ўзидан содир бўлишига икки нарсга таъсир килади. биринчидан сицема ўзининг энергиясини камайитиришга интилади. Заррачалар ўзаро бирикиб йирик заррачалар ҳосил қилишга интилади. Чунки кўп бирикиш реакциялари экзотермик реакциялардир.

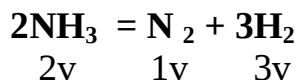


Бу реакциялар тўри йўналишда боради, чунки бунда сицеманинг энталпияси камаяди $\Delta H < 0$.

10 - жадвал. Баъзи моддаларнинг цандарт энтропиялари (S°_{298}) киймати

Модда	S°_{298}	Модда	S°_{298}	Модда	S°_{298}
Ag(q)	42,55	Fe(q)	60,29	NaCl(q)	72,36
AgBr(q)	107,1	FeO(q)	60,75	Na ₂ CO ₃ (q)	136,4
AgCl(q)	96,07	Ge(q)	31,1	O(g)	160,95
AgI(q)	115,5	H ⁺ (s)	0	O ₂ (g)	205,04
Al(q)	28,35	H ₂ (g)	130,52	O ₃ (g)	238,8
BaCO ₃ (q)	112	HNO ₃ (s)	156,6	OH ⁻ (s)	-10,88
BaCl ₂ (q)	126	NH ₃ (g)	192,6	P(oq)	41,1
Ba(NO ₃) ₂ (q)	214	H ₂ O(g)	188,72	P(qizil)	22,8
BaSO ₄ (q)	132	H ₂ O(s)	70,08	Pb(q)	64,81
C(olmos)	2,36	H ₂ O(q)	39,33	S(g)	167,75
C(grafit)	5,74	H ₂ SO ₄ (s)	156,9	S ₂ (g)	228,08
CO(g)	197,54	KCl(k)	82,56	S ₆ (g)	377
CO ₂ (g)	213,68	KClO ₃ (q)	142,97	S ₈ (g)	444,0
CH ₄ (g)	186,19	KOH(q)	79,32	SO ₂ (g)	248,1
CaCl ₂ (q)	113,8	MgCO ₃ (q)	65,7	SO ₃ (s)	122
CaO(q)	39,7	MgO(q)	26,9	Sb(q)	45,69
CaCO ₃ (q)	92,9	N ₂ (g)	199,9	Si(q)	18,82
Cl-(s)	56,54	NH ₄ NO ₃ (q)	151	SiO ₂ (q)	42,09
Cl ₂ (g)	222,9	NO(g)	210,6	SiO ₂ (shisha)	46,9
CrO ₃ (q)	73,2	NO ₂ (g)	140,2	Sn(q)	51,55
Cr ₂ O ₃ (q)	27,15	N ₂ O ₅ (g)	355,7	ZnO(q)	43,64

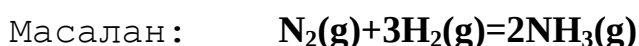
Иккинчидан йирик заррачалар парчаланишга интилади, чунки бунда уларнинг энтропияси ортади:



Кимёвий жараён учун энтропиянинг ўзгариши(ΔS) цандарт шароитда махсулотлар абсолют энтропияси киймати йииндисидан цандарт шароитда дацлабки моддалар абсолют энтропиялари йииндисини айирмасига тенг.

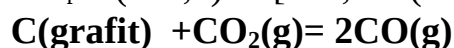
$$\Delta S^0_r = \Sigma S^0 \text{ махсулотлар} - \Sigma S^0 \text{ дацлабки моддалар}$$

Баъзи моддаларнинг цандарт энтропиялари (S^0_{298}) киймати 10-жадвалда келтирилган.



Хажм камайгани учун энтропия камайиши кузатилади.

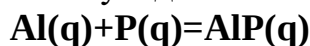
$$\Delta S^0_r = 2(192,6) - [199,9 + 3(130,52)] = -206,26 \text{ J/grad}\cdot\text{mol}$$



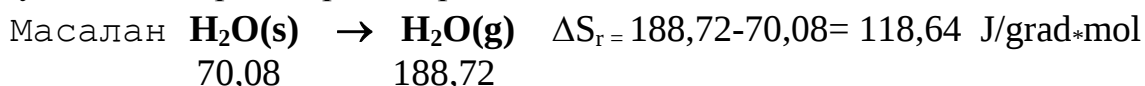
Жараёнда хажм ортгани учун хан энтропия ортихи юз беради.

$$\Delta S^0_r = 2(197,54) - (5,74 + 213,68) = 175,66 \text{ J/grad}\cdot\text{mol}$$

Агар жараёнда факат каттик моддалар иштирок этса энтропиянинг ўзгариши нихоятда кам бўлади:



Суюк модданинг буга ўтиши, крицалл модданинг эриши, каттик модданинг суюкланиши каби жараёнларда энтропия ортади. Бунинг конденсацияланиши, суюкликнинг крицалланиши, хажм камайиши билан содир бўладиган жараёнларда энтропия камаяди.



Изобарик изотермик потенциал. Хар иккала факторнинг реаксия йўналишига таъсирини ўзида мужассамлаштирган холат функцияси Гиббс энергияси деб аталади ва G харфи билан белгиланади. U энталпия ва энтропия билан куйидагича боланган:

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

Изобар-изотермик жараёнларда Гиббс энергиясининг ўзгариши ДГ(изобар-изотермик потенциал) :

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad \text{еки} \quad G = H - T S$$

формула билан аникланади. ΔG киймати пксонц ва Тксонц изобарик-изотермик кимёвий жараёндаги 1 мол газнинг кенгайишидаги бажарилиши мумкин бўлган ишнинг ўлчови бўлади. $P = \text{const}$, $T = \text{const}$ бўлганда кимёвий реаксиялар Гиббс энергияси камаядиган тарафга ўз-ўзидан боради.

- 1) $\Delta G < 0$ бўлса, реаксия тўри йўналишда боради.
- 2) $\Delta G > 0$ бўлса, реаксия тўри йўналишда ўз-ўзидан бормайди.
- 3) $\Delta G = 0$ бўлса, реаксия кимёвий мувозанат холатида бўлади.

Кимёвий жараёнларнинг ўз-ўзича бориши куйидаги ҳолатларда содир бўлиши мумкин: а) агар жараён экзотермик бўлса, $|\Delta H| \geq |T\Delta S|$ бўлиши лозим. б) агар жараён эндотермик бўлса $\Delta H > 0$, $|\Delta H| < T\Delta S$ бўлганда, яни ҳарорат юкори бўлиши керак:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$$

Энталпиянинг ортиши ҳарорат ўзгариши билан бошқарилади. Одатда бу жараён газлар иштирокида амалга ошади.

Агар $\Delta H > 0$, лекин $|\Delta H| > T\Delta S$ $\Delta G = \Delta H - T\Delta S > 0$

изобар -изотермик потенциал киймати нолдан катта бунда жараён ўз-ўзича амалга ошмайди. Стандарт шароитда 1 мол моддани оддий моддалардан ҳосил бўлиш қандарт Гиббс энергияси $\Delta G^\circ_{f,298}$ билан белгиланади. Оддий моддаларнинг қандарт ҳосил бўлиш исикликлари нолга тенг.

Баъзи моддаларнинг сатандарт ҳосил бўлиш Гиббс энергиялари ($\Delta G^\circ_{f,298}$) киймати 11-жадвалда берилган.

11- жадвал. Баъзи моддаларнинг қандарт ҳосил бўлиш Гиббс энергиялари ($\Delta G^\circ_{f,298}$) киймати

Модда	$\Delta G^\circ_{f,298}, \text{kJ/mol}$	Модда	$\Delta G^\circ_{f,298}, \text{kJ/mol}$
Al(g)	288,7	H ₂ O(s)	-237,24
Al ³⁺ (s)	-490,54	H ₂ SO ₄ (s)	-814,2
Al ₂ O ₃ (g)	-1582,0	K ⁺ (s)	-281,3
Al ₂ (SO ₄) ₃ (q)	-3102,9	KCl(q)	-408,0
C(olmos)	2,83	KClO ₃ (q)	-289,9
CH ₄ (g)	-50,79	KNO ₃ (q)	-393,1
CO(g)	-137,14	KOH(q)	-380,2
CO ₂ (g)	-394,47	MgSO ₄ (q)	-1158,7
CaCl ₂ (q)	-750,2	MgSO ₄ *7H ₂ O(q)	-2868
CaCO ₃ (q)	-1128,8	N(g)	455,5
CaF ₂ (q)	-1161,9	NO(g)	86,68
CaO(q)	-604,2	NO ₂ (g)	51,5
Ca(OH) ₂ (q)	-896,8	NO ₃ ⁻ (s)	-111,7
Cl(g)	105,3	Na(g)	77,3
Cl ⁻ (s)	-131,4	Na ⁺ (s)	-575,6
H(g)	203,3	NaCl(q)	-384,0
H ⁺ (g)	1516,99	NaOH(q)	-380,7
H ⁺ (s)	0	Na ₂ SO ₄ (q)	-1266,8
HBr(g)	-53,4	O(g)	231,8
HCl(g)	-94,5	O ₃ (g)	162,7
HF(g)	-272,99	OH ⁻ (s)	157,4
HI(g)	1,78	S(monoklin)	0,188
NH ₃ (g)	-16,7	SO ₂ (g)	-300,4
HNO ₃ (s)	-80,9	SO ₃ (g)	-370,0
H ₂ O(g)	-228,61	SO ₃ (s)	-499,0
		ZnO(q)	-320,88

Айни жараён учун цандарт Гиббс энергиясини ўзгариши махсулотларнинг цандарт Гиббс энергиялари йииндисидан дацлабки моддаларнинг Гиббс энергиялари йииндисини айирмасига тенг бўлади.

$$\Delta G^{\circ}_r = \sum \Delta G^{\circ}_{f,298} \text{ mahsulotlar} - \sum \Delta G^{\circ}_{f,298} \text{ dastlabki moddalar}$$

Масалан: $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} = \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$

-137,176 -228,66 -394,47 0

$$\Delta G^{\circ}_r = |(-394,47+0)-(-137,16+(-228,66))| = -28,634 \text{ kJ/mol}$$

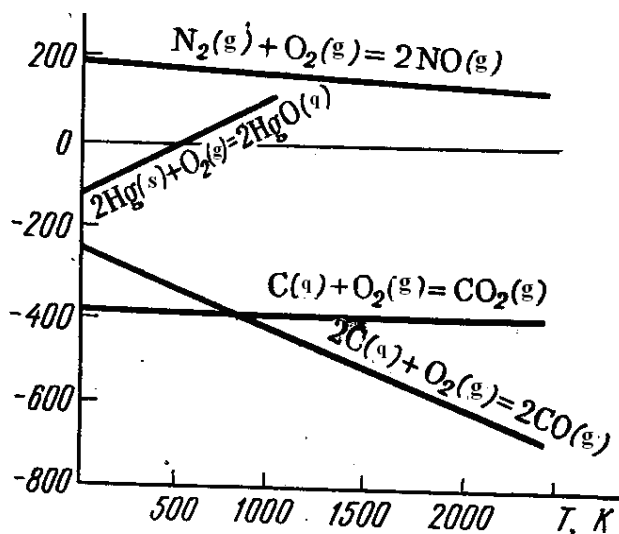
ΔG°_r нинг киймати жараённинг ўз-ўзича бориш эхтимоллигини кўрсатади. Лекин жараённинг тез ёки секин боришини баҳолашга имкон бермайди.

Изохорик-изотермик потенциал. Баъзан кимёвий жараёнлар хажм доимийлиги ва харорат доимийлигида бориб (**v=const; T=const**), ана шу ҳолатдаги термодинамик функция изохорик-изотермик потенциал (ΔF) ёки Гелмголс энергияси дейилади. Бундай жараёнларда $Q_v = \Delta U$ бўлгани учун $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$ га тенг бўлиб қолади. Демак, $F = U - TS$ изохорик-изотермик потенциални баҳолашга этарли бўлади.

Кимёвий жараёнлар учун Гиббс энергияси кўп қўлланилади, чунки одатдаги шароитда реакциялар босим доимийлигида рўй беради. ΔG , ΔF , ΔH ва ΔS ҳолат функциялари ҳисобланиб, уларнинг киймати сицеманинг бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга отишига боликдир. Лекин ўтиш жараёни қандай йўл билан амалга оширилганига болик эмас.

Барча кўрсатилган термодинамик функциялар реакцияда иштирок этувчи моддаларнинг табиатига, массаларига ва хароратга бўғлик. Бундан ташқари ΔG сицема босимига, ΔF системанинг хажмига боглик.

Баъзи реакцияларнинг изобар изотермик потенциалининг кийматини хароратга богликлиги 2- расмда келтирилган. NO , ва CO_2 изобар изотермик потенциали киймати хароратга деярли боглик эмас. HgO олиниш реакцияси изотермик потенциалли киймати харорат ортиши билан утса, CO ҳосил бўлиш реакциясининг изотермик потенциали киймати харорат ортиши билан камаяди. $\Delta G, \text{kJ/mol}$



2-расм. Кимёвий реакцияларнинг изобар изотермик потенциали кийматининг хароратга боликлиги.

Кимёвий потенциал. Изобарик-изотермик (G) ва изохорик-изотермик(F) потенциалнинг киймати очик сицемалар учун нафакат ташки факторлар(P,T,V, ва бошқалар), балки жараёндаги хар бир иштирокчининг микдорига болиқдир:

$$\begin{aligned} G &= f(T, V, n_1, n_2, n_3, \dots, n_i), & (\partial G / \partial n_i)_{V, T, n_{i-1}} &= G_i = \mu_i \\ F &= f(T, P, n_1, n_2, n_3, \dots, n_i), & (\partial F / \partial n_i)_{P, T, n_{i-1}} &= F_i = \mu_i \end{aligned}$$

G ва F нинг барча жараён иштирокчилари микдори бўйича ҳосиласи (агар сицеманинг босими, ҳажми, температураси ва иштирокчиларнинг микдори ўзгармас бўлиб, биттаси ўзгарувчан) парсиал моляр потенциал (G_i, F_i) ёки кимёвий потенциал (μ_i) дейилади. Кимёвий потенциал модда табиатига, босим, ҳарорат ва концентрасияга болиқ.

Идеал газлар учун кимёвий потенциал $T = \text{const}$ бўлган ҳолда $dG = VdP$ тенг. $V = RT/P$ эканлиги ҳисобга олинса, $dG = d\mu_i = RT dP_i/P_i$ ҳосил бўлади. Бу тенглама доимий ҳароратда интегралланса:

$$\mu_i = RT \ln P_i^* + \text{const}; \mu_i = \mu_i^0 + RT \ln P_i^*$$

Стандарт шароит учун $\text{const} = \mu_i^0$ - стандарт кимёвий потенциал дейилади.

Реал газлар учун кимёвий потенциал кийматини ҳисобга олишда босим ўрнига f_i^* фугитивлик ёки учувчанлик олинади. Учувчанлик босим билан бир хил ўлсов бирлигига эга ва айна ҳароратда босимга пропорционалдир:

$$f_i^* = \gamma_i P$$

γ_i - учувчанлик коэффисиенти дейилади, ва $P \rightarrow 0$, $\gamma_i \rightarrow 1$. Агар эритмалар олинса, учувчанлик ўрнига активлик олинади. Активлик концентрасияга тўри пропорционал:

$$a_i = \gamma_i C_i;$$

γ_i -активлик коэффисиенти. Демак, тенглама:

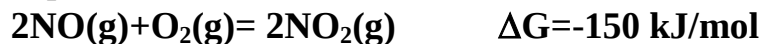
$$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln a_i$$

$a_i = 1$ бўлган ҳолат учун μ_i^0 - стандарт кимёвий потенциал. Активлик коэффисиенти реал эритмаларни идеал эритмалардан фарқлаш имкониятини ҳисобга олади.

Кимёвий реакциялардаги энергетик жараёнларни билиш кимёвий реакцияларни бошқариш имкониятини ва дори моддаларни организмдаги биологик ўзгаришларни баҳолашга имкон беради.

5-боб. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги

Кимёвий реакцияларнинг энергетикасини ўрганиш у ёки бу жараённинг бориш ёки бормаслиги эҳтимоллигини кўрсатади. Лекин бу катталиклар реакцияларнинг тезлигини микдорий баҳолашга этарли бўлмайди. Масалан, азот(III) оксидининг кислород билан оксидланиши реакциясини олсак:



Бу реакция одатдаги шароитда анча тез боради. Водородни кислород билан таъсирланиш реакцияси бўлса, оदारдаги шароитда амалда бормайди:



Бу жараён 1000°S да ($\Delta G = -495,3 \text{ kJ/mol}$) бир лахзада содир бўлиши аниқланган.

Кимёвий реакцияларнинг тезлигини топиш оркали реакцияларнинг бориш механизмини ва қонуниятларини ўрганиш мумкин.

Кимёвий реакцияларнинг бориш механизми ва тезлиги кимёнинг махсус бўлими кимёвий кинетикада ўрганилади.

Мураккаб кимёвий жараёнларнинг механизмини билиш эса кимёвий жараёнларни бошқариш, жадаллаштириш ва технологик жараёнларни бошқариш учун зарур бўлади.

Кимёвий реакциялар иккига бўлинади: гетероген ва гомоген реакциялар. Гомоген реакциялар фақат бир фазада, яъни суюқлик ёки газ фазасида амалга ошириб, муҳит бир жинсли бўлади. Реакция аралашманинг бутун ҳажми бўйлаб кетади.

Гетероген кимёвий реакциялар эса бир жинсли бўлмаган турли моддалар орасидаги таъсирда юзага келади. Бир пайтнинг ўзида кимёвий жараёнда каттик, суюқ, газ моддалар иштирок этиши мумкин. Кимёвий таъсирланиш чегара сиртда амалга ошади.

5.1. Реакциялар тезлиги

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги деганда ҳажм бирлигида маълум вақт давомида содир бўладиган моддалар микдорининг ўзгаришига айтилади. Реакция тезлиги одатда реакцияга киришаётган ёки ҳосил бўлаётган моддалардан бирортасининг концентратсиясини вақт бирлиги ичида ўзгариши билан характерланади.

Реакциянинг тезлиги тўрисида сицеманинг бирор-бир хоссаси ўзгариши (электр ўтказувчанлиги, ранги, босими, спектри) билан фикр юритиш мумкин. Агар t_1 вақтдан t_2 вақтгача реакцияга киришувчи моддалардан бирортасининг концентратсияси S_1 дан S_2 га ўзгарса, t_1 дан t_2 гача бўлган вақт оралигида реакциянинг ўртача тезлиги :

$$V = \pm \frac{S_2 - S_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta S}{\Delta t} \quad \text{формула билан ифодаланади.}$$

Агар вақт секундларда(сек.), модда концентратсияси S (mol/l) бўлса реакция тезлигининг ўлчов бирлиги mol/l*сек.

Реакция тезлиги мусбат ишорали бўлиши керак. Шу сабабли, реакцияга киришаётган модда концентратсияси вақт ўтиши билан камайиб борганлиги учун концентратсия ўзгариши манфий киймат билан олинади. Реакция давомида моддаларнинг концентратсияси бетўхтов ўзгарганлиги учун реакциянинг айна вақтдаги тезлигини, яъни хақикий тезлигини билиш аҳамиятга эга. Хақикий тезлик формуласи:

$$V = \pm \frac{dS}{dt}$$

Агар реакция тезлиги реакция маҳсулотлари концентратсиясини ўзгариши (dS) билан вақт ўзгариши эса (dt) бўлса, ҳосиланинг олдига (+) ишора қўйилади.

Гомоген реакцияларда жараён тезлиги модда миқдорини маълум ҳажм (V)

давомида ўзгариши орқали ҳисобга олинади:

$$V = \frac{S_1 - S_2}{(t_2 - t_1) \cdot N}; \quad V = \frac{n_1 - n_2}{(t_2 - t_1) \cdot N}.$$

S_2 ва S_1 реакцияга киришаётган моддаларнинг концентратсияси; N - реакция сицеманинг ҳажми; n_1 ва n_2 реакциядаги моддалар миқдорининг ўзгариши;

Гетероген реакцияларда реакция тезлиги модда миқдорининг маълум юза бирлигида ўзгариши орқали ҳисобга олинади.

5.2. Реакция тезлигига таъсир этувчи факторлар

Хар бир вақтдаги хақикий тезлик шу нуктадан ўтказилган уринманинг абсисса ўқи билан ҳосил қилган бурчаги тангенсига тенг.

$$V = \operatorname{tg} \alpha$$

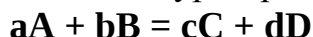
Кимёвий реакциянинг тезлиги моддаларнинг табиатига, уларнинг концентратсиясига, ҳароратга, катализаторга болиқ.

Реакция тезлигига концентратсиянинг таъсир этишига сабаб шуки, моддалар орасида ўзаро таъсир ҳосил бўлиши учун реакцияга киришаётган моддаларнинг заррачалари бир-бири билан тўқнашади. Лекин тўқнашишларнинг ҳаммаси ҳам кимёвий реакцияга олиб келавермайди, барча тўқнашишларнинг оз қисмигина реакцияга олиб келади.

Вақт бирлиги ичида рўй берадиган тўқнашишларнинг сони ўзаро тўқнашаётган заррачаларнинг концентратсияларига пропорционал бўлади. Бу сон канчалик катта бўлса, моддалар орасидаги ўзаро таъсир шунчалик кучли бўлади, яъни кимёвий реакция шунчалик тез боради. Реакция тезлигига концентратсиянинг таъсири массалар таъсири қонунида ўз ифодасини топган.

Массалар таъсири қонуни. 1867 йилда норвегиялик олимлар Гулдберг ва Ваагелар томонидан таърифланган:

Кимёвий реакция тезлиги реакцияга киришувчи моддалар концентратсиялари кўпайтмасига тўри пропорсионал.



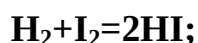
реакция учун реакция тезлигининг ифодаси:

$$V = k [A]^a [B]^b$$

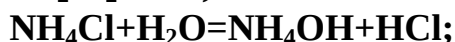
V -реакция тезлиги; $[A]$ ва $[B]$ - реакцияга киришувчи моддалар концентратсияси; a ва b реакция тенгламасидаги стехиометрик коэффициентлар; k - пропорционаллик коэффициентлари бўлиб, тезлик концентраси деб аталади, реакцияга киришувчи моддалар табиати, ҳароратга ва катализаторга боғлиқ бўлган катталиқдир.

Тезлик концентраси реакцияга киришувчи моддалар концентратсиялари 1 мол/л га тенг бўлган пайтдаги реакциянинг тезлигини кўрсатади.

Агар реакция эритмаларда борса реакция тезлиги моддалар концентратсиясини ўзгариши асосида баҳолангани маъқул. Масалан, водород йодиднинг ҳосил бўлиши:

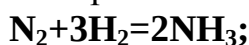


$$V = k[H_2] \cdot [I_2]$$



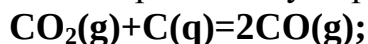
$$V = k[NH_4Cl] \cdot [H_2O]$$

Агар кимёвий жараён газлардан иборат аралашмада амалга ошса газларнинг босимлари орқали реакция тезлигини ифодалаш қулайдир:

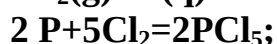


$$V = k[P_{N_2}]^1 \cdot P_{H_2}^3$$

Кимёвий жараёнда каттик моддалар ҳам иштирок этса, уларнинг концентратсияси ўзгармаганлиги учун:



$$V = k[P_{CO_2}]$$



$$V = k[P_{Cl_2}]^5$$

5.3. Реакция тезлигига ҳароратнинг таъсири

Кимёвий реакция содир бўлиши учун молекулалар бир-бири билан тўқнашишлари керак. Лекин ҳар бир тўқнашиш ҳам реакцияга олиб келавермайди. Масалан, водород ва кислород аралашмаси узок вақт сакланганда ҳам улар орасида сезиларли реакция содир бўлмайди. Реакция содир бўлиши учун дацлабки моддалар молекулаларидаги атомлар орасидаги бо бўшашиши ёки узилиши даркор. Бунинг учун молекулалар маълум энергияга эга бўлишлари лозим.

Молекуланинг реакция содир бўлиши учун зарур бўлган энергия кийматига фаолланиш энергияси E_a дейилади. Бундай энергияга эга бўлган молекулалар фаол молекулалар дейилади. Ҳарорат ортиши билан фаол молекулалар сони ортади, шу сабабли реакция тезлашади.

Реакция тезлигининг ҳароратга боғлиқлиги Вант-Гофф қонидаси билан ифодаланади:

Ҳарорат ҳар 10°C га оширилганда реакция тезлиги 2-4 марта тезлашади.

Реакция тезлигига ҳарорат таъсирини баҳолаш учун ярим эмпирик Вант-Гофф тенгламасидан фойдаланилади:

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

V_{t_2} ва V_{t_1} - t_2 ва t_1 хароратдаги реакция тезлиги; t_2 ; t_1 - хароратлар; γ - реакциянинг харорат коэффициентси бўлиб, у харорат ҳар 10°C га ортганда реакция тезлиги неча марта ортишини кўрсатади.

Реакция тезлик константасининг харорат ва фаолланиш энергиясига боликлиги Аррениус тенгламаси билан ифодаланади:

$$K = A e^{-E_a / RT}$$

E_a - фаолланиш энергияси; A - вақт бирлиги ичида реакцияда катнашувчи заррачалар орасидаги тўқнашувларнинг умумий сони;

e - натурал логарифм асоси (2,718);

R - универсал газ доимийси (8,31 Ж/мол*К);

T - мутлоқ харорат, К.

Заррачалар тўқнасганда реакция содир бўлиши учун керак бўладиган энергия фаолланиш (активланиш) энергияси дейилади. Шундай энергияга эга бўладиган молекулалар фаол молекулалар дейилади.

Кимёвий реакциялар тезлигининг хароратга боликлиги тажрибалар асосида Аррениус тенгламасининг график ечими оркали топилган бўлиб куйидагича ифодаланади:

$$\ln k = -E_a / RT + C$$

E_a ва C - хароратга болиқ бўлмаган доимий сонлар, улар реакцияга киришувчи моддаларнинг табиати билан аникланади.

Бу тенглама куйидаги кўринишга эга:

$$\ln k = -E_a / RT + C$$

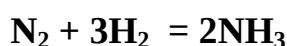
тенглама тўри чизик тенгламаси бўлиб график усулда $\ln k$ билан $\ln k$ орасидаги боланишдан топилади.

График эчим ўрнига икку хил хароратдан фойдаланган ҳолатда куйидаги тенгламани ишлатиш қулайроқ:

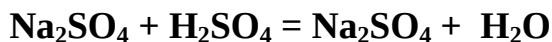
$$E_a = \frac{\ln k_2 - \ln k_1 \cdot R \cdot T_2 \cdot T_1}{(T_2 - T_1)}$$

Фаолланиш энергияси канча кичик, харорат канча юкори бўлса, реакция шунча тезлашади. Фаолланиш энергияси кичик бўлган реакцияларнинг ($E_a < 40 \text{ kJ/mol}$) тезлиги жуда катта бўлади. Бунга мисол қилиб эритмаларда ионлар орасида борадиган реакцияларни келтириш мумкин.

Фаолланиш энергияси катта ($E_a > 120 \text{ kJ/mol}$) бўлган реакцияларнинг тезлиги жуда кичик бўлади. Масалан, оддий шароитда азот ва водород ўртасидаги реакция:

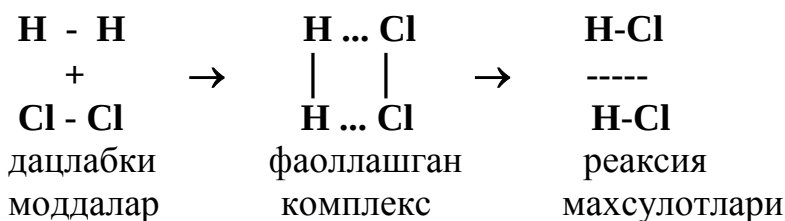


Агар фаолланиш энергиясининг киймати ўртача ($40 < E < 120 \text{ kJ/mol}$) бўлса, бу реакциялар ўртача тезликда бориб, уларнинг тезликларини осон ўлчаш мумкин.



Реаксия модда молекуласидаги атомлар орасидаги бонинг бўшашиши ёки узилиши ҳисобига бошланади. Бунда оралик фаолланган комплекс ҳосил бўлади. Бу оралик комплекс фаолланиш энергиясини ютиш ҳисобига ҳосил бўлади. Фаоллашган комплекс бекарор бўлиб, тезда парчаланади ва реакция маҳсулотлари ҳосил бўлади.

Бунда энергия ажралиб чиқади. Жараёни куйидагича тасвирлаш мумкин:



Фаолланиш энергияси реаксийга киришувчи моддалар табиатига болиқ бўлиб, лекин хароратга болиқ эмас.

5.4. Реаксияларнинг молекулярлиги ва тартиби

Кимёвий реакцияда иштирок этаётган молекулалар сони реакциянинг молекулярлигини белгилайди. Кимёвий реакциялар молекулярлиги бўйича мономолекуляр, бимолекуляр ва три молекуляр реакцияларга бўлинади. Учтадан ортиқ заррачаларнинг бир пайтни ўзида тўкнашиши деярли содир бўлмайди.

Массалар таъсир қонунини қўллаганда реакция тезлиги концентратсиянинг нечанчи даражасига болиқлигини кўрсатувчи сон реакциянинг тартибини кўрсатади.

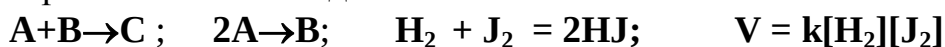
Реакциялар биринчи тартибли ($V=kC$), иккинчи тартибли ($V=kC^2$), учинчи тартибли ($V=kC^3$), нолинчи ва каср тартибли бўлиши мумкин. Каср тартибли реакциялар гетероген жараёнларда кузатилади ва бундай реакцияларда модданинг реакцион муҳитга киритилиши унинг сарфланишидан юқори бўлар экан. Нолинчи тартибли реакцияларда ($V=k$) реакция тезлиги концентратсияга болиқ эмас.

Мономолекулярли реакциялар, одатда биринчи тартиблидир:



Парчаланиш, радиоактив эмирилиш, изомерланиш реакциялари мономолекуляр реакциялар қаторига киради.

Би ёки ди (икки) молекуляр реакциялар қўп учрайди ва улар иккинчи тартибли ҳисобланади:

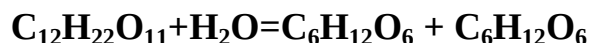


Три (уч) молекулярли реакциялар камдан-кам учраб, улар учинчи тартибли реакцияларга киради:





Агар реакцияга киришувчи моддалардан бири жуда кўп микдорда олинса (сахарозанинг гидролизи) ва факат бир модданинг концентратсияси ўзгарса молекулярлик ва тартиб мос келмайди.



Механизмига кўра бу реакция бимолекуляр, лекин биринчи тартиблидир. Чунки реакция тезлиги факат сахароза концентратсиясига болик бўлиб, сувнинг микдори жараёнга таъсир этмайди.

Шунингдек, агар кимёвий реакция боскичли борса реакциянинг тартиби ва молекулярлиги мос келмайди. Бунда реакциянинг тартиби энг секин боровчи жараён билан белгиланади.

Реакцияларнинг тартибини аниклаш. Бу усул Вант-Гофф томонидан таклиф килинган бўлиб, агар реакция тенгламаси $V = kC^n$ ҳисобланса, бу тенглама логарифмланади:

$$\lg V = \lg k + n \lg C; \quad y = \lg V; \quad A = \lg k; \quad B = n; \quad x = \lg C; \quad y = A + Bx$$

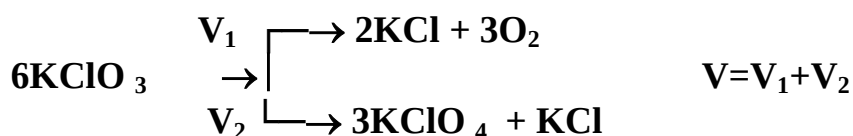
Бу тенглама тўри чизик кўринишини олади. Тенгамани ечиш учун ҳар хил концентратсияларда реакция тезлиги аникланади. $\lg V$ билан $\lg C$ орасидаги боликлик графиги чизилади. Абсиса ўқидаги $\lg V$ бўйича ажралган кесма $\lg K$ тенг бўлади. $\lg V$ билан $\lg C$ орасидаги тўри чизикнинг оиши ёки ўткир бурчак тангенс реакциянинг тартибидир.

5.5. Мураккаб реакциялар

Кимёвий реакцияларни оддий ва мураккаб реакцияларга бўлиш мумкин. Агар реакция факат бир боскичда борса, оддий реакция дейилади. Парчаланиш реакциялари оддий реакцияларга мисол бўлади.

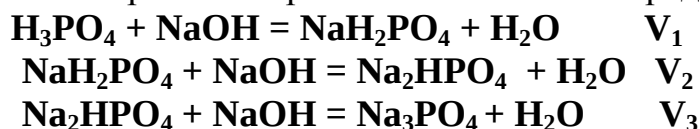
Оддий реакцияларда реакция тенгламаси ҳақиқатда кетаётган реакция жараёнига мос келади. Кўпчилик реакциялар мураккаб реакциялар бўлиб, улар бир неча боскичда содир бўлади. Мураккаб реакциялар параллел, кетма-кет, туташ, занжир реакцияларга бўлинади.

Параллел реакциялар бир вақтнинг ўзида бир неча йўналишда боради.



Бундай реакцияларнинг тезлиги алоҳида олинган реакцияларнинг тезликларининг йииндисига тенг бўлади.

Кетма-кет реакциялар боскичма-боскич боради:



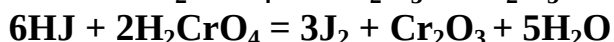
Боскичли реакцияларнинг тезлиги бўлса энг секин боровчи жараён(ВЗ) билан белгиланади.

Туташ реакцияларда икки реакциядан бири иккинчисининг боришини таъминлайди:



Бундай реакцияларда В индуктор дейилади. Аини пайтда С модда бўлса акцептор дейилади. Иккала реакция учун зарур бўлган модда А бўлса актор дейилади.

Масалан: НJ билан H_2CrO_4 ўзаро реакцияга киришмайди. Лекин уларга озрок FeO кўшилса, FeO оксидланиши билан бирга НJ ҳам осон оксидланади.

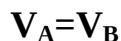


H_2CrO_4 - актор, FeO - индуктор, НI- акцептор хисобланади. Туташ реакцияларнинг кинетикаси анчагина мураккаб, улар физик ва коллоид кимё фанида анча чуқур кўриб чикилади.

Кайтар реакциялар - карама карши икки йўналишда кетадиган реакциялардир. Бундай реакцияларнинг тезлиги тўри ва тескари реакциялар тезлигини аниклаш оркали бахоланади:



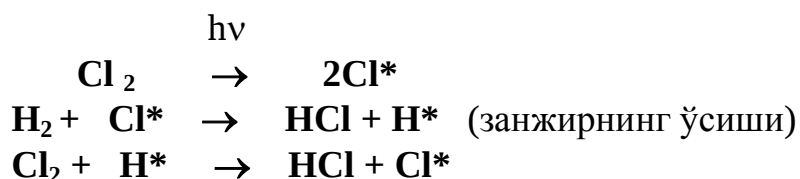
Реакция пайтида А модданинг концентратсияси камайиб В модданинг концентратсияси ортиб боради. Бу жараён кимёвий мувозанат содир бўлгунича давом этади. Кимёвий мувозанат содир бўлганида эса:

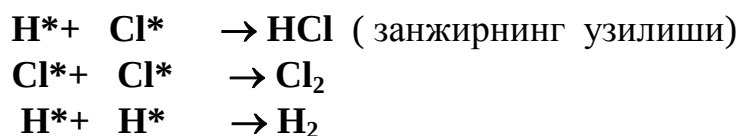


Занжир реакциялар бир-бири билан уланган кетма-кет, параллел, туташ реакциялар тизимидан ташкил топган ҳамда эркин радикаллар иштирокида борадиган боскичлардан иборат реакциялардир. Бундай реакциялар каторига ёниш, оксидланиш, радиоактив емирилиш, полимерланиш, поликонденсатсия, фотокимёвий ва бошқа реакциялар киради.

Занжир реакциялар уч боскичда кетиши кузатилган: занжирнинг ҳосил бўлиши, занжирнинг ривожланиши ёки ўсиши ва занжирнинг узилиши. Занжир реакцияларнинг механизми эркин радикалларнинг ҳосил болиши ва уларнинг активлиги жуда юкорилиги билан боланган. Радикаллар атомлар ва молекулалар билан тўкнашиб уларни ҳам жуда фаол ҳолатга ўтказди.

Водород ва хлордан водород хлорид ҳосил бўлиш реакцияси энг оддий занжир реакцияга мисол бўлади. Актив марказлар ҳосил болиши учун реакция аралашмага ёрулик нури таъсир эттирилади(занжирни ҳосил бўлиши):





Актив марказларни ҳосил қилиш учун нур таъсир эттириш, киздириш, барқарорлиги кам бўлган моддалар(инициаторлар) қўшиш ва бошқалар орқали юзага келтирилади. Занжир реакцияларининг кинетикасини ўрганиш учун реакция пайтида радикалларнинг ва атомларнинг концентратсиясини аниқлаш ва ўзгаришларни топиш керак. Бунинг учун турли физико-кимёвий усуллар қўлланилади. Бундай текширувларда спектроскопик колорометрик, электрон парамагнит резонанс усуллари ишлатилади.

Фотохимёвий реакциялар. Фотохимёвий реакциялар ёрулик нури ёки ултрабинафша нурлар таъсирида юзага келадиган кимёвий жараёнларга айтилади.

Фотохимёвий реакциялар асосида молекулалар ёки атомлар томонидан ёрулик кванти ютилишидан келиб чиқадиган жараёнлар тушунилади. Барча фотохимёвий жараёнларда иккита ҳолат кузатилади. Аввало бирламчи жараёнлар, улар модданинг ёрилиш кванти ютишига болиқ экан. Иккиламчи жараён содир бўлиши учун, ёритиш шарт эмас.

Шунинг учун ҳам кейинги жараён коронида боровчи реакциялар ҳам дейилади.

Фотохимёвий жараёнлар асосида шулаланиш (люминесцент) таҳлил усули ишлаб чиқилган. Сифат таҳлилда шулаланиш ёркинлиги ҳисобга олинади. Микдорий таҳлилда шулаланиш равшанлиги текшириладиган модданинг концентратсияси билан боланади. Фотохимёвий реакциялар туфайли фотосинтез амалга ошади.

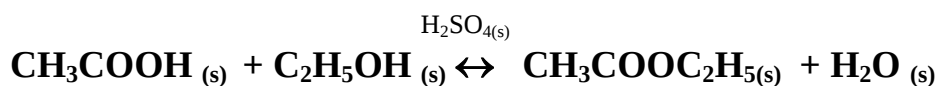
5.6. Катализ. Каталитик реакциялар

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги на фақат концентратсия ва ҳароратнинг ортиши билан эмас балки катализатор қўшиш билан ҳам ортади.

Кимёвий реакциянинг тезлигини ошириб, ўзи реакция маҳсулотлари таркибига кирмайдиган моддалар катализаторлар дейилади.

Катализатор иштирокида реакциянинг тезлигини ортиши катализ дейилади. Катализ уч хил бўлади: 1) гомоген, 2) гетероген, 3) ферментатив.

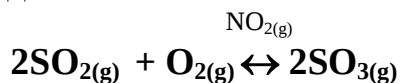
Гомоген катализда катализатор ва реакцияга киришувчи моддалар битта фазада (газ ёки суюқ) бўлади. Масалан:



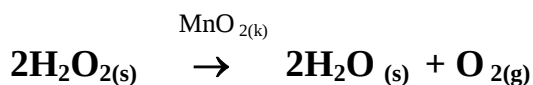
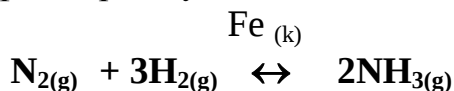
Кислота, асос, тузлар (айниқса д-элементлар - Cr, Mn, Fe, Co, Ni) эритмалари иштирокида бўладиган реакциялар гомоген катализга мисол бўлади. Гомоген катализга водород пероксидини $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, WO_4^{2-} , MoO_4^{2-} иштирокида сув ва кислородга парчаланиши ҳам киради. Гомоген катализга

комплекс хосил бўлиши, оксидланиш-кайтарилиш реакциялари, гидрогенлаш, сулфирлаш, кислота ва асосларнинг ўзаро таъсири ва бошқа жуда кўп реакциялар киради.

Факат газлар иштирокида амалга ошадиган реакциялар ҳам гомоген катализ хисобланади:



Гетероген катализда катализатор ва реакцияга киришувчи моддалар турли хил фазаларда бўлади. Масалан:



Каталитик реакциялар табиатда кўп учрайди. Саноатда нитрат, сульфат кислоталарни ишлаб чиқариш, аммиакнинг олиниши, кўплаб дори моддаларнинг олиниши катализатор ишлатиш орқали амалга ошади. Катализаторлар сифатида Mn(IV), Ni, Co, Fe, AlCl₃, ZnCl₂, TiO₂ ва бошқалар ишлатилади.

Ферментлар биологик катализаторлар бўлиб, организмда модда алмашинувида содир бўладиган турли реакцияларни бошқариб туради. Ферментлар реакциянинг бориш шароитига яъни харорат, босим, эритма мухити (pH)нинг таъсирига жуда сезгирдир.

Киши организмда ферментлар иштирокида 10000 дан ортиқ турли биокимёвий реакциялар содир бўлади. Организмда сахарозанинг оксидланиши ферментлар иштирокида миллион марта тезлашади. Хозирги вақтда пепсин, трипсин, рибонуклеаза, уреаза каби кўплаб ферментлар кристалл ҳолда ажратиб олинган.

Катализатор таъсирининг моҳияти шундаки у фаолланиш энергиясини камайтиради, натижада реакция тезлиги кескин ортади. Масалан А ва Б моддалар орасидаги реакция тезлиги кичик, чунки фаолланиш энергияси (E_a) катта. Агар катализатор ишлатилса, у реакцияга киришувчи моддалардан бирортаси билан оралик бирикма хосил қилса, реакцияларнинг фаолланиш энергиялари камайиб, шу сабабли реакция тезлашади. Бу жараёнларни қуйидаги тасвирлаш мумкин:



Фаоллашган комплекс

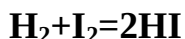


фаоллашган

оралик

фаоллашган

Катализаторнинг кимёвий реакция тезлигига таъсири водород ёдидни ҳосил бўлиш жараёнида айниқса яққол намоён бўлади:



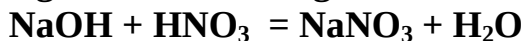
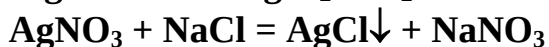
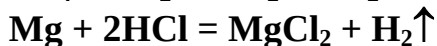
Агар реакция катализаторсиз олиб борилса $E_a = 168 \text{ kJ/mol}$, шу реакцияда катализатор (Au) ишлатилса реакциянинг фаолланиш энергияси $E_a = 105 \text{ kJ/mol}$, агар шу жараёнда катализатор платина ишлатилса $E_a = 59 \text{ kJ/mol}$. Иккала ҳолда ҳам катализатор иштирокида реакциянинг фаолланиш энергияси камайиши, демак фаол молекулаларнинг сони кўп ва реакция тезроқ содир бўлиши кузатилади.

Катализатор реакциянинг иссиқлик эффектини ўзгартирмайди. Тўри ва тескари реакцияларни бир хилда тезлаштириб кимёвий мувозанат ҳосил бўлишини жадаллаштиради.

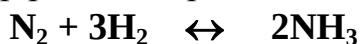
Абдулла Султонович Султонов(1913-1979).У органик реакцияларнинг катализи соҳасидаги йирик олимдир. А.С.Султонов раҳбарлигида алюминий-рух-молибден катализаторлари яратилган ва ишлаб чиқаришга жорий этилган. Унинг фурфуролни кайтариш, углеводородлар таркибидаги олтингугуртни йўқотиш, фуран бирикмаларини полимерлаш, каучукни вулканизация катализаторларини яратиш ва бошқа ишларининг амалий аҳамияти катта ҳисобланади. Олим мамлакатимизда органик катализ соҳасида йирик мактаб яратган.

5.7. Кимёвий мувозанат

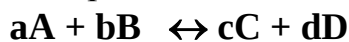
кайтар ва кайтмас реакциялар. Барча кимёвий реакцияларни иккига: кайтар ва кайтмас реакцияларга бўлиш мумкин. Факат бир йўналишда борадиган реакциялар кайтмас реакциялар дейилади. Реакция натижасида кўп микдорда иссиқлик ажралиб чиқса, газ модда, чўкма ёки оз диссоциацияланган моддалар ҳосил бўлса, бундай реакциялар амалда кайтмас бўлади:



Бир вақтнинг ўзида икки қарама-қарши йўналишда борадиган реакциялар қайтар реакциялар дейилади. Мисол:



Реакция бошланган пайтда тўри реакциянинг тезлиги катта, тескари реакциянинг тезлиги кичик бўлади. Вақт ўтиши билан тўри реакциянинг тезлиги камайиб тескари реакциянинг тезлиги ортиб боради. Маълум вақтдан сўнг ҳар иккала реакция тезликлари тенглашади.



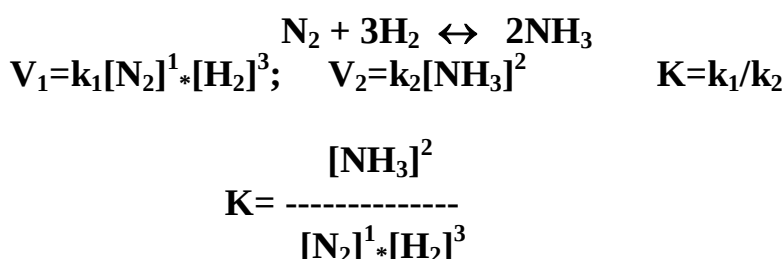
реакция учун тезликнинг ўзгариши графиги

$$V_1 = k_1[A]^a[B]^b \quad V_2 = k_2[C]^c[D]^d \quad V_1 = V_2$$

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$[A], [B], [C], [D]$ - реакциянинг мувозанат концентратсиялари; а, б, с, д - реакция тенгламасининг цехеометрик коэффициентлари; К - кимёвий реакциянинг мувозанат концентраси бўлиб, у ҳароратга болиқ бўлган катталиқ.

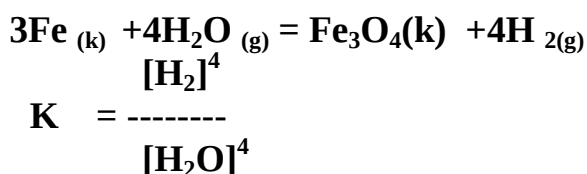
Тўри ва тескари реакциялар тезликлари тенглашган ҳолат кимёвий мувозанат дейилади. Моддаларнинг мувозанат вақтидаги концентратсиялари мувозанат концентратсияси дейилади. Юқоридаги аммиак ҳосил бўлиши реакцияси учун тўри ва тескари реакциялар:



Мувозанат ҳолатида реакция маҳсулотлари концентратсиялари кўпайтмасининг даълабқи моддалар концентратсиялари кўпайтмасига нисбати доимий сон бўлиб, мувозанат концентраси дейилади.

Мувозанат концентраси моддаларнинг табиатиға, ҳароратға болиқ бўлиб, концентратсияға, босимға ва катализаторға болиқ эмас.

Гетероген реакцияларда каттик моддалар концентратсияси мувозанат концентраси ифодасига кирмайди:



Кимёвий реакцияларнинг мувозанат концентраси асосида изобарик изотермик потенциал ҳисобланиши мумкин.

$$\Delta G^0 = - RT \ln K$$

Кўриниб турибдики, ΔG^0 киймати кичик бўлиши учун К катта кийматға эға бўлиши керак. Демак, мувозанат жараёнида маҳсулотларнинг мувозанат концентратсиялари кўп бўлса изобар изотермик потенциал кичик кийматға эға бўлади. ΔG^0 нинг мусбат кийматларига мувозанат ҳолатининг даълабқи моддаларнинг концентратсиялари юқори бўлган ҳолати мос келади. Мувозанат концентраси ҳароратға боғланган. Эндотермик жараёнларда ҳароратни ортиши мувозанат концентраси киймати ортишиға олиб келади. Экзотермик жараёнларда ҳарорат ортса мувозанат концентраси камаяди.

Ле-Шателе принтсипи. Мувозанатда турган сицемага бирор бир ташки таъсир кўрсатилса, мувозанат бузилади ва маълум вақтдан сўнг янги мувозанат қарор топади. Бу жараён мувозанатнинг силжиши дейилади.

Мувозанатни қай тарафга силжишини Ле-Шателе принтсипи аниқлаб беради: мувозанатда турган сицемага бирон-бир ташки таъсир кўрсатилса, мувозанат шу таъсирни қамайтирувчи реакциянинг бориши тарафига силжийди.



Ушбу реакцияда азот, водород концентратсияларининг ошиши ҳамда аммиак концентратсиясини қамайтириш мувозанатни ўнгга, аммиак ҳосил бўлиши тарафга, силжишига олиб келади. Аксинча азот ёки водород концентратсиясини қамайтириш ҳамда аммиак концентратсиясини ошириш мувозанатни чап тарафга силжитади.

Ҳарорат ошганда мувозанат эндотермик реакциянинг бориши тарафга яъни аммиакнинг парчаланиши тарафга силжийди.

Босим ошганда эса, мувозанат газ модда молекулалари сон қамаядиган тарафга яъни аммиак ҳосил бўлиши тарафга силжийди.

5.8. Кимёвий реакцияларнинг механизми

Таъсирлашувчи моддаларнинг табиатига ва шароитга кўра кимёвий реакцияларда атомлар, молекулалар, радикаллар ва ионлар иштирок этади.

Эркин радикаллар молекулаларнинг парчаланишидан ҳосил бўлган қисмлардан иборат бўлади. Масалан, $\cdot\text{OH}$ (H_2O молекуласининг қисми), $\cdot\text{NH}_2$ (NH_3 молекуласининг қисми), $\cdot\text{HS}$ (H_2S дан ҳосил бўлган), эркин радикалларга эркин атомлар ҳам қиради. Бундай реакциялар радикал механизм асосида содир бўлади. Эркин радикалларнинг реакцион қобилияти жуда юқори, лекин улар иштирок этадиган реакцияларнинг активланиш энергияси кичик ($0-40 \text{ kJ/mol}$).

Эркин радикаллар ҳосил бўлиши қиздириш, ёритиш, ядровий нурланиш, механик таъсирлар ҳамда электр разрядлари таъсири натижасида юзага келади.

Ионлар иштирокида кетадиган реакцияларнинг активланиш энергияси $0-80 \text{ kJ/mol}$ ни ташкил этади. Ионли механизм бўйича борадиган реакциялар ҳам анча тез боради.

Молекулалар иштирокида кетадиган реакцияларнинг фаолланиш энергияси жуда юқори бўлади. Масалан, ХЖ ҳосил бўлиш реакциясининг активланиш энергияси 150 kJ/mol га тенг. Бундай реакциялар молекуляр механизм асосида боради.

Фарматсиядаги аҳамияти. Доривор моддаларни саноат микёсида ишлаб чиқариш учун кетаётган жараёнларнинг кинетикаси ва механизмини яхши билиш зарур.

Ўсимликлар, ҳайвонлар ҳамда тирик организмда кетаётган жараёнларда барча органик моддалар жуда тез оксидланиши керак. Лекин аслида оксидланиш жарайинлари анча секин боради. Бу жараёнларда охириги

оксидланиш махсулоти бўлса сув ва CO_2 ҳисобланади. Барча дори модаларнинг таъсири организмда кетадиган реакцияларга болиқдир. Дори моддаларининг сакланиши уларни эскиришига олиб келади. Уларнинг эскириш реакцияларини билиш дори моддаларининг сакланиш муддатини баҳолашга имкон яратади.

Кимёвий ва фарматсевтик технология жараёнларини тушуниш ва бошқаришни билиш учун кимёвий кинетика конунлари ва шу жараёнда кетаётган реакцияларнинг механизмини билиш катта аҳамият касб этади. Кимёвий реакциялар тезлиги орқали махсулотлар унуми, кимёвий асбоб-ускуналар ва жараённинг самарадорлиги тўрисида фикр юритиш мумкин.

Кимёвий реакцияларнинг кинетикасини ўрганиш фарматсияда катта рол ўйнайди. Кўп дори моддаларнинг таъсири организмда кетаётган реакцияларга чамбар-час боланган. Дори моддаларнинг сакланиш муддатини баҳолаш, организмга дори моддалар киритилишида юзага келадиган ножўя таъсирлар, дори моддаларининг организмдаги кейинги такдири кимёвий реакциялар тезлигини аниқлаш орқали баҳоланади.

Орағниздаги турли кимёвий жараёнларни мўтадиллаш учун кўпдан кўп фермент дори-дармонлар ишлаб чиқилган. Ошқозон-ичак тизими касалликларида пепсин, панкреатин буюрилади. Куйган, йирингли яраларни даволашда протолотик ферментлар ишлатилади. Кон томирларининг турли касалликларини (тромбоз) даволашда плазмин, трипсин, химиотрипсин каби фермент препаратлари самарали таъсир этади. Бундай фермент препаратлари таъсири организмдаги турли жараёнларга каталитик таъсирга асосланган.

5.9. Кимёвий жараёнларнинг содир бўлиш шартлари

Кимёвий моддаларнинг реаксион қобилиятига ҳарорат, йўрулик, радиация, босим, механик кучлар ва бошқалар таъсир этади.

Кимёвий реакцияларнинг боришига ҳароратнинг таъсири батафсил кўриб чиқилди.

Кўзга кўринадиган ёрулик нурунинг (инфра-қизил, ултра-бинафша) турли моддаларга таъсир этиб кимёвий жараёнларни юзага келтириши моддаларнинг парчаланиб ионлар, молекулалар ва радикаллар ҳосил бўлиши билан болиқ. Водород хлориднинг ҳосил бўлиши, ёниш, оксидланиш, занжир реакциялари фотокимёвий жараёнларда катта аҳамиятга эга. Фотография, фотосезгир элементлар, полимер моддалар, янги кимёвий материаллар фотокимёвий жараёнларнинг амалий аҳамияти бениҳоялигини кўрсатади.

Охирги пайтларда лазер нури таъсирида кимёвий жараёнларни юзага келтириш анча кенг ўрганилмоқда. Маълум тўлқин узунлигига эга бўлган ёрулик нури кимёвий реакцияларга танлаб таъсир этади, ва факат маълум йўналишдаги кимёвий реакцияларнинг боришига сабабчи бўлади.

Лазерларнинг каттик моддаларга таъсири натижасида харорат бирданига кўтарилади ва бу жараён юкори кучга эга бўлган нурланишда плазма хосил бўлишига олиб келади. Лазер нурланиши модданинг юкори хароратдаги жараёнларини ўрганишга имкон беради. Лазер нурланиши туфайли графитдан олмос олинган. Графит ва водороддан углеводородлар синтез килинган. Бу нурланиш моддаларнинг хоссалари, цруктурасини текшириш, сўнги пайтларда тиббий жаррохликда ҳам кенг кўламда кўлланилмокда.

Кимёвий моддаларга нур таъсирида бўладиган ўзгаришларни радиасион кимё ўрганади. Айникса бу жараёнлар атом техникасида, юкори молекуляр моддалар олиш, кимё саноатида кенг кўлланилади.

Механик таъсирлар натижасида кимёвий жараёнларни юзага келтириш ҳам охирги пайтларда кенг кўлланилмокда. Механик таъсирлар туфайли майдалаш, кукунлаш жараёнларида кимёвий боларнинг узулиши ва янги хил молекулалар хосил бўлиши кузатилади.

Механокимёвий синтез полимерлар олиниши ва органик синтезда катта амалий ахамиятга эга.

Жуда юкори босим таъсирида ҳам кимёвий жараёнлар юзага келиб, графитнинг олмосга айланиши, боразоннинг хосил бўлиши жуда юкори босимда амалга ошади.

Охирги пайтларда турли портловчи моддаларнинг портлаш пайтида юзага келадиган босим кучунинг кимёвий моддаларга таъсири кенг кўламда ўрганилмокда.

Ана шундай босим кучи бир хил моддаларни парчалаб ташласа, иккинчи моддаларни бир-бирига бириктиради. Бундай синтез оддий моддаларни олишда, органик моддалар синтези ва полимерлар олишда кўл келмокда.

Хозирги пайтда олимлар портлаш пайтидаги кучли тўлқинлардан фойдаланиб сувни водород ва кислородга парчалашга ҳамда олинган аралашмани ёндириб ички ёнар двигателларни юргазисшга мувофак бўлдилар. Босим кучи таъсирида каучук резинага, аминокислоталар оксилларга айланиши кузатилган. Бу жараён юкори хароратда металлургияда ишлатилмокда.

Турли кимёвий жараёнларни физик усуллар билан амалга ошириш ва бундай кимёвий жараёнларни бошқаришнинг самарали усуллари ишлаб чиқиш бўйича илмий изланишлар кенг кўламда олиб борилмокда.

6- боб. Эритмалар

Икки ва ундан ортик компонентлардан ва уларнинг ўзаро таъсир махсулотларидан ташкил топган гомоген сицемага эритма дейилади. Эритмалар тирик организмлар хаётида мухим ахамиятга эга. Масалан кон, лимфа, ва сўлак суюкликлари эритмалардир. Эритмалар кимёвий бирикмалар ва оддий механик аралашмалар ўртасида оралик холатни эгаллайди.

Эритмалар кимёвий бирикмаларга ўхшаш бир жинсли яъни гомоген бўлади.

Эриш жараёни кимёвий реаксияга ўхшаш иссиқлик ютилиши ёки чиқиши билан рўй беради. Эритмалар кимёвий бирикмалардан фарк қилиб таркиби ўзгарувчан бўлиб, ҳам эритувчи ҳам эриган модда хоссаларини намоён қилади. Эриган моддани эритувчидан физикавий усулда ажратиш олиш мумкин. Бу хоссалари билан эритма механик аралашмага ўхшайди.

Эритма тайёрлаш жараёнида агрегат ҳолати ўзгармайдиган компонент эритувчи ҳисобланади. Эритмаларда бир компонент иккинчисидан молекулалар, ионлар, ёки атомлар ҳолатида бир жинсли муҳит ҳосил қилиб тарқалгандир. Эритмалар газ, суюқ ва каттик ҳолатда учрайди.

Газларнинг эритмалари. Эриган модда ва эритувчи ҳам газ бўлган аралашма сифатида ҳавони олиш мумкин. Ҳаво таркибида ҳажм жиҳатидан 78% азот, 20-21% кислород, қолган қўшимчалар углерод(II) оксиди, сув буғи ва бошқалар бўлиши мумкин. Газлар аралашмасининг умумий босими уларнинг парциал босими дейилади.

Умумий парциал босим ташкил этувчиларнинг парциал босимлари йииндисиға тенг бўлади.

Харорат кўтарилши билан газларнинг эрувчанлиги камаяди, чунки газларнинг эриш жараёни экзотермик жараёндир. Газлар эрувчанлигининг босимға боқлиги Генри қонуни билан ифодаланади:

Ўзгармас хароратда газларнинг эрувчанлиги унинг босимиға тўри пропорционал.

$$C = k \cdot P$$

C - газнинг эрувчанлиги;

k - Генри доимийси;

P - газнинг босими.

Генри-Далтон қонуни. Агар бирор суюқликда газларнинг аралашмаси ериса, ҳар бир алоҳида газнинг эрувчанлиги шу газнинг парциал босимиға тўри пропорционал.

Генри қонуни унча юқори бўлмаган босимда ва концентратсияда ўринли бўлиб эритувчи ва эриган модданинг орасида ўзаро таъсир рўй бермайди деб ҳисобланади.

Сеченов қонуни. Эритмада электролитнинг концентратсияси ортиши билан газнинг унда эрувчанлиги камаяди.

$$N = N_0 \cdot e^{-k_c}$$

N - газнинг тоза эритувчидаги эрувчанлиги; k - Сеченов қонантаси, газ ва электролитнинг табиатиға ва хароратға боғлиқ бўлган катталиқ; c - электролит концентратсияси.

N₀ - газнинг электролит эритмасидаги эрувчанлиги.

Электролит эритмаларида газларнинг эрувчанлигини камайиши гидратасияға боқидир. Гидратасия туфайли сув молекулалари ионлар атрофида боланиб қолади ва шу туфайли газларнинг эрувчанлиги камаяди.

Суюқ эритмалар. Суюқ эритмалар одатдаги суюқликларға ўхшаш ўзига ҳос цуктураға эға. Суйлтирилган эритмаларнинг хоссалари

эритувчиникига ўхшаб кетса, концентрланган эритмаларнинг хоссалари эриган моддага ўхшаб кетиши аниқланган.

Суюк моддаларнинг сувда эрувчанлиги турлича. Баъзи суюқликлар масалан: спирт, глицерин сувда чексиз эрийди. Баъзилари эса маълум микдорда эрийди. Масалан - фенол совук сувда оз эрийди. Харорат кўтарилганда унинг эрувчанлиги ортади. 66,45о S дан юкори хароратда эса унинг эрувчанлиги чексиз бўлади. Бу хароратни критик эриш харорати дейилади. Каттик ва суюк моддаларнинг эрувчанлигига босим таъсир этмайди, чунки уларнинг хажми босим таъсирида деярли ўзгармайди.

Генри-Далтон ва Сеченев конунларининг тиббиётдаги аҳамияти. Инсон организмида газларнинг конда эриши, кондан турли органларга бориши содир бўлади. Агар организмда кон босими ўзгариши билан кондаги газларнинг эрувчанлиги ўзгарса бу оир асоратларга олиб келади.

Сув оцида ишлайдиган оввосларда кечадиган кессон касаллиги ана шу Генри конунига амал килади. Денгиз сатхидан 40 м пацда умумий босим одатдагидан 4 марта ортиб, кондаги босим хам шунча марта кўпаяди. Агар оввос тепага тез кўтарилса унинг босими жуда тез пацга тушади. Газларнинг эрувчанлиги бу холатда кескин камайиб конда газларнинг пуфакчалари пайдо болади. Бу пуфакчалар томирларнинг тикилиши ва токималарнинг зарарланишига олиб келади ва хатто ўлимга олиб келиши мумкин.

Бу конун асосида корасон (гангрена) касаллигида ўлган тўкималардаги микробларни босим оцида чиқариб юбориш усули ишлаб чиқилган. Бунунг учун бемор барокамераларга жойлаштирилиб унга кислород билан бойитилган хаво кўшилади. Одатда бундай усул яхши натижага олиб келади.

Сеченев конунига кўра конда кислород ва углерод (IY) оксиднинг эришига нафакат электролитлар, балки оксиллар, липидлар ва бошка моддалар хам кучли таъсир этиши мумкин. Шунинг учун хам кондаги ўзгаришлар шифокорларнинг доимий назоратида бўлиши табиий.

6.1. Эритмалар концентратсияси

Эритманинг ёки эритувчининг хажм ёки масса бирлигида эриган модда микдорида концентратсия дейилади.

Эритмада эриган модда микдори кўп бўлса, бундай эритма концентрланган, оз бўлса, суюлтирилган эритма дейилади. Концентратсияни ифодалашнинг бир неча усуллари мавжуд.

1. Эриган модда массасининг эритманинг умумий массасига нисбати эриган модданинг масса улуши дейилади.

$$W = \frac{m_1}{m_2} ; \quad W, \% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$$
$$m_2 = m_1 + m_o$$

W - эриган модданинг масса улуши; W,% эриган модданинг % микдори;
 m_1 - эриган модда массаси, г;
 m_2 - эритманинг массаси, г;
 m_0 - эритувчининг массаси, г.

2. Бир литр эритмада эриган модда микдорига моляр концентратсия дейилади.

$$C = \frac{n}{V}; \quad \text{yoki} \quad C = \frac{m}{M V}$$

C - моляр концентратсия;
 m - эриган модда массаси, г;
 M - эриган модда моляр массаси, г/мол;
 n - эриган модда микдори, мол.

0,5 M NaOH - бу ифода моляр концентратсияси 0,5 мол/л бўлган натрий гидроксид эритмаси эканлигини билдиради.

3. Бир килограмм эритувчида эриган модда микдорига молял концентратсия дейилади:

$$C_m = \frac{n}{m_0}; \quad C_m = \frac{m * 1000}{M * q}$$

C_m - молял концентратсия, мол/кг;
 m_0 - эритувчи массаси, кг;
 m - эриган модда массаси, г;
 M - эриган модда моляр массаси, г/мол;
 q - эритувчи массаси, г;
 n - эриган модда микдори, мол.

4. Бир литр эритмада эриган модда эквивалент микдорига нормал (эквивалентнинг моляр) концентратсия дейилади.

$$C_n = \frac{m}{E V}; \quad E - \text{эриган модданинг эквивалент массаси, g/mol.}$$

0,5 n H₂SO₄ - бу ибора бир литрда 0,5 эквивалент микдор (24,5g) H₂SO₄ бўлган эритмани ифодалайди.

5. Эриган модданинг моляр улуши деб, эриган модда микдорининг эритмадаги барча моддалар микдорлари йииндисига нисбатига айтилади.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_0}; \quad N_0 = \frac{n_0}{n_1 + n_0}$$

N_1 - эриган модда моляр улуши;
 N_0 - эритувчининг моляр улуши;
 n_1 - эриган модда микдори, мол;
 n_0 - эритувчи микдори, мол.

6. Бир миллилитр эритмада эриган модда граммлар сонига титр дейилади.

$$T = \frac{C_n E}{1000} ; \quad \text{yoki} \quad T = \frac{C_m M}{1000}$$

Эритманинг хажми, зичлиги ва массаси куйидагича ўзаро болик:

$$m = \rho \cdot V$$

m - эритма массаси, г;

V - эритма хажми, мл;

ρ - эритма зичлиги, г/мл.

Агар эритманинг зичлиги, масса улуши маълум бўлса, унинг концентратсияларини куйидаги формулалар ёрдамида аниклаш мумкин.

$$C_m = \frac{w \% \cdot \rho \cdot 10}{M} ; \quad C_n = \frac{w \% \cdot \rho \cdot 10}{E} ; \quad C_m = \frac{w \% \cdot \rho \cdot 1000}{M (100 - w \%)}$$

Дорихоналарда масса улушлари маълум бўлган иккита эритмадан маълум микдор учинчи масса улушли эритмани тайёрлаш учун аралаштириш коидаси ишлатилади. Бу койдага биноан биринчи уцунга мавжуд иккита эритманинг масса улушлари ёзилади. Тайёрлашимиз лозим бўлган учинчи эритманинг масса улуши мавжуд эритмалар масса улушлари кийматлари орасида бўлиши шарт, яъни $w_1 > w_2 > w_3$. 2-устунга тайёрланиши керак бўлган эритманинг масса улуши (w_2) ёзилади. 3-устунга эса, диагональ бўйича масса улушлари орасидаги фарк ёзилади. Хўсил бўлган сонлар 1- ва 2- эритмаларни қандай нисбатда аралаштирганда 3- эритма ҳосил бўлишини кўрсатади.

$$\begin{array}{ccc} w_1 & & w_3 - w_2 \\ & \searrow & \nearrow \\ & w_2 & \\ & \nearrow & \searrow \\ w_3 & & w_1 - w_2 \end{array}$$

Мисол: 360г 5%-ли натрий хлорид эритмасини тайёрлаш учун 20% ли ва 2%ли эритмалардан неча граммдан олиш керак?

Эчиш: 20 % $\searrow$ 5% $\swarrow$ 5-2=3 3 g (20%) 18g = 3g. 18 g=15 g
 2 % $\swarrow$ 5% $\searrow$ 20-5=15 15 g (2%) 360 g= x 360 g= x

20% ли эритма массаси: x к 60 g

2% ли эритма массаси: x к 300g

6.2.Эрувчанлик. Эриш механизми

Айни хароратда маълум эритувчида эриши мумкин бўлган модда микдори эрувчанлик дейилади. Бирор бир эритувчида модданинг эриши ўз-ўзича бориб, бунда $\Delta G < 0$, шунинг учун жараён ўз-ўзича боради.

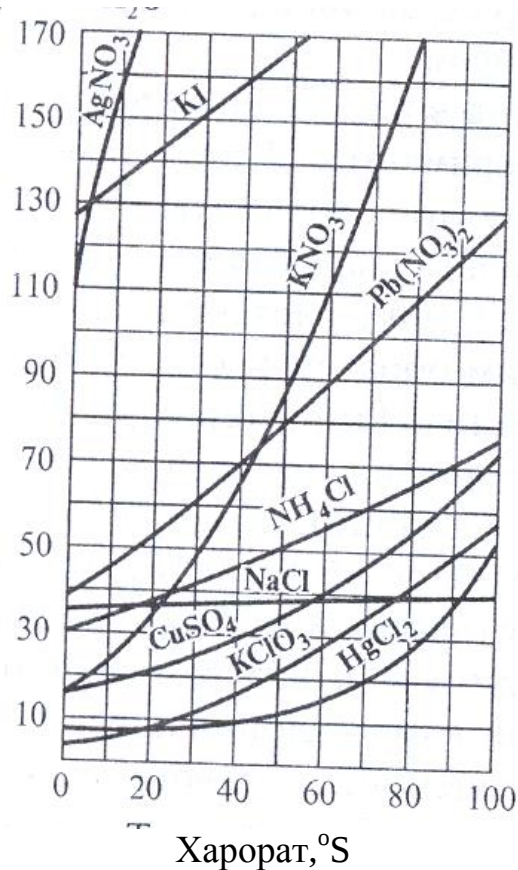
20 оС да 100 г эритувчида 10 г ортик модда эриса бу модда яхши эрийдиган хисобланади. Худди шу шароитда 0,01 - 1,0 г атрофида эриса кийин эрийдиган дейиш мумкин.

Агар шу шароитда 0,01 г дан кам эриса амалий жихатдан эримайдиган хисобланади. Умуман эримайдиган модда бўлмайди.

Кўп каттик моддаларнинг эрувчанлиги харорат ортиши(3-расм) билан ортади.

Шунинг учун хароратнинг пасайиши эрувчанликни камайишига ва харорат

E, g/ 100

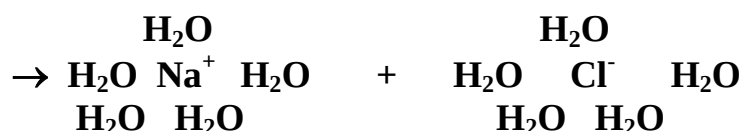


3-расм. Эрувчанлик эгри чизиклари.

камайган сари крицалланишга олиб келади. Глаубер тузининг эрувчанлиги харорат ортиши билан аввал ортиб, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ хосил бўлиши хисобига кейин бўлса камаяди.

Эриш жараёни мураккаб физик-кимёвий жараёндир. Эриган модда молекулалари билан эритувчи молекулаларининг ўзаъро таъсирини солватланиш дейилади. Бу таъсирланиш махсулотлари эса солватлар дейилади. Агар эритувчи сув бўлса, бу жараён гидратланиш, махсулот эса гидратлар дейилади.

Эритувчи ва эриган модда табиатига болик холда солватларнинг хосил бўлиши турлича бўлиши мумкин. Масалан: эрийдиган модда ион тузилишли (NaCl), эритувчи эса кутбли тузилишли (H_2O) бўлса, эриш жараёнини куйидагича тасвирлаш мумкин:



Эритувчи молекулалари билан ионлар ўртасида донор-аксептор таъсирлашув бўлиши мумкин. Масалан:



Спиртнинг сувда эришида эса дипол-дипол таъсирлашув кузатилади. каттик модданинг эриш жараёнини иккита жараёнларнинг йииндиси деб караш керак. Биринчиси каттик модданинг молекулаларга ёки ионларга парчаланишидир. Бу жараён эндотермик бўлиб, иссиклик ютилиши билан боради.

Иккинчиси - молекула ёки ионларнинг сув билан таъсирлашиб гидратлар хосил килишидир. Бу жараён экзотермик бўлиб иссиклик ажралиб чиқиши билан боради. қайси жараённинг улуши катталигига караб, каттик модда эриганда иссиклик ютилиши ёки чиқиши мумкин. Баъзи каттик моддалар (KOH , NaOH) эриганда иссиклик чикади. Баъзилари (NH_4NO_3 , NH_4Cl) эриганда эса иссиклик ютилади.

Гидратлар бекарор моддалар бўлиб, осон парчаланади. Эритмалар булатилганда, улар парчаланиб, эриган модда ажралиб чикади. Баъзан гидратлар бирмунча баркарор бўлиб, сув каттик модда таркибига киради. Бундай моддаларни крицаллогидратлар деб, крицаллогидрат таркибидаги сувни эса крицаллизатсия суви деб аталади.

Масалан: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - мисс купораси
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристалл сода
 $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - тахир туз

Моддаларнинг у ёки бу эритувчида эриш хоссасига эрувчанлик дейилади. Эрувчанлик авваламбор эритувчи ва эрийдиган моддалар табиатига болик. Масалан, натрий хлорид сувда яхши эрийди, лекин бензолда эримади. Ё эса сувда эримади, лекин бензолда яхши эрийди. Эрувчанлик хароратга ва босимга болик.

Агар модда шу эритмада ортикча эримаса, бундай эритма тўйинган эритма дейилади. Агар модда эритмада яна эриса, бу эритма тўйинмаган эритма дейилади. Тўйинган эритмада чўкма билан эритма ўртасида мувозанат қарор топади. Тўйинган эритмани чўкмасидан ажратиб олиб, озгина булатиб ёки бироз совутиб яна тўйинган эритма олиш мумкин. Агар тўйинган эритма киздириш таъсирида эритилиб юборилса ўта тўйинган эритма ҳосил бўлади. Ўта тўйинган эритмада эриган модда миқдори тўйинган эритмадагидан кўпроқ бўлади. Ўта тўйинган эритма беқарор бўлиб, чайкатилгандаёқ ортикча эриган модда дарров чўкмага тушади.

Эрувчанлик 100 г эритувчида эриб, тўйинган эритма ҳосил қиладиган модданинг граммлар сони билан ўлчанади.

6.3. Эритмаларнинг физико-кимёвий хоссалари

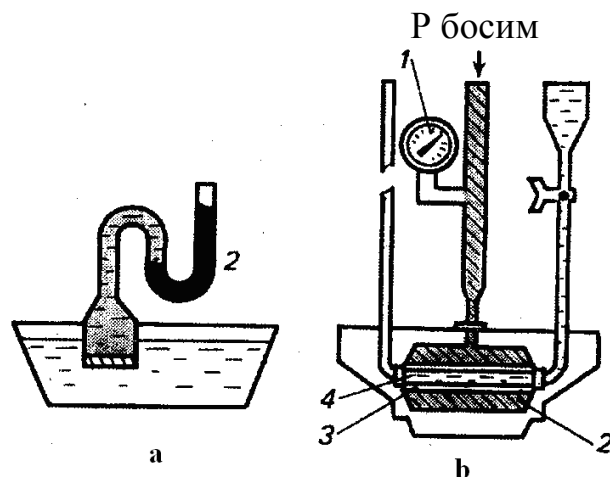
Идеал эритмалар. Идеал эритмалар деб, компонентлари қўшилганда бир хил ва турли молекулалар орасидаги ўзаро таъсир кучлари бир хил бўлади. Агар эритма А ва Б компонентлардан ташкил топган бўлса, А-А, Б-Б ва А-Б молекулалар орасидаги ўзаро таъсир тенг кучлидир. Идеал эритмаларнинг хоссалари алоҳида компонентлар хоссаларидан фарқ қилмайди. Бу эритмалар Вант-Гофф ва Раул қонунларига бўйсынади.

Осмос ва осмотик босим. Турли концентратсияли икки эритмани ўзаро аралаштирилса, диффузия жараёни оқибатида маълум вақтдан сўнг уларнинг концентратсияси тенглашади. Агар турли концентратсияли икки эритма ўртасига ярим ўтказгич парда қўйилса, диффузия асосан бир йўналишда рўй беради. Ярим ўтказгич парда тирқишлари нихоятда кичик бўлиб ундан факат эритувчи молекулаларигина ўта олади, эриган модда молекулалари эса ўтмайди. Эритувчи молекулалари асосан концентратсияси кам эритмадан концентратсияси кўп эритмага ўтади. Натижада концентратсияси юқори эритманинг сатҳи баландлашиб, концентратсияси оз эритманинг сатҳи пасаяди.

Эритувчи молекулаларининг ярим ўтказгич парда орқали бир томонлама диффузиясига осмос дейилади.

Осмос ҳодисасини тўхтатиш учун юқори концентратсияли эритмага берилиши зарур бўлган босим осмотик босим дейилади.

4- расмда осмосни торидан тўғри ўлчаш учун мўлжалланган ускуна берилган(а). Монометр осмотик босим ўзгаришини кўрсатади. Беркели ва Хартли томонидан таклиф этилган осмотик босимни ўлчайдиган қурилма эса осмотик босим ўзгаришини монометр кўрсаткичида акс эттиради (б).



4-расм. Осмотик босимни ўлчашга имкон берувчи ускуна.

а- осмотик босимни торидан тўри ўлчашга мўлалланган осмометр: 1- сопол идиш ва 2-монометр.

б -Беркели ва Хартли томонидан таклиф этилган осмотик босимни ўлчаудиган курилма: 1-монометр; 2-еритма куютиладиган идиш; 3-ярим ўтказгич парда; 4-еритувчи сакланадиган цилиндр.

Вант-Гофф конунни. Осмос ходисасини ўрганиб, Вант-Гофф куйидаги конунни кашф этди: Эриган модда газ ҳолатида бўлиб, эритма хажмига тенг хажмни егаллаганда ҳосил қиладиган босими шу эритманинг осмотик босимига тенг бўлади:

$$P = CRT$$

P- осмотик босим, кПа; C - моляр концентратсия, мол/л;

R - газ доимийси 8,31; T - мутлоқ ҳарорат, К.

Осмотик босим эриган модда моляр концентратсиясига тўғри пропорционал.

Ноелектролит моддалар бундай боланиш $1 \cdot 10^{-2}$ мол/л концентратсиягача кузатилади.

Номаълум модда эритмасининг осмотик босимини ўлчаб, унинг моляр массасини аниқлаш мумкин:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}; \quad P = \frac{mRT}{M \cdot V}; \quad M = \frac{mRT}{P \cdot V}$$

n-эриган модданинг моллар сони; m- эриган модданинг массаси, г; R- универсал газ доимийси; V- эритманинг литр сони; P- эритманинг осмотик босими, кПа; T- эритманинг ҳарорати, К.

Осмос ходисаси ўсимлик ва тирик организмлар ҳаётида муҳим рол ўйнайди.

Осмотик босимлари тенг бўлган эритмаларни изотоник эритмалар деб, осмотик босими юқори эритмаларни гипертоник, пац бўлган эритмаларни эса гипотоник эритма деб аталади.

Денгиз суви осмотик босими $2,83 \cdot 10^6$ Па га тенг. Хайвонлар хужайраларидаги осмотик босим 300 кПа ни ташкил этади. Хужайраларга озик моддаларнинг кириб бориши, шунингдек чикиб кетиши осмос ходисасига асосланган.

Кўп дори моддаларнинг таъсири осмотик босимнинг ортиши ёки камайишига асосланган. Ични юмшатувчи дори моддаларининг таъсири ошқозонда тузлар концентратсиясини оширади, бу эса ошқозондаги моддаларнинг суюлишига олиб келади.

Раул конунлари. Агар сувда учувчан бўлмаган, каттик моддаларни еритилса, (глюкоза, сахароза, мочевино) эритма уцидаги тўйинган бу босими тоза еритувчининг уцидаги тўйинган бу босимидан хар доим кичик бўлади. 1887 йилда франсуз олими Раул куйидаги конунларни кашф этди.

И - конун: Суюлтирилган эритмаларда эритма тўйинган бу босимининг нисбий пасайиши эриган модда моляр улушига тенг.

$$\begin{aligned} P_0 > P \quad \Delta P &= P_0 - P \\ \frac{P_0 - P}{P_0} &= N_1; \quad N_1 = \frac{n_1}{n_0 + n_1} \end{aligned}$$

P_0 - тоза эритувчининг тўйинган бу босими; P - эритмадаги эритувчининг тўйинган бу босими; N_1 - эриган модданинг моляр улуши; n_0 ва n_1 - еритувчи ва эриган модданинг моллар сони.

Маълумки эритманинг музлаш харорати тоза эритувчиникидан юкори бўлади.

II - конун: Эритма музлаш хароратининг пасайиши эриган модда молял концентратсиясига тўри пропорсионал.

$$\Delta t_{\text{muz}} = k \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{muz}} = t_{\text{muz}}^0 - t_{\text{muz}}$$

t_{muz}^0 - тоза эритувчининг музлаш харорати;

t_{muz} - эритманинг музлаш харорати;

Δt_{muz} - музлаш хароратининг пасайиши;

C_m - молял концентрасия, мол/кг;

k - криоскопик доимийлик, град.кг/мол.

Криоскопик доимийликнинг физик маъноси шундаки, у концентратсияси 1 мол/кг бўлган нолектролит модда эритмасининг музлаш хароратини тоза эритувчига нисбатан неча градусга пасайишини кўрсатади.

Хар кандай суюклик унинг тўйинган бу босими ташки босимга тенг бўлганда кайнайди.

Эритма кайнаш хароратининг ортиши эриган модда молял концентратсиясига тўри пропорсионалдир.

$$\Delta t_{\text{кай}} = E \cdot C_m \quad \Delta t_{\text{кай}} = t_{\text{кай}} - t_{\text{кай}}^0$$

$t_{\text{кай}}$ - эритманинг кайнаш харорати

$t_{\text{о кай}}$ - тоза эритувчининг кайнаш харорати

$\Delta t_{\text{кай}}$ - кайнаш хароратининг ортиши;

E - эбулиоскопик доимийлик, град.кг/мол.

Эббулиоскопик доимийлик 1 кг эритувхида 1 мол ноелектролит модда эриганда эритманинг кайнаш харорати тоза эритувчиникидан неча градусга фарк килишини кўрсатади.

Криоскопик ва эббулиоскопик доимийликлар факат эритувчи табиатигагина болик катталиклардир. Сув учун $K = 1,86$; $E = 0,52$ бензол учун $K = 5,12$; $E = 2,57$.

Эритма музлаш хароратининг пасайишини ёки кайнаш хароратининг ортишини ўлчаб, номаълум эриган модданинг молекуляр массасини аниклаш мумкин.

$$\Delta t_{\text{muz}} = K * C_m ; \quad \Delta t_{\text{muz}} = \frac{K * m * 1000}{M * q}$$

$$M = \frac{K * m * 1000}{\Delta t_{\text{muz}} * q} ; \quad M = \frac{E * m * 1000}{\Delta t_{\text{qay}} * q}$$

m - эриган модда массаси, г; k - эритувчининг массаси, g; M - эриган модданинг моляр массаси.

Эритманинг заррачалар сонига болик хоссалари яъни осмотик босими, музлаш ва кайнаш хароратларининг ва тўйинган бу босимининг ўзгариши уларнинг коллигатив хоссалари дейилади.

Вант-Гофф ва Раул конунлари факат ноелектролит моддаларнинг эритмаларигагина қўлланилади. Агар эритмада электролит модда бўлса, электролитнинг диссоциаланиши натижасида заррачаларнинг сони ортади. Шу сабабли электролит эритмасининг осмотик босими, музлаш ва кайнаш хароратларининг ўзгариши шундай концентратсияли ноелектролит модда эритмасиникидан юкори бўлади. Юкоридаги формулаларни электролитлар эритмасига қўллаш учун Вант-Гофф изотоник коеффитсиент(i) тушунчасини киритди:

$$P = iCRT ; \quad \Delta t_{\text{muz}} = i K C_m ; \quad \Delta t_{\text{qay}} = i E C_m$$

Изотоник коеффитсиент электролит эритмасининг осмотик босими, музлаш ва кайнаш хароратларининг ўзгариши тенг концентратсияли ноелектролит модданикидан неча марта катта эканлигини кўрсатади:

$$i = \frac{\Delta P_{\text{taj}}}{\Delta P_{\text{naz}}} = \frac{\Delta t_{\text{muz taj}}}{\Delta t_{\text{muz naz}}} = \frac{\Delta t_{\text{qay taj}}}{\Delta t_{\text{qay naz}}}; \quad i = 1 + \alpha(m - 1);$$

α -диссотсиланиш даражаси; m - хар бир молекуладан ионларнинг хосил бўлиш сони.

Осмотик босимнинг тиббиётдаги аҳамияти. Одам организмидаги биологик суюқликлар -кон, лимфа, тўқималардаги суюқликлар NaCl, KCl, CaCl₂ каби пац молекуляр моддаларнинг сувли эритмаларидир. Юкори молекуляр моддалар эритмалари оксиллар, полисахаридлар, нуклеин кислоталар кислоталар бўлса эритроцитлар, лейкоцитлар ва тромбоцитларни шаклланишида иштирок этади.

Инсоннинг кон босими 37оS да 780 кПа босимга тенг бўлиб, шундай босим 0,9% ли NaCl эритмасида юзага келади(0,15 мол/л), бу эритманинг осмотик босими кондаги босим билан барабар (физиологик эритма). Аммо конда Na⁺ ва Cl⁻ ионларидан ташкари бошка ионлар, юкори молекуляр бирикмалар, шаклланган элементлар (эритроцитлар, лейкоцитлар, тромбоцитлар) ҳам бор. Шунинг учун тиббиётда коннинг ўрнини босадиган ва таркиби кон билан бир хил бўлган эрималар ишлатилади.

Ачик туз (MgSO₄*7H₂O) ва глаубер тузи (Na₂SO₄*10H₂O) ични суриш хоссаси ҳам осмос ходисасига асосланган. Ошкозонга тушган бу тузлар жуда ёмон сўрилади. Тузлар босимларидаги ўзгаришлар туфайли бу тузларга караб сув ҳаракат килади ва сурги таъсир юзага келади.

6.4. Электрוליтик диссотсиланиш назарияси

Бу назарияни 1887 йилда швед олими С.Аррениус яратган. Унинг мохияти куйидагилардан иборат:

1. Электрוליтлар сувда эриганда мусбат ва манфий зарядли ионларга ажралади.

Бу жараёни электрוליтик диссотсиация деб аталади.

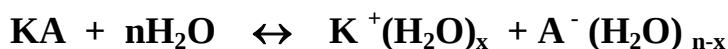
2. Электр токи таъсирида мусбат зарядли ионлар катодга, манфий зарядли ионлар анодга тортилади. Шу сабабли уларни мос равишда катионлар ва анионлар деб аталади.

3. Диссотсиация кайтар жараёндир.

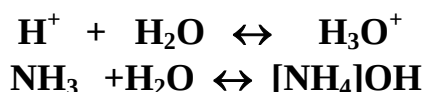
Эритмаси ёки суюкланмаси электр токини ўтказадиган моддаларни электрוליтлар дейилади. Электрוליтларга тузлар, кислоталар, асосларнинг сувдаги эритмалари киради.

Эритмаси электр токини ўтказмайдиган моддаларни ноелектрוליтлар дейилади. Ноелектрוליтларга кислород, шакар, спирт, мочевина каби моддаларнинг сувдаги эритмалари киради.

Аррениус назариясининг камчилиги шундаки, у эритувчи ва эриган модда заррачаларининг ўзаро таъсирлашувини ҳисобга олмайди. Ваҳоланки, эритмада ионлар эркин ҳолда эмас, балки гидратланган ҳолда бўлади.



Масалан, водород иони эритмада гидроксоний иони ҳолида бўлиши аниқланган.



кутбли ковалент боланишли моддалар молекулаларидаги атомлар орасидаги бо кутбли сув молекулалари таъсирида бўшаши ва диссоциация рўй беради.



Эритувчининг ионлар орасидаги тортишув кучини сувайтириш хоссасига диелектрик ўтказувчанлик дейилади. Диелектрик ўтказувчанлик шу муҳимда зарядлар орасидаги тортишув кучи вакуумдагига нисбатан неча марта кучсиз эканлигини кўрсатади. Кулон қонунига биноан э 1 ва э 2 зарядлар орасидаги масофа r бўлса, улар орасидаги тортишув кучи k қуйидагича аниқланади:

$$Q = \frac{e_1 * e_2}{E * r^2}$$

E - эритувчининг диелектрик ўтказувчанлиги.

Формуладан кўриниб турибдики, айти эритувчи учун ϵ қанча катта бўлса, тортишув кучи шунча кичик бўлади. Сувнинг диелектрик доимийлиги энг катта ($\epsilon \approx 81$).

6.5. Диссоциаланиш даражаси

Ионларга ажралган молекулалар сонининг умумий молекулалар сонига нисбати диссоциаланиш даражаси дейилади.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

α - диссоциаланиш даражаси; n -ионларга ажралган молекулалар сони; N -умумий молекулалар сони.

Кучли электролитлар эритмасида молекулалар ионларга тўла диссоцииланган. Уларда α нинг киймати 30 % дан юкори бўлади. Кучли электролитларга:

- кучли кислоталар HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HMnO_4 , H_2CrO_4 , HClO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ лар кирази;

- кучли асосларга I ва II гуруҳ металлрининг асослари олнини мумкин $\text{Be}(\text{OH})_2$ ва $\text{Mg}(\text{OH})_2$ дан ташкари;

- барча сувда эрувчан тузлар ҳам кучли электролитларга кирази. Баъзи электролитларнинг 0,1 н эритмалари учун диссоцииланиш даражаси куйидаги 12- жадвалда келтирилган.

Бу кийматларга караб электролитлар кучи тўрисида хулоса чиқариш мумкин. Кучсиз электролитлар учун диссоцииланиш даражаси 3% дан кам кийматга эга бўлади.

Кучсиз электролитларга:

- барча органик кислоталар (R-COOH) ва асослар (R-NH_2 ; R_2NH ; R_3N);

- кучсиз асослар (I ва II гуруҳ асосий гуруҳи металлридан бошка барча металллар гидроксидлари; NH_4OH

- баъзи аорганик кислоталарни : H_2S , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HClO , HCN , H_2SO_3 олиш мумкин.

12 -жадвал. 18оС да электролитларнинг 0,1 н эритмалари учун диссоцииланиш даражаси

Электролит	$\alpha, \%$	Электролит	$\alpha, \%$
H_2S	0,07	HNO_3	92
HgCl_2	1,0	HI	92
NH_4OH	1,34	HCl	91
CH_3COOH	1,34	KOH	91
HF	8,5	NaOH	91
H_3PO_4	27	KCl	86
H_2SO_3	34	NaCl	86
CuSO_4	38	NaNO_3	83
MgSO_4	42	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	77
H_2SO_4	58	CaCl_2	75
K_2SO_4	72	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	75

13- жадвал. Баъзи электролитларнинг диссоцииланиш конценталари (25°S да)

Кислоталар	k	Асослар	k
HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$
HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$4 \cdot 10^{-2}$
H_2S	$k_1 = 1 \cdot 10^{-7}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$k_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
	$k_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$		$k_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
H_2CO_3	$k_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$k_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$

H_3PO_4	$k_2=4,8 \cdot 10^{-11}$ $k_1=7,1 \cdot 10^{-3}$ $k_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ $k_3=5 \cdot 10^{-10}$	NH_2OH N_2H_4 CH_3NH_2 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$k_2=3 \cdot 10^{-8}$ $1 \cdot 10^{-3}$ $3 \cdot 10^{-6}$ $4,4 \cdot 10^{-4}$ $3,8 \cdot 10^{-10}$ $1,70 \cdot 10^{-9}$
HCOOH CH_3COOH	$1,4 \cdot 10^{-4}$ $1,74 \cdot 10^{-5}$		

Диссоциаланиш жараёни эритма концентратсиясига, электролит табиатига ва температурага болик. Температура ортиши диссоциаланиш даражасини киймати юкори бўлишига олиб келади. Кучсиз электролитлар учун диссоциаланиш даражаси концентратсия камайса ортади(14 жадвал).

14- жадвал. 25°S да сирка кислота эритмаси учун диссоциаланиш даражасининг эритма концентратсиясига бўликлги

C, M	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
$\alpha, \%$	0,95	1,40	1,90	4,20	6,00	12,40

Диссоциаланиш жараёнини диссоциаланиш концентраси билан таснифлаш мумкин. Кислота ва асосларнинг диссоциаланиш концентралари 13- жадвалда келтирилган:

$$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$$

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$[\text{H}^+]$ ва $[\text{NO}_2^-]$ - ионларнинг моляр концентратсияси;
 $[\text{HNO}_2]$ диссоцияланмаган ионларнинг концентратсияси.

Диссоциаланиш концентраси ўзгармас хароратда ионлар концентратсияси кўпайтмасининг мувозанатдаги айна электролит концентратсиясига нисбатидир.

K электролит табиати ва хароратга болик. K киймати канча кичик бўлса электролит кучсиз хисобланади. Баъзи кучсиз электролитларнинг диссоциаланиш концентраси киймати жадвалда келтирилган.

Диссоциаланиш даражаси билан диссоциаланиш концентраси орасида куйидаги боланиш бор:

$$\text{Агар } [\text{H}^+] = \alpha \cdot C; [\text{NO}_2^-] = \alpha \cdot C; [\text{HNO}_2] = (1 - \alpha) \cdot C$$

$$K = \frac{\alpha \cdot C \alpha \cdot C}{(1 - \alpha) \cdot C} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}; \quad K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}.$$

Бу тенглама Оцвалднинг суюлтириш конунини ифодаловчи тенглама дейилади. α канчалик катта бўлса K нинг киймати ҳам шунча юкори бўлади.

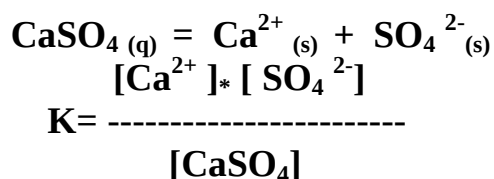
Жуда кучсиз электролитлар учун $1 - \alpha = 1$ бўлса, $K = \alpha^2 \cdot C$ кийматга тенг бўлади.

$\alpha = \sqrt{K/C}$; Агар концентратсия 100 марта камайса, диссоциаланиш даражаси 10 марта ортади.

6.6. Эрувчанлик кўпайтмаси

Кийин эрийдиган моддаларнинг (CaCO_4 , AgCl , BaCO_4 ва бошқалар) тўйинган эритмасида чўкма билан эриган модда ионлари ўртасида мувозанат қарор топади.

Масалан, 25°S да CaSO_4 эритмасида:



Қасрнинг махражидаги $K \cdot [\text{CaSO}_4] = K^1$ ўзгармас киймат бўлиб уни эрувчанлик кўпайтмаси (ЕК) дейилади.

Айни ҳароратда кийин эрийдиган моддаларнинг тўйинган эритмасида ионлар концентратсиялари кўпайтмаси ўзгармас сон бўлиб шу модданинг эрувчанлик кўпайтмаси дейилади.

ЕК- ҳароратга болик бўлган катталиқ.

$$ЕК = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-4}$$

Жуда кўп моддалар учун ЕК киймати берилган (15- жадвал) ва у моддаларнинг эрувчанлигини ҳисоблашларда ишлатилади. куйидаги жадвалга кўра энг ёмон эрийдиган бирикма HgS дейиш мумкин.

катор фарматсевтик препаратлар тахлилида чўктириш усули кенг қўлланилади, бу усул ёмон эрийдиган моддаларнинг эрувчанлигига асосланган. Клиник тахлилда ҳам пешоб таркибини аниқлашда, ошқозон шираси текширилганда, кон таркиби ва санитария- гигиёна текширувларида чўктириш усули кенг қўламда ишлатилади.

15- жадвал. 25°S да баъзи кийин эрувчан тузларнинг эрувчанлик кўпайтмаси

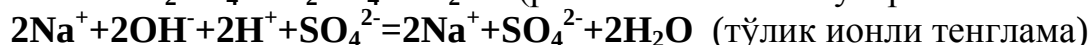
Бирикмалар	Эрувчанлик кўпайтмаси	Бирикмалар	Эрувчанлик кўпайтмаси
CaSO ₄	2,25*10 ⁻⁴	Zn(OH) ₂	1*10 ⁻¹⁷
CaCO ₃	5*10 ⁻⁹	FeS	5*10 ⁻¹⁸
BaSO ₄	1,1*10 ⁻¹⁰	Cu(OH) ₂	2,2*10 ⁻²⁰
AgCl	1,8*10 ⁻¹⁰	ZnS	1*10 ⁻²³
MnS	2,5*10 ⁻¹⁰	CuS	6*10 ⁻³⁶
AgBr	6*10 ⁻¹³	Cu ₂ S	1*10 ⁻⁴⁸
AgI	1*10 ⁻¹⁶	HgS	1*10 ⁻⁵²

Моддаларнинг сувдаги эрувчанлиги ва унинг токсик таъсири орасида боликлик бор. Агар организмга АлЗк киритилса эримайдиган фосфатлар ҳосил бўлиши ҳисобига рахит пайдо бўлади.

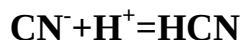
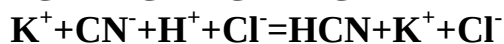
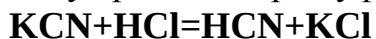
6.7. Ионли реакциялар ва ионлар мувозанатининг силжиши

Барча электролитлар иштирокида амалга ошадиган реакциялар ионлар орасида амалга ошади. Бундай реакциялар ионли реакциялардир. Ион алмашилиш реакцияларига қуйидагилар киради:

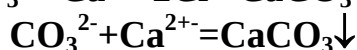
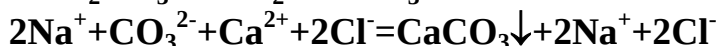
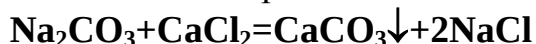
1. Нейтралланиш реакциялари. Кислота ва асосларнинг ўзаро таъсири туфайли туз ва сув ҳосил бўлиш реакциясидир:



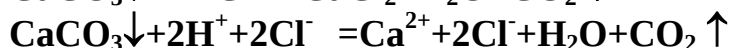
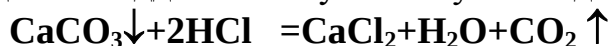
2. Реаксия пайтида кучсиз электролитларнинг ҳосил бўлиши ҳам ион алмашинув реакциялари туфайли содир болади:

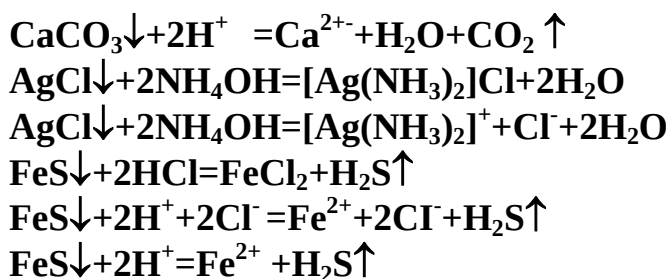


3. Реаксия давомида ёмон эрийдиган моддалар ҳосил бўлиши юз берса:

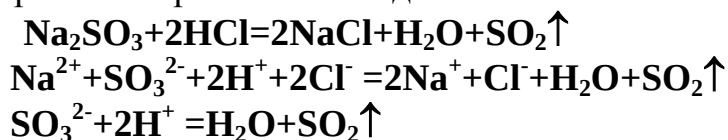


4. Баъзи реакцияларда реакция бошида олинган чўкма реакция давомида еритмага ўтиши мумкин. Бу пайтда эрувчанлик яхшиланади ёки реакция давомида газ модда ҳосил бўлиши кузатилади.

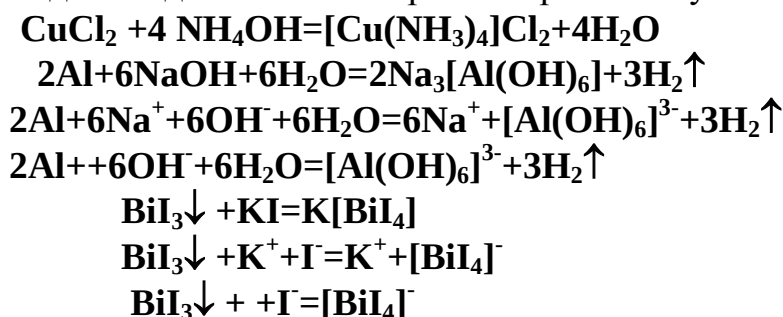




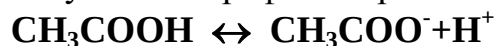
5. Реаксия пайтида газ моддаларнинг хосил бўлиши оркали ҳам ион алмашилиш реакциялари юзага келади:



6. Реаксия давомида комплекс бирикмалар хосил бўлса:



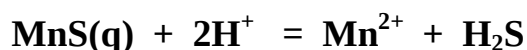
Ионлар орасидаги реакциялар доимо мувозанатда бўлади. Агар сирка кислота эритмасига нарий ацетат қўшилса мувозанат чапга, яъни молекулалар хосил бўлиши тарафига қараб силжийди:



Эритмага кучсиз электролит билан бир хил ионга эга бўлган электролит қўшилса мувозанат кучсиз электролитнинг диссоциацияланиш даражаси камайиш тарафига қараб сурилади. Агар, сирка кислота эритмасига бирор кучли кислота, масалан, HCl қўшилса мувозанат ионлар концентратсиясини камайиши (чапга) тарафига қараб силжийди.

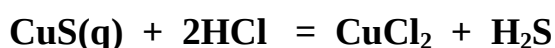
Ионлар концентратсияси ортиши учун бу эритмага ишкор қўшиш керак бўлади.

Кам эрийдиган туз MnS(q) хлорид кислотада эритилса эриш жараёни осон содир бўлади:



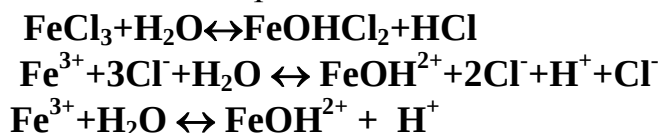
Эрувчанлик кўпайтмасига кўра $E_{\text{MnS}} = 2,5 \cdot 10^{-10}$ га тенг. $K_{\text{H}_2\text{S}} = 6 \cdot 10^{-22}$. Шунинг учун мувозанат ўнга сурилган.

Шундай мувозанат мис сулфиди ва хлорид кислота эритмаси орасида содир бўлиши кузатилса:



$EK_{CuS} = 6 \cdot 10^{-36}$; бу киймат H_2S нинг диссоцияланиш константасидан анча кичик шунинг учун мувозанат бу жараёнда чапга силжиган. Мис сульфиди хлорид кислотасида эримаиди.

Баъзан гидролиз реакцияларидаги мувозанатни силжишига ҳам ионларнинг кошилиши таъсир этади:

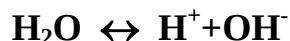


Мувозанатни ўнгга силжитиш учун суолтириш ёки H^+ ионларини болаш, яъни ишкор кўшиш керак. Мувозанатни чапга сурулиши учун эса эритмадаги H^+ ионларини кўпайтириш талаб этилади.

Нейтралланиш реакциялари лабораторияларда ошкозон шираси кислоталигини аниклашда, хлорид, сульфат, борат кислота каби анорганик кислоталарни аниклашда, сирка, бензой, лимон, салитсилга ўхшаш органик кислоталарининг микдорий аниклаш учун ишлатилади.

6.8. Сувнинг ион кўпайтмаси

Сув ҳам кучсиз электролитларга киради. Сув молекуласи оз бўлсада ионларга диссоциланади:



Сув учун диссоцияланиш константасининг киймати ёзилса:

$$K_d = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (20}^0\text{S da)}$$

Агар шу киймат асосида $[H^+][OH^-]$ кўпайтма топилса, у сувнинг ион кўпайтмаси дейилади.

$$K_w = [H^+][OH^-] = K_d \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 1000/18 = 1 \cdot 10^{-14}$$

K_w - сувнинг ион кўпайтмаси; $K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$

Агар эритмада водород ва гидроксил ионлари концентратсияси тенг $[H^+] = [OH^-]$ бўлса мухит нейтрал хисобланади. $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ га тенг бўлади.

Агар мухит кислотали бўлса водород ионлари концентратсияси гидроксил ионлари концентратсиясидан дан катта бўлиб $[H^+] > 10^{-7}$ бўлади.

Агар мухит ишкорий бўлса водород ионлари концентратсияси гидроксил ионлари концентратсиясидан кичик бўлиб, $[H^+] < 10^{-7}$ бўлади.

Лекин водород ионлари концентратсияси оркали хисоблашларда жуда кичик сонлар ишлатилгани учун бундай хисоблар анчагина кийинчиликлар юзага келтиради.

Хисоблашларни осонлаштириш учун водород кўрсаткич ёки **pH** қабул қилинган.

Водород кўрсаткич ёки **pH** деб, водород ионлари концентратсиясининг тескари ишора билан олинган ўнли логарифми тушунилади.

$$pH = -\lg [H^+]$$

Шунга ўхшаш $pOH = -\lg [OH^-]$

Тоza сувнинг **pH** қиймати $pH = -\lg[10^{-7}] = -(-7) \lg 10 = 7$ га тенг.

Хисоблашларга кўра кислотали мухит учун **pH** қиймати 0 дан 7 гача ўзгаради. Ишкорий мухитда эса **pH** қиймати 7 дан 14 гача бўлган сонларни қабул қилади.

$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ қиймат логарифмланса, унда **pH + pOH = 14** га тенг.

Охирги тенглама **pH** маълум бўлса **pOH** ни ёки тескарисини топишга имкон беради.

6.9. Индикаторлар хақида тушунча

Эритмадаги водород ионлари концентратсиясига қараб ўз рангини ўзгартирадиган моддалар индикатор дейилади. Индикаторлар бир рангли ёки икки рангли индикаторларга бўлинади. Масалан, лакмус икки рангли индикаторга қиради, чунки у ўз рангини кислотали мухитда ҳам ва ишкорий мухитда ҳам ўзгартиради.

Фенолфталеин индикатори бир рангли индикатордир. Бу индикатор ўз рангини факат ишкорий мухитда ўзгартиради.

Универсал индикатор бир неча индикаторлар тўпламидан иборат бўлиб уни ранги анчагина кенг чегарада ўзгаради. Рангли жадвал билан солиштириш оркали бу индикатор **pH** ни 0 дан 14 гача ± 1 аниқликда топишга имкон беради. Хозирги пайтда электрометрик ва колориметрик усулда **pH** ни аниқлаш усуллари анча аниқ усуллардан хисобланади.

pH нинг тиббийтдаги аҳамияти. Биологик суюқликлар, тўқималар **pH** қиймати ўзгармас қийматга эга бўлади. қуйидаги жадвалда бёзи биологик суюқликларнинг **pH** қиймати келтирилган. Бу жадвалга кўра одам организмидаги турли суюқликларнинг **pH** қиймати анчагина кенг чегарада ўзгаради. Ошқозон ширасининг **pH** қиймати 1 га яқин бўлган ҳолда кон зардобининг **pH** қиймати 7,4 эканлиги маълум. қондаги, умуртка поонаси-, мия сууқлигининг **pH** қиймати, кўз ёшлари, ошқозон шираси доимий **pH** қийматига эга. Биологик суюқликларда **pH** нинг доимийлиги буфер тизимлар туфайли ушлаб турилади. Баъзан тоқималарда кетаётган реакциялардаги ферментларнинг биологик фаоллиги суюқликларнинг **pH** (16-жадвал) қийматига болиқ. Ошқозон шираси ферменти пепсиннинг фаоллиги **pH=1** энг фаол хисобланади. Оксиллар ва пептидлар гидролизини қучайтирадиган ошқозон оци безлари - трипсин ва химиотрипсиннинг фаоллиги қучсиз ишкорий мухитда юқоридир.

16- жадвал. Баъзи биологик суюқликларнинг **pH** қиймати

Биосуюқликлар	Нормдаги pH	Биосуюқликлар	Нормдаги pH
---------------	-------------	---------------	-------------

Тери(хужайралар ичи,хар хил катламлар Сийдик Туфук Ошкозон шираси Ошкозон ости бези шираси	6,2-7,5 4,8-7,5 6,35-6,85 0,9-1,1 7,5-8,0	Ингичка ичак Ўт пуфаги Умуртка-мия суюклиги Кўз ёшлари Сут кон зардобии	7,0-8,0 6,6-6,9 7,40+0,05 7,40+0,1 6,6-6,9 7,4+0,05
---	---	---	--

кондаги **pH** нинг одатдаги ҳолатдан (**pH=7,4**) кислотали муҳитга қараб ўзгариши ацидоз дейилади. Агар ўзгариш ишқорий муҳитга қараб борса алкалоз деб аталади.

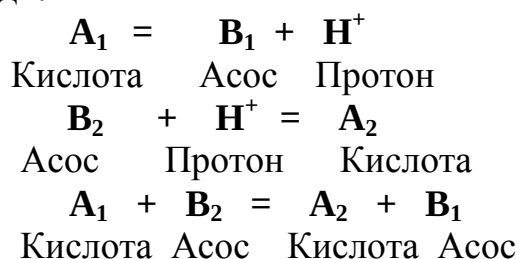
Ошкозон ширасининг муҳитини аниқлаш клиник текширувларда катта аҳамиятга эга ҳисобланади.

6.10. Кислота ва асослар тўғрисидаги замонавий тасавурлар

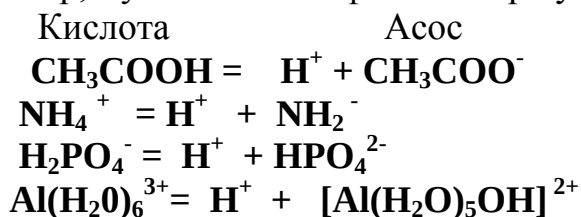
Аррениус назариясига кўра кислоталар диссоцияланганда H^+ катиони ҳосил қиладиган моддалардир. Асослар диссоцияланганда OH^- аниони ҳосил бўлади. Шароитга қараб ҳам H^+ ва ҳам OH^- аниони ҳосил қиладиган моддалар амфотер электролитлар дейилади. Лекин бундай қарашлар анчагина камчиликларга эга бўлиб, улардан энг муҳимлари:

- диссоциланиш сабабини ва бунда эритувчининг ўрни ҳисобга олинмаган;
- кислота ва асосларнинг таърифи ҳам жуда тўри эмас. Шундай органик моддалар борки(сулфадимезин) улар водород иони ажратмайди, лекин кислота хоссаларига эга;
- айни пайтда триметиламин,гексаметилентетрамин, амидопирин каби бирикмалар гидроксил гуруҳига эга эмас, лекин асос хоссаларини намоён этади;
- бу назарияни сувсиз электролитлар ҳамда кучли электролитларга қўллаб бўлмайди.

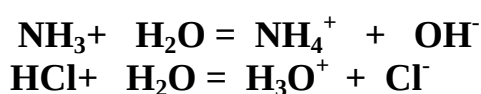
Бренцед-Лоури таърифи. Агар сицема ўзидан протон ажратса (протонлар донори) кислота, агар ўзи протон билан бирикса асос ҳисобланади. Демак, нейтралланиш реакцияси протоннинг кислотада асосга ўтиши билан содир бўлади. Протонни йўқотиб кислота асосга айланади, чунки ҳосил бўлган модда протон бириктириб кислотага айланади.



Нейтралланиш реакцияси протонга эга бўлиш учун кетадиган конкурент реакциядир. A_1 ва B_2 туташ сицема дейилади. Кислота ва асослар нейтрал молекулалар, мусбат ёки манфий ионлар бўлиши мумкин.

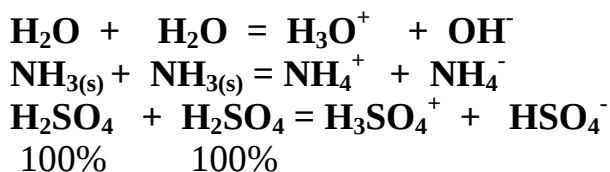


Бренцед -Лоури таърифига кўра сув амфотер электролит ҳисобланади. Чунки у кучли асослар иштирокида ўзини асос, кучли кислоталар иштирокида асос хоссасини намоён этади.



Барча бу жараёнлар мувозанатда бўлиб моддаларнинг протон бериш қобилиятига боглиқ. HCl эритмасида мувозанат ўнга сурилган, чунки HCl протонларни донори ҳисобланади. Cl^- HCl нисбатан кучсиз асосдир. NH_3 иштирокида кучсиз кислота H_2O га кучли асос OH^- тўғри келади.

Эритувчилар сицемаси таърифи. Бу таърифга кўра кислота аини эритувчида катион ҳосил киладиган моддадир.



Эриганда ўз катионларини концентратсиясини оширадиган эритувчилар кислоталар, ўз анионлари концентратсиясини оширадиган эритувчилар асослар дейилади. Кўпгина реакциялар эритмада кетгани учун бунда эритувчини хоссаларини билиш жуда муҳимдир.

Таркибида протон тутган ва озми ёки кўпми кислота хоссасига эга бўлган эритувчилар протон эритувчилар дейилади. Протон эритувчилар ўз-ўзидан ионлаша олади (H_2O , H_2SO_4 ва бошқалар). Протон эритувчиларда эриган модда заррачалари нафакат эритувчи заррачалари балки аутодиссоциланиш жараёнида юзага келган катион ва анионлар билан ўралган.

Апротон эритувчилар сифатида қутблилиги кам ёки кучсиз қутбланган диссоциланмайдиган лекин кучсиз солватасийга учрайдиган суюкликлар киради (CCl_4 , C_6H_6 ва бошқалар).

Диссоциацияланмайдиган лекин кучли солватланадиган қутбли эритувчилар (диметилформамид, диметилсулфоксид ва бошқалар) ҳамда кучли қутбланган аутодиссоциланадиган эритувчилар киради ($POCl_3$, BrF_3 ва бошқалар).

Люис таърифи. Луис таклифига кўра кислота электрон жуфт акцепторлайдиган модда, асос бўлса электрон жуфт берадиган моддадир. Кислота ва асоснинг ўзаро таъсири донор актсептор механизм бўйича боради:



Аммиак бўлинмаган электронлар жуфтига эга бўлгани учун асос бўлади, координатсион тўйинмаган молекула AlCl_3 кислота хисобланади.

Люис фикрича барча одатдаги лигандлар (NH_3 , CN^- , F^- , Cl^- , SO_4^{2-} , H_2O ва бошқалар) асослар хисобланиб, барча металлларнинг ионлари кислоталардир. Металл ионининг лигандга муносабати люис кислоталиги дейилади. Айни ҳолатда лиганднинг металл иони билан бо ҳосил килиш қобилияти люисча асослик дейилади. Люиснинг кислоталиги ва асослиги жуфтининг табиатига қараб ўзгариши мумкин.

Металл ионларининг лигандга муносабатига қараб иккига бўлиш мумкин. Биринчи гуруҳ металллар энгил лигандлар билан донор акцептор механизм бўйича энг барқарор бо ҳосил килиши мумкин. Бу бонинг муцаҳкамлиги лиганднинг массаси ортган сари қамаяди (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , NR_2 , R_3P , R_3As , R_3Sb).

I гуруҳга ишқорий ва ишқорий ер металлларининг ионлари қиради, шунингдек Ti^{3+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Al^{3+} . Бу гуруҳ металл ионлари (кислоталар) қам қутбланади ва энгил ҳамда қам қутбланадиган лигандлар (асослар) билан таъсирлашади. Бундай кислота ва асослар қаттиқ хисобланади.

II гуруҳга оир металллар ионлари қиради. Масалан, Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Ag^+ , Cu^+ ионлари қиради. Бу гуруҳ металл ионлари ва лигандлари қатта ҳажмга эга, осон қутбланади. Ана шундай кислота ва асослар юмшққ хисобланади.

6.11. Активлик, активлик қоффисиенти. Эритманинғ ион қучи.

Қучли электролитлар. Қучли электролитлар эритмаларида ионлар қонсетратсияси юқорилиғи сабали эритмадағи электроқатик таъсир анча қусли хисобланади. Қучли электролитлар назарияси П.Дебай ва Э.Хюқкел томонидан ишлаб қикилған бўлиб, ионлар орасидағи электроқатик таъсирни эритма қоссаларига таъсирини тушунтиради.

Бу назария асосида ҳар бир ион атрофида қарама-қарши қарядли ион атмосфeраси борлиғи асос қилиб олинған. Ион атмосфeрасининғ қосил бўлиши, бир қил қарядланған ионларнинг бир-биридан қочиши ва ҳар қил қарядли ионларнинг ўзаро тортлишига асосланған. Ана шу қодиса туфайли ҳар бир ион қарама-қарши қарядли ионлар билан ўралған. Ион атмосфeрасининғ қичлиғи энг марқазий ионда энг юқори бўлиб ундан узоклашған сари қамаяди. Ион атмосфeрасининғ қичлиғи ва ўлчами электролит эритмасининғ термодинамик қоссаларига болиқ.

Одатда қучсиз кислота ва асосларнинг диссоциланиш қонцантаси ўзғармас ҳароратда доимий қийматга эга. Леқин электролит қонсетратсияси ошғанда ($S > 0,2 \text{ mol/l}$) эритмадағи ионлар қони ортиб, уларнинг ўзаро ва

эритувчи молекулалари билан таъсири кучяди, бу эса электролит диссоциланиш константасини ўзгаришига олиб келади.

Концентрация ва ион кучи ўзгариши билан диссоциланиш константасидаги ўзгаришларни таснифловчи катталиқ активлиқ дейилади. Активлиқ куйидаги формула оркали аниқланади:

$$\alpha = \gamma \cdot S$$

Бу эрда α - эриган модданинг активлиги, мол/л, S - эриган модданинг концентрацияси, γ - активлиқнинг моляр коэффициентини (у ўлчамсиз катталиқ).

Агар моляр концентрация олинса, активлиқ коэффициентини моляр активлиқ коэффициентини дейилади.

Агар концентрация ўрнига активлиқ қўйилса диссоциланиш константаси концентрацияга болиқ бўлмай қолади. Масалан, **НА** кислота учун диссоциланиш константасини активлиқ билан болиқ мумкин:

$$K_{\alpha} = \frac{\alpha_{H^+} \cdot \alpha_{A^-}}{\alpha_{HA}} = \frac{[H^+] \cdot \gamma_{+} [A^-] \cdot \gamma_{-}}{[HA] \cdot \gamma_{HA}}$$

K_{α} - термодинамик диссоциланиш константаси дейилади. Бу киймат эритмадаги ион кучига болиқ эмас.

Суюлтирилган эитмаларда активлиқ коэффициентини бирга тенг, активлиқ ва молярлиқ ўзаро тенг бўлади. Демак, активлиқ идеал эритмаларнинг реал эритмалардан фарқини баҳолашда қўлланилиши мумкин. Активлиқ коэффициентини эритманинг ион кучуга болиқ бўлиб, электролит табиатига болиқ эмас. Турли зарядли ионларнинг кучи 17 - жадвалда келтирилган.

Эриманинг ион кучи - электролит эритмасидаги ионларнинг электролитик таъсирини таснифлаб берадиган катталиқдир. Ион кучи киймати барча ионлар концентрацияси ва зарядли қўпайтмаси йиндисининг ярми кийматига тенг.

17 - жадвал. Эритмалардаги турлича зарядланган ионларнинг активлиқ коэффициентларининг киймати

Эритманинг ион кучи I	Ионларнинг активлиқ коэффициентини		
	Бир зарядли	Икки зарядли	Уч зарядли
0	1,0	1,00	1,00
0,001	0,97	0,87	0,73
0,002	0,95	0,82	0,64
0,005	0,93	0,74	0,51
0,01	0,90	0,66	0,39
0,05	0,81	0,44	0,15
0,10	0,76	0,33	0,08

$$I=1|2(C_1Z_1^2+C_2Z_2^2+C_3Z_3^2+....)$$

Бу эрда C_1, C_2, C_3 эритмадаги хар хил ионларнинг моляр концентратсиялари; Z_1, Z_2, Z_3 - ионларнинг зарядлари.

Кучсиз электролитлар ион кучуни топиш учун унинг концентратсияси диссоциаланиш даражасига кўпайтирилади. Диссоциаланмаган молекулаларнинг ион кучи нолга тенг.

Эритмаларнинг тиббиётдаги ахамияти. Биологик суюқликлар ва тўкималар таркибида $Na^+, Ca^{2+}, Cl^-, H_2PO_4^-, HCO_3^-$ ва бошка катор ионлар бор. Кўп биокимйивий жараёнлар ва юкори молекуляр моддаларнинг тирик организмдаги баркарорлиги ионлар табиатига, концентратсиясига ва эритмада борадиган жараёнларга болик.

Одам организми доим сув йўкотади. Бу сув терлаш, нафас олиш ва пешоб оркали чикиб кетади. Айникса пешоб оркали тузларнинг ионлари организмдан ташкарига чиқади.

Лекин шунга карамай тўкималарда ионлар концентратсияси ўзгармайди (ионли гемоказ).

Ионларнинг организмга кириши ва чикиб кетиши ундаги сувнинг айланиб туришига боликдир.

Агар организм узок вақт чанкаб юрса ёки сув этишмагандаги доимий ташналикда тўкималардаги сув хам камаяди. Энди тўкималарда ионлар концентратсияси ортиб кетади, бу эса ионларнинг асосан пешоб оркали чикиб кетишига олиб келади.

Эритмада Кк ионларининг алмашинуви нерв ва мускул тўкималарининг фаолияти учун керак. Овкатланиш оркали Кк ионларинини керакли микдори организмга кириб туради.

Хужайра ичида Кк ионларининг камайиб кетиши вақтинчалик фалаж юзага келишига сабаб бўлади.

Агар ионлар концентратсияси одатдаги холатга келса касаллик ўтиб кетади.

7- боб. Тузлар эритмаларининг гидролизи

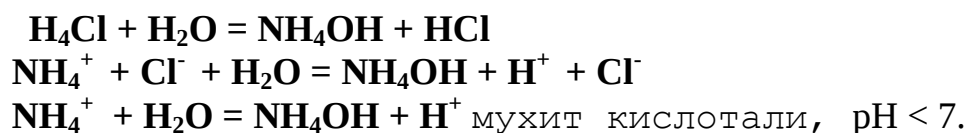
7.1. Гидролиз турлари

Туз ионларининг сув билан таъсирлашиб кучсиз электролит хосил килиш жараёни

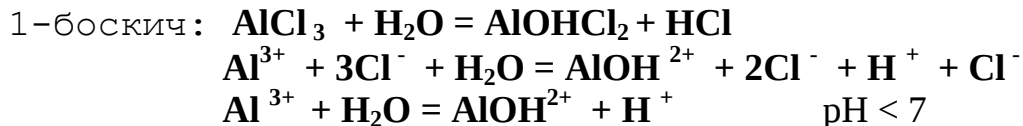
тузлар гидролизи дейилади. Барча тузларни уларни хосил килган асос ва кислотанинг кучига караб тўртга бўлиш мумкин.

1. Кучли асос ва кучли кислоталардан хосил бўлган тузлар гидролизга учрамайди, яъни уларнинг ионлари сув билан таъсирлашиб кучсиз электролитлар хосил килмайди.

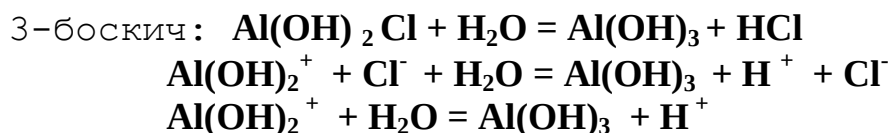
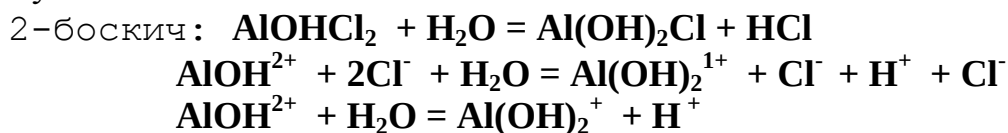
2. Кучсиз асос ва кучли кислотадан хосил бўлган тузлар катион бўйича гидролизланади, эритма мухити кислотали бўлади. Агар кучсиз асос бир кислотали бўлса, гидролиз реакцияси бир боскичдан иборат бўлиб, бунда кучсиз асос ва кучли кислота хосил бўлади.



Агар кучсиз асос кўп кислотали бўлса, гидролиз боскичли бўлади. 1-боскичда асосли туз ва кучли кислота ҳосил бўлади.

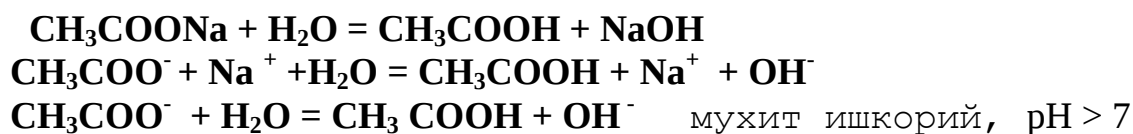


Гидролиз реакцияси қайтар бўлиб, қисман содир бўлади. Гидролизнинг 2-ва 3-боскичлари эритмани суялтирганда, ҳамда киздирганда содир бўлиши мумкин.

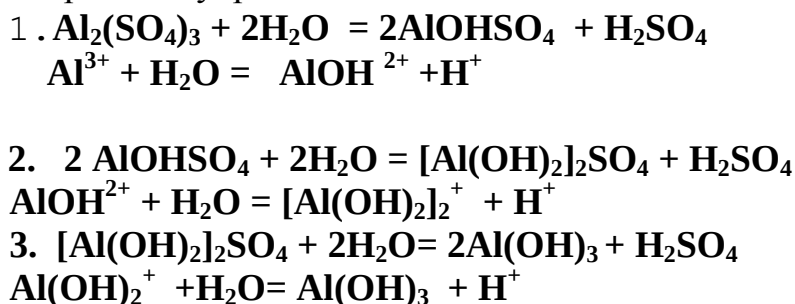


Эритмада водород ионлари концентратсиясининг ортиши гидролизнинг 2-ва 3-боскичларининг боришига тўсқинлик қилади.

3. Кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар анион бўйича гидролизланади, эритма мухити ишқорий бўлади. Агар кучсиз кислота бир асосли бўлса, гидролиз реакцияси бир боскичдан иборат бўлиб, бунда кучли асос ва кучсиз кислота ҳосил бўлади.

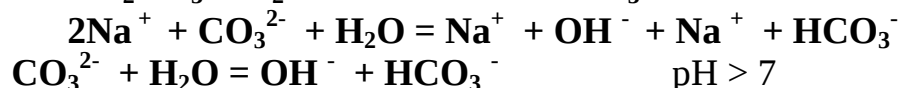


$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ кўп кислотали асосдан ҳосил бўлган туз бўлгани учун ҳам боскичли гидролизга учрайди:



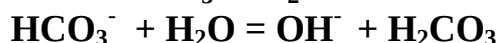
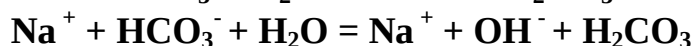
Агар кучсиз кислота кўп асосли бўлса, гидролиз боскичли бўлади. 1-боскичда кучли асос ва нордон туз ҳосил бўлади.

1-боскич: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$



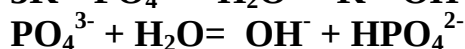
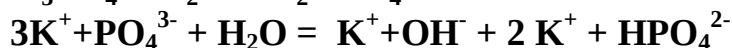
Реаксиянинг 2-боскичи эритмани суялтирганда ёки киздирганда содир бўлади.

2-боскич: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3$

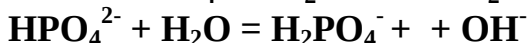
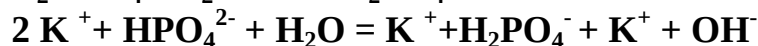


Уч асосли кислоталарнинг тузлари учта боскичда гидролизга учрайди:

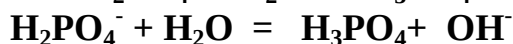
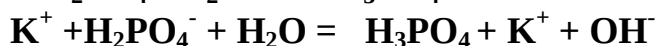
1-боскич. $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH}$



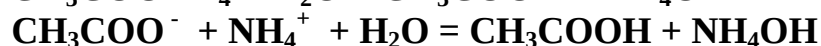
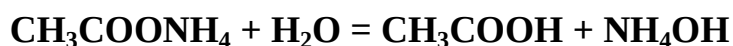
2-боскич. $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{K H}_2\text{PO}_4 + \text{KOH}$



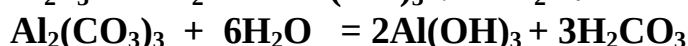
3-боскич. $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH}$



4. Кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар ҳам катион, ҳам анион бўйича гидролизланади. Эритма мухити нейтрал ёки кислота ва асоснинг нисбий кучига қараб кучсиз кислотали ёки ишқорий бўлиши мумкин.

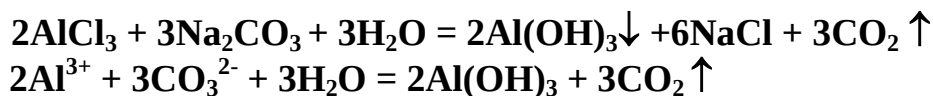


Бундай тузлар эритмаларида мухит деярли нейтрал бўлади. Кўпчилик гидролизланиш реакциялари қайтардир. Агар гидролиз натижасида чўкма ёки газ модда ҳосил бўлса, бундай гидролиз тўла гидролиз дейилади. Чунки бу ҳолда реакция қайтмас бўлиб охиригача боради.



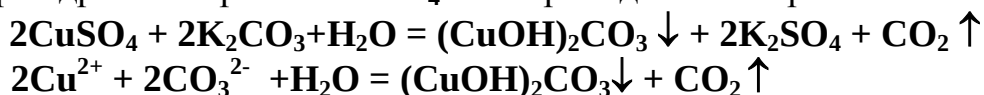
Шунинг учун ҳам Al_2S_3 ва $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ ларнинг эритмалари мавжуд эмас, уларни факат қуруқ ҳолда олиш мумкин. Биргаликдаги гидролиз. Кучли асос ҳамда кучсиз кислотадан ҳосил бўлган туз ва кучсиз асос ҳамда кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар эритмаларини аралаштирганимизда улар бир-бирининг гидролизланишини кучайтиради. Чунки бунда ҳосил

бўлаётган H^+ ва OH^- ўзаро бирикиб сув ҳосил бўлади ва мувозанат ўннга силжийди. Бундай гидролизни биргаликдаги гидролиз дейилади. Агар гидролиз жараёнида бир нечта туз иштирок этса гидролиз охиригача боради:

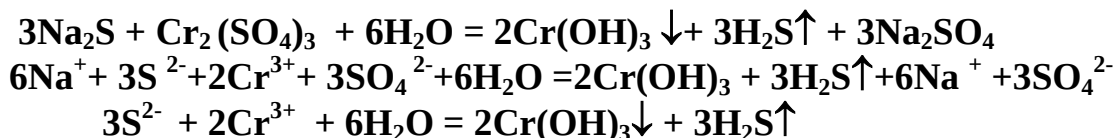
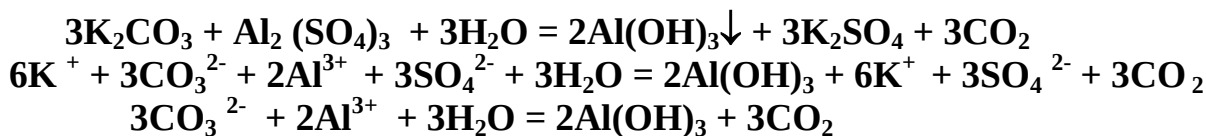
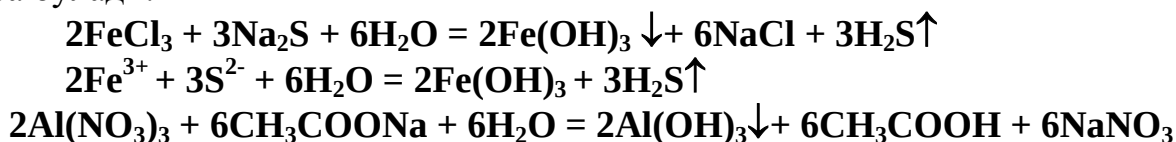


Бу жараёнда AlCl_3 ўрнига $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; CrCl_3 ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; BiCl_3 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ларни олиш мумкин. Na_2CO_3 ўрнига K_2CO_3 , Li_2CO_3 ўхшаш карбонатларни олса бўлади.

Агар гидролиз жараёни CuSO_4 иштирокида олиб борилса:



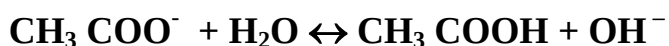
Бу гидролиз жараёнида CuSO_4 ўрнига MgSO_4 , BeSO_4 олиш мумкин. Гидролиз жараёнида карбонатлар ўрнига, сульфидлар, асетатлар ҳам олса бўлади:



7.2. Гидролиз концентрати

Гидролиз реакцияси қайтар бўлганлиги учун унда мувозанат қарор топади.

Мувозанатга массалар таъсири қонунини татбиқ этамиз. Масалан: қучсиз кислота ва қучли асосдан ҳосил бўлган туз:



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}; \quad K_g = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Шу тенгламани сурат ва маҳражини $[X_k]$ га қўпайтирсак:

$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{K_{\text{kis}}}$$

$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w$ киймат сувнинг ион копайтмаси эканлиги хисобга олинса:

$$K_g = \frac{K_w}{K_{\text{kis}}}$$

Кучсиз кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган тузнинг гидролизланиш концантаси, сувнинг ион кўпайтмасини кучсиз кислота диссоция концантасига нисбатига тенг.

Гидролиз концантаси тузнинг табиатига ва ҳароратига болик бўлиб, тузнинг концентратсиясига болик эмас.

Куссиз асос ва кусли кислотадан ҳосил бўлган тузларнинг гидролизи:

$$\begin{aligned} \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} &= \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \\ \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} &= \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \\ K_g &= \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \end{aligned}$$

Бу тенгламани ҳам сурат ва махражи $[\text{OH}^-]$ га кўпайтирилса, унда :

$$\begin{aligned} K_g &= \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{K_{\text{asos}}} \\ K_g &= \frac{K_w}{K_{\text{asos}}}; \end{aligned}$$

Тузнинг гидролиз концантаси асос ёки кислотанинг диссоцияланиш концантаси канча кичик бўлса шунча юкори бўлади.

Агар туз кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ташкил топган бўлса гидролиз концантаси:

$$\begin{aligned} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} &= \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH} \\ K_g &= \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}; \end{aligned}$$

Агар бу тенглама $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ га кўпайтирилса:

$$\begin{aligned} K_g &= \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}} \\ K_g &= \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}} = \frac{K_w}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}} \end{aligned}$$

$$K_g = \frac{K_w}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}}$$

Бу тенгламага кўра кислота ва асоснинг диссоциланиш константаси канча кичик бўлса унинг гидролизланиш константаси шунча юкори бўлади.

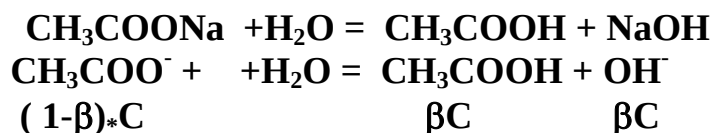
7.3. Гидролизланиш даражаси

Гидролизланган туз молекулалари сонининг(n) умуман эриган туз молекулалари сонига(N) нисбати гидролиз даражаси(β) дейилади.

$$\beta = n/N \text{ yoki } \beta = n/N \cdot 100$$

Гидролиз даражаси тузнинг табиатига, концентратсиясига ва эритманинг хароратига болик бўлади.

Кучли асос ва кучсиз кислотадан хосил бўлган тузларнинг гидролизини кўрайлик:



$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{\beta C \beta C}{(1-\beta) \cdot C} = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}$$

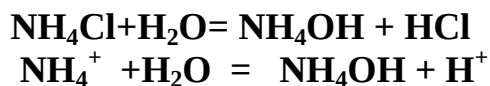
$$K_g = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)};$$

Агар гидролизланиш даражаси жуда кичик бўлса, $1 - \beta = 1$ бўлади ва формула соддалашади:

$$K_g = \beta^2 C ; \beta^2 = \frac{K_g}{C}$$

Демак, гидролиз даражаси кучли асос ва кучсиз кислотадан хосил бўлган тузларнинг концентратсияси канча кичик бўлса гидролиз даражаси шунча юкори бўлади.

Агар кучсиз асос ва кучли кислотадан хосил бўлган тузларнинг гидролизланиш тенгламаси караб чикилса:



$$K_g = \frac{(1-\beta)C}{[NH_4OH] \cdot [H^+]} = \frac{\beta C}{\beta C \cdot \beta C} = \frac{\beta C}{\beta^2 C^2} = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)C}$$

$$K_g = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}; (1-\beta) = 1; \beta^2 C = K_g; \beta^2 = \frac{K_g}{C}$$

Кучсиз асос билан кучли кислотадан иборат бўлган тузлар учун гидролиз даражаси тузнинг концентратсиясига тескари боланган. Эритма канча суюлтирилган бўлса гидролиз шунча тез боради.

Агар аммоний асетатнинг (CH_3COONH_4) гидролизланиши хисобга олинса, бу модда ҳам анион ва ҳам катион бўйича гидролизга учрайди:

$$\begin{array}{l} CH_3COONH_4 + H_2O = CH_3COOH + NH_4OH \\ CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O = CH_3COOH + NH_4OH \\ \beta C \quad \beta C \quad (1-\beta) \cdot C \quad (1-\beta) \cdot C \\ K_w = \frac{K_{as} \cdot K_{kis}}{\beta C \cdot \beta C} = \frac{(1-\beta) \cdot C \cdot (1-\beta) \cdot C}{\beta^2 C^2} = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2} \end{array}$$

$$K_g = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2}; \quad \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2} = \frac{K_w}{K_{as} \cdot K_{kis}}$$

Демак, кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузнинг гидролиз даражаси эритма концентратсиясига болик эмас.

Гидролиз жараёни фарматсияда катта аҳамиятга эга. Кўпгина дори моддалари эритмада тайёрланади. Айниқса тузлар, оксиллар, ва бошқа ҳолатларда гидролиз жараёни хисобга олиниши керак. Масалан, йирингли яраларни тузатиш учун $Pb(NO_3)_2$ ишлатилади. Бу туз гидролизланиши туфайли $PbOHNO_3$ ҳосил бўлиб асосий таъсир этувчи модда ана шу экан.

Кондаги ва биологик суюкликларда кучли ва кучсиз электролитлар борлиги учун уларда pH доимий ушлаб турилади. Бунинг сабаби биологик суюкликларда Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , H_2CO_3 , $NaHCO_3$ ва бошқаларнинг борлигидир.

Тирик организм яшаши учун энергия керак. Одам ўзига керак бўладиган энергияни озик моддаларнинг босқичли гидролизланиш жараёнида олади. Айниқса оксиллар, ёлар, углеводлар, мураккаб эфирлар, пептидлар, глюкозидлар гидролизида анча микдорда энергия ажралади.

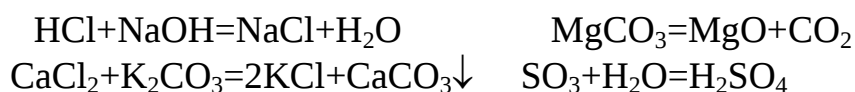
Биокимёвий жараёнларда гидролизнинг ахамияти бекиёсдир. Полисахаридлар ва дисахаридларнинг ўзлаштирилиши сабаби уларнинг ферментлар таъсирида моносакхаридларга тўла гидролизланишидир. Шунунгдек оксиллар ва липидлар ҳам тўла гидролизлангандан сўнг ўзлаштирилади.

8- боб. Оксидланиш-кайтарилиш реакциялари

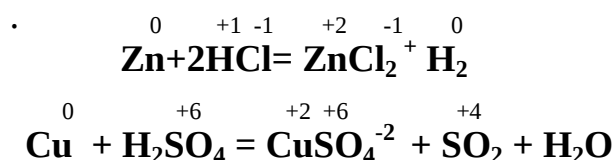
Оксидланиш- кайтарилиш реакциялари табиатда кенг тарқалган бўлиб уларга нафас олиш, оксидланиш, фотосинтез каби реакцияларни олиш мумкин. Аналитик кимёда кенг қўлланиладиган оксидометрия оксидланиш-кайтарилиш реакцияларига асосланган бўлиб, эритмадаги оксидловчи ва кайтарувчиларнинг миқдорини хажмий анализ билан аниқлаш усулидир.

Оксидометрия фарматсияда, биологик кимёда, тиббий ва клиник текширувларда, масалан, Cu^{2+} , K^{+} ионлари концентратсиясини, асетон, гидрохинон, антипирин, аскорбин кислотани, ферментлардан каталаза пероксидини аниқлашда кенг қўлланилади.

Барча кимёвий реакцияларни иккига бўлиш мумкин. Биринчи хил реакцияларда жараёнда иштирок этаётган моддалар таркибидаги элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгармай қолади. Масалан, нейтралланиш реакцияси, алмашишиш, баъзи парчаланиш ва бирикиш реакцияларини олиш мумкин:



Иккинчи хил реакцияларда бир ёки бир неча элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради:



Юқоридаги мисолларда (нейтралланиш, алмашишиш, парчаланиш) элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгармаган эди. Иккинчи хил реакцияларда бўлса элементларнинг оксидланиш даражаси, масалан Zn^0 дан Zn^{+2} га ўзгарди. Cu^0 дан +2 га, олтингугурт бўлса +6 дан +4 га ўзгарди.

Элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгариши билан борадиган реакцияларга оксидланиш-кайтарилиш реакциялари дейилади.

Оксидланиш даражаси атомнинг молекуладаги шартли заряди бўлиб, у молекула ҳосил қилишда атом нечта электрон бергани ёки олганини кўрсатади. Оксидланиш даражаси умумлашган электрон жуфтнинг электроманфийлиги каттарок элемент атоми томон силжиши туфайли вужудга келади. Электрон жуфтни ўз томонига силжитган элемент атоми манфий оксидланиш даражасига, ўзининг электрон жуфтини бераётган элемент атоми эса мусбат оксидланиш даражасига эга бўлади.

Оксидланиш даражаси мусбат, манфий ёки нолга тенг бўлиши мумкин. Баъзан каср оксидланиш даражасига эга бўлган элементлар ҳам учрайди.

Барча оддий моддалар учун оксидланиш даражаси нолга тенг. P^0 , Cl_2^0 , H_2^0 , C^0 , Al^0 , Cr^0 ва хоказо.

Водородни бирикмалардаги оксидланиш даражаси +1 га тенг. Факат метал гидридларида водородни оксидланиш даражаси -1 га тенг ($K^{+1}H^{-1}$, $Ca^{+2}H^{-2}$, $Al^{+3}H^{-3}$).

Кислороднинг оксидланиш даражаси кўпчилик бирикмаларда -2 бўлади: H_2O^{-2} , PbO_2^{-2} , HNO_3^{-2} , $KMnO_4^{-2}$ ва хоказо. Факат пероксидларда кислороднинг оксидланиш даражаси -1 га тенг: $H_2O_2^{-1}$, $Na_2O_2^{-1}$, BaO_2^{-1} ва бошқалар. Факат биргина бирикма, у ҳам бўлса OF_2 да кислороднинг оксидланиш даражаси +2 га тенг бўлади.

Металларнинг оксидланиш даражаси ҳар доим мусбат ва одадда сон жихатдан металлнинг валентлигига тенг: $Na^{+1}_2SO_4$, $Ca^{+2}(NO_3)_2$, $Al^{+3}_2(SO_4)_3$ ва бошқалар.

Агар мураккаб модда иккита элементдан ташкил топган бўлса бу элементларнинг оксидланиш даражаси валентликка тенг, лекин у к ёки - ишорага эга бўлади. Масалан, $H^{+1}Cl^{-1}$, $H_2^{+1}S^{-2}$, $S^{+6}O_3^{-2}$, $Mn_2^{+7}O_7^{-2}$ ва бошқалар.

Мураккаб моддани ташкил этган атомларнинг оксидланиш даражалари йиндиси нолга тенг.

Масалан, $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} = +2+6-4 \times 2 = +8-8=0$; H_3PO_4 да фосфорнинг оксидланиш даражаси +5; H^{+1} , O^{-2} . Водород ва кислороднинг оксидланиш даражалари йиндисидан оксидланиш даражаси номаълум элемент топилади. $HMnO_4$; $H+1$, $O-8$; $+1-8=+7$ марганеснинг оксидланиш даражасини кўрсатади.

Мураккаб ионларда атомлар оксидланиш даражаларининг йиндиси ион зарядига тенг.

$NH_3^{+}(-3+4=+1)$, $MnO_4^{-}(+7-8=-1)$, $Cr_2O_7^{2-}(+12-14=-2)$, $SO_4^{2-}(+6-8=-2)$, $PO_4^{3-}(+5-8=-3)$ ва хоказо.

Бир элементни оксидланиш даражасининг киймати бир нечта бўлиши мумкин. H_2S , S , SO_2 , SO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 даги олтингугуртнинг оксидланиш даражаси -2, 0, +4, +6, +4 ва +6 га тенг. Уларни ичида энг кичик оксидланиш даражасига эга бўлган элемент бирикмаси (H_2S) кайтарувчи ва энг юкори оксидланиш даражасига эга бўлган элемент бирикмаси (SO_3 , H_2SO_4) оксидловчи бўлади.

NH_3 , N_2 , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , HNO_2 ва HNO_3 бирикмалардаги азотнинг оксидланиш даражаси -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +3 ва +5 га тенг. Бу бирикмалардан -3 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикма (NH_3) кайтарувчи ва +5 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикма (HNO_3 , N_2O_5) оксидловчилардир.

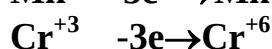
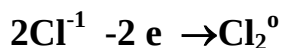
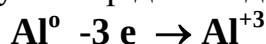
Баъзи бир бирикмалар, масалан, Fe_3O_4 да кислороднинг оксидланиш даражаси -2, лекин Fe учун бундай ҳисоблаш каср сон $+8\frac{1}{3}$ га тенг.

Органик бирикмаларда ҳам оксидланиш даражасини топиш анча кийинрок ҳисобланади. Масалан, CH_3COOH да C^{-3} ва C^{+3} га тенг.

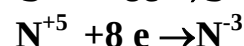
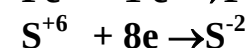
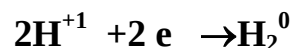
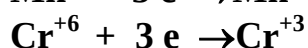
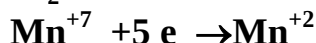
CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ бирикмада углерод атомларининг оксидланиш даражаси - 3,-2,- 2,-3 га тенг.

8.1. Оксидланиш-кайтирилиш реакцияларининг назарияси

1. Агар атом-молекула ёки ион ўзидан электрон берса бундай реакциялар оксидланиш реакциялари дейилади. Оксидланиш реакцияларида айна элементнинг оксидланиш даражаси ортади. Шу заррачаларнинг ўзи кайтарувчилар дейилади.



2. Агар атом, молекула, ёки ион ўзига электрон қабул қилса бундай жараён кайтарилиш дейилади. Бунда айна заррачанинг оксидланиш даражаси камаяди. Шу атом, молекула ёки ион оксидловчи дейилади.



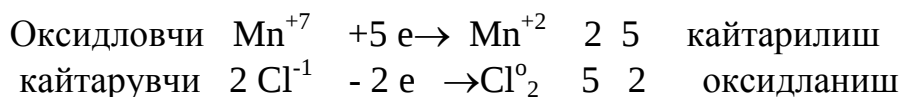
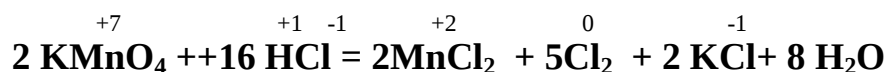
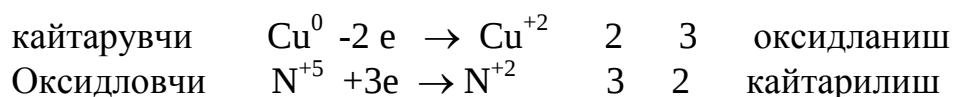
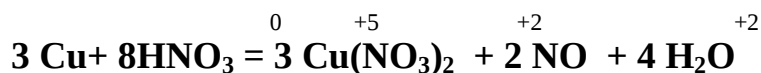
3. Оксидланиш- кайтарилиш реакциялари бир пайтга ўзида содир бўлади.

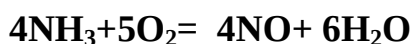
8.2. Оксидланиш-кайтирилиш реакцияларини тенглаштириш

Бу реакцияларни тенглаштиришни икки хил усули бор:

- электрон баланс усули;
- ярим реакциялар усули.

Биринчи усулда тенглаштириш мактаб дацури асосида кенг ўрганилган. Тенглаштириш асосида оксидловчи ва кайтарувчиларнинг оксидланиш даражаси ўзгариши асосида тенглама коэффициентларини топиш ётади.





кайтaрувчи $\text{N}^{-3} - 5\text{e} \rightarrow \text{N}^{+2}$ 5 4 оксидланиш

Оксидловчи $\text{O}_2^0 + 4\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2}$ 4 5 кайтарилиш

куйида OQR тенглаштиришда кўп ишлатиладиган оксидловчи ва кайтарувчилар келтирилган(18- жадвал).

18- жадвал. Энг мухим кайтарувчи ва оксидловчилар.

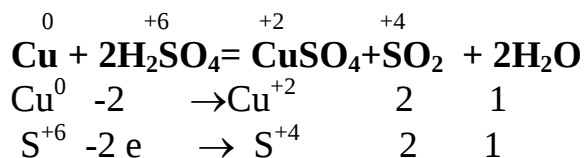
Кайтарувчилар	Оксидловчилар
Na,K,Ca,Zn,Fe,Mg,Al,C,Si,H ₂ ; Uglerod (II) oksidi CO; Vodorod sulfid H ₂ S; Natriy sulfid Na ₂ S; Oltingugurt(IV) oksid SO ₂ ;sulfid kislotasi va uning tuzlari Na ₂ SO ₃ ; Natriy tiosulfat Na ₂ S ₂ O ₃ ; vodorod xlorid HCl,vodorod bromid HBr, vorod yodid HI; temir(II) sulfati FeSO ₄ ; Marganes sulfati MnSO ₄ ; Vodorod peroksid H ₂ O ₂ ; Nitrit kislotasi HNO ₂ va uning tuzlari;ammiak NH ₃ ; Gidrazin N ₂ H ₄ , Gidroksilamin NH ₂ OH, azot(II)oksid NO; fosfit kislotasi H ₃ PO ₃ , arsenit kislotasi H ₃ AsO ₃ , aldegidlar ; spirtlar ;chumoli kislotasi va aldegidi;shavel kilotasi; glukoza; katoddagi elektr toki.	Galogenlar F ₂ ,Cl ₂ ,Br ₂ ,J ₂ , Marganes (VII)oksid Mn ₂ O ₇ , MnO ₂ ; kaliy permanganat KMnO ₄ ,Kaliy manganat K ₂ MnO ₄ ; Xrom (VI)oksid CrO ₃ , kaliy xromati K ₂ CrO ₄ ,kaliy dixromati K ₂ CrO ₇ ; nitrat kislotasi HNO ₃ va uning tuzlari;kislorod O ₂ , ozon O ₃ ,vodorod peroksidi H ₂ O ₂ va uning tuzlari; sulfat kislotasi H ₂ SO ₄ (kons). Mis(II) oksidi CuO, kumush oksidi Ag ₂ O; qyroshin oksid PbO ₂ ; AuCl ₃ ,AgCl; Ammoniy persulfati (NH ₄) ₂ S ₂ O ₈ gipoxloritlar KClO; xloratlar KClO ₃ ; perxloratlar KClO ₄ ; zar suvi(3HCl+HNO ₃); HNO ₃ va ftorid kislotasi HF aralashmasi ; anoddagi elektr toki.

8.3. Оксидланиш-реаксияларининг турлари

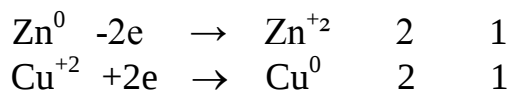
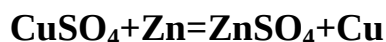
Оксидланиш -кайтарилиш реакциялари 4 га бўлинади:

- 1)молекулараро ;
- 2) ички молекулайр;
- 3) диспропорцияланиш реакциялари;
- 4) мураккаб оксидланиш-кайтарилиш реакциялари.

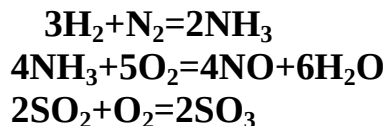
Молекулаларо оксидланиш-кайтарилиш реакцияларида оксидланиш даражаси ўзгарадиган элемент атомлари турли моддалар молекулалари таркибига киради:



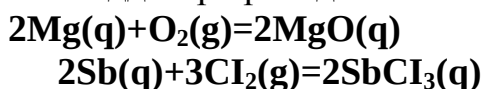
кайтарувчи Cu, оксидловчи S бўлса H₂SO₄ таркибига кирган.



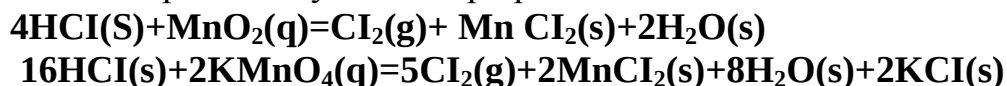
Молекулалараро оксидланиш -кайтарилиш реакциялари газлар орасида:



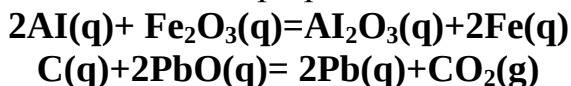
каттик моддалар орасида ва газлар орасида:



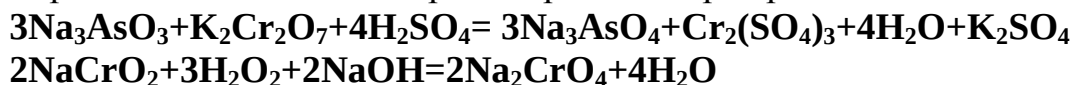
каттик моддалар билан суюкликлар орасида:



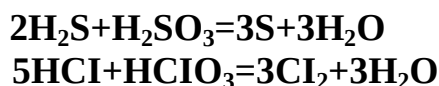
Факат каттик моддалар орасида:



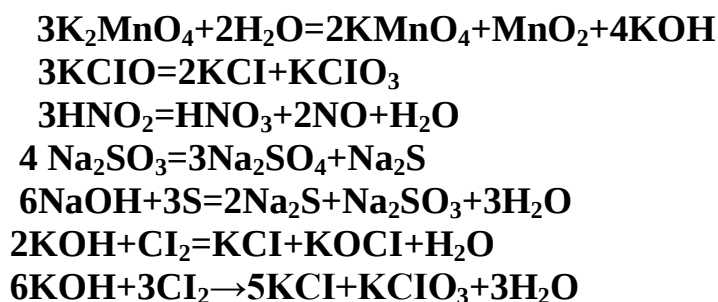
Аксарият оксидланиш-кайтарилиш реакциялари эритмада кетади:



Бундай реакциялар каторига оксидланиш даражаси турлича бўлган лекин бир хил атомлардан иборат моддалар орасидаги реакцияларни ҳам олиш мумкин, ушбу реакцияларни синпропрсиатсия реакциялари ҳам деб аталади:

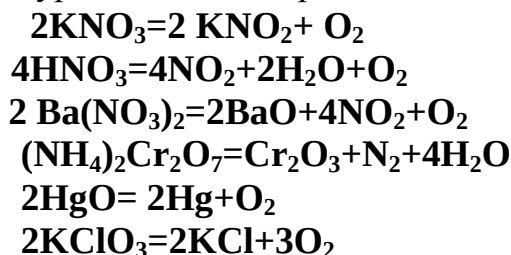


Диспропорсияланиш ёки ўз-ўзидан оксидланиш -кайтарилиш реакцияларида битта элемент атомларининг ўзи ҳам оксидловчи ва ҳам кайтарувчи бўлади. Молекула таркибидаги бир хил элемент атомининг оксидланиш даражаси ҳам ортади, ҳам камаяди:



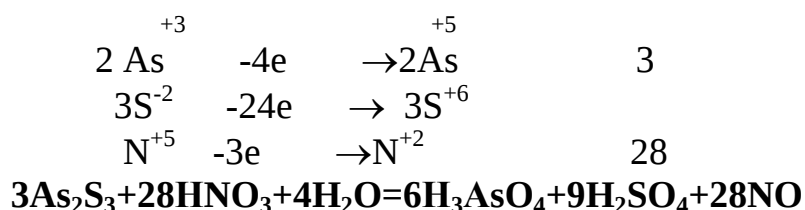
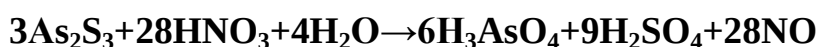
Ички молекуляр-оксидланиш кайтарилиш реакцияларида оксидланиш даражаси

ўзгараётган турли хил атомлар битта модда молекуласи таркибига киради:



Мураккаб оксидланиш-кайтарилиш реакцияларида иккитадан ортик элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради.

As_2S_3 га концентранган HNO_3 таъсирида куйидаги реакция содир бўлади :



Электрон баланс усули мактаб дацури бўйича тўла ўрғайилганлиги учун факат ярим реакциялар усули (ион -электрон) усулга тўхталамиз. Бу усул факат эритмада содир бўладиган оксидланиш кайтарилиш реакцияларини тенглаштириш учун ишлатилади. Электрон баланс усулидан фарк қилиб охириги ҳолатда ҳақиқий мавжуд ионлар қўлланилади. Электрон баланс усулида эса фараз қилинадиган ионлар ишлатилади, чунки эритмада Mn^{+7} , Cr^{+6} , S^{+6} , N^{+5} , N^{-3} , Cl^{+7} ва бошқа ионлар мутлақо учрамайди. Айни пайтда эритмада ҳақиқий бор бўлган ионлар Mn^{2+} , Cr^{3+} , MnO_4^- , CO_3^{2-} , ClO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_4^{2-} ва бошқалар ҳисобланади. Ярим реакциялар усулида атомларнинг оксидланиш даражасини билиш шарт эмас ва реакция маҳсулотларини ҳам реакцияни тенглаштириш жараёнида осон топиш мумкин бўлади.

Ярим реакциялар усулида тенглаштиришда куйидагиларни ҳисобга олиш керак.

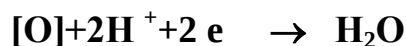
Бунда оксидловчи ва кайтарувчи ҳамда уларнинг реакция маҳсулотлари ион ҳолда ёзилиб улар асосида ярим реакциялар тузилади. Кучли электролитлар ион ҳолда ёзилиб, кучсиз электролитлар молекуляр ҳолда (чўкма, газ) ёзилади. Реакция маҳсулотларини ёзишда 19- жадвал асос қилиб олинади:

Ярим реакциялар усулида оксидланиш -кайтарилиш реакцияларини тенглаштириш учун жадвал маълумотлари асосида ёки моддаларнинг оксидланиш-кайтарилиш хоссаларини билган ҳолда оксидланиш ёки кайтарилиш маҳсулотлари топилади.

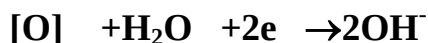
Бунда оксидловчи ва кайтарувчи учун 4 та қоидадан фойдаланилади:

1) Кислотали муҳитда оксидловчи таркибидаги ортикча кислород

водород иони билан боланиб сув молекуласини хосил килади ва кайтарилади:

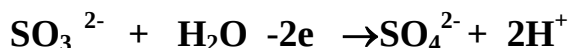
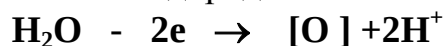


2) Нейтрал ва ишкорий шароитда оксидловчи таркибидаги ортикча кислород сув молекуласи билан боланиб гидроксид ионини хосил килади ва кайтарилади:



3) кислотали ва нейтрал шароитда кайтарувчи таркибидаги етишмаётган

кислородни сувдан олиб водород ионини хосил килади:

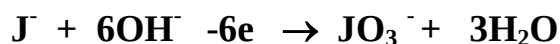
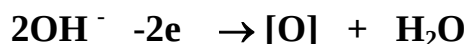


19-жадвал. Энг кўп қўлланиладиган кайтарувчи ва оксидловчилар ва уларнинг реаксия махсулотлари

Оксидловчилар	Кайтарувчилар
Galogenlar va ularning birikmalari $\text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$ $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$ $\text{J}_2 \rightarrow 2\text{HJ}$	Vodorodgalogenidlar $2\text{HJ} \rightarrow \text{J}_2$ $2\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2$ $2\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2$
Galogenlarning kislorodli birikmalari $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl}$ $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl}$	
Sulfatlar va sulfitlar $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2$ $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S}$	Sulfidlar va sulfitlar $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$ $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$
Nitratlar va nitritlar $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$ $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$ $\text{KNO}_2 \rightarrow \text{NO}$ $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$	Ammiak, azot va nitritlar $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$ $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}$ $\text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3$
Permanganatlar va Mn^{+4} birikmasi $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$ (kislotali) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ (neytral)	Mn^{+2} , Mn^{4+} va Mn^{+6} birikmalari $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$

$\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$ (ishqoriy) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$	$\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$ $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4$ (kislotali) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$ (ishqoriy) $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$
Xromatlar va dixromatlar $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ kucli kislotali (H_2SO_4)	Cr^{3+} birikmalari CrCl_3 (ishqoriy) $\rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$
Pb^{+4} birikmalari $\text{Pb}^{4+} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	Pb^{2+} birikmalari $\text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{4+}$
Sn^{+4} birikmalari $\text{SnCl}_4 \rightarrow \text{SnCl}_2$	Sn^{2+} birikmalari $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$
As^{+5} birikmalari $\text{AsO}_4^{3-} \rightarrow \text{AsO}_3^{3-}$	As^{+3} birikmalari $\text{As}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{As}_2\text{S}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

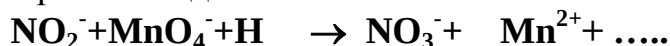
4) Кучли ишқорий мухитда кайтарувчи етишмаётган кислородни гидроксид ионидан олиб оксидланади ва сув ҳосил қилади:



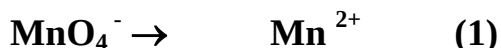
1- мисол . $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Реаксия пайтида эритмани пушти ранги ўзгариб рангсизланади.

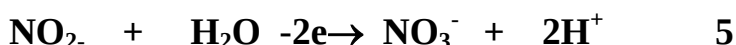
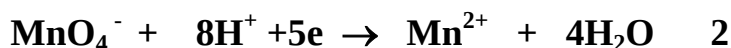
Ярим реаксия усулини ишлатиш учун реаксияда катнашган ионларни алохида кўчириб ёзилади:



Оксидловчининг кайтарилган ва кайтарувчининг оксидланган маҳсулотларини кўрсатувчи ярим реаксиялар тузилади.

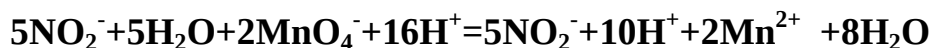


(1) ярим реаксияга 1 коидани (2) ярим реаксияга (3) коидани қўллаймиз.

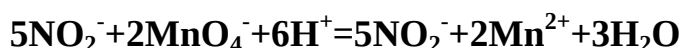


Бу реакциялардаги црелкаларни тенглик ишорасига айлантериш учун ўнг ва чап томондаги зарядлар сонини тенглаштириш керак.

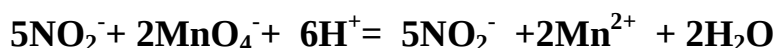
Умумий реакцияни тузиш учун оксидловчи кабул килган ва кайтарувчи йўкотган электронлар сонидан фойдаланиб ва энг кичик кўпайтувчига кўпайтириб хадма хад кўшамиз:



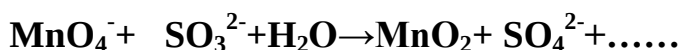
Ўхшаш ионларни кискартириб реакциянинг ион тенгаламасини хосил киламиз:



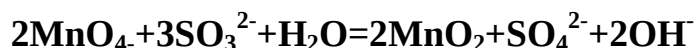
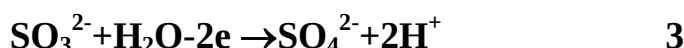
Ион тенгламадан молекуляр тенгламага ўтиш учун ион тенгламанинг чап ва ўнг томонига мос келадиган анион ва катионларни кўшамиз, шундан сўнг ионларни молекулаларга бирлаштириб молекуляр тенгламани хосил киламиз.



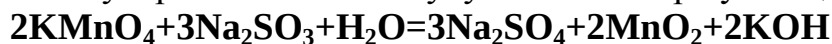
Охирги тенглама оксидланиш-кайтарилиш реакциясининг тўлиқ молекуляр тенгламаси хисобланади.



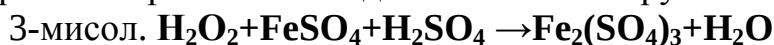
Оксидловчи учун (2) коидани ва кайтарувчи учун (3) коидани кўллаб ярим реакцияларни ёзамиз:

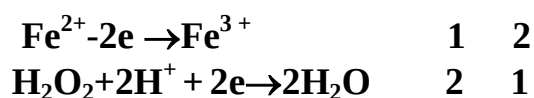


Тўлиқ молекуляр тенглама ёзиш учун мос ионлар кўшилади:



Водород пероксиди оксидланиш-кайтарилиш реакцияларида шароитга караб ҳам оксидловчи ҳам кайтарувчи хоссасини намоён этади.

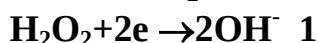
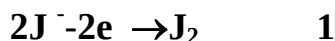




Бу реаксия молекула холда куйидагича ёзилади:



4- мисол. $\text{KJ} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{J}_2 + \text{KOH}$

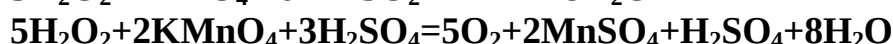
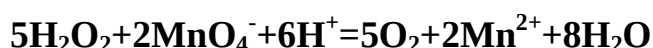
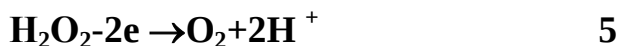


5-мисол. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

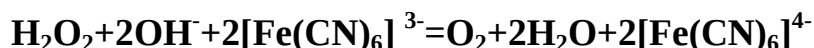
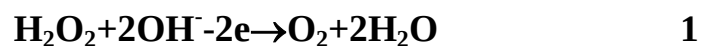


Водород пероксиди кучли оксидловчилар билан (KMnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ва боскалар) билан кайтарувчи бўлиб реаксияга киришади ва оксидланади.

6-мисол. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+} + \dots\dots\dots$



7-мисол. $\text{H}_2\text{O}_2 + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{OH}^- = \text{O}_2 + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \dots\dots\dots$



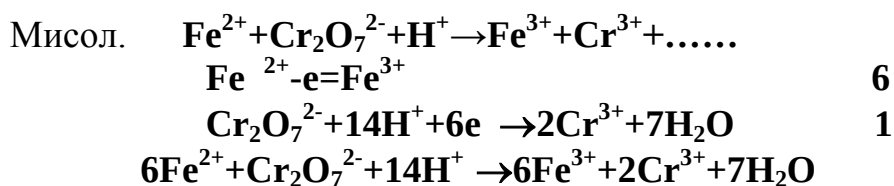
8.4. Оксидловчи ва кайтарувчининг эквиваленти

Оксидловчи ва кайтарувчилар доим эквивалент микдорда реаксияга киришадилар.

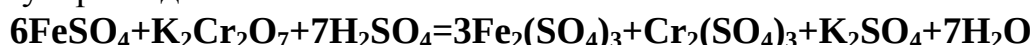
Оксидловчи ёки кайтарувчининг эквиваленти деб, уларнинг 1 мол электронларига мос келадиган микдорга айтилади.

Оксидловчининг эквивалентини топиш учун унинг молекуляр массасини шу реакцияда оксидловчи қабул қилган электронлар сонига бўлиш керак.

кайтарувчининг эквивалентини топиш учун унинг молекуляр массасини шу реакцияда кайтарувчи берган электронлар сонига бўлиш керак.



Молекуляр ҳолда ёзилса:



Оксидловчининг эквиваленти . $E_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M/6 = 296/6 = 49 \text{ g/mol}$

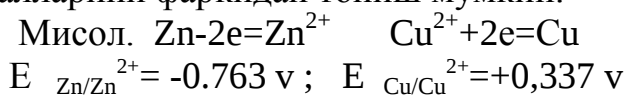
Кайтарувчининг эквиваленти $E_{\text{FeSO}_4} = M/1 = 152 \text{ g/mol}$.

Умумий ҳолда $E = M/n$ M - оксидловчининг ёки кайтарувчининг молекуляр массаси; n - оксидловчи ёки кайтарувчи молекуласидаги атом ёки ионларнинг қабул қилган ёки берган электронлар сони.

8.5. Оксидланиш-кайтарилиш реакциялари потенциаллари

Реаксия учун олинган оксидловчи ва кайтарувчи орасида реакция кетиши ёки кетмаслигини билиш учун уларнинг нормал оксидланиш - кайтарилиш потенциалларини билиш керак. Уларнинг қиймати жадвалларда келтирилган.

Нормал электрод потенциали канча кичик бўлса, металл шунча актив бўлиб, осонлик билан оксидланади, тузларидан кийинлик билан кайтарилади. Хар бир металл нормал электрод потенциали ўзиникидан юқори бўлган барча металлларни уларнинг тузларидан сиқиб чиқаради. Галваник элементларда ҳам оксидланиш - кайтарилиш жараёнлари кетганлиги сабабли уларнинг электр юритувчи кучини нормал электрод потенциалларини фарқидан топиш мумкин.



Унда шу оксидланиш-кайтарилиш реакцияси учун

$$E_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - E_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = 0.337 - (-0.763) = 1.1 \text{ v}$$

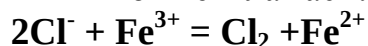
Агар $2\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 = 2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$ reaksiyasi olinsa

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} = +0.77 \text{ v} \quad E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = +0.15 \text{ v}$$

Бу қийматларга кўра $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ жуфти кайтарувчи, $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ жуфти эса оксидловчи бўла олади. Оксидловчининг цандарт электрод потенциали кайтарувчиникидан катта шунинг учун бу реакция чапдан ўнгга бора олади.



Реаксиянинг ион тенгламаси:



$2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ жуфт учун $E = +1,36 \text{ v}$; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ жуфт учун $E = +0,77 \text{ v}$;

20-жадвал.298 К да цандарт оксидланиш-кайтарилиш(электрод) потенциаллари

Электроддаги ярим реакция	$\varphi_{\text{oks/red}}, \text{V}$	Электроддаги ярим реакция	$\varphi_{\text{oks/red}}, \text{V}$
$\text{Li}^+ + e \rightarrow \text{Li}^0$	-3,05	$\text{F}_2 - 2e \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{K}^+ + e \rightarrow \text{K}^0$	-2,92	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{Ba}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ba}^0$	-2,90	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e \rightarrow$	
$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,76	$\rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}^0$	-2,71	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{La}^{3+} + 3e \rightarrow \text{La}^0$	-2,37	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 3e \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mg}^0$	-2,37	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{H}_2 + 2e \rightarrow 2\text{H}^-$	-2,23	$\text{Ge}^{4+} + e \rightarrow \text{Ge}^{3+}$	+1,44
$\text{Al}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Al}^0$	-1,71	$\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mn}^0$	-1,03	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}^0$	-1,71	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,76	$\text{Br}_2(\text{S}) + 2e \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,21
$\text{Cr}^{3+} + e \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41	$\text{Br}_2(\text{S}) + 2e \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,09
$\text{Co}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Co}^0$	-0,41	$\text{AuCl}_4^- + 3e \rightarrow \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+0,99
$\text{PbSO}_4 + 2e \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,40	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,35	$2\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}_2^0$	+0,91
$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,23	$\text{Ag}^+ + e \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,80
$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,14	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e \rightarrow 2\text{Hg}^0$	+0,80
$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2^0$	-0,13	$\text{Fe}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,00	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,20	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e \rightarrow \text{MnO}_2 +$	
$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,27	4OH^-	+0,59
$\text{I}_2 + 2e \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,34	$\text{MnO}_4^- + e \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,34
	+0,56	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,40

Оксидловчининг цандарт электрод потенциали кайтарувсиникидан кичик шунинг учун бу реакция тўри ёналиш бўйича бормайди. $2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ жуфти оксидловчи $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ кжуфти эса кайтарувчи бола олади. Демак, реакция бу ерда тескари тарафга боради.

Электронлар электрод потенциали кичик металлдан потенциали катта металлга ўтади. Бир канча электродларнинг 298 К да цандарт оксидланиш-кайтарилиш(электрод) потенциаллари киймати 20 жадвалда берилган.

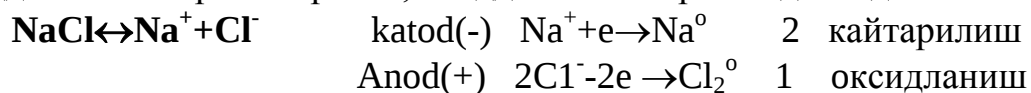
Оксидланиш-кайтарилиш реакцияларининг аҳамияти. Тирик организмдаги барча реакциялар оксидланиш-кайтарилиш реакцияларидан иборатдир. Нафас олиш, овқат хазм қилиш, турли биокимёвий синтезлар асосида оксидланиш-кайтарилиш реакциялари ётади. Организмда микроэлементлар етишмаслиги ана шу оксидланиш-кайтарилиш реакцияларининг йўналишида ўзгаришлар рўй бериши билан боланган.

Оксидланиш-кайтарилиш реакциялари клиник анализда ишлатиладиган қондаги калсийни аниклаш, сийдик кислотаси, каталаза ва пероксидаза ферментлари, хлор, хлорли оҳак, ичимлик сувлардаги қолдиқ хлорни аниклаш ва оксидиметрия усулларида қўлланилади.

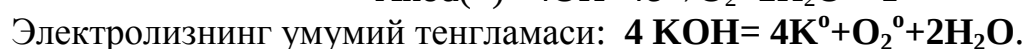
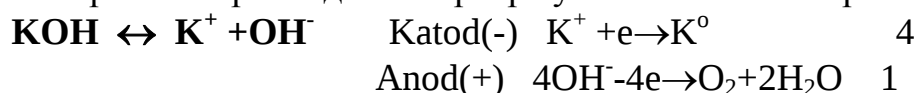
8.6.Электролиз

Электролиз жараёни. Электр токи таъсирида суюқланма ёки эритмада кетадиган оксидланиш кайтарилиш реакциялари электролиз деб аталади. Электролиз жараёни суюқланма ёки эритмада амалга ошади.

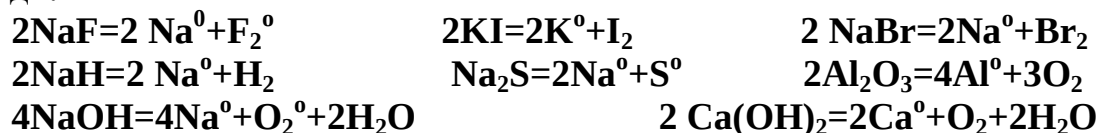
Суюқланмалар электролизи. Электролиз жараёнини белгилайдиган кўрсаткичлардан бири электродлардир. Агар тузларнинг суюқланмасига бирор инерт модда, масалан, граит, қўмир ёки платина электрод туширилган бўлса, шу суюқланмада оксидланиш - кайтарилиш реакцияси содир болади. Суюқланмада ҳам Na^+ ва Cl^- ионлари ҳосил бўлгани учун катодда катионлар кайтарилса, анодда анионлар оксидланади.



Агар электролиз жараёнида ишқорлар суюқланмаси ишторок этса:



Суюқланмалар электролизи натижасида жуда фаол бўлган металлларни ва металлмасларни олиш мумкин бўлади. Суюқланмалар электролизида ишқорий ва ишқорий эр металлари, алюминий, фтор, хлор олинади. Бу моддаларнинг бирикмалари факат юқори ҳароратдагина электролизга учрайди.



Эритмалар электролизи. Тузларнинг, кислота ва асосларнинг сувдаги эритмалари электролизида сув молекулалари ҳам иштирок этганлиги учун бу жараён анча мураккаброк бўлади. Агар электролизда инерт электродлар(қўмир, графит ва платина) ишлатилса катодда борадиган жараёнлар учун қуйидаги қоидаларга амал қилинади:

Агар эритмада металлларнинг қучланишлар каторида литийдан

алюминийгача бўлган металлларнинг катионлари турган бўлса катодда металл ионлари ўрнига сувдаги водород ионлари кайтарилади:

Katod(-) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ёзилиши мумкин.

Агар эритмада металлларнинг кучланишлар каторида алюминий ва водород орасида жойлашган металлларнинг катионлари бор бўлса, у холда бир пайтни ўзида ҳам металл ҳам водород катионларининг кайтарилиши кузатилади:

Katod(-) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0 + \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Агар эритмада металлларнинг кучланишлар каторида водороддан кейин турган металл катионлари (Cu, Ag, Hg, Au, Pt) бўлса, эритмада факат шу металл катионларининг ўзи кайтарилади.

Эритмалар электролизи аноднинг кандай моддадан тайёрланганлигига болик. Агар анод инерт хисобланса, у эримади. Бундай электрод сифатида кўмир, графит, платина олиниши мумкин. Аноддаги жараёнлар анионлари кислородсиз кислоталардан иборат бўлган анионлар учун шу ионларнинг оксидланиши хисобига амалга ошади. Бундай ионлар каторига **Cu, Ag, Hg, Au, Pt** -(фтор анионидан ташқари) ионлари киради:

Anod(+)

$2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$	$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
$2\text{Br}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2$	$\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$

Агар эритмадаги анионлар кислородли кислоталардан иборат бўлса (SO_4^{2-} , NO_3^- , ClO_4^- , MnO_4^{2-} , CO_3^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} ва бошқалар) бо холда сувдаги гидроксид ионлари ёки сув молекулалари оксидланади:

Anod(-) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

Эритмада фтор анионлари бор бўлганда ҳам, уларнинг ўрнига сув молекулаларининг оксидланиши кузатилади ва шунинг учун ҳам сувдаги эритмалардан эркин фтор ажратиб олиб бўлмайди.

Электролиз жараёнида эрийдиган электрод ишлатилган бўлса, бундай электродлар каторига мис, кумуш, рух, кадмий, никел, хром олинганида, ана шу анод сифатида олинган металлларнинг оксидланиши яъни анод металлининг эриши кузатилади:

Anod(+)

$\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$
--

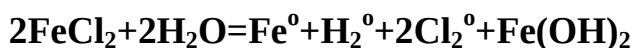
Эритмаларда электролиз жараёнига мисоллар кўрамиз. Масалан, ош тузининг сувдаги эритмасини олайлик. Ош тузининг эритмаси электролиз қилинса катодда водород газы, анодда хлор газы ажралиб чиқади, эритмада эса натрий гидроксид қолади.

$\text{NaCl} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	Katod(-)	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$	1	кайтарилиш
$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	Anod(+)	$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$	1	оксидланиш

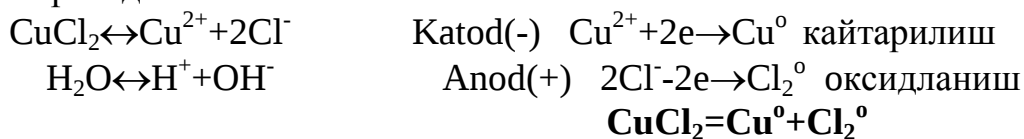
Электролизнинг умумий тенгламаси: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$

Агар FeCl_2 нинг сувдаги эритмаси электролизи олинса:

$\text{FeCl}_2 \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	Katod(-)	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$	кайтарилиш
$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$		$2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	кайтарилиш
	Anod(+)	$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$	оксидланиш

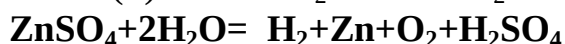
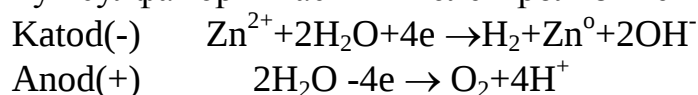


Агар электролиз мис(II) хлориднинг сувдаги эритмасида амалга оширилса, эритма электролизи худди суюкланмага ўхшаб кетади ва ҳам Cu ва ҳам Cl_2 ажралади:

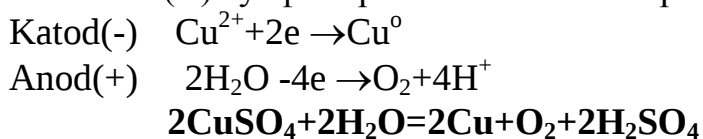


Na_2SO_4 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_4 , KOH , NaOH каби моддаларнинг сувдаги эритмалари электролиз килинса факат сув парчаланиб, водород ва кислород газ холда ажралиб чиқади. Бу моддаларнинг ўзи эса эритмада сакланиб қолади, улар эритманинг электр ўтказувчанлигини ошириб электролиз жараёнини тезлаштиради ва эритманинг концентратсияси ортиши кузатилади.

Рух сульфат эритмасининг электролизи тенгламаси:



Мис(II) сульфат эритмасининг электролизи:



Электролизнинг микдорий конунлари. Электролизнинг микдорий конунлари М.Фарадей формулаларида ўз ифодасини топган.

Фарадейнинг I конуни. Электролиз натижасида электродда ажралиб чиккан моддалар массаси электролит эритмаси оркали ўтган электр токининг микдорига тўғри пропорционалдир. $m = k \cdot Q$

m -электролизда ажралиб чиккан модданинг массаси; Q - токнинг микдори; k -пропорционаллик коэффициентси бўлиб, модданинг кимёвий эквиваленти дейилади.

Фарадейнинг II конуни. Агар турли электролит эритмаларидан бир хил микдорда электр токи ўтказилса электродларда ажралиб чиқадиган моддаларнинг микдори уларнинг кимёвий эквивалентига тўғри пропорционал бўлади.

$$m = I \cdot E \cdot t / F$$

m -электролизда ажралган модда микдори, g ; I - амперларда ўлчанган ток кучи; E - электролизда ажралган модданинг кимёвий эквиваленти; $E = A/v$; Кимёвий эквивалент элемент атом массасини валентликка бўлган нисбати оркали топилади.

F - фарадей сони бўлиб, унинг сон киймати 96500 Кл га тенг.

Хар қандай модданинг бир эквивалент микдорини олиш учун эритма ва суюкланмадан бир хил микдорда электр микдорини яъни 96500 Кл электр микдорини ўтказиш керак.

Электролизнинг амалий аҳамияти. Электролиз жараёни Na, K, Ca, Ba, Mg, Al каби анчагина актив металлларни олишнинг усулларида бири хисобланади. Металлмасларнинг энг фаоли бўлган фтор факат фторидларнинг суюкланмаларини электролиз килиб олинади.

Электролиз металлларнинг юзаларини металллар катлами билан коплашда ҳам кенг қўлланилади. Бунда металлларнинг юзасига Ni, Cr, Ag, Cu копланadi.

Металллар юзасини кўриниши чиройли бўлган ва химоя металл катламлари билан коплаш гальваноцегия дейилади. Металллар юзасини шу тарика хромлаш, калайлаш, никеллаш ва мислаш мумкин.

Типографик, фотонушалар олиш мақсадида каварик юзалардан копламалар олиш ва уларни кетйинчалик кўпайтириш гальванопластика дейилади.

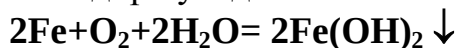
8.7. Металллар коррозияси

Металллар ва улар котишмаларининг ташки мухит таъсирида ўз-ўзидан эмирилиши коррозия деб аталади. Коррозияни икки қисмга бўлиш мумкин: кимёвий ва электрокимёвий коррозия.

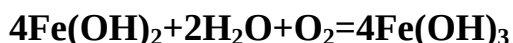
Кимёвий коррозия металллар ва улар котишмаларининг сиртки кавати ҳаводаги турли газлар(кислород, водород сулфид, сулфит ангидрид, азот оксидлари ва бошқалар) таъсирида эмирилиши тушунилади. Бу жараёнда металлларнинг агрессив мухит таъсирида оксидлари, сулфидлари ва бошқа бирикмалари ҳосил бўлиши кузатилади.

Коррозия туфайли кумуш ўзини ялтироклигини йўкотади, темир занглайди, рух,калай,зангламайдиган пўлат хиталаниб қолади. Лекин металлларнинг активлик каторида энг охирида жойлашган олтин ва платина атмосфера таъсиридан коррозияга учрамайди.

Намлик ва ҳаво кислороди таъсирида электрокимёвий коррозияси юзага келади. Баъзи металллар ўз сиртида оксид пардаси ҳосил қилиш ҳоссаюига эга, шунинг учун алюминий , рух, хром, бериллий, никел, магний каби металллар коррозияга чидамлидир. Темир ва унинг котишмалари коррозияга чидамсиз хисобланади. Коррозия жараёнода оксидловчи кислород бўлгани учун куйидаги жараён содир бўлади:

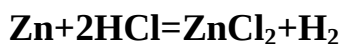


Темир(II) гидроксид ҳаво кислороди ва намлик таъсирида яна оксидланиб $\text{Fe}(\text{OH})_3$ га айланади:



Агар бу жараён агрессив мухит (CO_2 , SO_2 , NO_2) иштирокида амалга ошса коррозия янада тезлашади.

Агар иккита метал бир-бирига уланган ҳолатда коррозияга учратилса, бу металлларнинг энг фаоли биринчи навбатда коррозияга учраши аниқланган:



Рухнинг кислотада эриши кузатилади. Шу жараён рух метали билан туташтирилган мис иштирокида амалга оширилса, рух металининг

коррозияланиши янада кучаяди. Бу ерда электрохимёвий коррозияланиш юзага келиб, бир метал мусбат, иккинчиси манфий зарядланиб қолади.

Коррозияга карши кураш. Металлар сиртини химоя катламлари билан копланеди.

Металлар сиртига лак, бўёк, эмал билан копланеди. Металларнинг сиртига хаво ва бошка агрессив мухитни таъсири камайиб коррозия секинлашади.

Металларнинг юзаси бошка металлар билан (**Ni, Cr, Zn, Cd, Sn, Cu, Ag, Au** ва бошкалар) копланеди. Металларнинг юпка пардаси ичкаридаги металлни кейинги оксидланишдан саклайди.

Металлардан ясаладиган машина ва механизмлар металлниң ўзидан эмас, балки коррозияга чидамли котишмалардан ясалади. Бундай котишмалар жуда кўп.

Рухланган, калайланган, хромланган котишмалар коррозияга чидамли ва хоссалари тоза металлардан уцун туради.

Металларни коррозиядан саклаш учун электрохимёвий химоя усулларида фойдаланилади. Металл буюмларга фаоллиги юкори бўлган бошка металдан тутгич (заклёпка) улаб кўйилади. Бунда агар фаол метал эмирилиб тугамагунча асосий металл коррозияга учрамайди. Денгиздаги кемалар, эр оци кувурлари, газ ўтадиган кувурлар коррозиясини секинлаштириш учун протектор химоя ишлатилади. Бундай шароитда кўпинча пўлат кувурларни химоялаш учун актив метал(масалан, рух) ишлатилади. Протектор сифатида магний, рух, алюминий котишмалари ҳам кўлланилса яхши натижалар олинган. Протектор эмирилиб бўлса унга янгиси улаб кўйилади. Кемаларни коррозияланишдан саклаш учун улар мис билан копланеди. Мисли копламага протектор(**Zn, Fe, Mg**) улаб койилса кема корпусини коррозияланиши секинлашади.

Металлар сакланадиган мухитга коррозияни секинлаштирувчи моддалар -ингибиторлар кўшиб коуилади. Ингибиторлар органик моддалар, нитрит, хромат, силикат, фосфат кислота тузларининг самарадорлиги юкорилиги маълум.

9-боб. Д.И.Менделейвнинг даврий конуни ва элементлар даврий сицемаси

Элементларни биринчи марта синфлашга бўлган уриниш франсуз олими А.Лавуазе ва Я. Берсилиус томонидан амалга оширилган Улар барча элементларни метал ва металлмасларга бўлган эдилар.

Немис кимёгари Дебернеер элементларни ўхшаш кимёвий хоссаларига кўра бирлаштириб элементларнинг “триадаларини” хосил килди.

1857 йилда инглиз Одлинг ва франсуз Шанкуртуа элементларнинг атом массалари ортиб бориши билан уларнинг кимёвий хоссалари ўзгаришида даврийлик борлигини пайкадилар. Ўтган асрнинг 60- йилларида 64 та кимёвий элементлар маълум бўлиб, улар каторига олтин, кумуш, темир, мис, олтингугурт ва бошкалар кирган эди. Кейинчалик азот, кислород, водород ва бошка элементлар очилди.

1864 йилда Нюлендес “октавлар” конунини очди. Бу конунга кўра хар бир эттита элементдан кейин элементларнинг хоссалари кайтарилиши кузатилди. Нюлендес элементларнинг энг асосий катталиги сифатида уларнинг эквивалент массаларини олди. У ўша пайтда маълум бўлган 64 та элементни эттидан килиб саккизта гурухга бўлиб чикди. У баъзан бир катакка иккита элементни жойлаштириб, хали янги элементлар хам очилишини хисобга олмади.

Л.Меер эълон килган жадвалида ўша пайтда маълум бўлган 64 та элементдан 44 тасини жойлаштириб, уларни атом массаси ортиб бориши ва водородга нисбатан юкори валентлиги ортишига кўра жадвалга кўйиб чикди. 1868 йилда Л.Меер даврлар хам кўрсатилган ярим узун кўринишда элементлар жадвалини чоп этди. Бу жадвалга водород, бор, индий, уран ва кўпгина бошка элементлар киритилмаган эди. Бу жадвалда 12 та элементнинг жойланиши нотўри кўрсатилган бўлиб, бир даврда водород ва гелийнинг жойланиши мулако хисобга олинмаган эди.

1869 йилда рус кимёгари Д.И.Менделейв элементларнинг энг асосий катталиги сифатида уларнинг атом массаси деб хисоблади. У элементларнинг бир-бирига ўхшамайдиган табиий гурухларини таккослаб, атом массасини ўзгаришига караб элементлар хоссаларини даврий равишда ўзгаришини аниклади. Шуларга асосланган холда Д.И. Менделейв элементлар даврий конунини куйидагича таърифлади:

Кимёвий элементлар ва улар хосил килган оддий ва мураккаб моддаларнинг хоссалари шу элементнинг атом массаига даврий равишда болкдир.

Бошқалардан фаркли равишда Д.И.Менделейв галогенлар, ишкорий металлар, ишкорий-ер металлатрининг атом массаларини ўзгаришини кўрсатиб, элементларнинг ва уларнинг бирикмалари хоссаларини даврий равишда ўзгаришига алохида эътибор берди.

Бу конун асосида у элементлар атом массасини ортиб боришига асосланиб даврий жадвал яратди.

1871 йилда Д.И.Менделейв даврий сицемадаги 17 элементни даврий жадвалдаги ўрнини атом массалари ортиб бориш тартибидан бошкача бўлса хам ўзгартирди. Кейинчалик бу тузатишлар тўри эканлиги маълум бўлди. Дарий конун ва элементлар даврий жадвалига асосланган холда Д.И.Менделейв олтита элемент хали очилиши мумкинлигини кўра билди, уларга бўш жой колдирди, хамда уларнинг хоссаларини таснифлаб берди. Шу орада учта элемент - скандий, галлий ва германий очилди. Кейинчалик бўлса колган элементлар хам (технисий, рений ва поллоний) касф этилди. Дарий конун асисида кейинчалик яна 20 та янги элементал очилиб, кимё фанининг жадал ривожланишига туртки бўлди.

Даврий конун ва даврий сицема атом тузилишини жадал ривожланишига, атом тузилиш назарияси эса даврий конунни янада чукур маънога эга бўлишига сабаб бўлди. Кейинчалик элементларнинг тартиб раками хам чукур маънога эга эканлиги ва у элементларнинг атом ядросини зарядини ва атомдаги электронлар сонини кўрсатиши маълум бўлди.

Хозирги вақтда Д.И.Менделеевнинг элементлар даврий қонуни қуйидагича таърифланади: “Элементларнинг хоссалари, бирикмаларининг шакли ва хоссалари уларнинг атом ядролари зарядига даврий равишда болиқдир”.

Д.И.Менделеевнинг қимёвий элементларнинг даврий қонуни ва даврий сицемаси қимё фани ривожланишида жуда катта аҳамиятга эга.

9.1. Даврий сицеманинг тузилиши

Элементлар даврий сицемаси даврий қонуннинг график тасвиридир. Хозирги пайтда элементлар даврий сицемасида 110 та элемент келтирилган.

Д.И.Менделеевнинг 1869 йилда таклиф этган узун шаклдаги жадвалда даврлар бир қаторга жойлашган эди. 1870 йилда Д.И.Менделеев даврий сицеманинг иккинчи хили қисқача шаклни эълон қилди. Бу сицемада даврлар қаторларга, гуруҳлар бўлса асосий ва қўшимча гуруҳларга бўлинган.

Хозирги пайтда даврий сицеманинг 500 хили маълум бўлиб, улани ичида энг кўп қўлланиётгани Д.И.Менделеев таклиф этган вариантлар ҳисобланади. қисқа шаклдаги даврий сицеманинг энг асосий қамчилиги хоссалари қескин фарқ қиладиган асосий ва қўшимча гуруҳ элементларининг бир қирхда жойлашганлигидир. Шунинг учун ҳам баъзан даврий жадвалнинг узун шакли кўпроқ ишлатилади. Баъзан жадвалдаги лантаноидлар ва актиноидлар жадвалда алоҳида қаторга жойлаштирилиб, даврий сицема ярим узун вариантга айлантирилган.

Даврий сицемада хоссалари ўхшаш элементлар гуруҳларга бўлинган. Элементлар даврларга ҳам бўлинган бўлиб даврлар ишқорий металллардан бошланиб типик металлмаслар билан тугалланади. Д.И.Менделеевнинг даврий жадвалида этгита давр бўлиб, фақат биринчи даврда иккита элемент жойлаштирилган (водород ва гелий). қолган даврлар ишқорий металллардан бошланиб, инерт газ билан тугалланади. 2- ва 3- даврлар қичик даврлар ҳисобланади ва уларда 8 тадан элемент жойлашган. 4-,5-,6- даврлар бўлса катта даврлар дейилади. 4- ва 5- даврларда 18 тадан элемент бор бўлган ҳолда, 6-даврда 32 элемент жойлаштирилган. Охириги 7-давр тугалламаган давр ҳисобланиб, бу даврда унда ҳозир 24 та элемент келтирилган. Бу давр тугалланиши учун унга яна 10 та элемент этишмайди.

6-даврдаги элементлар таркибига 14 та элемент қиритилган бўлиб, улар лантаноидлар дейилади. Бу элементлар лантандан қейин қиладиган элементлар, улар ўхшаш қимёвий хоссаларга эга. Шунга ўхшаш 7-даврга 14 элемент- актиноидлар қиритилган. Бу элементларнинг барча хоссалари актинийга ўхшайди. Баъзан актиноидларнинг хоссалари лантаноидларга ҳам ўхшаб қетади.

Элементлар даврий жадвалида вертикал жойлашган элементлар қатори қимёвий хоссалари ўхшаш бўлиб, улар гуруҳлар дейилади. Гуруҳлар асосий(А) ва қўшимча(Б) гуруҳларга бўлинган. Даврий жадвалда гуруҳлар қони 8 тага бўлинган. Бош гуруҳча элементлари қичик даврлардан, қўшимча гуруҳ элементлари катта даврлардан бошланган. Қўпчилик бош ва қўшимча

гурух элементлари орасида кимёвий ўхшашлик ва ўзига хос тафовутлар учрайди.

Барча элементлар ичида водород ўзига хос хоссага эга бўлганлиги туфайли у даврий жадвалда ҳам II гурухга ҳам 7-гурухга жойлаштирилган. Водород хоссалари жихатидан металлларга ҳам ўхшаб кетади, галогенлар билан бирикмалар ҳосил қилади.

Металлар билан ҳосил қиладиган бирикмаларда бўлса металлмасларга ўхшайди.

I ва II A гурухча элементлари (VIII гурухдаги гелий ҳам) s-элементлар, қолган III-VIII гурухча элементлари p-оила элементлари ҳисобланади. D-элементлар катта даврда жойлашган, улар қўшимча (B) гурухча элементларига киритилган.

Литийдан фторга қараб элементларнинг металл хоссалари камайиб, металлмаслик хоссалари ортиб боради. Нодир газлар типик металлмаслар билан металлларни ажратувчи чегара ҳисобланади. Биринчи даврдагина шундай қонуният қузилмайд.

Катта даврларда элементларнинг хоссалари кичик даврдагилардан қўра суц ўзгаради.

9.2. Элементлар ва уларнинг бирикмалари хоссаларидаги даврийлик

Д.И.Менделейв элементлар даврий жадавалида давр бойлаб, чапдан ўнгга қараб элементларнинг металлмаслик хоссалари ортиб боради. Бош гурухча элементларида бўлса юқоридан пацга қараб элементларнинг элементларнинг атом ядро заряди ортиши билан металл хоссалари қучайиб боради.

Элементларнинг атом радиуси. Даврий жадвалда элементларнинг атом радиуси давр бўйлаб чапдан ўнгга қараб камайиб келади. Бош гурухча элементлари учун гурухча бўйлаб юқоридан пацга қараб элементларнинг атом радиуси ортиб боради. Шуни эътиборга олиш керакки, металлларда ионлар радиуси ҳам юқоридаги қонун бўйича ўзгаради. Ионланиш энергияси (I). Атомдан битта та электрон узиб чиқариш учун керак бўладиган энергияга ионланиш энергияси дейилад. Бу энергиянинг миқдори электрон-Волтларда(eV) ўлчанади(1 eV 96,32 kJ/mol га тенг). Даврда ионланиш энергияси чапдан ўнгга қараб ортиб боради. Гурухда юқоридан пацга қараб ионланиш энергияси қамаяди. Атом радиуси ва ионланиш энергиясининг ўзгариши атомларнинг кимёвий хоссаларини белгилайди. Бу хоссаларга қайтарувчилик, оксидловчилик ва кислота-асос хоссалари қиради. Электронга мойиллик энергияси(E). Электронга мойиллик энергияси деб, атомга битта электрон бириктирганда ажраладиган энергияга айтилади (бирлиги eV). Электронга мойиллик энергиясининг қиймати ионланиш энергиясига ўхшаш ўзгаради.

Одатда атом электрон бириктирса анион ҳолатига ўтади. Бундай хосса металлмасларга тегишли. Металлмасларда энг юқори электронга мойиллик

энергияси киймати галоганларда кузатилади. Уларнинг орасида бўлса фторнинг электронга мойиллик энергияси энг юкоридир. Фторнинг электронони тортиб оладиган бошка элемент йўк. Электрманфийлик($X=I+E$). Л.Полинг таклифига кўра атомнинг ўзига электрон тортиш хусусиятига электрманфийлик дейилади. Бош гуруҳчаларда элементларнинг электрманфийлиги юкоридан пацга караб ва даврларда ўнгдан чапга караб электрманфийлик камайиб боради. Электрманфийлик кимёвий боланишни аниклашда кенг кўлланилади. Бу кийматлар асосида элементларнинг оксидланиш даражеси аникланади.

Литийнинг нисбий электрманфийлиги бир деб кабул килинган. Фторнинг нисбий электрманфийлиги 4,1 га тенг. колган элементларнинг электрманфийликлари шу кийматлар орасида жойлашган. Атомларнинг оксидловчилик-кайтарувчилик хоссалари. Элемент атомларининг оксидловчилик-кайтарувчилик хоссалари атомлар ёки ионлар радиуси хамда атомларнинг электрон тузулиши билан болик. Одатда металлар кайтарувчилардир. Металлмасларда оксидловчилик ва кайтарувчилик хоссалари кузатилади. Фтор факат оксидловчи хоссасига эга. Агар атом кичик радиусга эга бўлса, унга электронларнинг тортилиши осон ва атомнинг оксидловчилик хоссаси кучаяди. Шунинг учун хам галогенлар ичида фтор энг кучли оксидловчидир. Металларда эса атом радиусининг катталашганлиги хисобига электронларни бериш осонлашади ва уларнинг кайтарувчилик хоссалари ортиб боради. Даврлар бўйича бўлса чапдан ўнгга караб элементларнинг кайтарувчилик хоссаси заифлашади.

Кўшимча гуруҳ элементларида бўлса, элемент атом радиуси ортган сари ядро заряди ортиб, кайтарувчи хоссаларнинг заифлашиши юз беради. Бу холатда металларнинг кимёвий фаоллиги камаяди.

Элемент атомларининг кислота- асос хоссалари. Одатда типик металларнинг оксидлари асосли оксидлардир. Улар даврларнинг бошларидан ўрин олган. Даврларнинг охирида жойлашган металлмасларнинг оксидлари кислотали оксидлар хисобланади. Даврий жадвалдаги баъзи элементларнинг оксидлари амфотер оксидлардир. Уларга Al, Zn, Be, Sn, Pb, Ge каби металларнинг оксидлари ва баъзи металлмасларнинг оксидлари хам киради.

Агар элемент бир неча валентликка эга бўлганида пац валентликка эга бўлган элемент оксидлари асосли, ўртачаси амфотер ва юкори валентликка эга бўлганда эса, уларнинг оксидлари кислотали хоссасга эгалиги кузатилади. Масалан, хром бирикмаларида шундай конунийтлар топилган. CrO - асосли оксид, Cr₂O₃ - амфотер ва CrO₃ - кислотали оксиддир.

9.3. Даврий жадвалдаги конуниятлар

Даврий жадвалдаги элементларнинг электрон тузлиши асосида бир элемент атомидан иккинчисига ўтганда баъзи ўхшаш конуниятлар кузатилади.

Чала ўхшаш элементлар. Бу хил элементлар электрон конфигурациялари баъзан кичик оксидланиш даражаси учун ўхшаш(C, Si ва Ge, Sn, Pb) ёки юкори оксидланиш даражасида бир хил электрон цуктурали валент поонага эга бўлади(Si ва T).

Тўла ўхшаш элементлар. Бундай элементлар турли хил оксидланиш даражасида ташки электрон пооналари бир хил тузилишга эга. Бундай гурухлаш В.Б.Некрасов томонидан киритилган бўлиб, уларга II гурухда Be, Mg, IV гурухда C, Si ишкорий-ер металллардан Ca, Sr, Ba, Ra кўшимча гурух элементларидан Zn, Cd, Hg, IV гурух элементларидан Ge, Sn, Pb ва Ti, Zr, Hf лар каби ўхшаш элементлар киради.

Диогонал ўхшашлик. Бир гурухдаги элемент атомларининг хоссалари кейинги даврдаги кўшни гурухнинг хоссаларига ўхшаб кетади. Масалан, II даврда жойлашган бериллий атомининг хоссалари III даврда жойлашган алюминий хоссаларига ўхшаб кетади.

Диогонал ўхшашлик $\text{Li}^+ - \text{Mg}^{2+} - \text{Ga}^{2+} - \text{Sn}^{2+} - \text{Bi}^{3+}$ ва $\text{Be}^{2+} - \text{Al}^{3+} - \text{Ga}^{2+} - \text{Ge}^{4+} - \text{Sb}^{5+}$ каторида яккол кузатилади.

Бундай ўхшахслик бир гурухдаги жуфт давр элементлари атомларининг хоссалари ўзаро ва ток давр элементлари атомларига ўхшашдир. Фосфор ва сурма бир-бирига(улар ток даврда жойласган), мишяк ва висмут(ток даврда) атомларининг ўзаро ўхшашлиги туфайли фосфор ва мишякда(мос равишда ток ва жуфт) ўхшаслик кузатилади.

Ички даврийлик. Бир даврнинг ичида элемент атомларининг баъзи хоссаларида ички даврийлик конунияти кузатилади. Бундай хоссалар 2 ва 3 давр элементларининг ядро заряди билан ионланиш потенциали ортишида ўзига хос максимум ва нинимумлар юзага келиши билан амалга ошади Агар I даврда жойлашган элементларнинг литийдан неонгача катори эътиборга олинса, бериллий ва азотда атомларнинг ионланиш потенциали максимумга эга бўлади. 2 даврда жойлашган магний ва фосфорда ҳам ионланиш энергиясининг ядро зарядига боиклигида ана шундай максимумлар аникланган. Иккала гурухдаги бор, кислород, алюминий ва олтингугуртда бўлса бу кийматлар кичиклашиб минимум кийматга ега бўлиб колган. Бу конуниятлар ташки электрон поонадаги электронлар билан ядро орасидаги тортишиш кучини ички электрон поонадаги электронлар заифлаштириши билан тушунтирилади.

Иккиламчи даврийлик. Бундай конуният асосий гурухча элементларида(s- ва p- элементларда) кузатилгани учун уни вертикал даврийлик ҳам дейилади. Иккиламчи даврийлик юзага келиши d- ва f- пооначаларнинг электронлар билан тўлиб, ядро зарядининг тўсилиши туфайли валент электронларнинг ядрога тортилишининг заифлашиши хисобланади. Бу таъсир туфайли атом радиуси, ионланиш потенциали, электронга мойиллик энергияси ва атомларнинг электроманфийликлари ўзгаради. Юкоридаги сабабга кўра факат IV гурухда эмас, бошка гурух элементларида ҳам ўхшашлик кўринади. Масалан, литийнинг хоссалари магнийга, бериллий алюминийга, титан ниобийга, ванадий эса молибденга ўхшаш хоссаларга эга.

10- боб. Атом тузилиши

Фанга узок вақт атомлар бўлинмасдир деган фикр ҳукм сурган. Атомлар майда қисмларга бўлинмайди деб ҳисобланган. Айни элемент бошқа элементларга айланмайди деб қаралган.

Лекин XIX аср бошларида инглиз физиги **Dj.** Томсон атомнинг энг кичик бўлаги электронни топди. Электрон атомнинг энг кичик заррачаси бўлиб у манфий зарядга эга. унинг массаси $9,1095 \cdot 10^{-28}$ г га тенг. Унинг массаси водород атомининг массасидан 1843 марта кичик. Электроннинг заряди -1 . Электронлар манфий зарядланган атомлар эса электронейтрал. Демак, атомларда мусбат зарядланган заррачалар ҳам бор. Атомлар яна ҳам кичик заррачалардан иборат эканлиги радиоактивлик ходисаси очилгандан сўнг аниқланди. Радиоактивлик ходисаси 1896 й. Франсуз олими Анри Беккерел томонидан очилди. У уран ва унинг бирикмаларини кўзга кўринмас нурлар тарқатишини аниқлади.

Ҳозирги пайтда уч хил радиоактив нурлар борлиги аниқланган. Булар α , β ва γ нурлардир. Бу нурлар магнит майдони таъсирида 3 қисмга ажралади.

α - нурлар магнит майдонида манфий плацинкага қараб оади, демак улар мусбат зарядланган. Хар қауси α - заррача гелий атомларидан 2 та электрон йўқолишидан ҳосил бўлиши аниқланган. Шунинг учун уларнинг заряди $+2$ атом масса гелийнинг атом массасига тенгдир.

α - заррачалар ҳаводаги электронларни бириктириб гелий атомларига айланади.

β - нурлар электронлар оқимидан иборатдир.

Улар магнит майдонида мусбат кутбга қараб оади. уларнинг ҳаракат тезлиги 200000 км/сек ни ташкил этади.

γ - нурлар қиска электромагнит тўлкинларидан иборат. Улар зарядга эга эмас. Радиоактив бўлиниш ўз ўзидан катта микдорда энергия чиқиши билан боради.

10.1. Атомнинг ядровий тузилиши

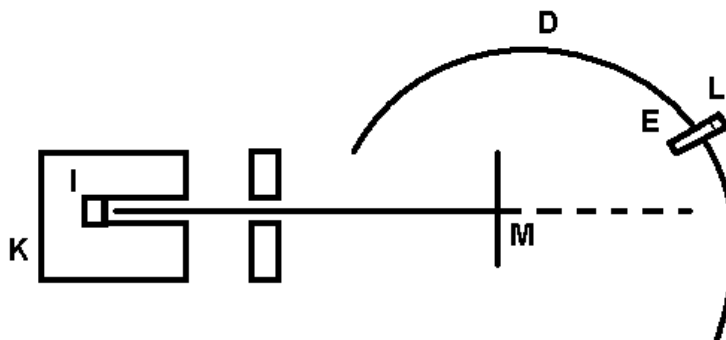
Биринчи атом тузилиши тўрисидаги назария 1903 й. инглиз олими Томсон томонидан яратилди. Бу назария ион-электрон ёки цатик назария дейилади.

Томсон назариясига кўра атом мусбат зарядланган доира бўлиб, бу зарядни ичида доимо электронлар тебраниб туради. Ана шу атомнинг мусбат зарядланган қисми атомнинг бутун қисмини эгаллаб туради.

Лекин 1911 йилда инглиз физиги Эрнест Резерфорд динамик ёки атом тузилишини ядровий назариясини яратди. Агар К- тиркишдан а-заррачалар юборилса, улар тўрига ўтиб, Л экранда чакнаш юзага келтиради. Резерфорд юпка металл плацинкадан (М) а- заррачаларни ўтишини ўрганди, бунда α - заррачаларни бир қисмини ўз-ўзидан маълум бурчакка оишини топди

(5-расм). Бу ходиса α -заррачаларни таркалиши ходисаси сифатида дунёга машхур.

Бундай жараённи Томсон назарияси ёрдамида тушунтириб бўлмайди. Чунки ўртада мусбат зарядни топланишигина плацинкага тушаётган мусбат заррачаларнинг йўналишини ўзгартиришга кодир. Шу туфайли Томсон назариясидан воз кечишга тўри келди.

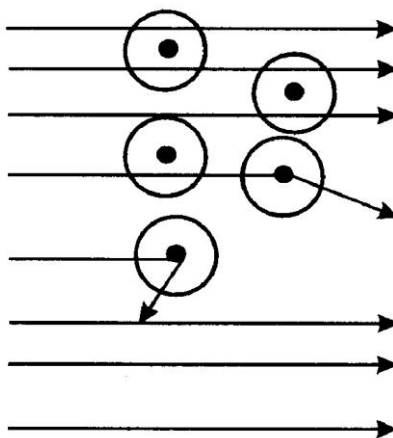


5- расм. α - заррачаларнинг юпка метал пардадан ўтиши.

Агар калинлиги юз минг атомлар тутган жуда юпка метал пардадн α - заррачалар ўтказилса, К -нур манбасидан чиккан α -заррачалар асосан юпка пардадан(М) ўтиб кетади. Бу Е рух сульфид билан копланган Е экранда чакнаш рўй берганлиги учун тиркишда (L)кўринади. Лекин камдан кам α - заррачалар ўз йўналишини ўзгартириши аникланди. Ана шу тажрибаларга кўра Резерфорд атомнинг марказида ядро туради, шу сабабли α - заррачаларнинг оиши содир бўлади деган хулосага келди(6-расм).

Е.Резерфорд α - заррачаларнинг оишини тушунтириш учун атомнинг планетар моделини яратди.

Бу назарияга кўра атом жуда кичик ўлчамга эга бўлган ядрога эга. Ядро атомнинг бутун массаси топланган.Ядро атрофида манфий зарядланган электронлар айланади. Марказдан кочма кучлар электронларнинг ядрога тортилишига каршилиқ кўрсатади.



6-расм . α - заррачаларнинг металдан ўтишида оиши.

Атомнинг ўлчами 10-11 м, ядронинг ўлчами бўлса 10-16 м атрофида. Кўриниб турибдики ядро атомга нисбатан 100000 марта кичик. Шунинг учун ҳам α -заррачалар юпка металл плацинкадаги ядролар орасидаги масофадан ўтиб кетади ва у ўз йўналишини ўзгартирмайди. Агар α -заррачалар ядроларнинг якинидан ўтса улар оади. α -заррачалар ядролар мавжудлигини исбот этмай уларнинг зарядини аниқлашга имкон беради. Элементларнинг даврий жадвалдаги тартиб номери ядродаги протонлар сонини ҳамда ядро атрофида айланувчи электронлар сонини кўрсатади. 1913 й. Резерфорднинг ўқувчиси инглиз олими Мозли рентген нурларининг спектрини текшириб, элемент тартиб номери билан рентген нурларини тўлқин узунликлари орасида боланиш борлигини аниқлади:

$$\sqrt{\nu} = A(z-b)$$

Бу ерда z элементнинг тартиб номери; A , b ўзгармас сонлар; ν - рентген нурининг тўлқин чақотаси, уни ўрнига $\nu = 1/\lambda$ нурнинг тўлқин узунлиги ҳам олинади. Мозли формуласи асосида рентген нурининг тўлқин узунлигини ўлчаб элементнинг тартиб номерини топиш мумкин.

Мозли конуни Д.И. Менделеев элементларни даврий жадвалга тўри жойлаштирганини кўрсатади. Рентген нурлари спектрини ўрганиш асосида $z=72$ Re элементи очилган.

Мозли конунига кўра элементнинг тартиб номери бу оддий номерлаш эмас балки атомнинг мусбат зарядини кийматини кўрсатар экан, атомнинг асосий хоссалари унинг ядро зарядига болиқдир.

Масалан, ${}_{11}\text{Na}^{23}$ натрий атомида электронлар 11 ва протонлар 11. Протонлар ва нейтронлар бир заррача нуклонларнинг икки ҳолатини кўрсатади.

Протоннинг массаси 1,0073 у.б. га тенг бўлиб, унинг заряди + 1 га тенг. Нейтроннинг массаси 1,0087 у.б.га тенг, унинг заряди нолга тенг.

Нейтрон очилгандан сўнг 1932 й. Д.И.Иваненко ва Гейзенберг ядро тузилишини протон-нейтрон назариясини яратдилар. Бу назарияга кўра ядрода протонлар ва нейтронлар туради.

$$N = A - Z$$

N - атомдаги нейтронлар сони. A -элементнинг атом массаси. Z - элементнинг тартиб номери.

Ве атомининг α заррачалар билан таъсирини ўрганиб 1932 йилда инглиз физиги Дж. Чедвик зарядсиз заррачаларни аниқлади ва уларга нейтрон номини берди (${}_0^1n$).

Ядродаги протонлар ва нейтронларни ушлаб турувчи кучлар ядро кучлари дейилади. Улар жуда киска масофада таъсир этади (10-16 м).

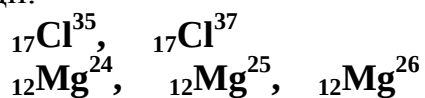
Ядродага протонлар нейтронларга айланиши ёки тескари жараён содир бўлиши мумкин.

$${}_0^1n = {}_1^1p + {}_{-1}^0e \quad {}_1^1p = {}_0^1n + {}_{+1}^0e$$

${}_{-1}^0e$ ва ${}_{+1}^0e$ электрон ва позитрон

10.2. Изотоплар, изобарлар ва изотонлар

Ядро заряди бир хил лекин атом массаси турлича бўлган атомлар тўплами изотоплар дейилади. Бу заррачалар таркибида нейтронлар сони хар хил бўлади.



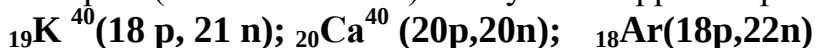
Кимёвий ва биологик жараёнларда изотоп индикаторлар (белгиланган атомлар) ёки “меченние” кўп ишлатилади. Бундай индикатор атомлар сифатида O^{18} ва C^{13} ишлатилиши мумкин. Масалан, фотосинтез ходисасидаги кислород сувдан олинadими ёки CO_2 дан, исботлаш учун O^{18} изотопи (O^*) ишлатилган:



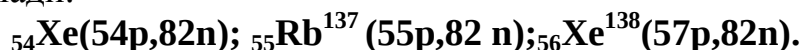
Радиокимёвий усуллар фарматсевтик тахлилда кўп ишлатилади.

Фармокопиядаги радиоактив препаратларнинг сифатини баҳолаш учун β - ёки γ - заррачаларнинг концентратсияси спектрометрлар ёрдамида ўлчанади.

Хар хил сондаги протонлар ва нейтронларга, лекин бир хил сондаги нуклонларга (атом массасига) эга бўлган заррачалар изобарлар дейилади.



Бир хил сондаги нейтронларга эга бўлган заррачалар изотонлар дейилади.



Турли то жинслари, минераллар ва органик табиатга эга бўлган моддаларнинг ёшини аниқлашда изотоплардан фойдаланиладиган бир неча усуллар мавжуд. Бу усулларга кўрошин, гелий, углерод изотопларидан фойдаланиш киради. Углероднинг C^{14} изотопи ярим эмирилиш даври 5710 йилни ташкил этади. Бу изотоп атмосферада турли космик нурланишлар натижасида ҳосил бўлиб, организм уни ўзлаштиради. Организм ҳалок бўлганидан сўнг унинг концентратсияси камая бошлайди. Атмосферадаги углерод концентратсияси ва топилмадаги углерод концентратсиясини солиштириб органик топилма ёшини аниқлаш мумкин бўлади.

10.3. Ядро реакциялари

Атом ядроларида бўладиган ўзгаришлар ва ядроларда кетадиган реакцияларни ядро кимёси ўрганadi. Ядро реакцияларида атомнинг ядросида протонлар ва нейтронларнинг кайта тақсимланиши натижасида янги кимёвий элементлар ҳосил болади.

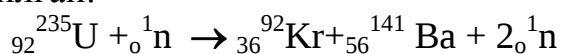
Ҳозирги пайтда ядро реакциялари ёрдамида даврий жадвалдаги деярли хар қандай элементнинг радиоактив изотопларини олиш мумкин. Атомнинг ядросига нейтронлар, протонлар, дейтронлар, α - заррачалар ёки бошқа элемент ядроларини таъсир этиш натижасида ядро реакциялари амалга оширилади. Ядро реакциялари амалга ошириш учун таъсир этувчи заррачалар жуда катта энергия ва тезликка эга бўлиши керак. Атомнинг ядроси бирор бир заррачани бириктирганда ва янги ядро ҳосил бўлганда унинг яшаш

даври 10^{-7} сек. атрофида бўлади. Бу янги ядро ўз навбатида атрофга элементар заррачалар таркатиб, янги ва энгилрок ядрога айланиши ёки бирор кимёвий элементни ҳосил қилиши мумкин.

Ядро реакциялари биринчи марта 1919 йилда Э.Резерфорд томонидан амалга оширилган. У ${}^7_{14}\text{N}$ элементини гелий билан таъсирлаштириб ${}^8_{17}\text{O}$ элементини синтез қилган эди:



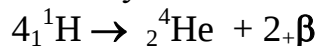
Оир металлларнинг атомларини жуда катта энергияли тез ҳаракат қилувчи заррачалар оқими билан бомбардимон қилиш орқали қатор янги элементлар кашф этилган. Агар уран тезлаштирилган нейтронлар билан бомбардимон қилинганса 93- элемент нептуний ҳосил бўлади. Бу эрда кетмекет бир неча ядро реакцияси содир бўлади. 1939 йилда иссиқ нейтронлар таъсирида уран ядросининг бўлиниш реакцияси амалга оширилган:



Оир ядроларни ўз-ўзидан иккига бўлиниши (баъзан уч ёки тўртга) икки хил янги ядролар пайдо бўлишига олиб келади. Ядроларнинг бўлиниши нихоятда катта энергия чиқиши билан амалга ошади. Юкоридаги реакцияда 200 MeV энергия ажралади. Бу энергия қиймати $19,2 \cdot 10^9$ kJ/mol га тенг ёки бу энергия қиймати 2 миллион кг юкори сифатли тош қўмир ёнганида чиқадиган энергияга тенг.

Ядро реакцияларида бир сарфланган нейтрондан ядро реакциясида икки ёки учта янги нейтронлар ҳосил бўлиб, улар ўз навбатида занжир реакциясини юзага қилишига сабабчи бўлади. Бунда жуда кучли портлаш содир бўлиб атом бомбасининг таъсири ана шу ҳолатга асосланган. Уран ва плутонийнинг бошқариладиган ядро реакцияларини амалга ошириш асосида ядро реакторлари ишлайди.

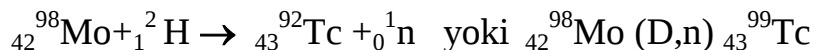
Янги энергия манбаларини излаш бўйича бошқариладиган термоядро реакциялари ҳам жуда катта амалий аҳамиятга эга. Термоядро реакциялари жуда юкори ҳароратда 107 К да боради. Бу реакцияда водород ядросидан гелий ядросининг синтези қузатилиб:



Термоядро реакцияларида ҳам жуда катта энергия ажралиб чиқади, уни қиймати 1 г водородга нисбатан 6,87 MeV ёки 644 миллион кЖ/мол қийматга эга.

Бу қиймат юкори сифатли тош қўмир ёнганда чиқадиган энергиядан 15 миллион марта кўпдир.

Ядро реакциялари асосида олинган биринчи кимёвий элемент техний хисобланади. Уни олиш учун молибденга дейтронлар таъсир этирилган:



Кейинчалик 85- элемент ацат, 61- элемент прометий, 87- элемент франсий ҳам олинган.

Трансуран элементлари олиш учун ядро реакцияларида нейтронлар, а-заррачалар, дейтронлар юкори энергияли ҳолатда кўп зарядли ионлар билан таъсирлаштирилади. Ядро реакторларида нейтронларни таъсир эттириш оркали барча трансуран элементларининг изотопларини олиш мумкин. Ана шу усулларда 100- элемент фермийгача бўлган трансуран элементлар изотоплари олинган. Кележакда янги элементлар синтези барқарор оир элементлар изотопларини олиш йўналашида амалга оширилса керак.

Радиоактив препаратлар кўп касалликларни даволашда ва касаллик сабабларини аниқлашда кенг қўлланишга эга. Улар билан ишлашни яхши билмаслик беморни ҳамда техник хизмат кўрсатувчиларни ҳаётига ҳавф солади. Радиопрепаратлар сифатида H^3 , C^{11} , C^{14} , O^{15} , P^{30} , P^{32} , K^{43} , Fe^{52} , Fe^{55} , Co^{57} , Co^{58} , I^{126} , Hg^{203} изотоплар ҳозирги пайтда кенг қўламда ишлатилади. Радио изотопларнинг чинлиги ва улардаги қўшимчаларни аниқлаш фарматсевтик таҳлилнинг долзарб масалалардан биридир. Бу препаратларнинг микдорий аниқлаш учун ядро спектрометрия ва радиометрия усуллари ишлатилади. Саратон кассалигидаги ҳавфли ўсмалар борлигини аниқлаш учун, ўсмалардаги тўқималарнинг радиоактив элементларни ютиб қолиш хоссасидан фойдаланилади. Масалан, ҳавфли ўсмаларни аниқлашда нишонланган фосфор -32 изотопи бўлган натрий фосфати ишлатилади. Агар ёд -31 бўлган натрий ёдид қўлланилганда калконсимон бездаги касалликларни таҳлил қилишда фойдаланилади. Тиббиёт амалиётида радиоактив изотоплар турли ҳавфли ўсмаларни даволашда қўлланинлаган ҳолатлар ҳам маълум. Хроник лейкозни даволашда, нишонланган фосфор-32 изотопи киритилган рух-65 ва олтин-198 нуклидлари ва натрий фосфати буйрилади. Таҷрибалар асосида радиоактив нурланиш саратон кассалигида ҳавфли ўсамалардаги тўқималарнинг ривожланишини секинлаштириши ва ҳатто тўқималарни парчалаши маълум. Шунинг учун ҳам радиоактив кобалт-60 изотопи таркатадиган г- нурлар билан саратон касалликларини даволашда ишлатилади. Бу изотоп тез парчалангани учун ҳам уни организмга киритилади. Биологик, биокимёвий ва тиббий текширувларда мис-64, кумуш-110 ва олтин-198 радионуклидлари организмдаги моддалар алмашинуви жараёнларини ўрганиш учун радиоактив индикатор сифатида ишлатилади.

10.4. Атомлар спектри

Атомнинг ядровий тузилиши модда тузилишини билишда муҳим кадам ҳисобланади. Резерфорд назарияси икки қарама-қаршиликка эга:

- бу назария атомнинг барқарорлигини тушунтура олмади. Мусбат зарядланган ядро атрофида айланаётган электрон электромагнит тўлқинлари тарката бориб ўз энергиясини йўқота бориши бунинг натижасида электрон борган сари ядрога яқинлаша боради. У ҳамма энергияни йўқотгандан сўнг ядрога кулаши керак. Аммо атомлар чексиз узок вақт барқарор ва бузилмасдан тура олади.

-атомнинг Резерфорд бўйича тузилиши атом спектрлари тўрисида нотўри хулосалар чиқаришга олиб келади. Ядро атрофида айланаётган электрон ядрога яқинлашиб ўзининг ҳаракат тезлигини доим ўзгартириб бориши керак. Электрон таркатаётган нурнинг тўлқин чақотаси унинг айланиш чақотасига болиқ ва узлуксиз ўзгариб бориши керак. Демак, атомлар томонидан таркатаётган нур узлуксиз спектрга эга бўлади.

Шундай қилиб, Резерфорд назарияси атомларнинг барқарорлиги ва атомлар спектрини узлукли табиатини тушунтириб бера олмади.

Маълумки каттик модда ёки суюқлик томонидан таркатилган нур узлуксиз табиатга эга. Чўлантирилган газлар ва буларнинг спектри аниқ тўлқин узунлигига эга бўлади, булар қора чизик билан бир-биридан ажралган бўлади. Масалан, калийнинг атом спектрида учта чизик бор (2 қизил ва 1 бинафша). Бундай спектрлар чизикли спектрлар дейилади ва улар ҳар бир элемент учун характерли бўлади.

10.5. Нурнинг квант назарияси

Немис физиги Макс Планк 1920 й.да киздирилган модданинг нур чиқариш хоссасини, моддалар томонидан нур чиқарилиши ва ютилиши узук - узук, яъни дискрет ҳолда содир бўлади деб баҳолади.

Бундай ҳолда нур энергияси (E) нур чақотаси (ν) билан қуйидагича боланган:

$$E = h \cdot \nu$$

Бу формула Планк формуласи дейилади. h -пропорционаллик коэффициентини ёки Планк доимийси унинг қиймати $-6,626 \cdot 10^{-34}$ Ж/Сек. 1905 й.да Алберт Эйнштейн фотоэлектрик эффектини ўрганиш жараёнида электромагнит тўлқинлари (нури) квантлар ҳолида, нурланиш бу фотонлар ҳолатида тарқалишини аниқлади. Бундан ёрулик тўлқинлари заррачалар оқими экан деган муҳим хулосага келди. Фотонларнинг энергияси Планк формуласи орқали аниқланади. Нурнинг квант назариясидан фотонлар бўлинмайди деган хулоса чиқади. Улар фотографик коозда из қолдиради ва зарра хоссасини намоён этади. Фотон корпускуляр ва тўлқин хоссасига эга бўлиб бу ҳолат ёрулик нурининг интерференцияланиши ва дифракцияланишида ўз аксини топади. Демак, фотонга ҳам корпускуляр ҳам тўлқин хоссаси тегишлидир.

Электрон қаватларнинг Бор назарияси бўйича тузилиши. Даниялик физик Нилс Бор ўз назариясида атомнинг ядро моделидан, нурланишнинг квант назарияси ва нурланишнинг узлуксизлик табиатини ҳисобга олган ҳолда қуйидаги хулосани чиқарди.

Атомдаги электронларнинг энергияси узлуксиз ўзгариши мумкин эмас, уларнинг энергияси узлукли ўзгаради. Шунинг учун атомда ҳар қандай энергетик ҳолатларда электронлар бўлмасдан, фақат “руҳсат этилган” энергетик ҳолатларда бўлади. Атомдаги электронларнинг энергетик ҳолатлари квантланган. Бир “руҳсат этилган” орбиталдан иккинчисига сакраш билан ўтилади. Бор назарияси қуйидаги поцулатлардан иборат:

1. Электронлар ядро атрофида ҳар қандай орбиталар билан эмас, маълум

айланма орбиталар билан айланади. Бу орбиталар “рухсат этилган” орбиталар дейилади.

2. “Рухсат этилган” орбиталлар бўйича ҳаракатланишда электронлар нур таркатмайди.

3. Электронлар бир “рухсат этилган” орбиталдан иккинчисига ўтишда нур таркатади. Бу электромагнит кванти энергияси атомнинг охириги ҳолатдан бошланич ҳолатга ўтгандаги энергиялари фаркидан топилади.

$$h\nu = E_2 - E_1$$

E_2 ва E_1 атомдаги турли энергетик ҳолатлардаги энергиялар фарки.

Бор назариясини кўп ютуқлари билан бир қаторда ўзига хос камчиликлари ҳам бор эди. Масалан бир “рухсат этилган” орбиталдан иккинчисига ўтишда қаерда бўлади.

Шунингдек, Бор назарияси ҳатто водород спектрини равшанлик сабабини ҳам тушунтириб бера олмади.

10.6. Квант механикасининг назарий асослари

1924 й.да франсуз физиги де- Бройл корпускуляр тўлқин дуализми нафакат фотонлар учун, балки электрон учун ҳам ўринли деган фикрни илгари сурди. Маълум масса ва тезликка эга электрон учун у қуйидаги формулани таклиф этди.

$$\lambda = h/m \cdot v$$

m - электроннинг массаси ва v - ҳаракат тезлиги.

Микрожисмларнинг икки ёклама хоссаларини 1927 й.да Вернер Гейзенберг томонидан таърифланган ноаниклик принципи тушунтиради.

Микрожисмларнинг тезлиги (ёки импульси $p = m \cdot v$) ва фазовий ҳолатини (координатларини) бир пайтга ўзида аниқлаш мумкин эмас. Бу ноаниклик принципи қуйидагича формулага эга:

$$\Delta q \Delta v \geq h/m$$

Ҳолат ноаниклиги (Δq) ва тезлик ноаниклиги кўпайтмаси h/m дан кичик бўлиши мумкин эмас. Ноаниклик принципи микрожисмлар учун бутунлай бошқача қонунлар қўлланишини кўрсатади.

10.7. Электрон булут

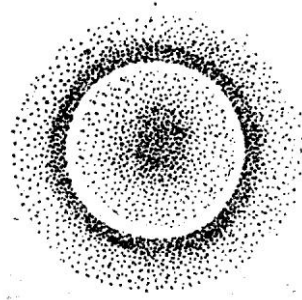
Квант механикасида электроннинг атомдаги ҳолати электрон булут орқали кўрсатилади. Бундай булут ядро атрофидаги электрон булут зичлигига тўри пропорционал бўлади. Атомдаги электроннинг ҳаракати тўлқин табиатига эга бўлгани учун, квант механикасида у тўлқин функцияси билан таснифланади. Бу тўлқин функцияси электронга тегишли фазовий координатларини кўрсатади. Тўлқин функциясини қиймати $\psi = f(x, y, z)$ га тенг, бу ерда x, y, z координата нукталари.

Тўлқин функциясини квадрати (ψ^2) атомлараро фазода электроннинг бўлиш эҳтимоллигини (6-расм) кўрсатади. Ядро атрофида 90% электроннинг

бўлиш эҳтимоли бўлган фазо орбитал (7-расм) дейилади. Атомдаги электронни бўлиш эҳтимоллигини ҳисоблаш ва уни энергияси билан боланишни топиш анча мураккаб вазифа бўлиб у Шредингер тенгламаси оркали ечилади. Ядро атрофидаги электрон булут зичлиги уларнинг радиал таксимланиш эгрилиги оркали ҳам топилиши мумкин. Электрон шар радиуси ичида бўлиш эҳтимоли ($4\pi r^2 dr$) ψ^2 га тенг. 2 s (8 а-расм) ва 3 с(8 b) электронлар учун электронларнинг радиал таксимланиши кўрсатилган.

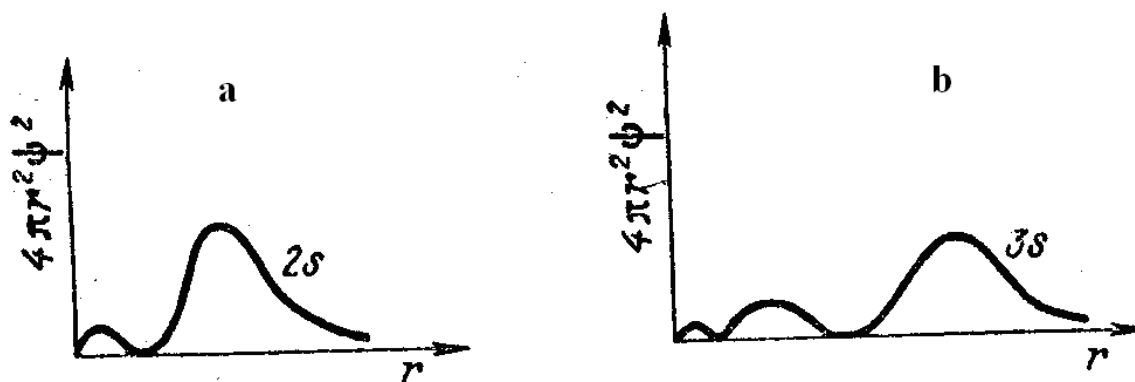
2п- электроннинг тўлкин функцияси 9-расмда кўрсатилган(учта П холат учун а, b ва с). 2 п электроннинг радиал таксимланиш эгрилиги 10 расмда яққол кўриниб турибди.

11-12 расмларда р- ва d- электронларнинг фазовий шакли берилган.

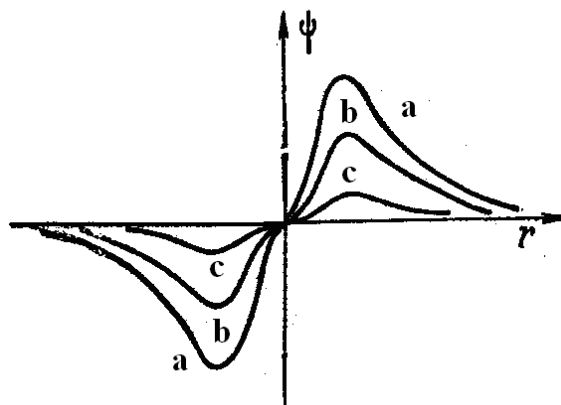


7-расм. 2-s электронга тегишли электрон булут.

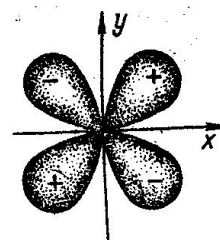
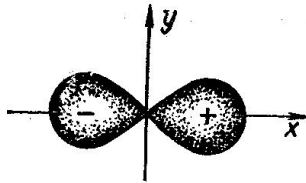
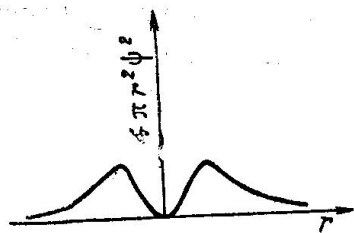
8-расм. 2s- ва 3s- электронларнинг радиал таксимланиш графиги.



9-расм. 2р электронларнинг тўлкин функцияси графиги.



10-расм. 2p- электронларнинг радиал таксимланиш эҳтимоллигини кўрсатувчи эгри чизиклар.



11-расм. 2p- электрон булутнинг кўриниши.

12- расм. 3d- электронлар булутинининг фазовий шакли.

10.8. Шредингер тенгламаси

1926 й.да Эрвин Шредингер квант механикасида катта аҳамиятга эга бўлган тенгламани яратди. Тенглама тўлқин функцияси билан электроннинг фазовий координаталари, потенциал энергияси ва умумий энергия орасидаги боланишни кўрсатади. Е.Шредингер тенгламаси куйидагича:

$$\nabla^2 \psi + 8\pi^2 m/h^2 (E-U) \psi = 0$$

Бу ерда $\nabla^2 \psi = \partial^2 \psi / \partial x^2 + \partial^2 \psi / \partial y^2 + \partial^2 \psi / \partial z^2$ тўлқин функциясини x, y, z координаталар бўйича иккинчи тартибли ҳосиласи; m -электроннинг массаси; E - умумий энергия захираси; h -Планк доимийси.

10.9. Квант сонлар

Атом орбиталарни тўла таснифлаш учун квант сонлар тўплами қабул килинган. Квант сонларга: n -бош квант сон; l -орбитал квант сон; m_l -магнит квант сон; s - спин квант сон киради.

1. Бош квант сон (n) ҳарфи билан белгиланади. электроннинг умумий энергия захирасини ва энергетик поонанинг номерига тенг бўлади. Одатда бош квант сон бутун сонлар тўпламидан иборат. Ҳақиқатда бош квант сон 1 дан 7 гача бўлган сонлар тўпламидан иборат. Бош квант сон киймати ортган сари электроннинг умумий энергия захираси ва электрон булутнинг ўлчами ортиб боради (20 жадвал).

2. Орбитал квант сон l ҳарфи билан белгиланади. Орбитал квант сонининг киймати 0 дан бошланиб бош квант сондан бир киймат кам қабул килади. $l = n - 1$

$n =$	1	2	3	4	5	6
$l =$	0	1	2	3	4	5
	s	p	d	f	g	h

Орбитал квант сони электрон булут шаклини ва электроннинг энергия захирасини ифодалайди. $n=1$ ва $l=0$ ёзув электрон булут шакли шар ҳолатда эканлигини ва электрон пооналар сони бирга тенглигини кўрсатади.

3. Магнит квант сони m ҳарфи билан белгиланади. Электрон булутларни фазодаги вазиятини кўрсатади. Магнит квант сони киймати

орбитал квант сонига болик бўлиб $m_l=2l+1$; у $-l$ дан $+l$ гача бўлган бутун сонлар кийматини қабул қилади.

20 -жадвал.Орбитал ва магнит квант сон орасидаги боликлик

Электронлар	Орбитал квант сони, l	Магнит квант сони (m_l)	Орбиталлар сони ($(2l+1)$)
s	0	0	1
p	1	+1,0,-1	3
d	2	+2,+1,0,-1,-2,	5
f	3	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3	7

Магнит квант сони киймати 0 ни қабул қилган ҳолда бутун сонлар тўпламидан иборат. Уни киймати $\pm$ кийматлар тўпламидан иборат бўлади .

4. Спин квант сони s ҳарфи билан белгиланади(спин- урчу).

Электроннинг ўз ўқи атрофида айланиш йўналишини таснифлайди. Унинг қабул қиладиган кийматлари иккита $+1/2$ ва $-1/2$.

10.10. Атомларнинг электрон қаватларини тузилиши

Атомдаги электронларнинг ҳолати ана шу 4 тала квант сон билан таснифланади. Волфганг Паули(1925 й.) принципага кўра тўрттала квант сони бир хил бўлган иккита электрон бўлиши мумкин эмас.

Квант сонлар атомдаги электронларнинг ҳолатини яни спини, энергияси, фазодаги электрон булутнинг ҳажми ва шакли ҳамда ядро атрофида бўлиш эҳтимоллигини кўрсатади.

Атомнинг бир квант ҳолатдан иккинчисига ўтишида квант сон ўзгариб, электрон булут ўз тузилишини ўзгартиради.Бунда атом энергия квантларини ютади ёки чиқаради.

Масалан, биринчи энергетик поонадаги водород атомида мавжуд электронларнинг квант сонларини топамиз. Биринчи поонада энг кўпи билан 2 та электрон бўлиши мумкин. Бу ҳолат учун бош квант сон $n=1$, $l=0$, $m=0$ ва спин квант сони $s=+1/2$ га тенг. Шунинг учун ҳам водород атоми электрон формуласи $1s^1$ Гелий атоми учун ядро атрофида иккита электрон айланади. $n=1$, $l=0$, $m=0$ электролардан бири учун спин квант сони $+1/2$ га ва иккинчиси учун $-1/2$ га тенг. Гелийнинг электрон формуласи $1s^2$.

Иккинчи давр элементлари учун бош квант сон киймати 2 га тенг. Бу даврда элементлар литийдан бошланиб неонгача давом этади. Литий учун электрон формула $1s^2 2s^1$. Бу элементдаги ташки қаватдаги электрон учун $n=2$, $l=0$, $m=0$, $s=+1/2$ га тенг.

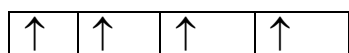
Бериллийнинг электрон формуласи $1s^2 2s^2$. Бор р-элементлар қаторига киргани учун унинг электрон формуласи $1s^2 2s^2 2p^1$. Ташки қаватдаги р-электрон учун $n=2$, $l=1$, $m= -1$, $+1/2$ га тенг. Углероднинг электрон формуласи $1s^2 2s^2 2p^2$. Углероднинг р- пооначасидаги электронлар 2 та:



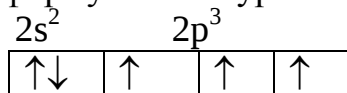
Бу электронлар учун $n=2$, $l=1$, $m=0$ еки $m=-1$ ва $s=+1/2$ Хунд коидаси. Ядро заряди ортиши билан электронларнинг квант ячейкаларни тўлдириш спин квант сони йииндиси киймати максимал бўлиш тартибида амалга оширилади.

Шу койда 2p ҳолатда электронларнинг жойланишида ўз аксини топган.

Углеродга маълум энергия берилса у кўзалган ҳолатга ўтиб унинг валентлиги 4 га тенг бўлади. Унинг электрон формуласи $1s^2 2s^1 2p^3$.



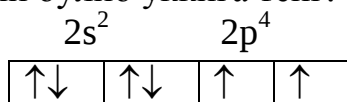
Азотнинг электрон формуласига кўра $1s^2 2s^2 2p^3$.



Ташки каватдаги электронлар учун $n=2$, $l=1$, $m=0$, -1 , $+1$ учта кийматга эга. Гунд коидасига кўра учала электрон учун ҳам $S=+1/2$ Чунки электрон булутларнинг фазовий ҳолатлари учта.

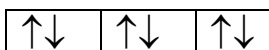
Азотдаги ток электронлар сони 3 та. Агар 2s ва 2 p -пооначалар ҳисобга олинса энг кўп валентлик имконияти 4 га тенг бўлади. Шунинг учун азотнинг валентлиги 5 бўлиши мумкин эмас.

Кислород куйидагича электрон формулага эга бўлиб $1s^2 2s^2 2p^4$. Кислороддаги тўртинчи электрон факат спин квант сони билан фарк қилади. Кислородда ток электронлар сони иккита, шунинг учун унинг валентлиги доимий бўлиб уқкига тенг.



Фторнинг электрон формуласи $1s^2 2s^2 2p^5$. Фтор атомининг ташки поонасидаги ток электронлар сони битта. Фтор доимий 1 валентли.

Иккинчи даврнинг охириги элементи неон. Унинг электрон формуласи $1s^2 2s^2 2p^6$



2 даврда 8 та элемент бор. Улардан 2 таси s- элемент. 5 -элемент В дан 10-элемент Ne гача p- поонача тўлгани учун улар p-элементлар каторига киради.

Атомнинг электрон поонасида жойлашган электронлар сони куйидагича топилиши мумкин:

$$N_n = 2 \cdot n^2$$

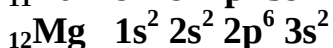
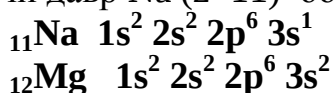
Биринчи энергетик поонада 2 тагача, иккинчи энергетик поонада 8 тагача, учинчи энергетик поонада 18 тагача, тўртинчи энергетик поонада 32 тагача электрон бўлади.

$l=0$	s- poonachada	$N_0=2(2 \cdot 0+1) = 2$
$l=1$	p- poonachada	$N_1=2(2 \cdot 1+1) = 6$
$l=2$	d- poonachada	$N_2=2(2 \cdot 2+1) = 10$
$l=3$	f- poonachada	$N_3=2(2 \cdot 3+1) = 14$

Охирги электрони ташки поонанинг s-поонасида жойлашадиган элементларни s-элементлар дейилади. Уларга барча даврларнинг бошидаги 1- ва 2- элементлари киради.

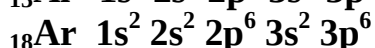
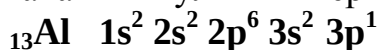
Уларнинг умумий сони 14 та.

Учинчи давр Na ($z=11$) бошланади. Na va Mg($z+12$) s -элементлар.



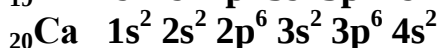
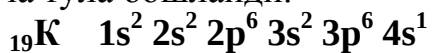
Ал дан бошлаб p-поонача тўла бошлайди.

p-пооначанинг тўлиши инерт газ Ar(18) гача давом этади.



Охирги электронлари ташки поонанинг p-пооначасида жойлашадиган элементларни p-элементлар дейилади. Уларда 1-даврдан бошка даврларнинг охирги 6 тадан элементлари киради. Уларнинг сони 30 тага этади. Агар 2 ва 3 давр элементларининг бир хил гурух элементлари солиштирилса уларнинг электрон тузилишлари ўхшаш бўлади. Демак, элементларнинг даврий жадвалда жойланиши уларнинг атомларини электрон тузилишига мос келади.

Аргонда 3s ва 3p энергетик пооналар электронларга тўлган, лекин 3d поона бўш. Тўртинчи давр элементлари аргондан кейин келадиган ${}_{19}\text{K}$ ва ${}_{20}\text{Ca}$ да 3 энергетик поонанинг тўлиши вақтинчалик тўхтади. d поонача ўрнига 4s каватча тўла бошлайди.



4s поонадаги электронлар 3d поонадагига караганда камроқ энергия захирасига эгадир. Шунинг учун ҳам K ва Ca да ташки электрон каватларнинг тўлиши атомнинг баркарор ҳолатига мос келади.

4s поонадага электронларни тўлдириш В.М.Клечковский(1900-1972) коидасига асосланиб амалга оширилиши мумкин. Бунда энг асосий кўрсаткич бош(n) ва орбитал (l) квант сон ҳисобга олинади.

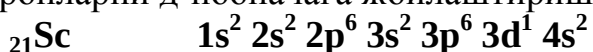
Клечковскийнинг I коидаси. Атомнинг ядро заряди ортиши билан электронларни пооначаларга тўлдириш кетма-кетлиги бош ва орбитал квант сонлар йииндиси (нкл) ортиб бориш тартибида амалга оширилади.

Масалан, калий учун $3d\ 4s\ 4p$ ҳолатлар учун шу коида ҳисобга олинса $3d$ ҳолат учун $n=3, l=2, n+l=5$. Агар $4s$ ҳолат амалга оширилса $n=4\ l=0\ n+l=4$.

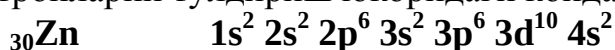
Агар $4p$ ҳолат тўлдирилса эди $n=4, l=1, n+l=5$. Клечковский коидасига кўра $4s$ ҳолат учун $n+l$ киймат энг кичиклиги кўриниб турибди.

21 элемент Скандий атомининг тузилиши қаралса, бунда $3d, 4s, 4p$ пононачалар тўлдирилиши мумкинлиги ҳисобга олинса $3d$ учун $nk3\ lk2\ nklk5$. $4p$ пононачада бўлса $n=4, l=1, n+l=5$. Демак, $n+l$ $3d$ ҳолатда ҳам ва $4p$ ҳолатда ҳам бир хил кийматга эга бўлиб қолди. Электрон орбиталарда n киймати канча катта бўлса электроннинг энергияси шунча юқори бўлади. Квант ячейкаларни электронлар билан тўлдириш Клечковскийни иккинчи коидасига кўра олиб борилади.

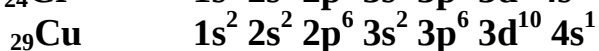
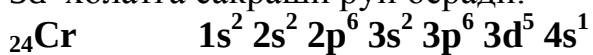
Клечковскийни II коидаси. Атомнинг ядро заряди ортиши билан бош ва орбитал квант сонлари йииндиси бир хил бўлганда **(n+l)** электронларни пононачаларга тўлдириш бош квант сонининг киймати ортиб бориш тартибида амалга оширилади. Sc атомида шу коида амалга оширилган ва электронларни d-пононачага жойлаштириш керак.



Охирги электрони ташқаридан иккинчи пононанг d- пононачасида жойлашадиган элементларни d-элементлар дейилади. Улар катта даврларда s- ва p- элементлар орасида жойлашади. Кейинги келадиган элементларда электронларни тўлдириш юқоридаги коида асосида олиб борилган.



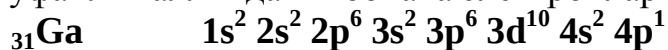
Sc - Zn орасида келадиган элементлар d-элементлар жумласига кириб, уларда электронларни тўлиши ташқаридан иккинчи қобикни жойланиши билан амалга ошади. Лекин 24 элемент Cr ва 29 элемент Cu да бу коидадан четланиш рўй беради. Хром ва мис атомларида электронларнинг $4s$ ҳолатдан $3d$ ҳолатга сакраши рўй беради.



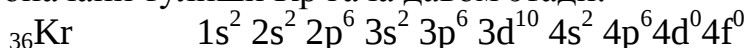
Хром ва миснинг бундай ҳолати пононачалардаги электронларнинг s-дан d-га ўтишида юқори энергетик барқарор ҳолатга ўтиши билан тушунтирилади.

Атомнинг айни ҳолатга ўтишида қамрок энергияли ҳолатга ўтиш кузатилади. 31 элемент Галлий p-элементлар қаторига қиради.

Шу туфайли галлийда p-пононача электронларга тўлади:

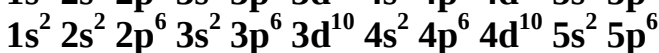
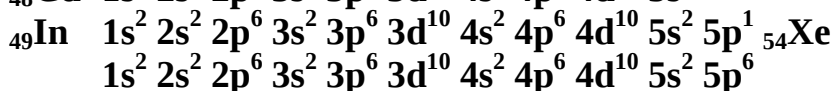
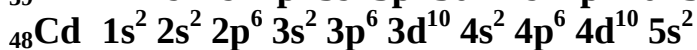
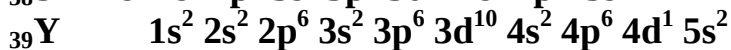
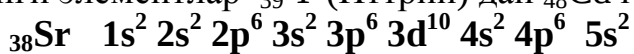


p- пононачани тўлиши Kr гача давом этади.

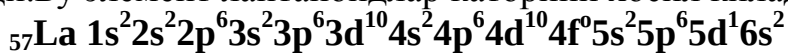


Бешинчи давр элементлари ${}_{37}\text{Rb}$ ва ${}_{38}\text{Sr}$ s -элементлар қаторига қиради.

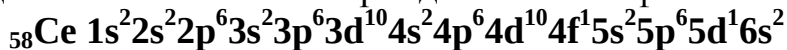
Уларнинг атомлари куйидаги ташки электрон конфигурацияга эга: $5s^1$ ва $5s^2$ Кейинги элементлар ${}_{39}\text{Y}$ (Иттрий) дан ${}_{48}\text{Cd}$ гача давом этади.



Олтинчи давр элементлари Cs ва Барийдан бошланиб улар s-элементларга киради. 6 давр элементлари $2s^1$ (Cs, Ba) бошланади. Буларда орбиталлар нкл ортиб бориш тартибида тўлиб боради. Бу элементлар ташки электрон конфигурацияси: $6s^1$ ва $6s^2$. 6 даврнинг 3 гуруҳ элементи каторига La киради. Бу элемент лантаноидлар каторини ҳосил қилади.

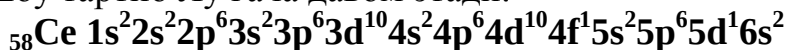


Лантанда 4f поонача тўлиши керак эди. Бу четланиш вақтинчалик содир бўлади. Кейинги элемент серийдан бошлаб 4f поонача тўла бошлайди:

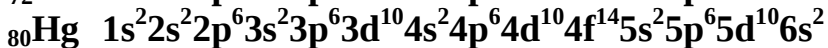
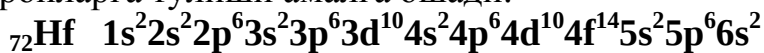


Охириги электрони ташкаридан учинчи поонанинг f пооначасига жойлашадиган элементларни f-элементлар дейилади.

Ушбу тартиб Лу гача давом этади:

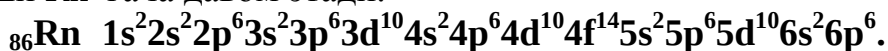


72 элемент Гафний d-элемент каторига киради. Hf дан Hg гача d-поонани электронларга тўлиши амалга ошади:

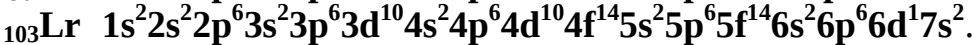
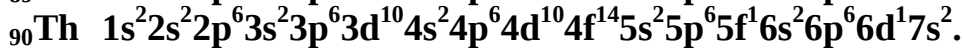
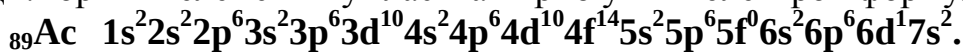


Tl дан бошлаб 6p-поонани электронларга тўлиши рўй беради.

$_{81}\text{Tl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$ Бу пооначани тўлиши Rn гача давом этади.



Еттинчи давр элементлари Fr ва Ra s-элементлар ҳисобланади. Бу элементлар энг ташки электрон конфигурациялари $7s^1$ ва $7s^2$. 89 элемент Ac да лантанга ўхшаш вақтинчалик d- пооначани электронларга тўлиши содир бўлади. Торий f-элемент жумласига кириб унинг электрон формуласи:



Шундай қилиб 10 та элементда электронлар кўчиши кузатилади ($_{24}\text{Cr}$, $_{29}\text{Cu}$, $_{41}\text{Nb}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{44}\text{Ru}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{78}\text{Pt}$, $_{79}\text{Au}$), яна бир элементнинг ташки каватида электрон йўқ ($_{46}\text{Pd}$). 104 элементдан 109 элементгача ҳозирги пайтда ўрганилган. Улар d-элементлар каторига кириб радиоактив элементлардир.

11- боб. Кимёвий боланиш ва молекула тузилиши

11.1. Кимёвий боланишнинг табиати

Кимёвий боланиш ҳақидаги таълимот ҳозирги замон кимёсининг асосидир. Бу таълимотсиз кимёвий бирикмаларнинг хоссаларини ва уларнинг реакцияга киришиш қобилятларини тушуниш мумкин эмас.

Кимёвий боланишнинг урта асосий тури маълум: ковалент, ион ва металлболаниш.

Ковалент боланиш. Ўзаро таъсир этувчи атомлар электрон булутларининг умумлашуви ҳисобига вужудга келадиган боланиш ковалент

боланиш дейилади. Ковалент боланишни тушунтирадиган иккита усули бор. Уларга: валент боланиш усули (VBU), молекуляр орбиталлар усули (MOU) киради.

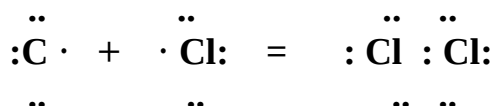
Бу боланиш VBU ида куйидагича тушунтирилади:

1) кимёвий бирикма иккита атомдаги карама-карши спинли электронларнинг

ўзаро жуфтлашуви хисобига вужудга келади:



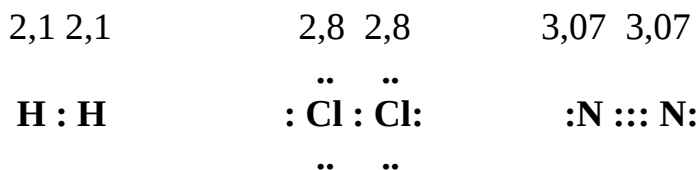
2) кимёвий бирикмада электрон булутлар бир-бирини канчалик кўп копласа, бо шунчалик муцахкам бўлади.



Ковалент боланишнинг икки хил тури маълум: кутбли ва кутбсиз ковалент боланиш.

кутбсиз ковалент боланиш бир хил атомлар орасида вужудга келади. H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , F_2 , Br_2 , I_2 ва хоказолар каби бирикмаларда кутбсиз ковалент боланиш бўлади.

Бундай ҳолатда боланувчи атомларнинг электроманфийлиги бир хилдир:



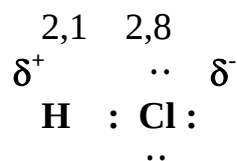
Бунда умумлашган электрон жуфти ҳеч қайси атом томон силжимаган бўлади, чунки ҳар иккала атомнинг ўзига электронни тортиш қобиляти, яъни электроманфийлиги бир хил.

кутбли ковалент боланиш. кутбли ковалент боланишда электрон жуфти (электрон булут) электроманфийлиги каттарок элемент атом томон силжиган бўлади. Боловчи электрон жуфтнинг силжиши поляризуется (кутбланиш) дейилади. ХСл молекуласида бир тарафлама кутбланиш бўлгани учун хлор ядроси яқинидаги электрон булут зичлиги катта. Молекуладаги мусбат (к) ва манфий (-) электрик марказлари битта нуктага тушмайди.

Улар бир-биридан қандайдир маълум масофага силжиган бўлади. Молекула кичик электрик диполга айланади. Натижада молекуланинг бир қисми (к) мусбат, иккинчи қисми (-) манфий зарядланган бўлиб қолади. Молекуланинг ионлилик даражаси 18% га тенг. Демак, бу молекулада 82% боғланиш ковалент табиатлидир. Молекуладаги бундай боланишлар поляр ёки гетерополяр боланишлар дейилади.

H_2O , H_2S , HCl , NH_3 , HF ва бошқаларда кутбли ковалент боланиш кузатилади.

Сув молекуласида электрон жуфтлар кислород атомига, водород фторид молекуласида фтор атомига якинрок жойлашган. Улар носимметрик молекулалардир.



Молекуланинг кутблилиги диполнинг электр моменти ($e \cdot l$) ёки дипол моменти билан ўлчанади: $\mu = q \cdot l$; q -атомлардаги эффектив заряди(кулонларда ўлчанади). l - кутблараро масофа(m).

Дипол моменти дебайларда(D) ўлчанади (голланд физиги Дебай шарафига).

$1D = 10^{-18}$ электроцатик заряд бирлигига ёки $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$ кулон. метрга тенг. S I бирлигида дипол момент кулон *метр(Kl*m) ифодалади.

Молекула таркибидаги боларнинг дипол моменти вектор йўналишига қараб молекулада кутблилик озгариши мумкин. Иккита турли атомлардан тузилган молекулалар турлича нисбий электроманфийликка эга бўлса улар кутбли молекула ҳосил қилади. Масалан, **HCl, HBr, HI** молекулаларининг дипол моменти 1,04; 0,79 ва 0,87 Д ташкил этиб, атомларнинг электроманфийликлари заифланиши билан камаяди.

BeCl₂, CO₂, BeH₂, BF₃, SO₃ каби молекулалар симметрик тузилишга эга , шунинг учун уларнинг дипол моменти нолга тенг. Бу молекулаларда боларнинг векторлари йииндиси ҳам нолга тенг. **NH₃** ($\mu=1,46$ D), **H₂O** ($\mu=1,84$ D), бромбензол ($\mu=1,64$ D), асетонитрил ($\mu=3,90$ D) кутбли молекулалардир. CO₂ ва SO₂ молекулаларида Э-О бои кутбли, манфий кутб кислородга якин жойлашган. Лекин CO₂ нинг кутбсиз бўлиши унинг молекуласини чизикли табиатидан келиб чиқади. Чизикли молекулада векторлар йииндиси нолга тенг бўлиб қолади.

SO₂ -молекуласи бурчакли тузилишга эга бўлгани учун векторлар йииндиси нолга тенг бўлмайди.

CH₄, CCl₄ молекулалари кутбсиз бўлган ҳолда **CHCl₃**($\mu=1,15$ D), **CH₂Cl₂** ($\mu=1,58$ D) ва **CH₃Cl** ($\mu=1,97$ D) молекулалари кутбли табиатга эгадир.

21-жадвал. Турли болардаги ион боланиш хиссаси

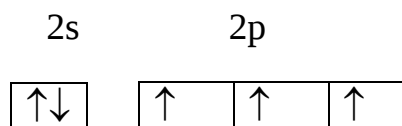
Bo	C-I	C-H	C-Cl	C-F
Ion bo hissasi, %	O	4	6	40
Bo	H-Cl	H-F	Be-F	Li-F
Ion bo hissasi %	18	45	80	89

Л.Полинг хисобларига кўра электроманфийликлар фаркидан атомнинг ионлилик даражасини аниклаш мумкин. Бунда электроманфийликлар фарки билан ион бо хосил килиш даражаси боланади. **С-I** боидан **С-F** боига ўтган сари бонинг ионлилик даражаси ортиб боради(21- жадвал). Биргина металлмаснинг боланишида ионлилик даражаси ортиши учун бирикадиган элементнинг металл хоссалари юкори бўлиши керак.

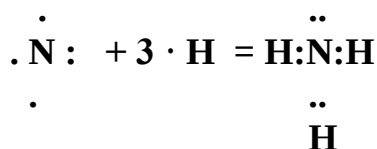
Дипол моментини тажрибалар асосида ўлчаш мумкин. Бунинг учун айна модданинг диелектрик доимийлиги тажрибаларда ўлчанади. Масалан, сувнинг диелектрик доимийлиги 81 га тенг.

11.2. Ковалент боланиш хосил килиш усуллари

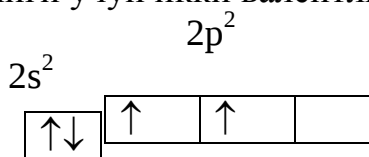
Атомнинг тинч ҳолатдаги ток электронлари хисобига. Ковалент боланиш атомнинг тинч ҳолатидаги жутлашмаган электронлари хисобига хосил бўлади. Масалан, азот атомида учта ток электрон бор:



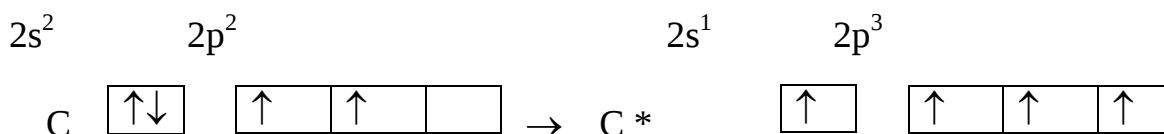
Демак, атомдаги жуфтлашмаган электронлар хисобига 3та ковалент бо хосил бўлади. N_2 ва NH_3 молекулаларида азотнинг ковалентлиги 3 га тенг.



кўзалмаган ҳолатда углерод атомида иккита жуфтлашмаган электрон бўлганлиги учун икки валентли бўлади:

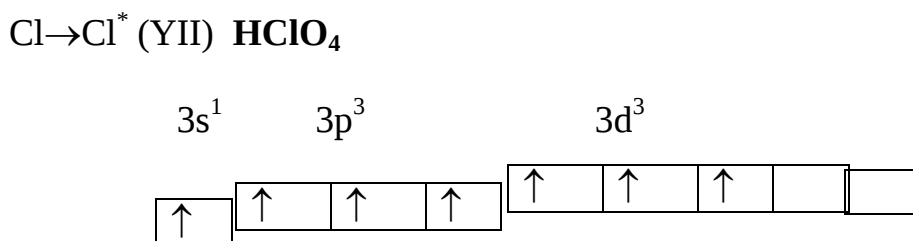
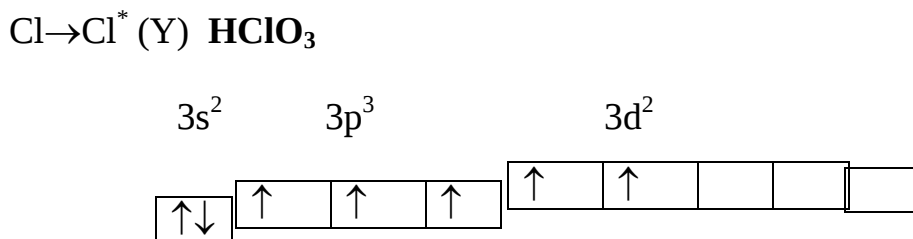
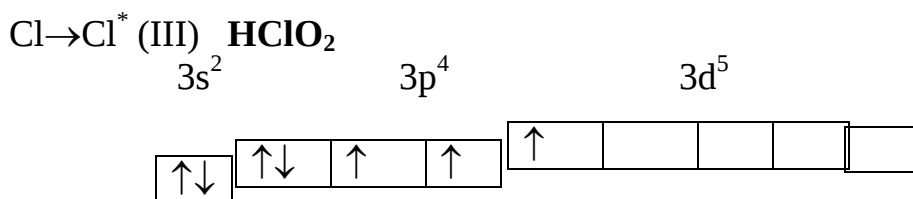
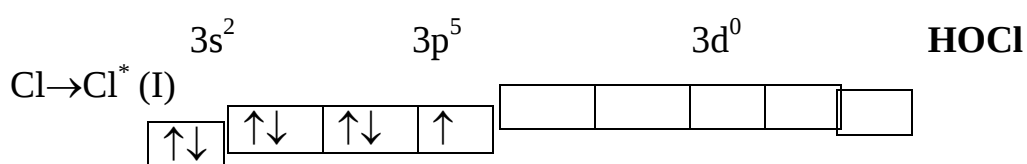


CO_2 ва CH_4 ларда углерод атоми кўзалган ҳолатга ўтганлиги учун 4 та ковалент бо хосил килади. Бунда бо хосил бўлиш жараёни кўп энергия ажралиб чиқиши билан боради:



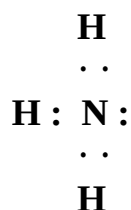
Кислород ва фтор атомлари бўш орбиталларга эга эмас. Бунда жуфтлашмаган электронлар сонини ошириш учун электронлар 3s орбиталга ўтиш керак, лекин бунда жуда кўп энергия сарфланиши керак, у янги бо хосил бўлишини копламайди ва шунинг учун янги бо хосил бўлмайди. Кислород атомида факат иккита, фтор атомида битта жуфтлашмаган электрон бор. Бу элементлар учун доимий валентлик характерли бўлиб, у кислород учун доимий иккига ва фтор учун бирга тенгдир.

Атомларнинг жуфт электронларини кўзалган ҳолатга ўтиши ҳисобига. III ва бошқа давр элементлари d пооначадаги электронларни кўзалган ҳолатда кейинги поонанинг s, p ва d- пооначаларига ўтказилиши мумкин. Бунда жуфтлашмаган электронлар сони ортади. Масалан: хлорнинг кўзалмаган ҳолатда битта жуфтлашмаган электрони бор:

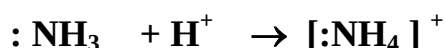


Шунинг учун фтор атомидан фарк қилиб, хлор 1, 3, 5, 7 валентли бўлиши мумкин. Олтингугурт атомида 3d поғонача ҳам бор ва у 4, 6 валентликларни ҳам намоён қилади - SO_2 , SCl_4 , SF_6 .

Донор аксептор боланиш ҳисобига. Кўпчилик ҳолатларда ковалент боғланишлар жуфтлашмаган электронларнинг жуфтлашишлари туфайли содир бўлади. Масалан, аммоний ионинг ҳосил бўлиши қаралса:



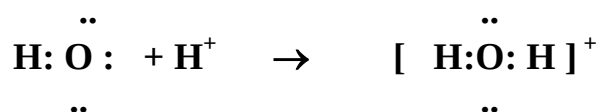
Бу ерда азот атоми бо хосил килишда бешта электрони билан, учта водород атоми бўлса биттадан электрони билан бо хосил килишда иштирок этган. 8 та электрон дан 6 таси 3 та ковалент бо хосил килишда иштирок этади. Лекин иккита электрон факат азотга тегишли ва бўлинмаган электронлар жуфтини хосил килади. Бу электронлар жуфти бўш орбитали бор бўлган бошқа атом билан ковалент боланиш хосил килади. Бўш 1с орбитал водород ионида бор: H^+ Шунинг учун ҳам аммиакнинг водород иони билан таъсирлашуви натижасида ковалент бо хосил бўлади. Азотнинг бўлинмаган электрон жуфти иккала атом учун умумий бўлиб қолади ва NH_4^+ иони хосил бўлади:



Бунда ковалент боланиш олдин азот (донор)га тегишли электронлар хисобига водород атоми (акцептор)дан орбитал берилиши хисобига хосил бўлади. Бир атомнинг бўлинмаган электрон жуфти, иккинчи атомнинг эса бўш орбитали хисобига хосил бўлган ковалент бони донор акцептор боланиш дейилади.

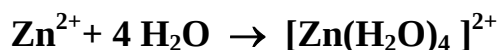
Таҷрибалар натижасида тўрттала N-H болари ҳам бир хиллиги топилган. Бундан донор-акцептор боланиш туфайли хосил бўлган боғлар жуфтлашган электронлар хисобига хосил бўлган болардан фарк қилмайди деган ҳулоса қилиб чиқади.

Сув молекуласидаги кислород икки жуфт бўлинмаган электронларга эга. Агар сувга H^+ иони таъсир эттирилса, унда кислороддаги бўлинмаган электронлар жуфти хисобига янги донор акцептор бо юзага келади:



Ана шундай боланиш хисобига гидроксоний иони хосил бўлади. Гидроксоний ионидаги мусбат заряд бутун ионга тегишли. Протоннинг ўзи жуда кичик ўлчамга эга у эркин ҳолда мавжуд эмас. У сув молекуласига бирикканлиги туфайли энди барқарор бўлиб қолади.

Сув молекуласи ҳам металл ионлари атрофига тортилиб координатсион бо хосил қилиши мумкин. Металл ионларининг гитратланиши хисобига аква комплекслар хосил бўлади:



Хосил бўлган комплекс бирикмада тўртта донор- акцептор бо I юзага келган. Бунда Zn^{2+} иони электронлар акцептори, сув молекулалари бўлса

электронлар доноридир. Ана шундай донор акцептор болар барча комплекс катион ва анионларда юзага келиб комплекс ионларни хосил килади.

Донор-акцептор болар нитрат кислота ва унинг тузларида, аммонийли тузларда, барча комплекс бирикмаларда учрайди.

Ковалент болар:

- 1) кўзалмаган атомдаги жуфтлашмаган электронлар;
- 2) кўзгалган атомдаги электронлар жуфтининг яккаланиши ва
- 3) донор-акцептор усулида хосил бўлиши мумкин.

Ковалент бонинг тўйинганлиги. Айни атомнинг ковалент болари сони чегараланган. У валент орбиталлар сони билан аникланади, бу орбиталлар сони ковалент бо хосил килишдаги энергетик жихатдан кулай ҳолатлар сонидир. Квант-механик ҳисоблашлар бундай орбиталларга ташки s , p ва ташкаридан иккинчи d орбиталлар киришини кўрсатади.

I давр элементларининг максимал ковалентлиги I гат энг. Чунки бу давр элементларида биргина орбитал ва унда энг кўп иккита электрон бор.

II давр элементларида максимал ковалентлик 4 га боради. Бу давр элементларида энг кўп орбиталлар сони 4 тага этади ($2s2p$).

III ва кейинги давр элементларида ковалент бо хосил килишда s , p ҳамда d орбиталлар иштирок этади. d элементларнинг шундай бирикмалари борки, бунда ковалент бо хосил килишда s , p ($4ta$) ва d ($5ta$) орбиталлар иштирок этади ва максимал валентлиги 9 га тенг бўлади.

Атомнинг маълум бир ковалент болар хосил килиш қобиляти ковалент бонинг тўйинганлиги дейилади.

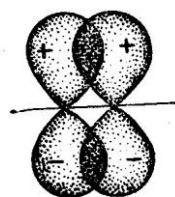
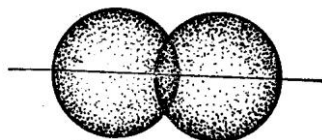
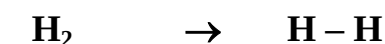
Ковалент бонинг йўналганлиги. Электрон булутларнинг шакли ҳар хил бўлгани учун уларнинг бир-бирини қоплаши ҳам ҳар хил усулларда бўлади. Электрон булутларнинг қопланиши ва симметриясига қараб болар - σ ($s-s$), π ($p-p$) ва Δ ($d-d$) боларга бўлинади.

$s-s$ боланиш ўзаро бирикувчи атомлар орасида биргина валент чизик билан тасвирланадиган яқка боланиш хосил бўлганда s электрон булутларнинг ўзаро қопланиш фазоси атом марказларини туташтирувчи чизикда ётса хосил бўлади. Масалан, H_2 молекуласи (13-расм) хосил бўлишида иккита s -электронларнинг ўзаро қопланиши амалга ошади..

$p-p$ боланишда электрон булутларнинг қопланиш фазоси атом марказларини туташтирувчи чизикнинг икки тарафида (14 расм) ётади.

$d-d$ боланишда электрон булутларнинг тўртта жойда қопланишидан хосил бўлади.

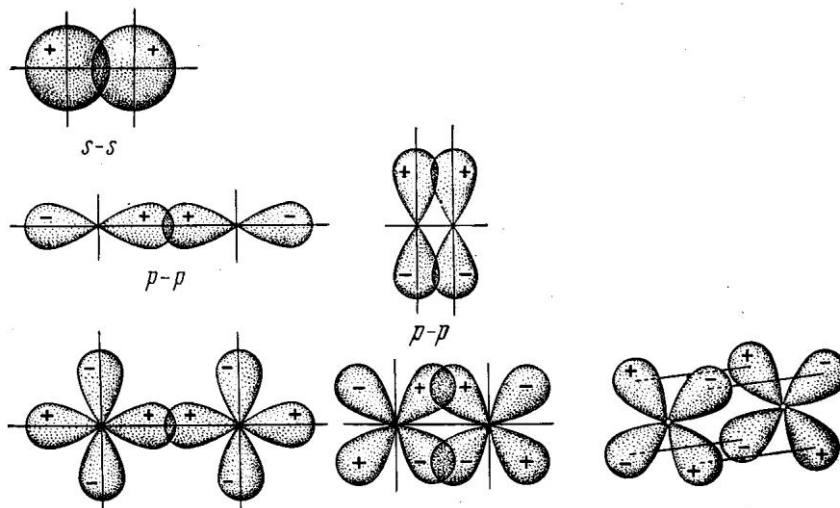
s -орбиталларнинг электронлари s боланишда иштирок этади:



13-расм. Водород молекуласи хосил бўлишида атомлар электрон булутларининг копланиши.

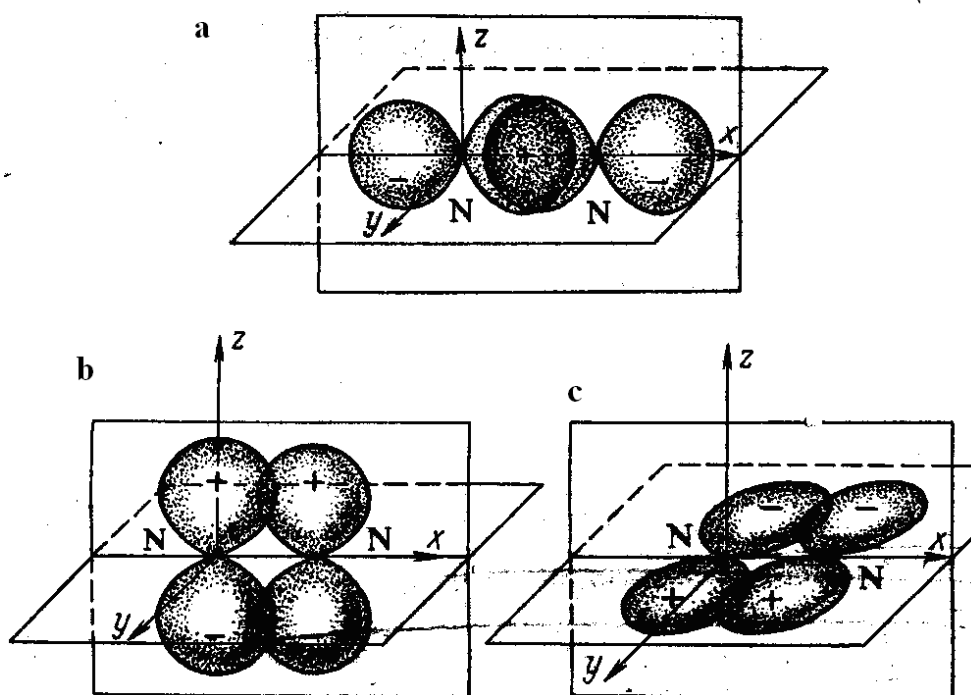
14 -расм. π -бо хосил бўлишида электрон булутларни копланиши. s боланишда p- электронлар ҳам иштирок этади. HF молекуласида водороднинг битта s электрони ва фторнинг p-электрони битта сигма бо хосил килади. F_2 молекуласида иккита p -электрон σ бо хосил килиб иккита атомни болайди.

d-электронлар ҳам σ , π - ва Δ -болар хосил килишда(15-расм) катнашади.



15-расм. σ -, π - ва Δ - боларнинг хосил бўлишида электрон булутларнинг копланиш шемаси.

Азот молекуласининг хосил бўлишини кўриб чиқамиз (16-расм). Хар бир азот атоми учтадан p-электронларга эга. Электрон булутлар ўзаро перпендикуляр уч хил йўналишда бир-бирини копланган. Бу болар бир хил эмас: биттаси $\sigma(a)$ иккитаси эса $\pi(b,c)$ бог. Демак, азот молекуласининг хосил бўлишида уч бо иштирок этади.



16-расм. Азот молекуласидаги 2п-электрон булутларнинг копланиши.

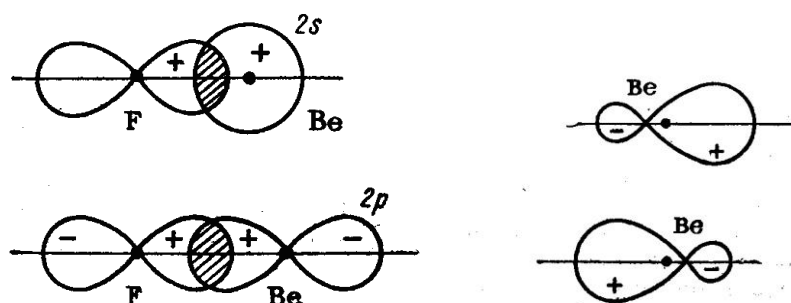
11.3. Гибридланиш назарияси

Атомлар орасидаги боғланиш одатда ҳар хил энергетик ҳолатларда бўлган электронлар орасида юзага келади. Атом орбиталларнинг орнига ҳосил бўлган гибрид орбиталлар молекула ҳосил қилишда бир-бирини яхши қоплаши қимёвий бонинг муцаҳкам бўлишига ва молекуланинг энергетик барқарор бўлишига сабаб бўлади.

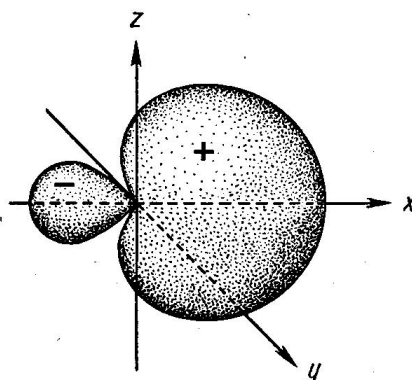
Валент орбиталларнинг гибридланиш назарияси 1934 йилда Ж.Слестер ва Л. Полинг томонидан ишлаб чиқилган. Бу назарияга кўра қимёвий боғ аралаш ёки гибрид орбиталлар ҳисобига амалга ошади. Гибридланиш жараёнида орбиталларнинг энергияси ва шакли ўзгаради. Гибрид орбиталларнинг қопланишидаги юза алоҳида олинган орбиталлардан кўра кўпроқ бўлади. Гибридланиш жараёнида дақлабки атом орбиталларнинг сони ўзгармай қолади.

sp - гибридланиш. Масалан, **BeF₂** молекуласини (17- расм) олсак. Ҳар бир фтор атоми биттадан жуфтлашмаган электронларга эга. Бу электрон ковалент боғ ҳосил қилишда иштирок этади. Бериллий атоми қўзалмаган ҳолатда жуфтлашмаган электронларга эга эмас.

Бериллий атоми қўзалган ҳолатга ўтганда 2s ҳолатда бир электронга ва 2p ҳолатда бир электронга эга бўлиб, бу электрон булутларнинг қўшилишидан sp гибридланиш юзага келади. Шундай қилиб, бериллий хлорид молекуласи қизикли тузилишга эга. Валент болар орасидаги бурчак 180° . Шу тариқа юзага келган боғланиш sp-гибридланиш (17- ва 18-расмлар) дейилади.



17-расм. BeF_2 молекуласини ҳосил бўлишида $2s$ - ва $2p$ -орбиталларининг коплаши.



18. расм. sp -гибрид орбиталларининг алоҳида ҳосил бўлиш шемаси.

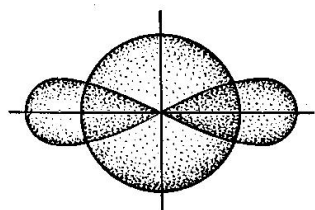
sp^2 - гибридланиш. Бор фторид молекуласида эса $1s$ ва $2p$ орбиталдан учта янги **sp^2** гибрид орбиталлар ҳосил бўлади. Бу эрда болар орасида ҳосил бўладиган бурчак 120° бўлади. Агар гибридланиш битта s ва иккита p орбиталлар иштирокида ҳосил бўлса, бундай гибридланиш **sp^2** гибридланиш дейилади. BCl_3 , SO_3 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ молекулаларида **sp^2** гибридланиш мавжуд.

sp^3 -гибридланиш. Метан ва углерод(IV) хлорид молекулаларида эса боланиш ҳосил қилишда марказий атом углерод бўлиб, у қўзалган ҳолатда бир s ва учта p электронга эга. Шунинг учун ҳам метанда марказий атом sp^3 (19-расм) гибридланган. Молекула тетраэдрик тузилишга эга, валент бурчаклар бўлса $109^\circ 28'$ ни ташкил этади.

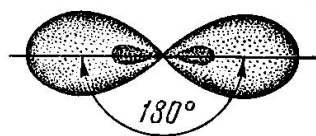
Марказий атомдаги бўлинмаган электронлар жуфтнинг молекула тузилишига таъсири. Метан, сув ва аммиак молекулалари (20-расм) валент бурчаклар қиймати метанда $109^\circ 28'$, аммиакда $107,5^\circ$ ва сувда $104,5^\circ$. Валент боланишлар назариясига кўра бунинг сабаби, марказий атомдаги бўлинмаган электрон жуфтларнинг таъсиридир. Аммиак ва сув каторида марказий атомдаги бўлинмаган электронлар жуфти бир жуфтдан то икки жуфтгача ортади. Ана шу туфайли валент бурчакларда қисқариш кузатилади. Марказий атомнинг гибридланиши ва ундаги бўлинмаган электронларнинг молекула тузилишига таъсири 22-жадвалда келтирилган.

sp -гибридланиш кузатилган BeF_2 , CO_2 молекулалари чизикли тузилишга эга валент бурчаклар 180° га тенг. Агар марказий атом атрофида

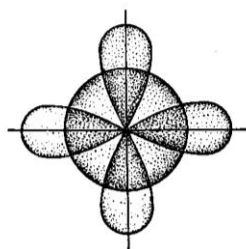
EA₃ ҳолатда боланиш амалга ошса, марказий атомнинг ҳосил қилган бурчаклари текис



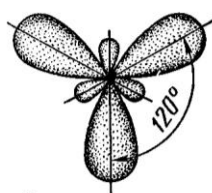
(s+p) орбиталлар



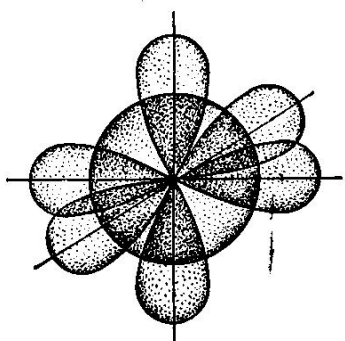
иккита sp орбитал



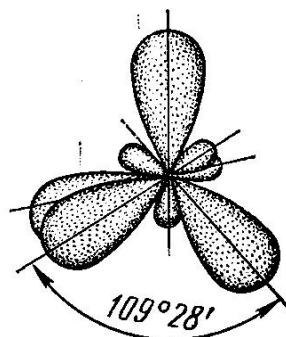
(s+p+p) орбиталлар



учта sp² орбитал

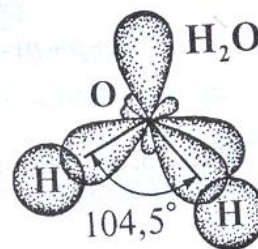
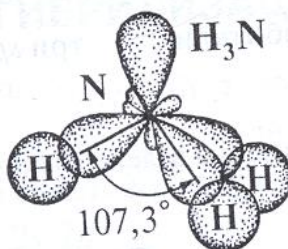
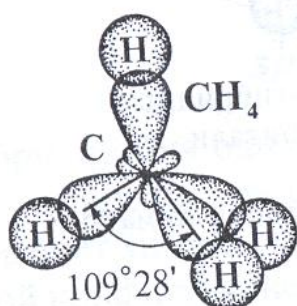


(s+p+p+p) орбиталлар



тўртта sp³ орбитал

19-расм. Валент орбиталларининг гибридланиши.



20-rasm. Метан , сув ва аммиак молекуласидаги кимёвий боларнинг хосил булиши

22- жадвал. Турли молекулаларнинг геометрик шакли ва гибридланиш тури

Гибридланиш тури	Молекуланинг геометрик шакли	Марказий атомнинг жойланиши*	Валент бурчаклар, °	Мисоллар
sp	Чизикли	A-E-A	180	F-Be-F
sp	Чизикли	A-E-A	180	O=C=O
sp	Чизикли	A-E-B	180	H-C≡N
sp ²	Текис учбурчак	EA ₃	120	BCl ₃ , SO ₃ , BF ₃
sp ²	Бурчакли	EA ₂ (:)	120 дан кам	SO ₂
		EA ₂ (:)	130	NO ₂
sp ²	Бурчакли	AEB (:)	120 дан кам	H ₂ SO ₃
sp ²	Бурчакли	EA ₂ (:)	120	[NO ₂] ⁻
sp ³	Бурчакли	EA ₃ (::)	104,5	H ₂ O
sp ³	Бурчакли	EAB(::)	104, 111	HOCl, HClO ₂
sp ³	Тригонал пирамида	EA ₃ (:)	107,3	NH ₃ ,
sp ³	Тригонал пирамида	EA ₃ (.)	104,5; 100	H ₃ O ⁺ , PCl ₃
			106	HClO ₃
sp ³	Тетраедр	EA ₄	109°28	CH ₄ , CF ₄ , CCl ₄ , SiH ₄ , SiCl ₄
sp ³	Тетраедр	EABCD	109°28	HClO ₄ , H ₃ PO ₄ H ₂ SO ₄
dsp ²	Текис квадрат	EA ₂ B ₂		[Pt(NH ₃) ₂ Cl ₂]
sp ³ d	Тригонал бипирамида	EA ₅		PF ₅ , PCl ₅
sp ³ d ²	Октаедр	EA ₆		K ₃ [FeCN] ₆ Ba ₂ [XeO ₆]

(:) бўлинмаган элетронларжуфти.

учбурчак бўлиб, бурчак 120° гат энг. Бундай молекулалар одатда кутбсиз табиатга эга.

Агар марказий атом атрофид иккита бир хил атом жойлашган ва марказий атомда бир жуфт бўлинмаган электрон мавжуд (:EA₂) бўлса, бурчаклар озгариб молекула кутбли бўлиб қолади. Шундай боланиш SO₂, NO₂, H₂SO₃ ва HNO₂ молекулаларида кузатилади.

sp³ гибридланиш марказий атом тўртта бир хил ёки хар хил атомлар билан ўралганда ва боланмаган электронлар жуфти бўлмаганда хосил бўлса (CCl₄, CF₄, CH₄, HClO₄, H₂SO₄, H₃PO₄), марказий атом атрофида ундан камрок атомлар жойлашса ҳам гибридланиш sp³, лекин марказий атомдаги бўлинмаган электронлар жуфти хисобига валент бурчакларда ўзгариш кузатилади.

11.4. Кимёвий бонинг асосий тавсифлари

Кимёвий бони тавсифлайдиган катталикар каторига бонинг узунлиги, болар орасидаги бурчак(валент бурчаклар), боланиш энергияси ва боланиш тартиби киради. Бонинг узунлиги боланишда иштирок этган атомларнинг ядролари орасидаги масофадир. Боларнинг узунлиги нанометрда (нм) ёки Ао да ўлчанади.

Атомлардаги боланишда бир атом турли хил атомлар билан боланган бўлса уларнинг узунлиги ҳам ўзгаради. Масалан, **C-F, C-Cl, C-Br, C-I** боларида энг киска бо **C-F** хисобланиб, унинг узунлиги 0,138 нм , энг узун эса **C-I** хисобланиб, унинг узунлиги 0,214 нм га тенг. Атомлар орасидаги боларнинг сони ортгани сари уларнинг кискариши (23 -жадвал) кўриниб турибди. Агар оддий бо, кўш бо ва уч бо солиштирилса уларнинг ичида энг кискаси уч бо хисобланади (**C≡C** да 0,154 нм дан **C=C** да 0,120 нм гача ўзгаради). Оддий ва кўш боларнинг ўзгариши **C-F, H-H, O=O** ва **N≡N** каторда хисобга олинса , боларнинг узунлиги 0,142, 0,074, 0,0121, 0,110 нм гача камаяди.

Боларни хосил килишда хар хил атомлар катнашганда ҳам уларнинг орасидаги болар узунлиги хар лил эканлигини кўриш мумкин: **C-O, O-H, S=O, N-H, N=O** боларининг узунлиги мос равушда 0,116, 0,095, 0,143, 0,101 , 0,115 нм ни ташкил этади.

Боланиш турлари	Бирикмалар	Боларнинг узунлиги, нм	Боланиш энергияси, кJ/mol
C-C	alkanlar	0,154	486,2
C=C	alkenlar	0,134	587,3
C≡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≡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	CI ₄	0,214	197,3
C-O	CO ₂	0,116	798,8
O-H	H ₂ O	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

23- жадвал. Кимёвий боларнинг узунлиги ва боланиш энергияси

Кимёвий бони узиш учун зарур бўладиган энг кам энергияга боланиш энергияси дейилади. Боланиш энергияси кJ/молда ўлчанади. Боланиш энергияси канча катта бўлса бо шунча муцахкамдир. Агар оддий, кўш бо ва уч бо солиштирилса уларнинг ичида энг боланиш энергияси юкориси ва муцахками уч бо хисобланади. Масалан, C-C, C=C, C≡C каторида 486,2 кJ/ мол дан 945,3 кJ/мол гача ўзгаради. Агар боланувчи атомларнинг тури ўзгариши билан бонинг баркарорлиги ҳам ўзгаради. Масалан, C-F ва C-I боларининг баркарорлиги солиштирилса уларнинг ичида энг баркарори C-F боидир(486,1 кJ/мол). Кимёвий боланишлар орасидаги бурчак валент бурчаклар дейилади.

Кимёвий боланишлар ёки валент бурчаклар молекулаларнинг фазовий тузилишига болик. Молекулада боланмаган электронлар жуфтини бўлиши валент бурчакларга таъсир этади. Масалан, сув бурчакли тузилишга эга. Валент бурчаклар 104,5 °. Сув молекуласида икки жуфт бўлинмаган электронлар жуфти бор. Аммиакда бўлинмаган электронлар жуфти факат бир жуфт, шунунг учун валент бурчаклар 107,5°. Метан молекуласида бўлса бўлинмаган электронлар жуфти йўк шу туфайли валент бурчаклар 109°28.

Атомларнинг орасидаги богланишлар сони бонинг карралигидир. Бундай боланишлар бир бо, икки бо(кўш бо) ёки уч бо бўлиши мумкин. Богланиш карралигининг ортиши бонинг кискаришига ва унинг боланиш энергиясининг ортишига олиб келади. Оддий бодан кўра кўш бо, ундан кўра уч бонинг узулиши кийин. Шунинг учун ҳам азот молекуласи кимёвий реаксияларга кийин киришади. Уни узиш анча мушкул хисобланади.

11.5. Молекуляр орбиталлар усули

Валент боланишлар усули, электрон орбиталларнинг гибридланиш усули билан уюнлашган холда турли туман моддаларнинг тузилиши, молекуладаги валент боларнинг йўналиши, молекулаларнинг геометриясини жуда кўп моддалар учун тўри тушунтиради. Валент боланишлар усули куйидаги камчиликларга эга:

- баъзи моддаларда электрон жуфтлар ёрдамисиз боланиш юзага келиб чикади. Масалан, XIX асрнинг охирида Томсон молекуляр водород ионини водород (H_2^+) молекуласини электронлар билан бомбардимон килиб олди. Бунга асосланиб 2 ядро бир-бири билан биргина электрон ёрдамида болана олади деган хулоса келиб чикади.

- таркибида ток электронлар бўлган моддаларгина магнитга тортилади. Кислородни валент боланишлар усулига асосланиб унда ток электронлар борлигини кўрсата олмаймиз. Лекин кислород каттик холда магнитга тортилади. Буни валент боланишлар усули тушунтириб бераолмайди.

- эркин радикаллар таркибида ҳам жуфтланмаган электронлар бўлади.

- бензолга ўхшаш ароматик углеводородларнинг тузилишини валент боланишлар тушунтириб бера олмайди.

молекула хосил бўлишида ток электронларнинг ролини кўрсатадиган назария 1932 йилда Хунд ва Малликен томонидан яратилган бўлиб, бу назария молекуляр орбиталлар назарияси номини олди.

Молекуляр орбиталлар назариясини яратишда атом орбиталларнинг тузилиши хакидаги квант-механик тасаввурларни молекула тузилиши учун кўллаш мумкин деб хисобланди.

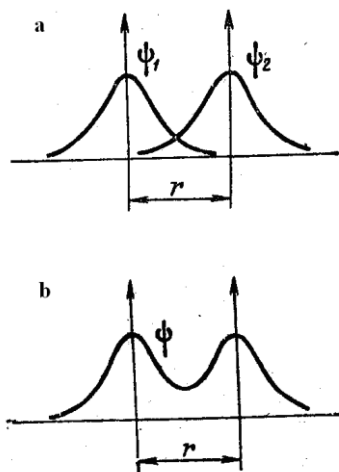
Фарқи шундаки, атом бир марказли (бир ядроли) сицема бўлса, молекула кўп марказли сицемадир. Бу назарияга кўра, ҳар қайси электрон молекуладаги барча ядро ва кўп марказли орбиталлар таъсирида бўлиши эътиборга олинади. Молекуляр орбиталлар (МО) усулининг бир неча вариантлари бор. Атом орбиталларининг чизикли комбинасия усули (АОСНК) энг кўп қўлланилади. Бу усулда электроннинг молекуляр тўлқин функцияси, ўша молекулани ташкил этган барча атомлардаги электронларнинг тўлқин функцияларидан келиб чиқадиган чизикли комбинасия, яъни молекуляр орбиталларни тасвирловчи функцияларни молекулани ташкил этган атомнинг функцияларини бир-бирига қўшиш ва бир-биридан айириш натижасида топилади.

Агар биз таркибида битта электрон ва иккита ядро бўлган молекулани назарда тутсак, айти сицемада электрон ҳаракатини иккита функция билан изохлаш мумкин.

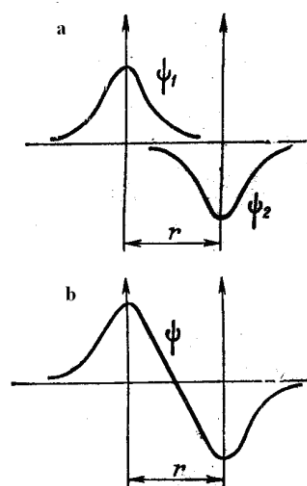
$$\text{Биринчиси} \quad \omega_1 = C_1 \varphi_1 + C_2 \varphi_2$$

$$\text{Иккинчиси} \quad \omega_2 = C_1 \varphi_1 - C_2 \varphi_2$$

C_1, C_2 - коэффитсиентлар; φ_1, φ_2 - айти электроннинг биринчи ва иккинчи ядрога оид тўлқин функтсиялари; ω_1 - симметрик функция (20- расм а ва б); ω_2 - антисимметрик функтсия (21 -расм а ва б).



20-расм. 1s-атом орбиталлардан боловчи орбиталларнинг хосил бўлиши.

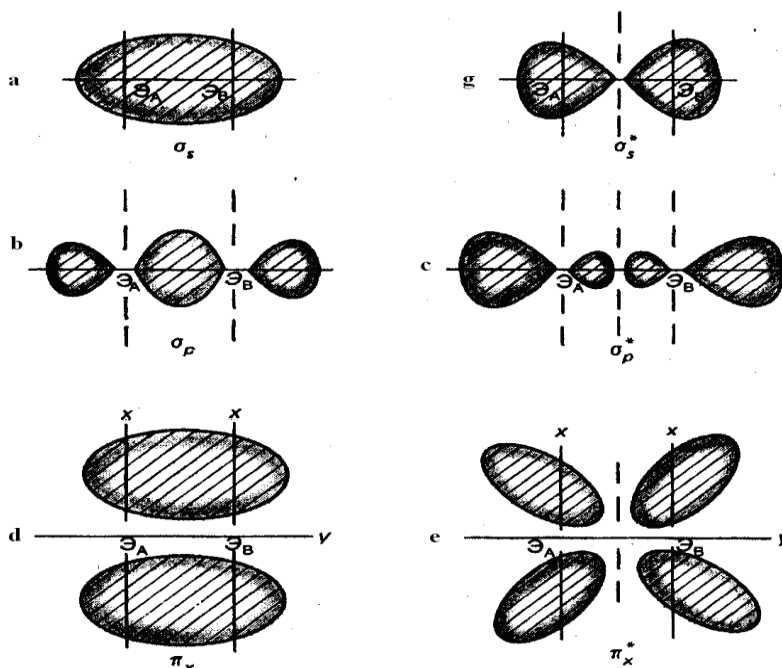


21-расм. 1s- атом орбиталлардан бўшахтирувчи орбиталларнинг ҳосил бўлиши.

Агар электрон боланаётган атомлар ядроларидан ташкарида жойлашган бўлса, электрон булут ядролар орасида зичлана олмайди, бинобарин ядролар бир-биридан узоклашади. Электроннинг бундай ҳолатига бўшаштирувчи орбитал мос келади. Бундай молекуляр орбиталда иккита ядро оралида электронларнинг зичлиги жуда кичик бўлади. Бундай орбитал молекуланинг тургунлигини камайтиради. Агар электроннинг ҳаракати симметрик функция билан ифодаланса, электрон булути ядролар орасида жуда зич ҳолатни эгалллайди, бунинг натижасида ядролар бир-бирига тортилади ва улар ўзаро бирикади. Бу орбитал боловчи орбитал деб аталиб, бир хил зарядга ега бўлган заррачалар - ядроларни бир-биридан итарилишини учсизлантириб, кимёвий боланишни кучайтиради.

Молекуланинг барқарор ёки барқарор эмаслиги унинг таркибидаги боловчи ва бўшаштирувчи электрон орбиталларнинг нисбий миқдорига болиқ бўлади. Агар сицемада биргина бўшаштирувчи орбитал ҳосил бўлса, у бир боловчи орбиталнинг таъсирини йўқ қилади.

Молекуляр орбиталлар усулида молекула таркибидаги электронларнинг ўзаро таъсири эътиборга олинмайди. Атомда ҳар қайси электрон орбитал **s**, **p**, **d**, **f** ҳарфлар билан ифодалангани каби, молекуляр орбиталлар ҳам **σ**, **π**, **λ** ва **φ** ҳарфлари билан белгиланади. Атом орбиталдаги электроннинг энергияси бош ва орбитал квант сонларга болиқ бўлиб, магнит квант сонга болиқ эмас. Молекуляр орбиталдаги электроннинг энергияси айни орбиталнинг йўналишига, яъни магнит квант сонга ҳам болиқ, чунки молекулада ядроларни бир-бирига болаб турган йўналиш бошқа йўналишлардан фарқ қилади.



22-расм. Икки атомли молекулаларнинг молекуляр орбиталлари: a,b - боловчи s-молекуляр орбиталлар; g,s - бўшаштирувчи с-молекуляр орбиталлар; d- боловчи ва s-бўшаштирувчи п- орбиталлар.

Молекулада электроннинг харакат моменти проекциясини атом ядроларини бўшаштирувчи ўкка нисбатан катталигини характерлаш учун магнит квант сони m га ўхшаш молекуляр квант сон - λ киритилган.

$\lambda = 0$, бундай ҳолат σ ҳолат дейилади, бу ҳолатни қабул қиладиган лектронларнинг максимал сони 2га тенг.

$\lambda = \pm 1$ бўлса, π -ҳолат дейилади. Бу ҳолатда энг кўпи билан 4 та электрон бўлиши мумкин.

Молекуляр орбиталларнинг электронлар билан тўлиб бориши ҳам худди атом орбиталлардаги каби Паули принципига ва Хунд қоидаcига бўйсинади. МО усулида боловчи орбиталлардаги электронлар сони бўшаштирувчи орбиталлардаги электронлар сонидан кўп бўлса, кимёвий бо ҳосил бўлади. Кимёвий болар тартиби (ВТ) қуйидаги формула бўйича ҳисобланади:

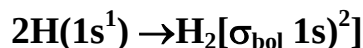
$$BT = \frac{n_{\text{bolog e}} - n_{\text{b'ashash e}}}{2}$$

$n_{\text{bolog e}}$ - болобвчи орбиталлардаги электронлар сони; $n_{\text{b'ashash e}}$ бўшаштирувчи орбиталлардаги электронлар сони;

$\lambda = 0$, бўлган ҳолат учун 1 s -атом орбиталлардан электронларни боловчи молекуляр орбиталларга ўтиши кимёвий бони юзага келтиради ва жараёнда энергия ажралиши содир бўлади. Агар 1s атом орбиталлардан электрон бўшаштирувчи молекуляр орбиталларга ўтганида эса энергия сарфланиши керак бўлади. Шу сабабли ҳам с боғл. 1s га

электрон жойланиши кам энергия талаб килади.

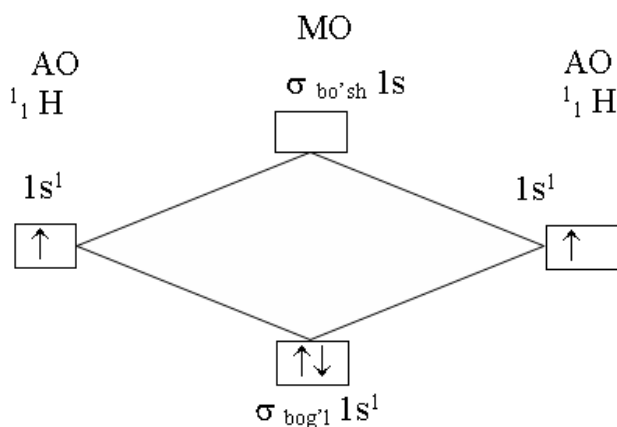
1. Водород молекуласининг ҳосил бўлишини молекуляр орбиталлар усулида куйидагича тушунтириш мумкин: Иккита водород атомининг ҳар бири $1s$ электронга эга ва биттадан электрон орбитал мавжуд. Молекуляр орбиталларда ҳам битта бошаштирувчи ва иккинчиси боловчи орбиталга эга бўлиб, иккала электрон ҳам боловчи орбиталга жойлашади:



боланиш тартиби 1 га тенг:

$$BT = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

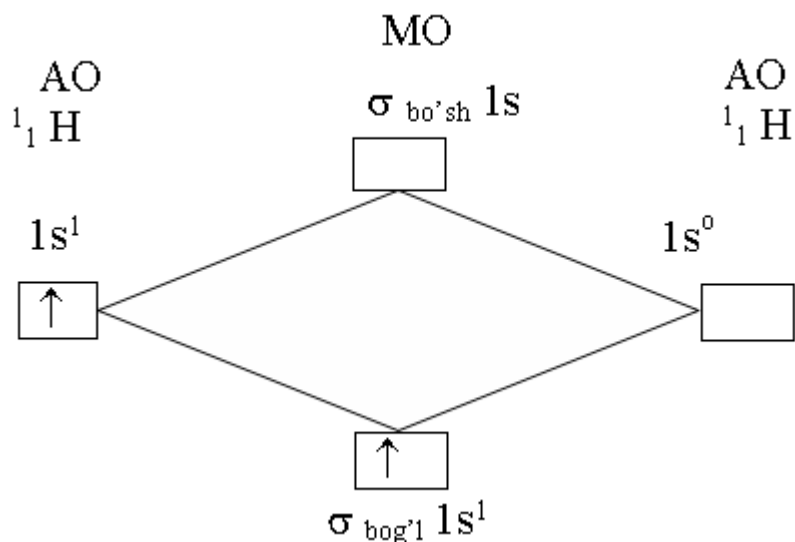
Водород молекуласини ҳосил бўлишида 435 кДж/мол иссиқлик ажралиб чиқади. Демак, боловчи орбиталларда биргина электрон бўлса ҳам у боланишни юзага келтиради. Шунинг учун ҳам молекуляр орбиталлар усули биргина электрон билан ҳам боланишлар юзага келишини тушунтира олади.



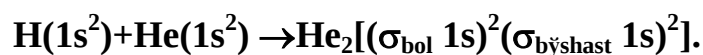
2. Молекуляр водород иони. Агар H_2^+ ионини ҳосил бўлиши каралса,
 $H(1s^1) + H^+(1s^0) \rightarrow H_2^+[(\sigma_{\text{bol}} 1s)^1]$.

Бу ҳолда молекула ҳосил бўлишида биргина электрон иштирок этган ва у ҳам боловчи орбиталга жойлашган.

Молекуляр водород иони учун (H_2^+) , $BT = \frac{1 - 0}{2} = 0,5$.



1. **He₂** молекуласини ҳосил бўлишида ҳар бир гелий молекуласидан иккитадан электрон иштирок этиб, улардан икkitаси боловчи орбиталга ва икkitаси бўшаштирувчи орбиталга қўйилади.

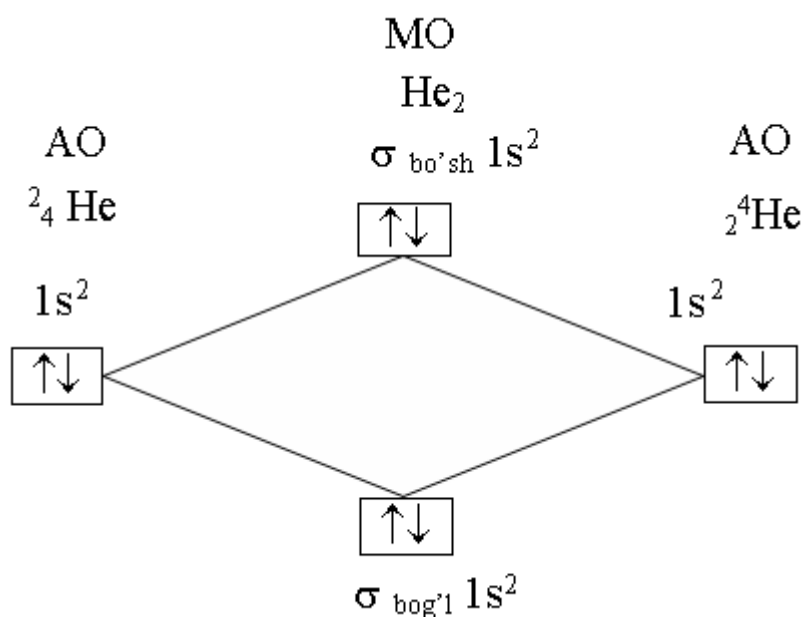


Бу жараёнда ҳам 259 кJ/мол иссиқлик ажралиб чиқади.

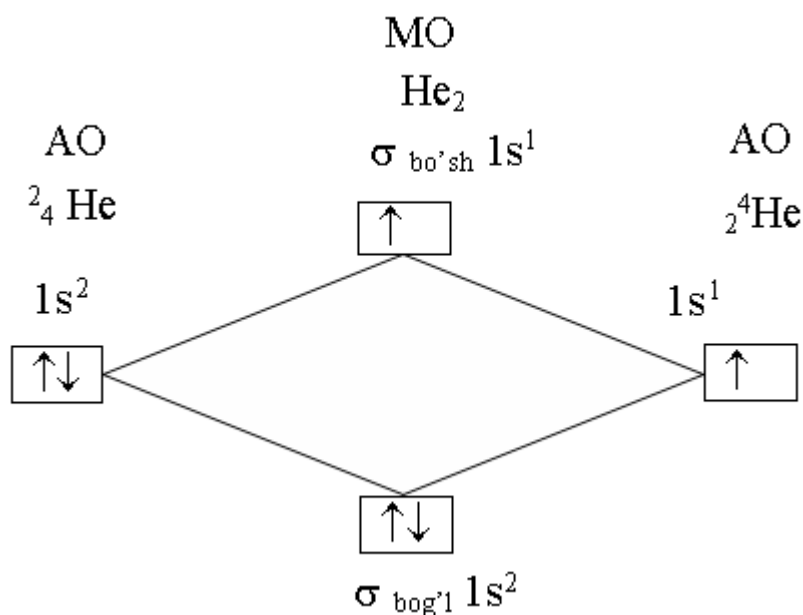
Бу молекулани ҳосил бўлишида бир боловчи орбитал таъсирини иккинчи бўшаштирувчи орбитал йўқка чиказгани учун, He₂ даги боланишлар сони :

BS = 2-2/2=0, яъни бундай молекула мавжуд эмас.

Гелий молекуласининг молекуляр орбиталларда ҳосил бўлиши:



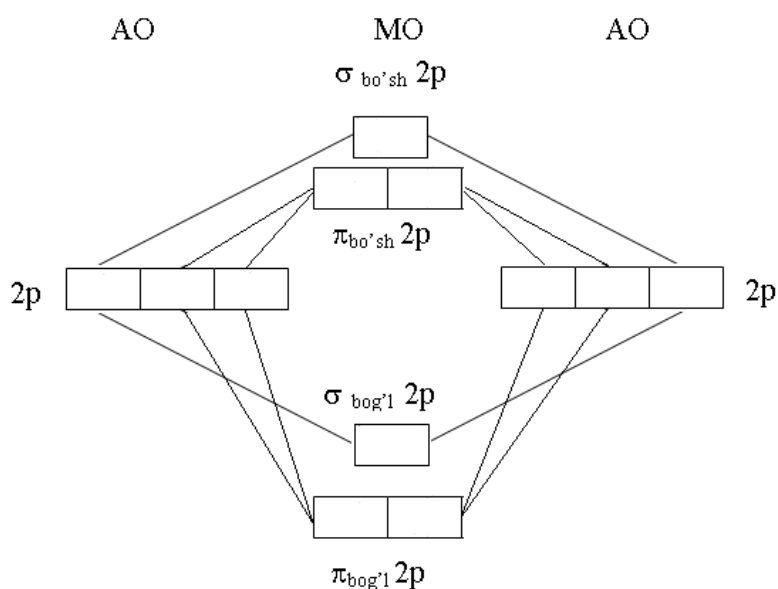
3. **He₂⁺** ионинг ҳосил бўлишида молекуляр орбиталлар қуйидагича ёзилади:
 $\text{He}(1s^2) + \text{He}(1s^1) \rightarrow \text{He}_2[(\sigma_{\text{bol}} 1s)^2(\sigma_{\text{b}y\text{shast}} 1s)^1].$



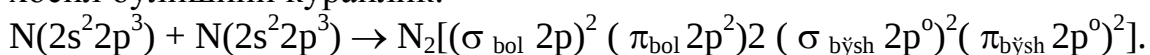
Молекуляр гелий иони ҳосил бўлишида 293 кЖ/мол иссиқлик ажралади.

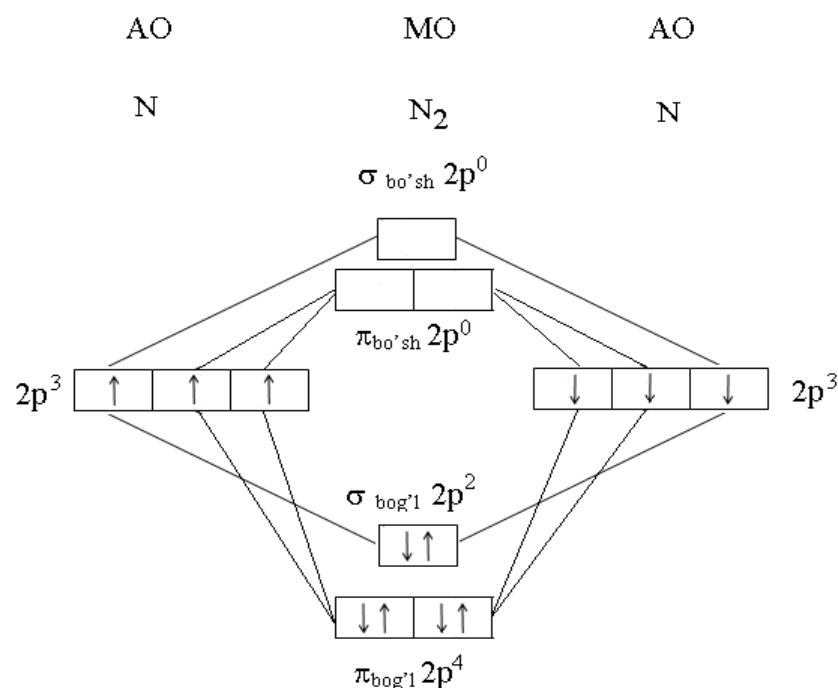
$$BS=2-1/2=0,5$$

$\lambda = \pm 1$ бўлганда, π ҳолат учун молекуляр орбиталларнинг ҳосил бўлишида учта боловчи орбиталлар ва учта бўшаштирувчи орбиталлар иштирок этади. Улардаги электронларнинг энг кўп миқдори 6 тагача боради. Ана шулардан битта боловчи ва битта бўшаштирувчи орбитал s орбитал ҳисобланади. Болардан иккитадан боловчи ва бўшаштирувчи орбиталлар p га тегишли.



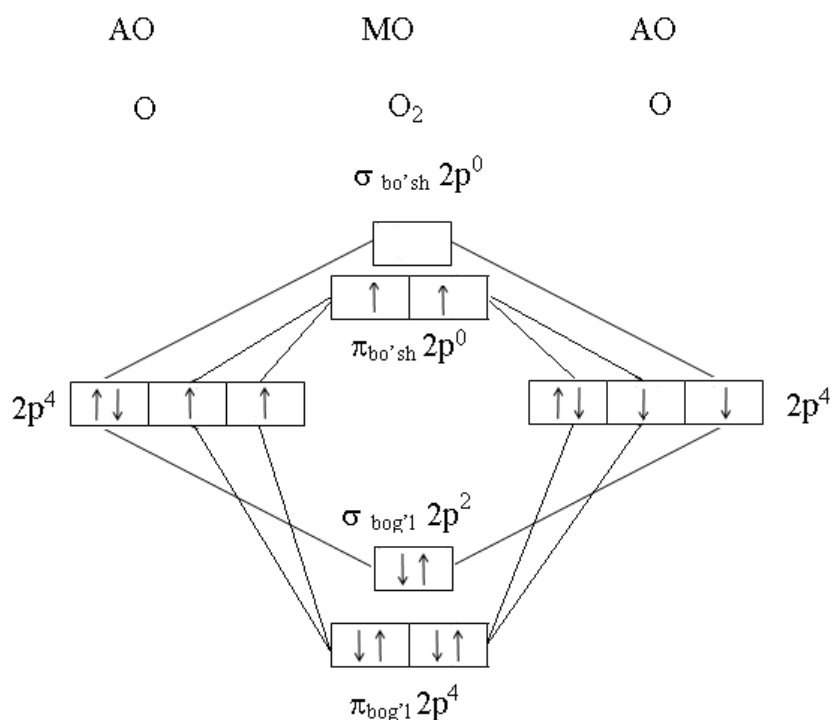
Масалан, азот молекуласининг молекуляр орбиталлар усулида боланиш ҳосил бўлишини кўрайлик:





Азот молекуласи учун боланиш тартиби 6-0/2к3 га тенг.

Молекуляр орбиталлар усулини O₂ молекуласининг хосил бўлишига кўлласак.

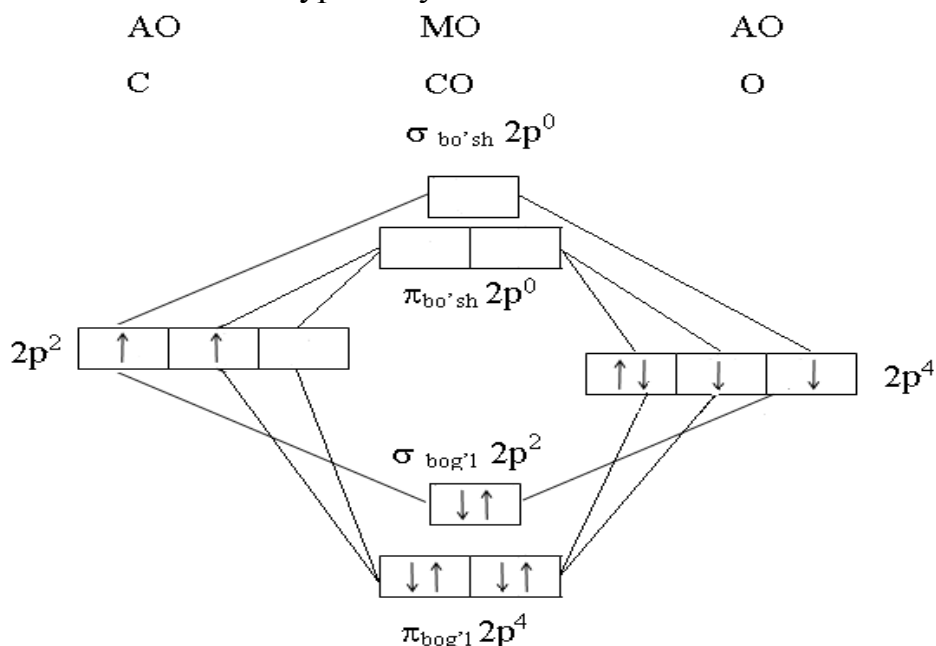


Бўшаштирувчи (($\sigma_{\text{b'ys}} 2p$) орбиталлардаги иккита ток электронлар кислород молекуласининг каттик ва суюк ҳолда магнит хоссаларини тўри тушунтиради.

Шунга ўхшаш агар иккита ҳар хил атомдан ташкил топган СО молекуласини ҳам молекуляр орбиталларда хосил болиши куйидагича

бўлади: $C(2s^2 2p^2) + O(2s^2 2p^4) \rightarrow CO[(\sigma_{bol} 2p)^2 (\pi_{bol} 2p^2)^2 (\sigma_{b\ddot{y}sh} 2p^0)^2 (\pi_{b\ddot{y}sh} 2p^0)^2]$.

CO молекуласида ҳам барча электронлар боловчи орбиталларга жойлашгани учун боланиш тартиби 6-0/2к3 га тенг. Демак, CO да боланиш уч бо ҳолатида эканлигини кўриш мумкин.



Демак, молекуляр орбиталлар усули молекулаларнинг тузилиши ва хоссаларини тўри тушунтиради.

Молекуляр орбиталларнинг афзалликлари. Валент боланишлар усулидан молекуляр орбиталлар усули бир канча афзалликларга эга:

-бу усул ҳар қандай ядролар сицемаси ва электронлар барқарорлигини тушунтира олади;

-молекуляр орбиталлар усули молекулаларнинг ва комплекс бирикмаларнинг магнит ва оптик хоссаларини тўри тушунтуради;

-молекуладаги ҳар бир электроннинг ҳолатини баҳолаш имкониятини беради.

11.6. Ион боланиш

Ионлар орасида электроцатик тортишиш кучлари таъсирида юзага келадиган боланиш ион боланиш дейилади. Ион боланиш электроманфийлиги бўйича катта фарқ келадиган атомлар орасида ҳосил бўлади.

2,81 2,81

C : Cl кутбсиз ковалент боланиш

2,1 2,81

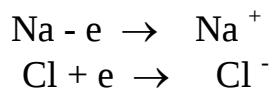
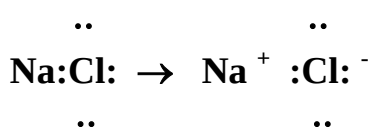
H : Cl кутбли ковалент боланиш

1,01 2,81

Na : Cl ион боланиш

Ион боланиш ҳосил бўлиш механизми ковалент бо ҳосил бўлиш механизмига ўхшайди. Аввал умумий электрон жуфт ҳосил бўлади. Сўнггра

бир ёклама кутбланиш хисобига бу электрон жуфт электроманфийлиги юкорирок бўлган атом томонга силжийди.



Ковалент ва ион боланишлар ҳосил бўлиш механизмлари ўхшаш бўлиб, умумий электрон жуфтининг кутбланиш даражаси билан фарк қилади. Агар $\mu=0$ бўлса, кутбсиз ковалент бо,

$0 < \mu < 4$ бўлса, кутбли ковалент бо, $\mu > 4$ ион боланиш юзага келади.

Ион боланишли бирикмалар кийин суюкланадиган каттик моддалардир. Ош тузи NaCl нинг суюкланиш ҳарорати $T_{\text{суюк}} 800^\circ\text{C}$, KCl ники $T_{\text{суюк}} 768^\circ\text{C}$. Ион боланишли моддаларнинг сувли эритмалари, ҳатто суюкланмалари электр токини яхши ўтказди.

Ион боланиш ионлараро ўзаро таъсир натижасида ҳосил бўлади. Ҳар қайси ионни зарядланган шар дейиш мумкин. Ионнинг куч майдони фазода ҳамма йўналишда бир текисда таркала олади, яъни ўзига карама-карши зарядли ионни ҳар қандай йўналишда ҳам бир текис торта олади. Демак, ион боланиш йўналувчанлик хоссасини намоён қилмайди. Бундан ташқари, манфий ва мусбат ион ўзаро бириккан бўлса ҳам, ҳар бир ион ўзига карама-карши зарядли бошқа ионларни ҳам ўзига торта олади. Демак, ион боланиш тўйинувчанлик хоссасига эга эмас.

Ион боланиш тўйинувчанлик ва йўналувчанлик хоссаларига эга бўлмагани учун ҳар қайси ион атрофида максимал миқдорда карама-карши зарядли ионлар бўлади. Ионларнинг максимал миқдори катион ва анионлар радиусларининг бир-бирига нисбатан катта-кичиклигига болиқ. Масалан, Naк иони атрофида энг кўп 6 та Cl⁻ иони Cs⁺ иони атрофида эса кўпи билан 8 та Cl⁻ иони бўлади.

Бири мусбат, бири манфий иондан иборат ион боланишли молекулалар одатдаги шароитда яқка-яқка ҳолда мавжуд бўла олмайди. Улар ўзаро бирикиб жуда кўп молекулалардан иборат кристалларни ҳосил қиладилар. Шунинг учун NaCl, CsCl эмас, Na_nCl_n; Cs_nCl_n ёзиш тўрироқ бўлади.

Ион боланишда йўналувчанлик ва тўйинувчанлик хоссаси бўлмагани учун ионларнинг ассоциланиш хоссалари юқори бўлади. Ош тузининг газсимон ҳолатида NaCl молекулалари билан бир қаторда (NaCl)₂ ва (NaCl)₃ ассоциатлари ҳам мавжуд. Суйқ ҳолатга ўтганда, айниқса каттик ҳолатда ион бирикмаларнинг ассоциланиши янда қучаяди. Шу сабабли ион боланишга эга бўлган бирикмалар юқоти суйкланиш ва қайнаш ҳароратига эга. Ионли бирикмаларнинг эритмаларида молекулалар йўқ. Улар кутбли эритувчиларда (сув, спиртлар, аммиак) осон эрийди ва тўла диссоциланган бўлади. Ион тузилишли бирикмалар одатда кутбсиз эритувчиларда (бензол, углерод тўрт хлорид) эримайди.

Барча ион боланишли бирикмалар каттик холда ионли краицалл панжарага эга бўлиб, хар бир ион тескари ишорали бошка ион билан ўралган.

11.7. Ионларнинг кутбланиши ва кутбланиш даражаси

Маълумки хатто ишкорий металлларнинг галогенидларида ҳам тўла ионли бо хосил бўлмайди. Масалан CsF даги бонинг 95 % ионли табиатга 5 % эса кутбли ковалент табиатга егадир. Агар худди шунака тахлил CsCl да каралса, ундаги ион бохиссаси 73% бўлса кутбли ковалент бонинг хиссаси 27% гат энг. Ионларнинг ўзаро таъсири туфайли молекулада юзага келадиган кутбланиш ориейнтасион кутбланиш дейилади. Ионларда пайдо бўладиган дипол моменти катталиги (μ) зарядларни хосил килган кучланишига (E)тўри пропорсионал:

$$\mu = k \cdot E$$

k - пропортсиналлик коеффитсиенти бўлиб кутбланувчалик ёки кутбланиш даражаси ҳам дейилади. кутбланувчанлик бирлиги Кулон $\cdot \text{m}^2/\text{V}$. K нинг киймати канча катта бўлса молекула шунча осон деформатсияланади.

Таркиби бир хил атомлардан тузилган ($\text{H}_2, \text{O}_2, \text{N}_2$ ва бошкалар) ёки кўп атомли молекулалар ҳам ($\text{CO}_2, \text{CS}_2, \text{C}_6\text{H}_6$) агар молекуладаги электронларнинг ядрога нисбатан силжиши симметрик бўлса, бундай молекулалар кутбсиз хисобланади. колган молекулаларда атомлар орасидаги болар кутблидир. Бу холат атомларнинг ўлчами ва зарядига болик бўлади.

Агар молекулада ядроларга нисбатан атомларнинг электрон булут зичлиги симметрик жойлашган бўлмаса, бундай молекулалар кутбли молекулалар хисобланади ($\text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{SO}_2, \text{PCl}_3, \text{HCl}$). кутбли молекулаларда ядроларнинг электрик зарядлари битта нуктага тушмайди. Шунинг учун ҳам молекулада q^+ ва q^- доимий дипол пайдо бўлади. Молекуланинг дипол моменти (μ) унинг кутбланишини хал килади. Агар дипол узунлиги(l) унинг электрик заряди(q) хисобга олинса: $\mu = q \cdot l$ Дипол моменти кулон*метрда ўлчанади.

кутбсиз молекулалар учун $\mu = 0$ дипол моменти молекуланинг симметриясини кўрсатади. Молекуланинг дипол моменти молекуланинг унинг кутбланувчанлигини кўрсатади. Баъзи моддаларнинг дипол моменти 24 жадвалда келтирилган.

Дипол моментини тажрибада ўлчаш учун модданинг диелктрик доимийлиги(ϵ) турли хароратда ўлчанади. Дилектрик доимилик бу айни мухитнинг электрик майдон кучланишини вакуумга нисбатан кандай ўзгаришини кўрсатади. 25-жадвалда баъзи моддаларнинг диелектрик доимийлиги киймати келтирилган. Барча суйкликлар ичида энг юкори диелктрик доимийлигига сув эгадир.

24-жадвал. Баъзи моддаларнинг дипол моменти

Модда	Дипол моменти,D	Модда	Дипол моменти,D
H ₂ O	1,84	NH ₃	1,46
CH ₄	0	H ₂ S	1,10
CH ₃ Cl	1,85	SO ₂	1,61
CH ₃ Br	1,45	HCl	1,03
CH ₃ I	1,35	HBr	0,79
CH ₂ Cl ₂	1,59	HI	0,30
CHCl ₃	1,15	N ₂ O	0,14
CCl ₄	0	CO	0,12
H ₂	0	C ₂ H ₅ OH	1,70
Cl ₂	0	C ₆ H ₅ OH	1,70
CO ₂	0	C ₆ H ₅ NH ₂	1,56

25- жадвал. Баъзи суюкликларнинг диелектрик доимийлиги

Суюкликлар	Диелектрик доимийли (0°S)	Суюкликлар	Диелектрик доимийли (0°S)
Гексан	1,874	Аммиак	15,50
Бензол	2,283	Ацетон	21,40
Толуол	2,387	Метанол	33,10
Хлорбензол	5,940	Сув	80,00

Модданинг диелектрик доимийлиги асосида унунг кутбланувчанлиги куйидаги формула асосида топилади:

$$P = (\epsilon - 1) \cdot M / (\epsilon + 2) \cdot \rho = 4/3 \pi N_A (\alpha_{el} + N_A \cdot \mu^2 / 3R \cdot T)$$

M-модданинг моляр массаси; **ρ** -унинг зичлиги; **N_A** - Авагадро сони; **R** - универсал газ доимийси; **T**- абсолют ҳарорат; **P** - моляр кутбланувчанлик ; **α_{el}** - ядрога нисбатан электрон орбиталларнинг сурулишидан юзага келган кутбланувчанлик.

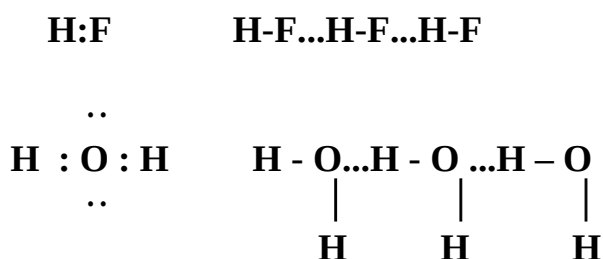
Бир гуруҳда турган элементлар учун электрон қобиининг тузиличи бир хил ва уларда ионларнинг ҳажми ва заряди катталиги ортиши билан кутбланиш кучайиб боради. Ионларнинг биттаси таъсирида иккинчисининг кутбланиши ортади. Ҳарорат ҳам ионларнинг кутбланишига таъсир кўрсатади. Ҳарорат ортганда уларнинг кутбланиши ортиб боради.

Бир гуруҳда жойлашган ионларнинг каторида **Li⁺, Na⁺, K⁺, Rb⁺, Cs⁺** каторида ионнинг кутбланиш хоссаси камаяди, кутбланиш даражаси эса ортиб боради. Агар анионларнинг каторини ҳисобга олсак **H⁻, F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻** каторида

ионларнинг кутбланиш хоссаси камайиб, унинг кутбланиш даражаси ортиб боради. Одатда анионларнинг кутбланиш хоссаси юкори бўлади.

11.8. Водород боланиш

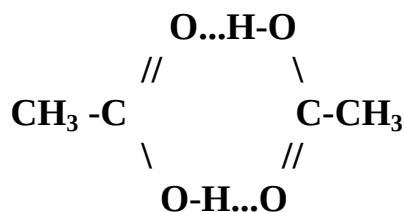
Водород атоми юкори электроманфийликка эга бўлган атомлар **F, O, N, Cl, Br, S** лар билан боланган молекулалар орасида юзага келадиган боланиш водород боланиш дейилади. Бундай молекулаларда умумий электрон жуфт электроманфийлиги юкори бўлган атом томонга кучли силжиганлиги туфайли, водороднинг мусбат заряди кичик хажмда тўпланиб, протон бошка атом ёки ионнинг бўлинмаган электрон жуфти билан ўзаро таъсирлашади ва уни умумлаштириб олади. Натижада водород бо юзага келади.



Водород боланиш ковалент боланишга нисбатан анча бўш бўлади. Ковалент боланиш энергияси 150-400 кж/мол, водород боланиш энергияси эса 8-40 кJ/мол.

Водород боланиш кўпгина моддаларнинг хоссаларига таъсир килади. Юкорида келтирилган сув ва водород фторид молекулалари орасида кучли водород бо уларнинг кайнаш хароратларининг юкори бўлишига сабаб бўлади. Худди шу тузилишдаги **H₂S, H₂Se, HCl, HBr** ларнинг кайнаш хароратлари пацрок, чунки улардаги водород болар анча бўш.

Водород боланиш органик бирикмалар молекулалари орасида ҳам содир бўлади.



Катта молекулаларда водород боланиш битта молекула ичида ҳам содир бўлади.

Салитсил кислота молекуласида карбоксил ва гидроксил гурухлари орасида водород бо хосил бўлади. Оксиллар, нуклеин кислоталар, крахмал, тселлюлоза молекулаларида кучли водород бои бор.

11.9. Металл боланиш

Металлардаги кимёвий боланиш табиати уларнинг куйидаги хоссалари:

- 1) юкори электр ва иссиқлик ўтказувчанлиги;
- 2) симобдан бошқа металлар юкори координатсион сонга эга бўлган крицаллар эканлиги билан характерланади.

1- хоссасидан металларда электронларнинг бир қисми металнинг бутун хажми бўйлаб ҳаракат қила олади деган ҳулоса қелиб чиқади. Уларда икки электронли боланиш йўқ, чунки валент электронлар сони бундай боланиш ҳосил қилиш учун этарли эмас.

Масалан, литий атоми крицалланганда куб панжарали крицалл тугун ҳосил қилади. Куб крицалл панжара тугунида марказий атом қўшни 8 та литий билан боланган. Аслида литий атоми ташқи қаватида 8 та электрон бўлиши керак эди. Металл боланишни литий учун қуйидагича тушунтириш мумкин. Ҳар бир атом боланиш учун литий 4 орбитал ва 1 та электрон беради. Демак, крицалдаги орбиталлар сони электронлар сонидан ортик.Шунинг учун электрон бир орбиталдан иккинчисига осон ўтиши мумкин.Буларнинг ҳисобига электронлар металлдаги ҳамма атомлар орасидаги боланишда иштирок этади.

Агар ионланиш энергияси қам бўлган бошқа металл олинса, электрон бутун крицалл панжара бўйича ҳаракатланиб юради. Электронларнинг крицалл панжара бўйлаб ҳаракатланиши металларнинг электр ўтказувчанлигини таъминлайди.

Ковалент ва ион боланишдан фарқ қилиб, металларда қам сондаги электронлар қўп сондаги ядрони ушлаб туради ва бу электронлар металларда ҳаракатланиши мумкин.

Шулар асосида металларга қуйидаги таърифни бериш мумкин.

Металл боланиш назариясига қўра, металлар жуда ихчам жойлашган катионлардан иборат ихчам цруктура бўлиб, уларнинг умумлашган электронлари бири-бири билан боланган.

Масалан, литий хажми марказлашган куб крицалл панжарага эга. Ҳар бир литий атоми 8 та қўшни атомлар билан боланган. Бо ҳосил қилиш учун литий атоми битта элестрон, лекин 4 та валент орбиталлар бериши мумкин. Крицалларда электронлар сони орбиталлар сонидан қўра қам, шу сабабли электронлар бир орбеталдан иккинчисига осон ўтади. Бу электронлар металлдаги барча атомлар орасида бо ҳосил бўлишида иштирок этади.

11.10. Молекулалараро таъсирлар

Молекулалар орасида ориентацион, индукцион ва дисперсион таъсирлар мавжуд.

Дисперсион - таъсирлар қутбсиз молекулалар орасида бир лахзада юзага келадиган микродиполлар ҳосил бўлишига асосланган.Молекулалар яқинлашганда микродиполлар пайдо бўлади, бунда молекулулар тортилади. Агар икки молекулада микродиполлар бараварига пайдо бўлмаса улар бир-биридан узоклашади.

Ориентацион таъсирлар- кутбланган молекулалар орасида юзага келади. Молекулаларнинг тартибсиз иссиқлик харақати туфайли бир хил зарядланган диполларнинг учлари бир-биридан узоклашади, карама-карши зарядланган учлари эса бир-бирига тортилади.

Молекулалар канчалик кутбланган бўлса улар бир-бирига шунчалик кучли тортилади. Индуксион таъсир - кутбли ва кутбсиз молекулалар орасида вужудга келади. Фараз килайлик, кутбланган ва кутбланмаган молекулаларнинг учлари учрашди. кутбланган молекулалар таъсирида кутбланмаган молекулалар эгилади ва унда колдик (индуктсияланган) дипол пайдо бўлади. Индуктсияланган дипол ўз навбатида поляр молекуланинг электрик дипол моменти кучайтиради. Кўриб чиқилган молекулаларо таъсир иккита нарсага болиқ: 1) молекуланинг кутбланганлигига 2) молекуланинг деформатсияланишига.

Агар кутбланганлик кўп бўлса ориентацион таъсир уцун бўлади. Агар деформатсияланиш кўп бўлса дисперсион таъсир уцун бўлади. Индуксион таъсир эса иккала холатга ҳам болиқ.

Электрон берилмасдан юзага келадиган таъсирлар Ван-дер-ваалс таъсир кучлари дейилади.

Молекулаларо электрик ўзаро таъсир кучларини ўрганиш газ, суюқ ва каттик моддаларнинг хоссалари ва тузилишини тушунтириш учун катта ахамиятга эга.

Ван-дер-ваалс кучлари молекулаларнинг тортилиши ва агрегатсияланишида, газ моддаларанинг суюқликка ва каттик моддаларга айланишига сабабчи бўлади.

Ковалент боланишга нисбатан ван-дер-ваалс таъсир кучлари жуда бўш бўлади. Масалан, хлор молекуласининг атомларга ажралиш энергиясининг киймати 243 кJ/мол, хлор крицалларининг газга айланиш энергияси 25 кJ/мол.

Кимёвий боланишни яхши билиш доривор моддаларнинг эритмалардаги таъсир механизмини тўри англашда катта ахамиятга эга бўлади.

12 - боб. Комплекс бирикмалар

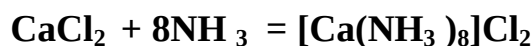
Комплекс бирикмалар марказий атомдан ва лигандлар тутган мураккаб бирикмалардир. Улар эритмада комплекс катион ёки анион, баъзан комплекс анионлар баъзан нейтрал молекулалар хосил килади.

Янги кимёвий бо хосил килмасдан ёки янги электрон жуфти юзага келмасдан оддий молекулалардан мураккаб молекулалар хосил бўлиши комплекс бирикмаларни юзага келтиради. Комплекс бирикмаларда олинган ва берилган электронларнинг сонига караб валентликни билиб бўлмайди.

Комплекс бирикмалар иккита поляр молекулаларнинг ўзаро таъсиридан хосил бўлиши мумкин. Аммиқ газ, водород хлорид ҳам газ, лекин хосил бўлган комплекс бирикма аммоний хлорид каттик моддадир:

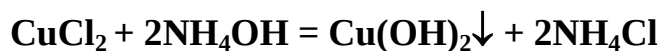


Калсий хлорид ва аммиак таъсиридан хосил бўлган мураккаб модда комплекс хисобланади:

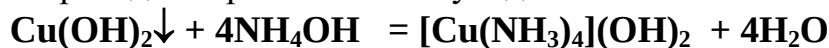


Кристалл

Баъзан комплекс бирикмалар ҳосил бўлишида кескин ранг ўзгариши содир бўлиб, чўкма эритмага ўтади:

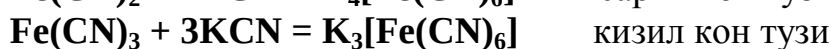


Агар ҳаво ранг чўкмага мўл микдорда NH_4OH кўшсак, чўкма эрийди ва кўкиш- сийёҳ рангдаги эритма ҳосил бўлади:

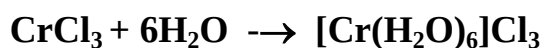


кўк-сийёҳ рангли эритма

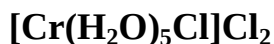
Баъзан комплекс бирикмалар ҳосил бўлишида чўкмалар эритмага ўтади:



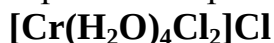
Агар реакция шароити ўзгартирилса ҳам комплекс бирикмалар ҳосил бўлиб:



бу комплекс бирикма кўк бинафша рангли. Ундан бир молекула сув ажралса, тўқ яшил рангли бирикма:



яна 1 мол сув ажралса оч-яшил рангли бирикмага айланади:

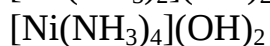
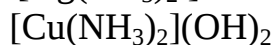
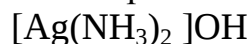


Кўриниб турибдики, шароит ўзгариши билан комплекс бирикмаларнинг молекуляр формуласи ва хоссаларида ўзгариш рўй беради. Шундай қилиб бир комплекс иккинчисига ўтади.

Тирик организмда кетадиган биологик жараёнларда уларнинг аҳамияти бениҳоядир. Гемоглобин Fe^{2+} , хлорофилл Mg^{2+} ларнинг комплекс бирикмаларидир.

Комплекс бирикмалар асослар, кислоталар, тузлар ҳолатида бўлиши мумкин. Улар ичида электролитмас моддалар ҳам бор.

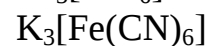
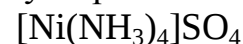
Асослар



Кислоталар



Тузлар



Электролитмас моддалар: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.

12.1. Вернер назарияси

Комплекс бирикмаларнинг тузилишини 1893 йилда швед олими Алфред Вернер ўзининг координатсион назариясида тушунтирди. Бу назарияга кўра:

1. Кўпчилик элементлар асосий валентликларидан ташқари кўшимча валентликларни ҳам намоён этади;

2. Ҳар қайси элемент ўзининг асосий ва кўшимча валентликларини тўйинтиришга интилади;

3. Марказий атомнинг кўшимча валентликлари фазода маълум йўналишга эга бўлишга интилади.

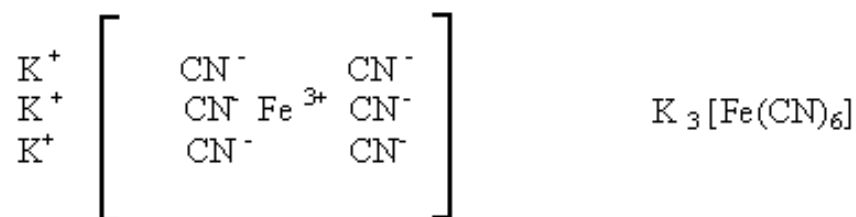
Комплекс ҳосил қилувчи ион ёки атом атрофида у билан боланган маълум сондаги анионлар ёки нейтрал молекулалар билан ўралган. Бу анион ёки нейтрал молекулалар лигандлар дейилади. Уларнинг сони эса, координатсион сон (k.s.) дейилади. Комплекс бирикмаларда координатсион сон киймати 2-12 чегарасида бўлади.

Комплекс марказида бирикмаларда комплекс ҳосил қилувчи ион бўлади. Комплекс ҳосил қилувчи ион, одатда металл ионлари (Ag^+ , Cu^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} ва бошқалар), атомлари, ёки металлмаслар (N , Si , B , O) бўлиши мумкин.

Комплекс ҳосил қилувчи билан бевосита боланган нейтрал молекулалар (H_2O , NH_3 , CO , NO , Cl_2 , I_2 , ва бошқалар), шунингдек ионлар (F^- , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_2^- , NO_3^- , OH^- , CN^- , CNS^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ва бошқалар) олиниши мумкин.

Комплекс ҳосил қилувчи ион ва лигандлар ички сферани ташкил этади $[\text{Me}(\text{L})_n]$ ва ички сфера квадрат кавс ичига олинади.

Ички сферага кирмаган ионлар ташки сферани ташкил этади.



Комплекс бирикманининг формуласини ёзиш учун:

- 1) комплекс ҳосил қилувчи ионнинг зарядини;
- 2) лигандларнинг зарядини;
- 3) координатсион сонни;
- 4) ташки сфера ионларини билиш керак.

Комплекс ҳосил қилувчи ионлар асосан Менделеев даврий сицемасидаги d-элементларнинг ионларидир. Улар: Ag^{1+} , Au^{1+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Cu^{1+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Pd^{2+} , Pd^{4+} .

Лигандлар сифатида:

а) дипол характерга эга бўлган молекулалар: H_2O , NH_3 , NO , CO , N_2H_4 , $\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$ ва бошқалар;

б) ионлар ҳам олиниб, одатда улар кислоталарнинг колдикларидир: SN^- , NO_2^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , CH_3COO^- , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , CNS^- , CrO_4^{2-} ;

Лигандларнинг комплекс ҳосил қилувчи ион атрофида нечта жойни эгаллашига қараб уларнинг дентантлиги ёки координатсион сиими аникланади. Монодентант лигандлар, одатда бир валентли кислота колдикларидир. Улар металл ионига бир жуфт электрон бериб донорактсептор бо ҳосил қилади.

Бидентант лигандларга икки валентли кислота колдиклари кириб, уларга этилендиамин ($\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$), глицин ёки аминоксепат ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$), оксалат иони ва бошқалар киради. Тетрадентант лиганд сифатида этилендиаминтетрасирка кислотасининг динатрийли тузи (трилон Б) олиниши мумкин:



Ички сферадаги нейтрал молекулалар ёки ионлар яъни лигандлар секин-аца бошқа лигандларга алмашилиши мумкин. Масалан: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ молекуласидаги аммиак NO_2^- ионларига алмашилишидан $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_2)]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ лар ҳосил бўлади.

Бунда комплекс бирикма ички сфера заряди 3к дан 3- га ўтади. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ дан $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ га айланади.

12.2. Комплекс бирикмаларнинг номланиши

Комплекс бирикмаларда тузларга ўхшаш дацлаб катион, сўнгра анион номланади. Агар лигандлар бир неча марта такрорланса грекча di(2), три(3), тетра (4), пента(5), гекса(6) сўзлари ишлатилиб, аввал манфий зарядли лигандлар, кейин нейтрал лигандлар ўкилади. Манфий зарядли лигандлар охирига “о” кўшимчаси кўшилади. F - фторо, Cl- хлоро, Br- бромо, I- -иодо, CN- - сиано, SO_4^{2-} -сульфато, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ -тиосульфато, CO_3^{2-} - карбонато, CH_3COO^- -ацетато, OH^- -гидроксо, -О-О- -пероксо, Н-гидридо ва хоказо. Нейтрал лигандлар сув -аква, аммиак - аммин, CO- карбонил, NO нитрозил, I₂-иодо, S-тио ва хоказо.

Комплекс бирикмалар комплекс ион зарядига караб катион, анион ва нейтрал комплексларга бўлинади.

Катион комплексларни номлашда дацлаб лигандлар сони ва номи ўкилиб, сўнгра комплекс ҳосил килувчининг ўзбекча номи ўкилади ва кавс ичида унинг валентлиги ёки оксидланиш даражаси кўрсатилади. Лигандларни номлашда аввал анион, сўнгра нейтрал лигандлар ва охирида ташки сфера ионлари ўкилади. Улар икки сўзни ҳосил килади, масалан, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ - тетраамминмис(II) сульфат; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ -хлоропентаамминплатина (IY) хлорид; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ -бромопентаамминкобалт (III) сульфат.

Агар марказий атом ўзгармас оксидланиш даражасига эга бўлса; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ унинг валентлиги кўрсатилмаса ҳам бўлади. $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ диамминкумуш нитрат; $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ гексаакваалюминий хлорид.

Анион комплексларни номлашда дацлаб ташки сфера катиони ўкилиб, сўнгра лигандлар сони ва номи ўкилади. Охирида комплекс ҳосил килувчининг лотинча номига - ат кўшимчаси кўшилади ва оксидланиш

даражаси кўрсатилади. Анионларни номлашда дастлаб оддий анион, кейин эса кўп атомли анионлар айтилади. Масалан:

$K[Ag(CN)_2]$ - калий дисианоаргентат;
 $K_3[Fe(CN)_6]$ - калий гексасианоферрат(III);
 $K_4[Fe(CN)_6]$ - калий гексасианоферрат(II);
 $H[CuCl_2]$ - водород дихлорокупрат(I);
 $K_2[Be(OH)_4]$ - калий тетрагидроксобериллат (II);
 $Na[BiI_4]$ - натрий тетраиодовисмутат (III);
 $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$ - аммоний тетрахлоридгидроксоплатинат (IV);
 $Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$ - барий тетрароданидодиаамминхромат(III).

Нейтрал комплекс бирикмаларни номлашда даълаб лигандлар сони ва номи ўкилиб, сонгра марказий атом ўкилади, лекин унинг валентлиги ёки оксидланиш даражаси кўрсатилмайди. Нейтрал комплекслар бир сўз билан номланади. Масалан:

$[Cr(H_2O)_3PO_4]$ - фосфатотриаквахром;
 $[Cu(NH_3)_2(SCN)_2]$ - диороданидодиаамминмис;
 $[Fe(CO)_5]$ - пентакарбонилтемир;
 $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ - тетрахлориддиамминплатина.

12.3 Комплекс бирикмаларнинг молекуляр тузилишини аниклаш

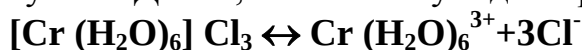
Комплекс бирикмаларнинг тузилишини бир неча усул билан аниклаш мумкин. Алмашилиш реакцияси оркали куйидаги комплексларнинг тузилиши аникланган. Агар $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ бирикмага совук холда кумуш нитрат таъсир эттирилса 2 мол $AgCl$ чўкади. Бу эса комплекс бирикма формуласи $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ бўлиши мумкинлигини кўрсатади.

Таркибида 1 мол $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ тутган эритмага ортикча микдорда $AgNO_3$ эритмасидан кўшилса, 4 мол $AgCl$ чўкмага тушган. Демак, ҳамма Cl^- - ионлари ташки сферада жойлашган.



гексаамминплатина (IV) хлорид

Агар $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ эритмасига ортикча $AgNO_3$ кўшилса, 3 мол $AgCl$ чўкмага тушган. Демак, комплекс куйидаги формулага эга:



Гексааквахром(III) хлорид

$PtCl_4 \cdot 2NH_3$ эритмасига кумуш нитрат эритмасидан кўшилса, чўкма хосил бўлмайди, чунки хлор ионларининг хаммаси ички сферада жойлашган.

$[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ диаминтетрахлороплатина -нейтрал комплексдир.

$PtCl_4 \cdot 2KCl$ эритмасида ҳам кумуш нитрат таъсиридан чўкма хосил бўлмаган. Демак, барча хлор ионлари ички сферададир:



калий гексахлороплатина (IV)

Бундан ташкари комплекс бирикмаларнинг тузилишини моляр электр ўтказувчанлик(μ) ва рентгеноцуктуравий тахлил оркали ҳам аниклаш мумкин.

1 мол модда эритмасининг электр ўтказувчанлиги моляр электр ўтказувчанлик дейилади. Унинг бирлиги $\text{Om}^{-1} \cdot \text{sm}^2 \text{mol}^{-1}$ га тенг.

μ - киймати 500 бўлиши (26 жадвал) уни таркибидаги ионлар сони 5 та эканлигини кўрсатади. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ёки $\text{K}_4[(\text{Fe}(\text{CN})_6)]$ - шу формулага жавоб беради. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ -да ёки $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ да ионлар сони 4 μ - 400 га тенг. $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ dan $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ га ўтган сари μ - нинг киймати камайиб бўради.

26-жадвал. Баъзи комплекс бирикмаларнинг моляр электр ўтказувчанлик киймати

Комплекс бирикма	Хосил бўладиган ионлар сони	Моляр электр ўтказувчанлик, $\text{Om}^{-1} \cdot \text{sm}^2 \text{mol}^{-1} (\mu)$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	2	100
$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$	3	250
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	4	400
$\text{K}_4[(\text{Fe}(\text{CN})_6)]$	5	500

Кўпинча комплекс бирикмалар тузилишини аниклашда бир неча усуллар ишлатилади ва улар бир-бирини тўлдиради. Масалан, моляр электр ўтказувчанлик оркали $\text{PCl}_5 \cdot \text{ReCl}_5$ комплексида иккита ион борлиги аникланган. Шу асосда бирикманинг формуласи $[\text{PCl}_4]^+ [\text{ReCl}_6]^-$ деб тахмин килинган, шу модданинг инфра-кизил спектрини олиш ана шундай формула тўрилигини тасдиклаган.

Комплекс бирикмаларнинг криоскопик усулда молекуляр массасини эритмада аниклаш оркали тузилишини тасдиклаш кенг ишлатилади. Бу моддаларнинг инфра-кизил, ултра-бинафша, электрон спектрларини, ҳамда ядро-магнит резонанс усулдаги текширув усуллари ишлатиб молекуляр тузилиши янада ойдинлаштирилади.

Айникса инфра-кизил спектрда адабиётлар тахлили бирикмаларда кандай координатсия узага келганини ҳам аниклаб бериши мумкин. Масалан, нитрит ионида координатсия кислород атоми оркали содир бўлса инфра-кизил спектрда 1460 см^{-1} ва 1065 см^{-1} хос белгилар кузатилса, агар координатсия азот оркали бўлса $1430, 1315$ ва 825 см^{-1} да ютилиш манбалари кузатилади.

Рентгеноцуктуравий усулда комплекс бирикмаларни тахлил қилиш учун комплекс бирикмасини анчагина катта крицалли олинган бўлиши керак. Шунда крицалл моддада жойлашган атом ва молекулаларнинг жойланиш тартибини аниклаш мумкин.

Комплекс ҳосил килувчи ионнинг координатсион сони ўзгармас киймат эмас, айтилиги лиганднинг табиатига болиқ, унинг электрик хоссалари билан белгиланади. Бундан ташқари координатсион сон айтилиги комплекс ҳосил килувчи ва лиганднинг агрегат ҳолатига, контсентратсиясига ва улар орасидаги таъсирга ҳам болиқ.

12.4. Комплекс бирикмаларнинг турлари

Комплекс бирикмалар куйидаги турларга бўлинади:

1. Аммиакатлар - уларда лигандлар ролида аммиак ва аминлар иштирок этади.

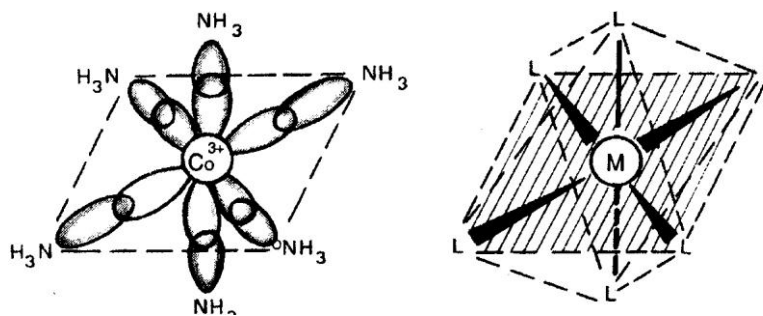
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]$. куйида гексаамминкобальт(III) ва координатсион сон 6 бўлганда комплексларнинг фазовий тузилиши келтирилган (23-расм).

2. Аквакомплекслар - лигандлар вазифасини сув молекуласи ўтайди.

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - гексааквакобальт (III) - хлорид

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - гексаакваалюминий (III) - хлорид

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$ - гексааквахром (III) - нитрат



23-расм. Координатсион сон 6 бўлгандаги амминларнинг тузилиши.

Баъзи кристалл ҳолидаги аквакомплекслар таркибига кристаллизатсия суви ҳам киради.

Кристаллизатсия сувлари бўш болангани учун киздирилса чикиб кетади.

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ - тетрааквамис (II) - сульфат

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$ - гексаакватемир(II)-сульфат

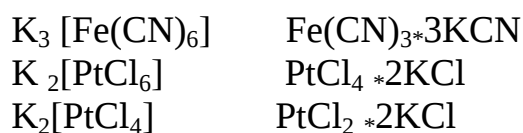
3. Асидокомплекслар - лигандлари кислота колдии бўлган комплекс бирикмалар.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ калий гексатсианоферрат (II)

$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_6]$ - калий гексанитритоплатинат (IV)

Уларнинг таркиби кўшалок тузларга ўхшайди.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN}$



4. Комплекс кислоталарда ташки сферада водород иони бўлади.

$\text{H}_2 [\text{SiF}_6]$ - гексафторосиликат кислота

$\text{H}_2 [\text{CoCl}_4]$ - тетрахлорокобалтат кислота

$\text{H}_2 [\text{PtCl}_6]$ - гексахлороплатинат кислота

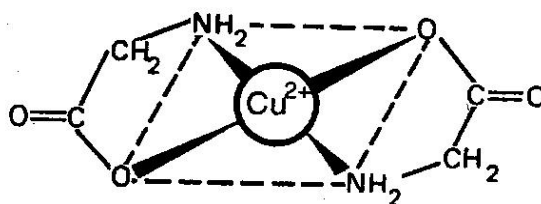
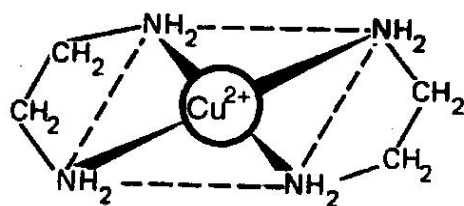
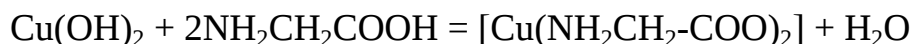
5. Гидроксокомплекс бирикмаларда лиганд гидроксил ионидан иборат.

$\text{Na}_2 [\text{Sn}(\text{OH})_4]$ - натрий тетрагидроксоцаннат (II)

$\text{Na}_3 [\text{Al}(\text{OH})_6]$ - натрий гексагидроксоалюминат (III)

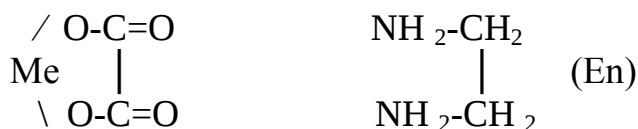
$\text{Na} [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2 (\text{OH})_4]$ - натрий тетрагидроксодиакваалюминат (III)

6. Сиклик ёки хелат комплекс бирикмалар. Улар таркибида икки ва кўп дентантли лигандлар бўлади. Масалан, этилендиамин ва глициннинг мис(II) билан ҳосил қилган комплекс бирикмалари (24- расм) ана шу комплексларга мисол бўла олади:



24-расм. Диэтилендиаминомис(II) ва диглицинатомис(II) комплексларининг ҳосил бўлиш шемаси.

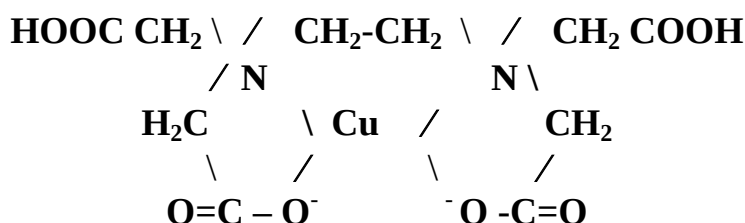
Сиклик ёки хелат комплекслар оксалатлардан ҳам ҳосил бўлади:



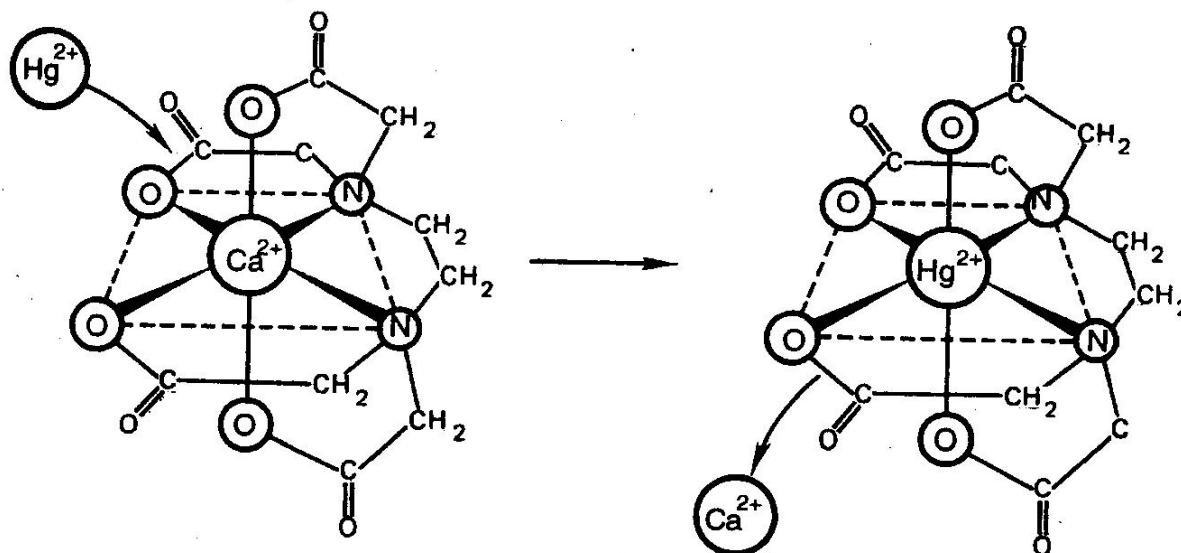
$\text{K}_3 [\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ - калий триоксалатоферрат (III)

$[\text{Pt}(\text{En})_3]\text{Cl}_4$ - три(этилендиамин)платина (IV) хлорид

Трилон В - этилендиаминтетрасирка кислотанинг натрийли тузи мис билан комплекс бирикма ҳосил қилади:



Хелат комплекс бирикмалар аналитик кимёда ишлатилади. Хелат комплекслар организмдан оир металларни олиб чикиб кетишда амалий ахамиятга эга(25-расм).

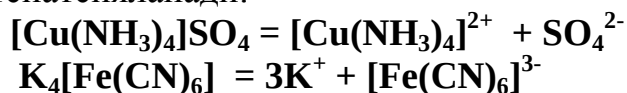


25- расм. Трилон В асосидаги хелат комплексларнинг Hg^{2+} ионларининг ушлаб қолиши ва организмдан олиб чикиб кетиши.

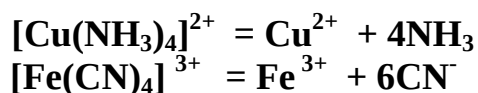
Комплекс ҳосил қилувчи ионлар металлмаслар бўлган бирикмалар. Бундай бирикмалар жуда ҳам кўп. Комплекс ҳосил қилувчи ионлар сифатида қуйидаги металмасларни олиш мумкин: азот, бор, кремний, кислород, фосфор, иод ва бошқалар. Масалан, $[NH_4]Cl$ - аммоний хлорид, $[N_2H_4]Cl_2$ - гидразин дигидрохлорид, $[NH_4]OH$ - аммоний гидроксид, $Na[BF_4]$ - натрий тетрафторборат, $Na[BH_4]$ - натрий тетрагидроборат, $H_2[SiF_6]$ -- водород гексафторосиликат, $[H_3O^+]$ - гидроксоний иони, $H[PF_6]$ - водород гексафторофосфат, $K[I_3]$ - калий триёдат, $K[I_5]$ - калий пентаёдат ва ҳоказо.

12.5. Комплекс бирикмаларнинг эритмадаги барқарорлиги

Комплекс бирикманинг ички ва ташқи сфераларининг барқарорлиги бир-биридан кескин фарқ қилади. Комплекс бирикмаларда ташқи сферада турадиган ионлар электроцатик таъсир кучлари орқали боланган, шунинг учун сувли эритмаларида ички ва ташқи сфера ионларига тўла диссоциацияланади:



Ички сферадаги лигандлар марказий атом билан кучли боланган бўлиб, улар кучсиз электролитларга ўхшаб оз миқдорда диссоциацияланади:



Комплекс ионнинг диссоциациясига массалар таъсири конунини татбиқ этиш мумкин.

$$K_{\text{beq}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] [\text{NH}_3]^4}{\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\}} \quad K_{\text{beq}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] [\text{CN}^-]^6}{\{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}\}}$$

Комплекс ҳосил қилувчи ион ва лигандлар концентратсиялари кўпайтмасининг комплекс ион концентратсиясига нисбати бекарорлик концентаси дейилади. Бекарорлик концентасининг қиймати канча кичик бўлса, комплекс бирикма шунча барқарор бўлади.

Комплекс бирикмаларнинг барқарорлигини характерлаш учун охириги вақтда бекарорлик концентаси ўрнига барқарорлик концентаси қўлланилади. Бекарорлик концентасининг тескари қиймати барқарорлик концентаси дейилади.

$$K_{\text{barqorlik}} = \frac{\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\}}{[\text{Cu}^{2+}] * [\text{NH}_3]^4} = \frac{1}{K_{\text{beqaror}}}$$

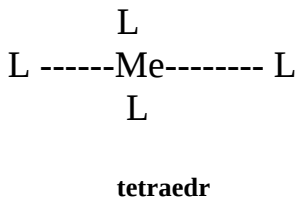
К барқарорлик канча катта қийматга эга бўлса, комплекс бирикма шунча муцаҳкам бўлади.

12.6. Комплекс бирикмаларнинг фазовий тузилиши ва изомерияси

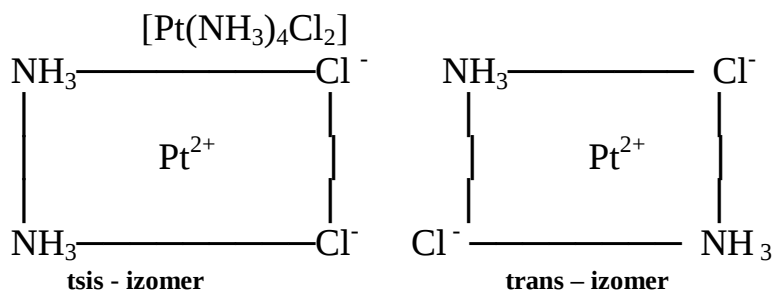
Бир хил лигандлар комплекс ҳосил қилувчи атом атрофида симметрик жойлашади. Координатсион сон 2га тенг бўлса, комплекс бирикма чизикли кўринишда бўлади:



Координатсион сон 4га тенг бўлса, комплекс бирикма текис квадрат ёки тетраедр шаклда бўлади:

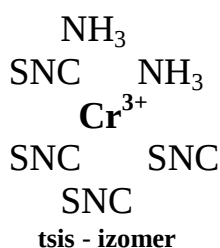
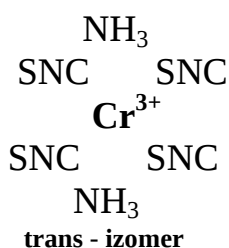


Текис квадрат шаклига эга бўлса, унинг цис ва транс изомерлари бўлади. Масалан:



Изомерлар бир-биридан ранги, эрувчанлиги, дипол моменти, реаксияга киришиш қобилияти билан фарқ қилади.

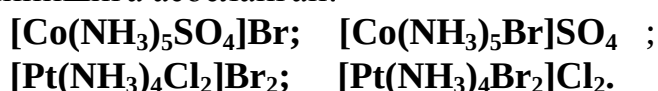
Агар координатсион сон 6 га тенг бўлса, комплекс бирикма шакли октаэдр кўринишда бўлади. Бу шакл учун ҳам 2та изомер мавжуд.



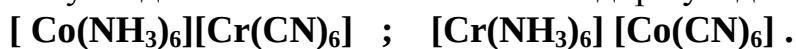
Геометрик изомериядан ташқари ички сферада лигандларнинг жойланишига доир бўлган изомерия маълум:

1) Сувнинг ички ва ташқи сферада ўзгаришига қараб гидрат изомерияни олш мумкин: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

2) Ионизатсион изомерия ; Ионларнинг ички ва ташқи сферада алмашилишига асосланган:



3) Координатсион изомерияда эса лиганднинг бир комплекс ҳосил қилувчидан иккинчисига қочиши содир бўлади:



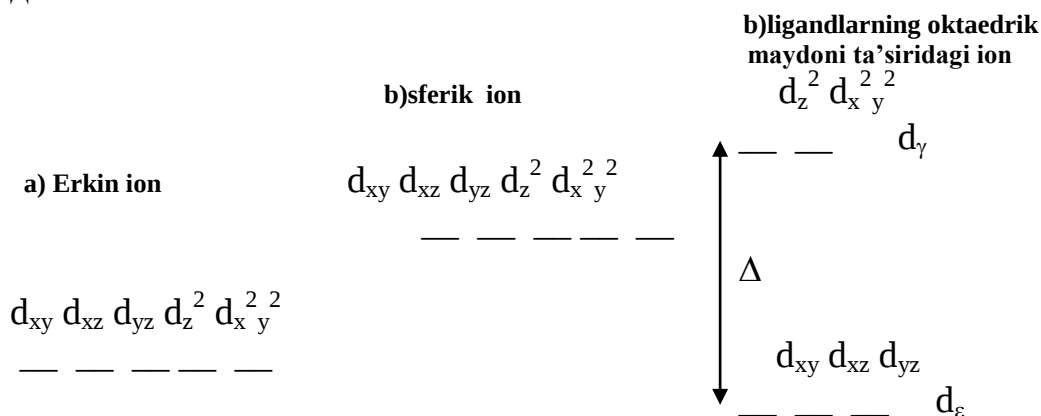
4) Таркибига кўра димер ёки тример ҳолатда учрайдиган изомерлар: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$; $\text{Pt}(\text{NH}_3)_4[\text{PtCl}_4]$.

12.7. Комплекс бирикмаларда кимёвий боланишнинг табиати
Комплекс бирикмаларнинг тузилишини 3 хил йўл билан тушунтириш мумкин.

- 1) кристалл майдон назарияси
- 2) валент боланиш усули (VBU)
- 3) молекуляр орбиталлар усули (MOU)

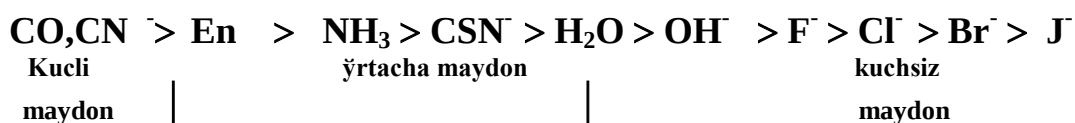
1. Кристалл майдон назарияси комплекс ҳосил қилувчи ва лигандлар

ажрайди. Шу туйғайли комплекс бирикманинг фазовий шакли хам турлича бўлади.Эркин ионда марказий атомнинг д-орбиталлари бир хил энергияга эга бўлади.



Айни пайтда, d_{xy} , d_{xz} ва d_{yz} орбиталларнинг энергетик ҳолати доира майдон таъсиридан кучсиз бўлади. Шу сабабга қараб марказий атомнинг d орбиталлари октаэдриқ майдон таъсирида иккига бўлинади (d_γ ва d_ϵ). у энергияларнинг фарқи (Δ) - парчаланиш энергияси дейилади. Бу киймат комплекс бирикмаларнинг ютилиш спектрлари орқали аниқланади.

Лигандлар парчаланиш спектрларини киймати бўйича куйидаги спектрокимёвий каторни ҳосил қилади:



[Co(CN)₆]³⁻ да бўлса электронларнинг жойлашуви бошқача юзага келади. F⁻ иони кучсиз майдон ҳосил қилганлиги сабабли комплекс ҳосил қилувчи d-

орбиталларнинг ажралиш энергияси кичик бўлади. Шунинг учун электронлар Хунд қоида­сига биноан даълаб бўш орбиталларга биттадан жойлашади. CN- иони кучли майдон ҳосил қилганлиги сабабли комплекс ҳосил қилувчи д-орбиталларнинг ажралиш энергияси катта бўлади, шунинг учун электронлар даълаб энергияси кичик бўлган д-орбиталларга жойлашади, натижада унда жуфтлашмаган электронлар қолмайди.

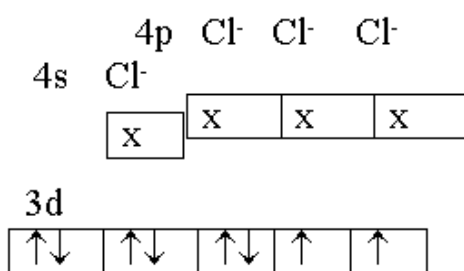
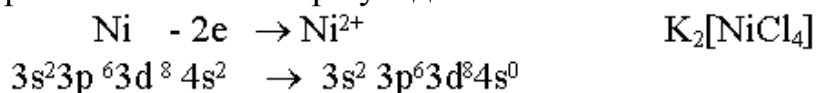
26-жадвал. Қрицалл майдон назариясини $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ва $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ ионлари учун қўлланилиши

a) sferik ion	b) ligandning oktaedrik maydoni ta'siridagi ion	
$d_{xy} d_{xz} d_{yz} d_z^2 d_x^2 y^2$ 	d_γ $d_z^2 d_x^2 y^2$ Δ d_ϵ $d_{xy} d_{xz} d_{yz}$ $[\text{CoF}_6]^{3-}$	d_γ $d_z^2 d_x^2 y^2$ Δ d_ϵ $d_{xy} d_{xz} d_{yz}$ $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$

2. Валент боланишлар усули. Бу назарияга биноан комплекс ҳосил қилувчи ва лигандлар орасида ковалент ё до­нор-ак­септор ме­ханизм бўйича со­дир бўлади.

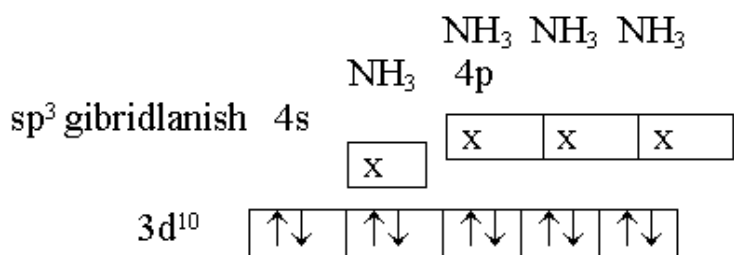
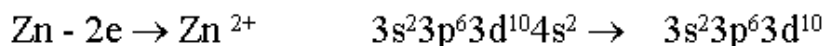
Комплекс ҳосил қилувчининг бўш орбиталлари бор, яъни у аксептор бўлади. Лигандларда эса бўлинмаган электронлар жуфти бўлиб уни комплекс ҳосил қилувчининг бўш орбиталларига жойлаштирилади, яъни лигандлар электронлар до­но­ри­дир. Аммиак молекуласида азот атоми sp^3 гибридланган ҳолда бўлиб, гибрид орбиталларидан бирида бўлинмаган электрон жуфти бор. Шу туфайли аммиак молекуласи H^+ иони билан NH_4^+ ни ҳосил қилади ва у тетраедрик конфигурацияга эга.

$[\text{NiCl}_4]^{2-}$ - иони ҳам худди шундай тузилишга эга. Бунда Cl^- иони электрондонор Ni^{2+} иони аксептор бўлади.



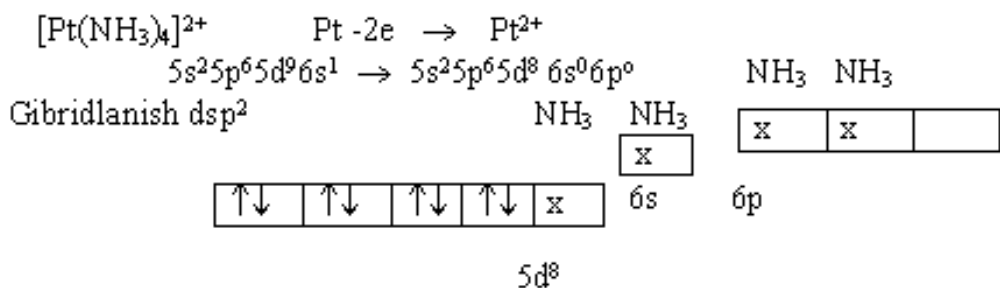
Cl- ионинг электронлари (x) 4s4p гибрид орбиталларга жойлашуви окибатида $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ионида sp^3 гибридланиш юзага келиб, марказий атом ва унинг атрофида лигандларнинг жойланиши тетраедрик куршовга эга бўлиб қолади. 3 д орбиталлардаги иккита жуфтлашмаган электрон хисобига бу комплекс бирикма магнит хоссага эга.

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ комплекс бирикма ҳам тетраедрик тузилишга эга:

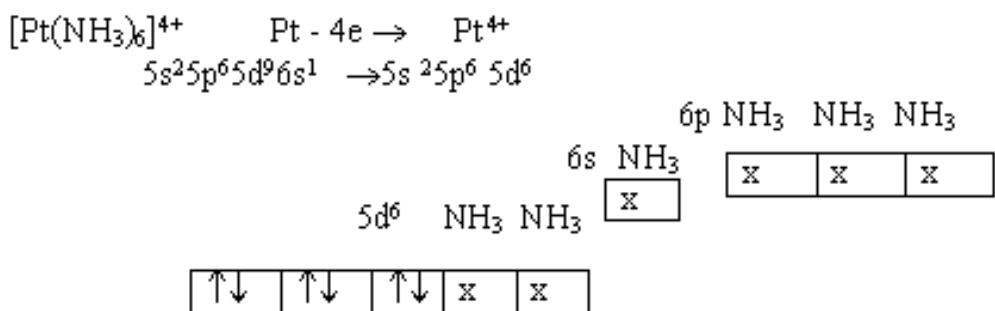


Бу ҳолатда Zn^{2+} иони учун 3д орбиталлар банд, шунинг учун гибридланиш sp^3 ҳисобланади.

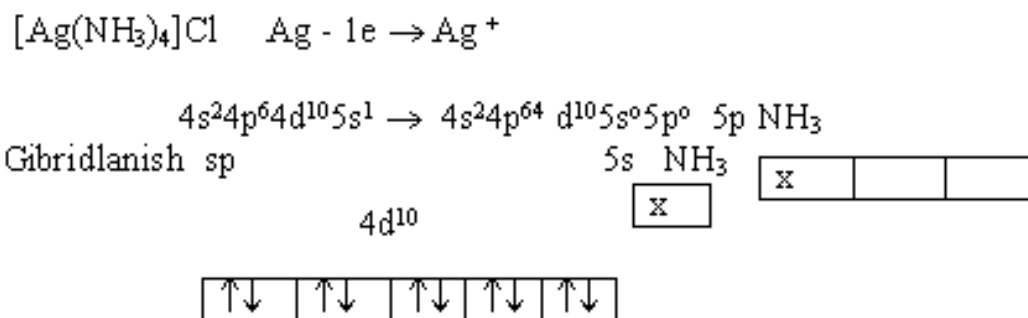
Агар атомдаги d- орбиталларнинг тўрттаси банд бўлган ионларда, координатсион сони 4 га тенг бўлса, битта d, битта s ва иккита p-орбитал иштирок этади. Бунда dsp² гибридланиш бўлиб, молекула текис квадрат шаклига эга бўлади. Марказда комплекс ҳосил қилувчу ион, лигандлар бўлса квадратнинг учларида жойлашади:



Координатсион сон 6 га тенг бўлганда d^2sp^3 гибридланиш бўлади. Комплекс бирикма октаедр шаклида бўлиб, лигандлар октаедр учларида жойлашган:

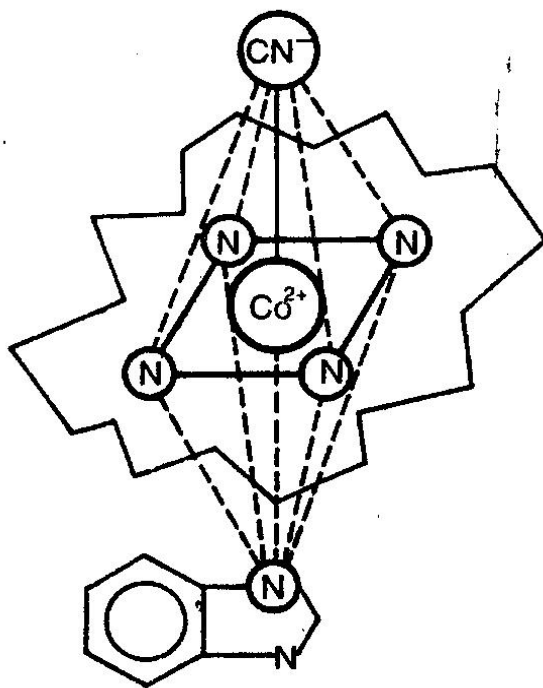


Шунга ўхшаш конфигурация $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}$ ларда ҳам кузатилади. Агар координатсион сон 2 га тенг бўлса, sp гибридланиш кузатилади, чизикли конфигурация амалга ошиб:



Бу мисолларда валент боланиш усули комплекс бирикмаларнинг координатсион сони, геометрик шакли ва магнит хоссаларини тўри тушунтиради. Лекин ютилиш спектрларини валент боланиш усули билан тушунтириб бўлмайди. Шундай лигандлар борки, улар металдаги электронларни ўзининг вакант орбиталларига қабул қила олади.

PF_3 еки SnCl_4 иони ўзининг бўшаштирувчи орбиталларига CO, NO каби молекулаларни қабул қила олади. Бу комплекс бирикмаларнинг тузилишини молекуляр орбиталлар назарияси тушунтириб беради. Одам организмида 100 мг атрофида сианкобаламин (ёда эрийдиган витамин B12) учрайди. Бу модда гемларга ўхшаш макросиклик комплекс бирикмадир (26-расм). Бу бирикмада макросиклик лиганд сифатида тетрадентант азот тутган лиганд порфин туради. B12 витамини эритроцитларнинг шакалланиши ва ривожланишида муҳим рол ўйнайди. B12 этишмаслиги оир касаллик - камконликка олиб келади.



26-расм. Витамин B 12 ёки сианкобаламин молекуласининг тузилиши.

Комплекс бирикмаларнинг фарматсиядаги аҳамияти. Одам организмида 3% атрофида металллар борлиги маълум. Ана шу металллар инсон ҳаёт фаолиятини тўла таъминлайди. Искорий ва ишкорий - ер металлари калий, натрий, калсий, магний эритмада аква ионлар ҳоатида учрайди. Улар кон, лимфа, тўкималардаги суйкликларда нерв импульслари ҳаракатини таъминлайди.

d- элементларнинг органик лигандлар билан ҳосил қилган комплекс бирикмалари организмдаги оксидланиш -кайтарилиш жараёнларида катализатор сифатида иштирок этади. Бу металллардан одам организмида энг кўп тарқалгани темирдир. Лигандлар табиатига қараб, темир +2 оксидланиш даражасига эга бўлган комплекс бирикмалар (миоглобин, гемоглобин) ва +3 оксидланиш даражасига эга бўлган каталаза ва оксидазага ўхшаш комплекс ферментлар ҳосил қилган.

Ўсимликлар ҳаётидаги муҳим модда хлорофил ҳам тузилиши жихатидан гемоглобинга ўхшаб кетади, лекин бу бирикмада комплекс ҳосил қилувчи ион Mg^{2+} ҳисобланади.

Саратон касалигидаги ҳавфли ўсмаларнинг ўсишини платина(II) комплекс бирикмалари секинлаштириши аниқланган ($[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$). Иридийнинг комплекс бирикмаларидан $(\text{NH}_3)_2[\text{IrCl}_6]$ ҳам саратон касаллигида фойда беради. Олтиннинг а-тиоспиртлар билан ҳосил қилган комплекс бирикмалари эса сил ва мохов касалигини даволашда қўлланилади.

Комплекс бирикмалар ҳолатида жуда ҳам кўп дори моддалари маълум. Улардан витамин B12, ферамид, коамид, кризанол, темир(III) глисерофосфати, темир(II) лактати ва бошқалар комплекс бирикмалар ҳолатидаги дориларга қиради. Айниқса темир етишмайдиган анемия касаллигида ишлатиладиган ферамид Тошкент фарматсевтика институтининг марказий илмий лабораториясида ишлаб чиқарилган. Ўзбекистондаги Тошкент кимё-фарматсия заводида ишлаб чиқарилади.

Комплекс бирикмалар фарматсевтик таҳлилда кенг қўлланилади. Неслер реактиви, висмут бирикмаларини, темир бирикмаларини аниқлашда ишлатилади.

Комплекс бирикмалар ёрдамида платина металлари, олтин, қумуш, мис, хром, никел ва кобалт олинади ва тозаланади. Сийрак-ер элементларини ажратишда улар жуда кўл келади.

Азизов Манон Азизович-(1913-1987) -Ўзбекистонда хизмат қўрсатган фан арбоби, кимё фанлари доктори, профессор. У Тошкент фарматсевтика институтида янги координатсион бирикмалар олиш ва улар орасидан иқиболли физиологик фаол моддалар яратиш борасида дунёга машҳур мактаб яратган олимдир. Ҳозирги кунда М.А.Азизов мактаби томонидан коамид, кобалт-30, ферамид, купир ва бошқа препаратлар анемия, кон касалликлари, гепатит, витилиго, сил, радиопротектор препаратлар сифатида кенг қўлланилмоқда ва турли касалликларда тавсия этилган.

Парпиев Нусрат Азамович(1931 йилда туилган). Ўзбекистон Республикаси фанлар академиясининг хақиқий аъзоси, кимё фанлари

доктори, профессор. Мамлакатимизда анорганик кимё фанининг координатсион бирикмалар соҳасида илмий изланишлар олиб боровчи йирик олим. Комплекс бирикмаларнинг тузлиши, физико-кимёвий хоссалари, биологик хоссалари, каталитик таъсирини ўрганиш билан шуулланувчи йирик мактаб яратган. Н.А. Парпиев яратган координатсион бирикмалар халқ хўжалигининг турли соҳаларида кенг қўлланилмоқда.

II КИСМ. АНОРГАНИК КИМЁ.

13-боб. Биоген элементлар кимёси

Ернинг кимёвий таркибини, кимёвий элементларнинг ерда таркалиш ва тақсимланиш қонуниятларини ҳамда уларнинг ўзгариш шароитларини геохимё фани ўрганади. Бу фан геология ва минералогия каби фанлар билан узвий боланган. У кимёвий қонунларга таянган ҳолда ер қобидаги фойдали қазилмаларни аниқлашда катта аҳамиятга эга. Геохимё фанининг шаклланишида америкалик олим Ф.Кларк(1847-1931), Рус олимлари В.И.Вернадский(1863-1945), А.Е.Ферсман(1883-1945), ўзбек олими Х.А. Абдуллаев катта ҳисса қўшганлар. Ер қобида тирик организмлар иштирокида содир бўладиган кимёвий жараёнларни ўрганадиган геохимёнинг бўлими биогеохимё дейилади.

Ер юзасининг ўсимликлар ва тирик организмлар билан эгалланган қисми биосфера дейилади.

В.И.Вернадский таърифига кўра, биосфера - тирик организмлар ва космик нурлар билан қайта ишланган маълум даражада таъмирланган муҳит бўлиб ҳаётга мосласгандир.

Унинг юқори чегараси (тропосфера) 12-15 км баландликда, қуйи чегараси (литосфера)- 5 км чуқурликда жойлашган. Биосфера ўз ичига атмосферанинг қуйи қисмини, гидросферанинг ҳаммасини, литосферанинг юқори қисмини олади.

13.1. Табиатда биоген элементларнинг таркалиши

Кимёвий элементларнинг ер қобида таркалиши турлича. Ер қобиини нисбатан кам элементлар ҳосил қилган. Ер қобиининг 50% ни кислород, 25% ни кремний ташкил этади. Ўн саккизта элемент - кислород, кремний, алюминий, темир, калсий, натрий, калий, магний, водород, титан, углерод, хлор, фосфор, азот, олтингугурт, марганес, фтор, барийлар ер қоби массасининг 99,8% ни ташкил этади. қолган барча элементларнинг масса улушлари биргаликда 0,2 % га тенг. Тирик организмлар ер қобида кимёвий элементларнинг қайта тақсимланишида фаол катнашади. Ер юзасида тирик организмлар фаолияти натижасида турли микдорда минераллар, табиий кимёвий моддалар ҳосил бўлади. Масалан, суякли тирик организмлар атроф - муҳитдан калсийни ажратиб олиб ўз танасига йиadi. То жинслари, масалан темир рудаси ҳосил бўлишида микроорганизмлар фаолияти натижаси эканлиги аниқланган. Ўз навбатида ер қобиининг уцки қисмида рўй бераётган ўзгаришлар тирик организм кимёвий таркибига ҳам таъсир қилади. Ер қоби, тупроқ, денгиз суви, ўсимликлар, ҳайвонлар кимёвий таркибини ўрганиш (27-жадвал) шуни кўрсатадики, ер қоби ва

денгиз суви таркибидаги барча кимёвий элементлар тирик организмларда ҳам учрайди. Демак, ер қоби ва тирик организмларнинг кимёвий таркиби бир-бирига ўхшашдир. 27. Жадвал. А.П.Виноградов бўйича кимёвий элементларнинг (масс. %) ер қобида, тупроқда, денгиз сувида, ўсимликлар ва ҳайвонлар таркибидаги миқдори

Элемент	Ер қоби	Тупроқ	Денгиз суви	Ўсимликлар	Элемент
O	49,4	49,0	85,82	70,0	62,4
Si	27,6	33,0	$5 \cdot 10^{-5}$	0,15	$1 \cdot 10^{-5}$
Al	7,45	7,12	$1 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
Fe	5,0	3,8	$5 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01
C	0,15	2,0	0,02	18	21
Ca	3,5	1,37	0,04	0,3	1,9
K	2,5	1,36	0,038	0,3	0,27
Na	2,6	0,63	1,06	0,02	0,1
Mg	2,0	0,6	0,14	0,07	0,03
Cr	0,02	0,019	-	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
F	0,027	0,02	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-4} - 1 \cdot 10^{-5}$
Ti	0,6	0,46	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7} - 1 \cdot 10^{-7}$
N	0,02	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$	0,3	3,1
H	1,0	-	10,72	10	9,7
P	0,08	0,08	$5 \cdot 10^{-6}$	0,07	0,95
S	0,05	0,05	0,09	0,05	0,16
Mn	0,09	0,085	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Zr	0,04	0,62	-	$5 \cdot 10^{-4}$	-
Sr	0,04	0,03	$1 \cdot 10^{-3}$	10^{-4}	$1 \cdot 10^{-3}$
Ba	0,04	0,04	$5 \cdot 10^{-6}$	10^{-4}	10^{-5}
Cl	0,048	0,01	1,89	10^{-2}	0,08
Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$
Ni	$1 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-7}$	$5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$
Cu	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
B	$3 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-5}$
Li	$5 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-4}$
I	$3 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$10^{-5} - 10^{-4}$
Mo	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
As	$5 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-5}$	$10^{-6} - 10^{-5}$
Br	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$7 \cdot 10^{-3}$	-	$1 \cdot 10^{-4}$
Se	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$4 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	-

Hg	$7 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$10^{-6} - 10^{-7}$
Ag	$1 \cdot 10^{-5}$	-	10^{-9}	-	$3 \cdot 10^{-6} - 5 \cdot 10^{-5}$
Au	$5 \cdot 10^{-7}$	-	$4 \cdot 10^{-10}$	-	$1 \cdot 10^{-7}$

Биомолекулаларнинг органик кисми билан ковалент боланган кимёвий элементларнинг организмдаги микдори даврий жадвалнинг II A-IV A гурухларида ядро заряди ортиши билан камайиб боради (масалан, O, S, Se, Te каторида). Организмда ион ҳолатида мавжуд бўладиган элементлар (I A, II A гурух элементлари, s-элементлар, VII A гурух p-элементлари) микдори эса ядро заряди ортиши билан дақлаб ортади, сўнгра камаяди. Масалан, II A гурухда, бериллийдан калсийгача элементнинг организмдаги микдори ортади, сўнгра барийдан радийгача камаяди. Шунга ўхшаш VII A гурухда фтордан хлоргача элементнинг организмдаги микдори ортади, сўнгра бромдан ёдгача камаяди.

Кимёвий элементлар одам организмига турли йўллар билан киради. Тирик организмдаги мавжуд элементлар ер қобида ҳам кўп тарқалган. Лекин баъзан четланиш рўй берган. Масалан, ер қобида кремнийнинг масса улуши 27,6% бўлса, тирик организмда унинг микдори $1 \cdot 10^{-5} \%$ га тенг. Алюминий ҳам ер қобида 7,45% бўлган ҳолда тирик организмда жуда кам ($1 \cdot 10^{-5} \%$).

Кимёвий элементларнинг организм томонидан ўзлаштирилиши, шу элемент табиий бирикмасининг сувда эрувчанлигига болиқдир. Кремний ва алюминийнинг табиий бирикмаларининг сувда эримаслиги, уларнинг ўзлаштирилишига тўсқинлик қилса керак. Аксинча углероднинг ер қобидаги микдори кам бўлишига қарамай (0,15%) организмдаги микдори иккинчи ўринда (21%) туради.

Табиий танланиш натижасида тирик организмларнинг асосини 6 та элемент ташкил қилади: углерод, кислород, водород, азот, фосфор, ва олтингугурт. Бу элементлар органогенлар деб аталади.

Уларнинг организмдаги масса улуши 97,4% ни ташкил этади.

Шубҳасиз, энг муҳим органоген углероддир. Углерод муцаҳкам ковалент болар ҳосил қилиш ҳоссасига эга. Кислород ва водород органик бирикмаларнинг оксидловчилик ва қайтарувчилик ҳоссалирини мужассамлаштиради. Биомолекуладаги кислород ва водороднинг нисбати модданинг диспропорсиаланишга ва тирик организм муҳити бўлмиш сув билан таъсирлашишга мойиллигини белгилайди. Органогенлар сувда яхши эрийдиган бирикмалар ҳосил қилади. Бу уларнинг организмда концентрланишига имконият яратади.

Органогенлар ва баъзи металллар ҳам (темир, магний) турли хил болар ҳосил қила олади. Бу эса тирик организмдаги биомолекулаларнинг турли туман бўлишига олиб келади.

13.2. Одам организмида макро- ва микроэлементлар

Одам организмидаги кимёвий элементларни синфларга ажратишнинг бир неча турлари мавжуд. В.И.Вернадский кимёвий элементларни тирик организмдаги масса улушларига биноан куйидаги уч гуруҳларга(28-жадвал) бўлди:

- макроэлементлар. Уларнинг организмдаги масса улуши 10-2 % дан юкори. Уларга **O, H, C, N, P, S, Ca, Mg, Na, K** ва **Cl** киради;
- микроэлементлар. Уларнинг организмдаги масса улуши 10-5 % дан 10-2 % гача боради. Бу элементларга **Fe, I, Cu, As, F, Br, Sr, Ba, Co** киритилади;
- ултрамикроэлементлар. Уларнинг организмдаги микдори 10-5 % дан кам бўлади.

Бу элементларга **Hg, Au, U, Th, Ra** каби элементлар киритилади. Хозирги пайтда ултрамикроэлементларни ҳам микроэлементлар жумласига киритилмокда. куйидаги жадвалларда одам организмидаги кимёвий элементларнинг масса улушлари келтирилган.Бундай синфлаш организмдаги кимёвий элементларнинг факат микдоринигина ифодалайди, лекин уларнинг биологик ахамиятини кўрсатмайди.

28-жадвал. Одам организмидаги кимёвий элементларнинг микдори

Элементларнинг масса улушлари, %	Кимиёвий элементлар(масс. %)
10 va undan kўp	O(62), C(21), H(10)
1-10	N(3), Ca(2), P(1)
0,01-1,0	K(0,23), S(0,16), Cl(0,1), Na 0,08),Mg(0,027)
10^{-3} - 10^{-2}	Fe(0,01)
10^{-4} - 10^{-3}	Zn, Sr
10^{-5} - 10^{-3}	Cu, Co, Br, Cs, Si
10^{-5} - 10^{-4}	I
10^{-6} - 10^{-3}	Mn, V, B, Cr, Al, Ba
10^{-7} - 10^{-4}	Mo, Pb, Ti
10^{-8} - 10^{-5}	Be, Ag
10^{-7} - 10^{-5}	Ni, Ga, Ge, As, Hg, Bi
10^{-7} - 10^{-6}	Th
10^{-12} - 10^{-4}	Ru

В.В. Ковалский кимёвий элементларни уларнинг хаёт учун муҳимлиги жихатидан уч гуруҳга бўлди:

- хаёт учун энг зарур элементлар. Улар одам организмида доимо мавжуд. Улар ферментлар, гормонлар, витаминлар таркибига кирадилар: **C, H, N, P, S, Ca, Mg, Na, K, Cl, I, Fe, Mn, Cu, Co, Zn, Mo, V**. Бу элементларнинг этишмаслиги киши организми фаолиятининг бузулишига олиб келади;

-аралаш элементлар. Улар одам ва хайвон организмида хар доим бор, уларнинг биологик ахамияти тўла ўрганилган эмас: **Ga, Sb, Sr, Br,**

F, B, Be, Li, Si, Sn, Cs, Al, Ba, Ce, As, Pb, Ra, Bi, Cd, Ni, Ti, Ag, Th, Hg, U, Se.

-одам ва хайвонлар организмида топилган, лекин миқдори ва биологик аҳамияти аниқланмаган элементлар: **Sc, Tl, In, La, Pr, Sm, W, Re, Th** ва бошқалар.

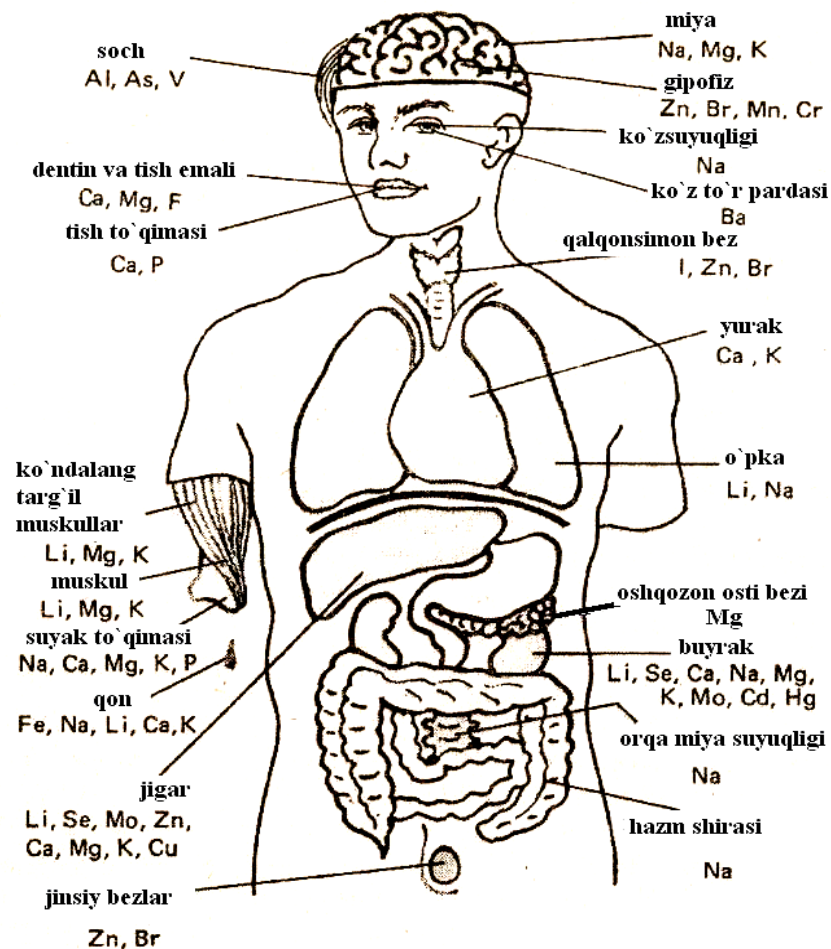
Турли хил хужайра ва организмларнинг тузилиши ва ҳаёт фаолияти учун зарур бўлган элементларни биоген элементлар дейлади.

Биоген элементларнинг аниқ сонини кўрсатиш ҳозирги вақтда жуда мушкул иш, чунки жуда оз миқдорда бўладиган микроэлементларни аниқлаш, уларнинг биологик аҳамиятини кўрсатиш ниҳоятда мураккабдир. Ҳозирги пайтда 24 та элементнинг биологик аҳамияти тўла аниқланган бўлиб, бу элементларга юқоридаги ҳаёт учун зарур элементлар ва аралаш элементлар киради.

13.3. Одам организмида биоген элементларнинг жойланиши

Одам организмнинг тўқималарида ва аъзоларида макро ва микроэлементлар турли миқдорда топланади. Кўпчилик микроэлементлар суяк, жигар ва мускул тўқималарида йиилади. Бу аъзолар организмнинг микроэлементлар сакловчи захиралари ҳисобланади.

Элементлар маълум аъзога нисбатан мойиллик кўрсатади ва уларнинг консентратсияси юқори бўлади. Маълумки рух- ошқозон оци безида, ёд калконсимон безида, фтор тиш эмалида, алюминий, мишяк, ванадий соч ва тирноқларда, кадмий, симоб, молибден буйракда, калай ичак тўқималарида бром, марганес, хром гипофиз безида йиилади. Баъзи макро- ва микроэлементларнинг одам организмида жойланиши 27-расмда келтирилган.



27- расм. Одам организмида кимёвий элементларнинг таркалиши.

Организмда микроэлементлар боланган холда ҳам эркин ион холида ҳам учрайди. Кремний, алюминий, мис ва титан бош мия токималарида оксил комплекслари таркибида, марганес эса ион шаклида бўлиши аниқланган.

Водород ва кислород макроэлементлардир. Улар одам организмида ўртача 65% ни ташкил киладиган сув таркибига киради. Сув киши танасида турлича тақсимланган. Ошқозон ширасида, сўлакда, кон плазмасида, лимфада сувнинг масса улуши 90-99,5 % гача боради. Сийдикда, миянинг ок моддасида, жигарда, терида, орқа мияда, мускулларда, ўпкада, юракда 70-80% сув бор. Сувнинг суякдаги масса улуши 40%га этади.

Углерод, водород, кислород, азот, олтингугурт, фосфор каби макроэлементлар организмдаги оксил, нуклеин кислоталари ва бошқа биологик фаол моддалар таркибига киради. Оксилда (29- жадвал) углероднинг масса улуши 51-55%, кислородники 23-24%, азотники 15-18%, водородники 6,5-7% олтингугуртники 0,3-2,5 %, фосфорники эса 0,5% га яқин бўлади. Одам ва хайвонларнинг турли хил аъзо ва тўкималарида оксилнинг микдори жадвалда келтирилган. Оксилнинг микдоридан, улардаги C, H, N, S, P ларнинг тахминий таркиби хакида хулоса килиш мумкин.

Оксилнинг энг кўп микдори талокда, ўпкада, мускулларда жойлашган. Суяк ва тишда эса унинг микдори энг оз(24%).

Углерод, водород ва кислород углеводлар таркибига ҳам киради. Лекин углеводларнинг организмдаги микдори кўп эмас, тахминан 2 % га якин. Бу элементлар липидлар (ёлар) таркибига киради. Фосфолипидлар таркибида фосфор бўлади. Энг кўп липидлар бош мияда(12%), сўнгра жигарда(5%) ва кон таркибида(0,6%) бор.

29- жадвал. Хайвонлар ва одамнинг турли аъзоларида оксилнинг микдори(курук массага нисбатан,%ларда)

Аъзолар ва тўкималар	Оксилнинг масса улуши,%	Аъзолар ва тўкималар	Аъзолар ва тўкималар
Талок	84	Бош мия	45
Ўпка	82	Ичак	63
Мускул	80	Тери	63
Буйрак	72	Суяк	28
Жигар	57	Тиш	24

Фосфорнинг асосий кисми суяк тўкималарида тўпланган. Бу одам организмдаги барча фосфорнинг 85 % ини ташкил этади. Фосфор тишнинг каттик тўкималарида $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$ шаклда йиилади ($\text{X}=\text{F}, \text{Cl}, \text{OH}$). Калсий асосан суяк ва тиш тўкималарида йиилади.

Натрий ва хлор асосан ташки хужайравий суюкликда йигилади. Фторидлар ҳолатида натрий ва калий суяк ва тиш тўкималари таркибига киради. Магний эса фосфат ҳолатида тишнинг каттик тўкималари таркибига кириши аниқланган.

Тирик организм учун зарур бўлган 10 та метал “ хаёт металлари” деб ном олган. Массаси 70 кг бўлган одамда хаёт металлари микдори куйидагича: 1700g-Ca, 250 g-K, 70 g-Na, 42 g-Mg, 5 g-Fe, 3 g-Zn, 0,2 g-Cu, 0,1 g якин Mn, Mo, ва Co бўлади. Катта одам танасида 3 кг якин минерал тузлар бўлиб унинг 2,5 кг суяк тўкималарига тўри келади.

Баъзи макроелементлар(Mg, Ca) ва кўпчилик микроэлементлар организмдаги биолигандлар- аминокислоталар, оксиллар, нуклеин кислоталар, гормонлар, витаминлар билан комплекс бирикмалар ҳосил килади. Масалан, Fe^{2+} комплекс ҳосил килувчи сифатида гемоглобин таркибида, Co^{2+} витамин B_{12} таркибида, Mg^{2+} хлорофил таркибида бўлади. Бошқа элементларнинг (Cu, Zn, Mo ва бошқалар) ҳам биокомплекслари организмда муҳим роль ўйнайди.

Турли хил касалликлар кимёвий элементларнинг организмдаги микдорига таъсир кўрсатади. Масалан, рахит касаллигида фосфор-калсий алмашилиш жараёни бузулиб, организмда калсийнинг микдори камаяди. Нефрит касаллигида бўлса электролит алмашинув жараёни бузулиб организмда калсий, натрий ва хлорнинг микдори камайиб, магний ва

калийларнинг микдори ортиб кетади. Организмда макро- ва микроэлементларнинг микдорини маълум меъёрга ушлаб туришда гормонлар ҳам катнашади.

13.4. Организмдаги кимёвий элементларнинг биологик ўрни

Организмда макроэлементларнинг асосий вазифаси тўқималарни ҳосил қилиш, шунингдек осмотик босимни, ион ва кислота-асос таркибини меёрида ушлаб туришдир.

Микроэлементлар эса ферментлар, гормонлар, витаминлар, биологик фаол моддалар таркибига комплекс ҳосил қилувчи ёки фаоллаштирувчи сифатида кириб модда алмашилиш, тўқиманинг нафас олиши, захарли моддаларнинг зарарсизлантириши каби жараёнларда катнашади. Микроэлементлар кон ҳосил бўлиш, оксидланиш-кайтарилиш, аъзо ва тўқималарнинг оксидланувчанлиги каби жараёнларга фаол таъсир кўрсатади. Калсий, фосфор, фтор, ёд, алюминий, кремний каби макро ва микроэлементлар суяк тўқималарининг шаклланишини таъминлайди.

Одам организмида кимёвий элементлар микдорининг ёш ўтишига қараб ўзгариши аниқланган. Масалан, буйракда кадмий микдори, жигарда молибден микдори ёш улайиши билан ортар экан. Организмда рухнинг микдори жинсий камолотга этилиш даврида максимал қийматга этади, сўнгга ёш улайиши билан камайиб боради. Ёш улайиши билан организмдаги хром, ванадий каби микроэлементлар микдори ҳам камайиши кузатилади.

Организмда микроэлементларнинг этишмаслиги ёки ортикча тўпланиши ҳисобига вужудга келадиган турли хил касалликлар аниқланган. Фторнинг этишмаслиги тиш қарийсига, ёднинг этишмаслиги эндемик бўқок касаллигига, молибденнинг ортикчалиги эндемик падагра касаллигига олиб келади. Бундай қонуният одам организмида ҳаёт учун зарур бўлган минерал моддалар концентратсияси ошганда зарарли таъсир кўрсатади.

Бир қанча элементлар(кумуш, симоб, кадмий ва бошқалар) захарли ҳисобланади, чунки уларнинг организмга оз микдорда кириши ҳам оир касалликларга олиб келади.

Боиген элементлар қишлоқ хўжалигида ҳам кенг қўлланилади. Тупрокка оз микдорда бор, мис, марганес, рух, кобалт, молибден каби микроэлементлар қўшилса қўпгина ўсимликларнинг ҳосилдорлиги кескин ортади.

Микроэлементлар ўсимликлардаги ферментларнинг фаоллигини ошириб, оксиллар, витаминлар, нуклеин кислоталар, углеводлар синтезини таъминлайди. Кимёвий элементларнинг баъзилари фотосинтез жараёнига ижобий таъсир қилиб, ўсимликларнинг ўсиши ва ривожланишини, уруларнинг етилишини тезлаштиради. Микроэлементлар ҳайвонлар овқатида ҳам қўшилади.

Турли хил кимёвий элементларнинг бирикмалари дори модда сифатида кенг қўлланилади. Кимёвий элементларнинг биологик ролини ўрганиш, уларнинг биологик фаол моддалар- ферментлар, гормонлар, витаминлар

билан таъсирланишини аниклаш - янги дори моддалари яратиш имкониятларини кенгайтиради.

14 боб. Металларнинг умумий хоссалари

Металлар учун умумий хусусиятлардан бири уларнинг ташки электрон пооналарида 1тадан 3 тагача электрон бўлишидир. Металларга барча s-элементлар киради(водород ва гелийдан ташкари). Металларга барча d- ва f-элементлар ҳам мансуб. IY A гуруҳдаги барча p-элементлар ҳам (бордан ташкари) металлар ҳисобланади. IY A ва Y гуруҳдаги p-элементлар - Ge, Sn, Pb, As, Sb ва Bi ҳам металлар ва уларнинг ташки валент электронлари 4 та ёки 5 тадан эканлигини инобатга олиш керак.

Металлар учун хос бўлган умумий физик хоссаларга: ўзига хос ялтироклик, электр токини ўтказувчанлик, сим ҳосил қилиши, осон парчинланиши ва металл кристалл панжарали тузилишга эга бўлишидир.

Металлар учун энг муҳим хоссалардан бири металлга хос ялтироклик ва каттиклик. Симобдан ташкари барча металлар каттик ҳолда учрайди. Металлар орасида энг каттии хром. Бу металл ҳатто ойнани кесади. Энг энгил металлар жумласига калий, рубидий ва тсезий киради. Бу металларни ёғга ўхшатиб пичок билан кесиш мумкин.

Металларнинг боаланиши ҳам муҳим кўрсаткичлардан биридир. Боаланиш деганда оир нарсалар билан урилганда шаклини ўзгариши, юпка катлам ҳосил қилиши ва симга айланиши назарда тутилади. Боаланиш пайтида металлнинг кристалл панжараси бири иккинчисига нисбатан сурулади. Металларнинг боаланиши куйидаги каторда камаяди: Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Металлар ичида олтин жуда юпка зар кооз ҳосил қила олади. Уни жуда ингичка сим қилиб чўзиш мумкин.

Металлар яхши электр ва иссик ўтказувчанликка эга. Бу хоссалар металларнинг электрон тузилиши билан боланган. Электр ва иссик ўтказувчанлик сабаби металларнинг ўзига хос кристалл панжараси ва уларнинг таркибидаги эркин электронлардир. Одатда металларнинг электр ўтказувчанлиги температура ортиши билан камаяди. Абсолют нол ҳароратда металларнинг қаршилиги қамайиб, электр ўтказувчанлик жуда ортиб кетади.

Металлар зичлиги билан ҳам фаркланади. Энг энгил металл литий ҳисобланади ($\rho=0,53 \text{ г/см}^3$). Энг оир металл осмий ($\rho=22,6 \text{ г/см}^3$). Агар металларнинг зичлиги 5 г/см^3 гача бўлса энгил металлар, зичлиги 5 г/см^3 дан ортиқ бўлган металлар эса оир металлар ҳисобланади.

Металлар асосидаги биоген элементлар. Биринчи, иккинчи ва учинчи гуруҳ s-элементлар макроелементлар (натрий, магний, калий, калтсий) жумласига киради. Металлардан литий, цорнтсий ва алюминий физиологик актив металлар жумласиган ҳисобланади.

d-элементлар орасида ҳаётий муҳим элементлардан: марганес, темир, рух, мис, кобалт ҳисобланади. Охирги пайтларда титан, хром ва

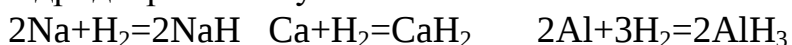
ваннадийнинг физиологик роли катталиги аникланди. Молибден кўпгина оксидланиш-кайтарилиш ферментлари таркибига кириши аникланган.

Баъзи f- элементларнинг организмда жуда ҳам оз борлиги аникланган. Лекин уларнинг биокимёвий жараёнлардаги турли реакцияларни ўзгартириши шубҳасиз.

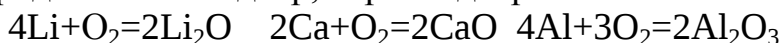
14.1. Металларнинг кимёвий хоссалари

Металларнинг кимёвий хосслари уларнинг электрон бериши ва металл ионларига айланишига болиқдир. Металлар орасида ишқорий металллар кучли кайтарувчилардир. Даврда кайтарувчилик хоссаси ўнгдан чапга қараб, гуруҳда юқоридан пацга қараб ортади.

1. Металларнинг металлмаслар билан бирикмалари. Улар водород билан гидридлар ҳосил бўлиб:



Кислород билан оксидлар, пероксидлар олиниб:



Галогенлар билан фторидлар, хлоридлар, бромидлар ҳосил қилса, олтингугурт билан сульфидлар, фосфор билан фосфидлар, азот билан нитридлар, углерод билан карбидлар, кремний билан силитсидлар ҳосил қилади.

2. Металларнинг кислород билан бирикмалари. Ишқорий металллар факат литий билан оксид ҳосил қилади. Бошқа ишқорий металллар билан (хатрий) пероксидлар ҳосил қилса, калий ва рубидий ва тсезийлар билан супероксидлар ҳосил бўлади. қолган кўп металллар оксидлар ҳосил қилади.

Агар металл ўзгарувчан валентликка эга бўлса металлнинг энг кичик валентлиги асосли хоссага, ўртача валентлиги амфотер хоссага, энг юқори валентлиги эса кислотали хоссага эга бўлади.

CrO асосли оксид унга асос $\text{Cr}(\text{OH})_2$; Cr_2O_3 -амфотер оксид, унга ҳам асос $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ва ҳам кислота (HCrO_2 -метахромит ва H_3CrO_3 - ортохромит кислота); CrO_3 -кислотали оксид бўлиб унинг кислоталари H_2CrO_4 хромат ва $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дихромат кислотадир.

Шунга ўхшаш хоссалар MnO ва Mn_2O_3 болиб, бу оксидлар асосли ($\text{Mn}(\text{OH})_2$ ва $\text{Mn}(\text{OH})_3$); MnO_2 - амфотер оксид ($\text{Mn}(\text{OH})_4$; H_2MnO_3 ; H_4MnO_4) MnO_3 ва Mn_2O_7 кислотали оксидлар (H_2MnO_4 ва HMnO_4).

3. Металларнинг кислоталар билан таъсири. Fe , Al , Zn , Mg каби актив металллар H_2SO_4 суюлт. , HCl , H_3PO_4 , CH_3COOH ўхшаш кислоталар билан таъсир этиб шу металлнинг тузини ҳосил қилади ва реакцияда водород ажралади.

Худди шу кислоталар билан Cu , Ag , Hg , Au , Pt каби пассив металллар эритмада таъсир этмайди. Бунда туз ҳосил бўлмайди ва водород ажралмайди.

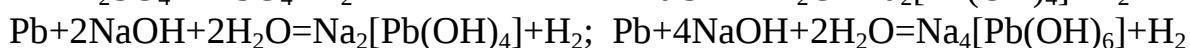
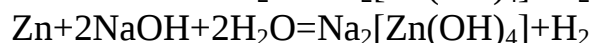
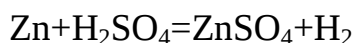
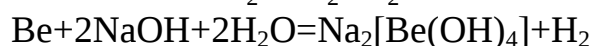
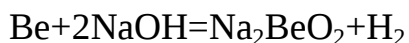
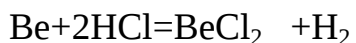
Конс. сульфат кислота (96%) Fe , Al , Cr , Au , Pt каби металллар билан эритмада таъсирлашмасдан уларни пассивлайди. Cu , Hg , Ag га ўхшаш металллар конс. кислота таъсирида шу металлнинг тузини ҳосил қилиб

олтингугурт(ІҮ) оксидини хосил килади (SO_2). Zn, Mg, Ca каби фаол металллар конс. сулфат кислота таъсирида шу металлнинг тузини ва SO_2 (ёки S ва H_2S) хосил килади.

Конс. нитрат кислота ҳам(63%ли) Fe, Al, Cr, Au, Pt каби металллар билан таъсирлашмайди Cu, Hg, Ag га ўхшаш пассив металллар билан таъсирлашиб, шу металлнинг тузини ва азот(ІҮ) оксидини хосил килади(NO_2). Агар шу металллар суюлтирилган нитрат кислота билан таъсирлашса(3-50%ли) , бу ҳолда металлнинг тузи ва азотнинг (ІІ) оксиди хосил бўлади. Zn, Mg, Ca га ўхшаш актив металлларнинг конс. нитрат кислотаси билан таъсирида, шу металлларнинг тузи ва азотнинг турли оксидлари, ҳатто азот хосил бўлиши (NO_2 , N_2O ва N_2) кузатилади. Агар шу металллар ва Al, Fe суюлтирилган кислоталар билан таъсирлашса, металлларнинг тузи билан бирга азот оксидлари ва ҳатто аммиак тузлари хосил бўлади(NO , N_2 ва NH_4NO_3).

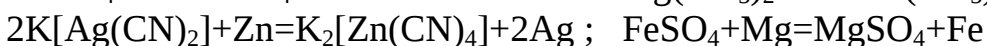
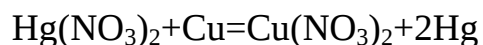
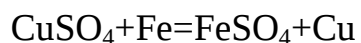
4.Металлларнинг сув билан таъсири. Ишкорий ва ишкорий ер металлари сув билан шиддатли таъсир этади. Бунда металл гидроксиди ва водород хосил бўлади. Fe,Mg, Zn га ўхшаш металллар эса сув билан юкори хароратда таъсир этади.

5.Металлларнинг ишкорлар билан таъсири. Ишкорлар билан факат амфотер металллар таъсир этади. Бундай металллар каторига **Be, Zn, Al, Ge, Sn, Pb** каби металллар киради. Бу металллар ҳам кислоталар ҳам асослар билан реаксияга киришади.



Ge,Sn, Al каби металллар ҳам кислоталар ва ҳам ишкорлар билан таъсирлашади.

6. Металллар ўзларидан активлиги кам бўлган металлларни тузларидан сиқиб чиқаради:



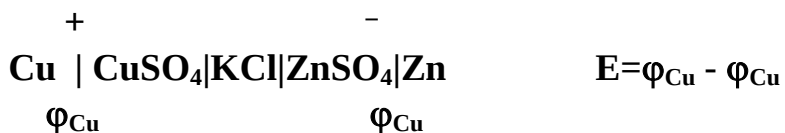
14.2. Металлларнинг цандарт электрод потенсияллари катори

Агар металл ўзининг тузи эритмасига туширилган бўлса, каттик модда билан суюклик чегарасида уч хил ҳолат кузатилади. Металл эритмага ион ҳолатида ўтиб, плацинка манфий зарядланиши, суюклик эса мусбат зарядланиши амалга ошади. Бундай ҳолат фаол металллар билан кузатилади. Металл ва суюклик чегарасида кўш электр кават хосил бўлиши мумкин. Умуман бу жараёнлар мувозанатда содир бўлади.

Аксинча агар металл пассив бўлса, металлнинг сиртига катионлар чўқади ва металлдан электронлар олиши ҳисобига каттик фаза мусбат

зарядланади. Анионлар хисобига суюклик манфий зарядланиши мумкин. Баъзан металл инерт бўлиб металл билан суюклик чегарасида кўш электр кават юзага келмаслиги эҳтимоллиги ҳам бор. Агар шу тартибда ўзгаришга учраган икки металлни бир-бирига боланса ва уларни суюкликлари ҳам махсус калий хлоридли найлар билан туташтирилса электронларнинг тартибли ҳаракати кузатилади ва занжирда электр токи пайдо бўлади. Кимёвий реакция асосида занжирда электр токи ҳосил қиладиган тизимлар галваник элементлар дейилади.

Ана шундай галваник элемент шемаси ва қўриниши 28- расмда келтирилган:



Агар жараён қайтар бўлса, иккита электрод потенциалларининг фарқи занжирнинг электр юритувчи кучига тенг бўлади. Бу эрда мис ва рух электродларидан иборат галванис занжир тузилган. Бу элементнинг электр юритувчи кучи алоҳида электродлар потенциалларининг айирмасига тенг.

30-жадвал. Металларнинг электрод потенциалларининг қиймати

Li	Cs	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺
-3,04	-3,01	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,68	-1,18	-0,76	-0,74
← қайтарувчилик					оксидловчилик →				
Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au	
Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺	
-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+ 0,80	+0,85	+1,50	

Бу эрдаги электродлар потенциаллари фарқи айни галваник элементнинг электр юритувчи кучини аниқлашга имкон беради. Ҳозирги пайтда қўп металлларнинг ўзини тузлари эритмасига ботирилганда электрод потенциаллари қиймати аниқланган.

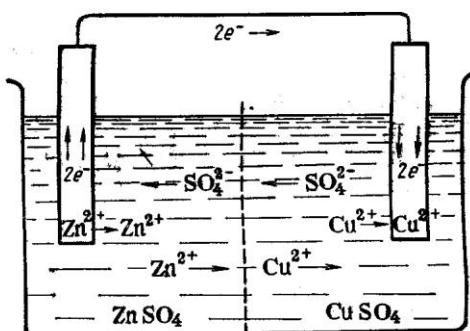
қайтар электродлар учун метал электродларининг потенциаллари уларнинг концентратсиялари асосида Нернц формуласи ёрдамида ҳисобланиши мумкин:

$$\varphi = -RT \ln[\text{Me}^{n+}]$$

φ - металлнинг электрод потенциали; R-газ доимийси; T- абсолют ҳарорат; [Meⁿ⁺]- металл ионинг концентратсияси.

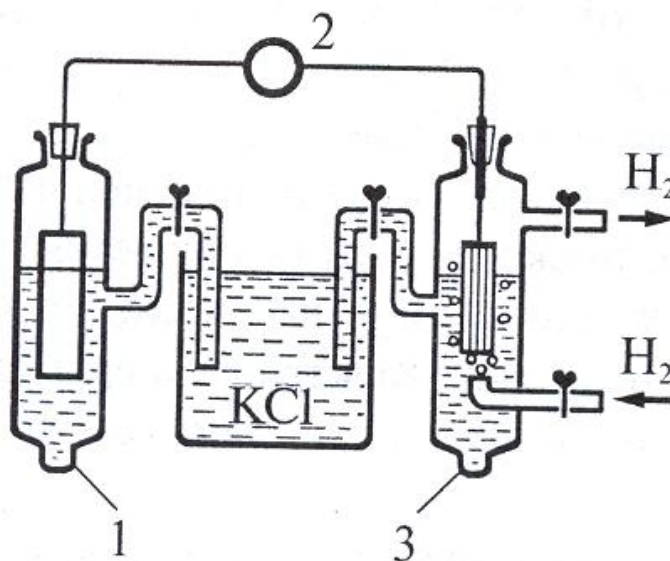
Таҷрибаларда металлларнинг потенциали (30-жадвал) қандарт, яни потенциали маълум электродларга(водород, каломел) нисбатан аниқланади. Стандарт электродлардан бири нормал водород электроди (29-расм) ҳисобланади. Бу электродда патиаланган платина водород

ионлари консентратсияси бирга тенг бўлган ва 101,3 кПа босимда водород газини юбориб туриладиган электроддан иборат. Бундай электроднинг потенциали нолга тенг. Бу электрод ва синаладиган электродлардан занжир тузилиб, тажрибада аввал элементнинг электр юритувчи кучи ва сўнгра электроднинг потенциали аниқланиш мумкин.



28-расм. Мис ва рухдан иборат галваник занжирда ионларнинг ҳаракатланиши.

29. расм. Водород электродининг кўриниши.



30-расм. Номабълум электродлар потенциалини ўлчаш учун ишлатиладиган электродлар занжирини кўриниши.

30- расмда потенциали аниқланиши керак бўлган электрод(1) ва водород электроддан(3) занжир тузилиб аввал уларнинг электр юритувчи кучи ва сўнгра электрод потенциали аниқланиш шемаси кўрсатилган. Ҳосил бўлган занжирдаги ток 2 вольтметр билан ўлчаниши мумкин.

Металларнинг котишмалари. Металларнинг бир нечтасини ёки уларга оз миқдорда металлмаслар қўшиб котишмалар олиш мумкин. котишмалар

хоссалари кенг чегарада ўзгаради. Одатда котишмаларнинг суёукланиш хароратлари дацлабки металлларникидан кўра камайиши аникланган. Лекин, котишмаларнинг каттиклиги юкори бўлади. Энг мухим котишмаларга сўян ва пўлат киради.

Пўлат темирнинг кам микдордаги углерод(1,7 % гача) билан хосил килган котишмаси. котишмаларда Mn, Si, S, P ва бошка 10 дан ортик кўшимчалар бор. Пўлат темирга нисбатан каттик бўлади.

Чўян темирнинг углерод (2% дан кўп) билан хосил килган котишмаси. Чўян таркибида Si, Mn, P ва S бўлади. Хозирги пайтда техникада 5000 дан ортик хар хил котишмалар ишлатилади. Уларга бронза, латун, нихром, дюралумин ва бошкалар киради.

14.3. Металлларнинг олиниш усуллари

Металлларнинг олиниш усуллари тўрисидаги соха ва фан металлургия дейилади. аллургия кора ва рангли металлургияга бўлинади. кора металлургия асосан темир, чўян ва пўлат олиш билан шуулланади. Cu, Ag, Au, Cr, Ni, Mn ва бошка металллар олиш сохаси рангли металлургияга тегишлидир.

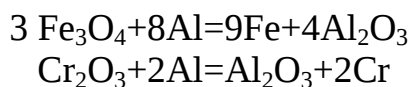
Табиатда металллар эркин холда хам учрайди. Одатда бундай металлларнинг активлиги кам. Буларга Au ва Pt киради. Cu, Ag, Hg, Sn ва бошка металллар бўлса хам эркин холда ва хам бирикма холда учрайди.

Баъзи металлларнинг табиатда факат бирикмалари учрайди. Бундай бирикмаларга олсидлар, карбонатлар, сульфидлар ва мураккаб минераллар кириб, минералларда бир пайтни ўзида бир неча металллар бўлиши мумкин.

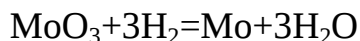
Металлларни олиниш усуллари учга бўлинади: пирометаллургия, гидрометаллургия ва электрометаллургиялар хисобланади.

Пирометаллургия жараёнида оксидлар, сульфидлар, карбонатлар ва бошкалардан юкори хароратда кайтариб металлларни ажратиб олиш тушунилади. кайтарувчилар сифатида кўмир, CO, фаол металллар, водород, метан ва бошкалардан фоядаланилади. ЗнС тутган руда кислородда ёкилиб, оксидага айлантририлади, кейин CO ёки кўмир билан кайтарилиб металлга айлантририлади. Fe, унинг котишмалари, Cu, Zn, Cd, Sn, Ge, Pb ва бошка металллар пирометаллургия усулларида олинади.

Агар металлларни кайтариш жараёнида алюминий ишлатилса, алюминатермия дейилади. Масалан, шу усул билан магнетитдан темир олинади:

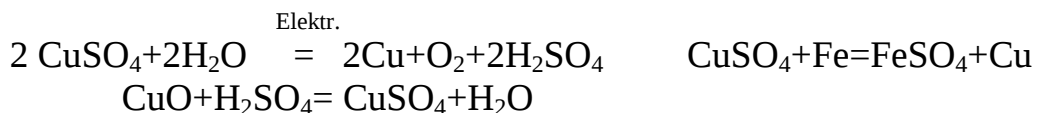


Mn, Cr, Ti, Mo, W ларни олишда углерод ишлатилса карбидлар хосил бўлиб колгани учун улар факат металлотермик усулларда олинади. кайтаришда водород ишлатилса водородтермия дейилади. Бу усулда Mo, W каби металллар олинади.

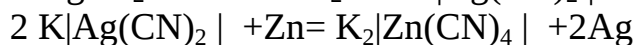
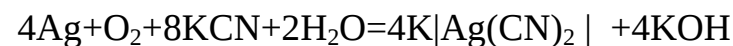


Гидрометаллургия металларни рудалардан эритмага ўтказиш оркали ажратиб олишдир.

Эритмадан металлар турли усуллар билан ажратиб олинади. Масалан, мис(II) оксиддан мис олишда, аввал мис бирикмаси эритмага ўтказилиб, сўнгра электролиз усули билан ажратиб олинishi мумкин. Эритмадан бирорта фаолроқ металл билан қайтарилса ҳам бўлади.



Гидрометаллургия жараёни Cu, Au, Ag олишда жуда қўл келади. Масалан, Ау ёки кумуш олишда руда таркибидаги металл аввал эритмага комплекс бирикма ҳосил қилиш оркали ўтказилиб, сўнгра бирорта арзонроқ метал (Zn) оркали эритмадан ажратиб олинади.



Ag, Au, Cu, Zn, Cd, U, Mo ана шу усуллар ёрдамида олинади.

Электрометаллургия усулида металларни ажратиб олишда электролиздан фойдаланилади. Бу усул ишқорий, ишқорий-ер металлари, алюминий олишда қўл келади.

Бунда инерт (графит, қўмир, иридий, тантал) каби эримайдиган электродлар ва эрийдиган (Cu, Ni, Zn) электродлар ишлатилади. Баъзан электролиз металларни тозалаш (рафинатсия) учун ҳам керак бўлади.

15-боб. s-элементлар

15.1. Водород

Водород (Хидрогениум). ХВ1 асрнинг биринчи ярмида немис шифокори Параселс томонидан кашф этилган. 1776 йилда инглиз олими Г.Кавендеш унинг хоссаларини ва бошқра газлардан фарқини ўрганди. 1783 йилда А.Лавуазье водородни биринчи марта сувдан олди ва сув ҳам водород ва кислороддан ташкил топишини кўрсатди.

Водородни қайн. ҳарорати -252°C , суюкл. ҳарорати $-259,2^\circ\text{C}$. Водородни 3 та изотопи бор: 1H - протий, 2H - дейтерий, ва 3H - тритий.

Табиатда 99,985 % протий ва 0,015 % дейтерий бўлади. 3H - тритий табиатда нисбатан кам учрайди, фақат атмосферанинг юқори қатламларида, коинот нурлари таъсирида ва ядро реакцияларида ҳосил бўлади. Тритийнинг ярим эмирилиш даври 12,42 йил, радиоактив изотоп. Хозирги пайтда дейтерий турли доривор моддаларнинг фармакокинетикасини текширишда радиоактив нишон сифатида қўлланилади. Шу мақсадда ўзидан а- заррачалар таркатадиган тритий ҳам ишлатилади. Тритий организмдаги сувнинг умумий миқдорини аниқлашда керак бўлади. Айниқса ферментлар механизмини текширишда, турли касалликларни таҳлил қилишда фойдаланилади. Х атоми ядроси биргина протондан иборат, атом массаси

1,00797 водород атоми мусбат ва манфий зарядланган ионлар ҳосил қилиши мумкин.



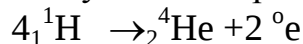
Хк бу, ядро, яъни эркин протон. Х- инерт газ гелийнинг электрон қаватида ўхшаш. Х- анчагина бекарор.

Молекуляр водород металлларда (Fe, Ni, Pt ва Pd) яхши эрийди. Бир литр палладий 900 л водородни эритиши маълум. Бу жараёнда палладийни ҳажми катталашади.

Табиатда учраши. Водород табиатда кенг тарқалган кимёвий элемент. Ер шарига унинг миқдори 1 % (атмосфера, литосфера ва гидросфера). У торпф ва қўнир қўмир таркибига, нефт, сув, тупроқ ва бошқаларни таркибида бор. Эркин ҳолда водород жуда кам учрайди. Водород энг қўп тарқалган кимёвий элемент. У қуёшнинг ярмини, юлдузларнинг асосий қисмини ташкил этади.

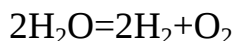
У қўп планеталар атмосферасида, кометаларда, газ ва туманларда бор.

қуёш сиемасида водород асосида қуйидаги термоядро реаксийси боради:



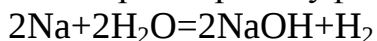
Лабораторияда олиниши. Лабораторияда водород қуйидаги усуллар билан олинади:

1. Натрий гидроксид ёки КОН ни (34%) эритмасини электролиз қилиш орқали олинади:

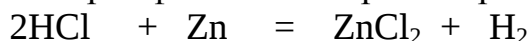


NaOH ёки КОН сувни электр ўтказувчанлигини яхшилаш учун керак.

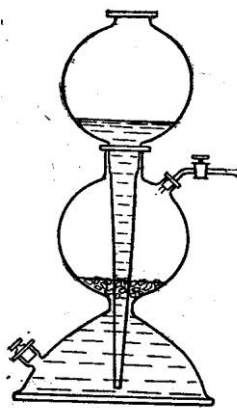
2. Актив металлларга сув таъсир эттириш туфайли ҳам водород олиш мумкин:



3. Суюлтирилган кислоталарга фаол металллар таъсир эттириш:

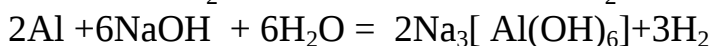
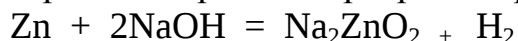


Бунинг учун Кипп қурилмасига (31-расм) суюлтирилган хлорид ёки сульфат кислота қуйилади. Унинг ўртадаги шарига махсус полимер моддадан ясалган тўсик учига донадор рух солинади. Агар ўрта шарга ўрнатилган калит очилса найдан водород ажралиб чиқади. Калитни каттарок ёки кичикроқ очиб водород ажралиб чиқишини бошқариб турилади.



31-расм. Водород олиш учун Кипп қурилмаси.

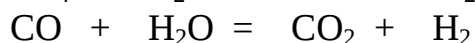
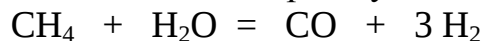
4. Амфотер металлларга ишкорлар таъсир эттириш:



Худди шунака реакциялар Be, Pb, Sb, Ga билан ҳам боради.

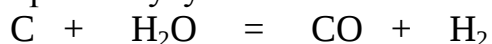
Саноатда олиниши. Саноатда куйидаги усулларда олинади:

1. 800°C да табиий газ никел катализатордан ўтказилади:



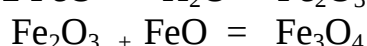
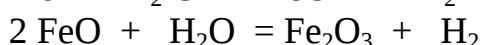
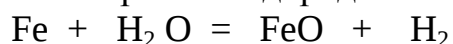
2. Кучли совутиш усули. Водородни кокс ва сув газидан газлар аралашмасини совутиш усули билан пац температурада олинади.

3. Кўмир конверсияси усули.



CO+H₂ аралашма сув газидан дейилади. Реакция 500 °C да 25 атмосфера босимда катализатор Fe₂O₃ ёки Cr₂O₃ иштирокида амалга оширилади.

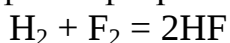
4. Темир бу усули (Марказий ҳамдўклик мамлакатларида) кенг тарқалган усул. Бу усулда 600-700 оC чў холидаги темирни сув буи билан таъсирланишига асосланган. Бунда темир бир неча махсулотлар ҳосил қилади. Сув буги қайтарилиб водород ҳосил қилади.



Кимёвий хоссалари. Таркибида битта электрон бўлган водород икки атомли. H₂ - протий, D₂-дейтерий, T₂-тритий, HD, HT, DT молекулаларини ҳосил қилади.



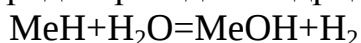
Водород молекуласи кичик ўлчамга ва массага эга, кутбланиши оз, лекин молекула жуда барқарор. Шу сабабли сувда ва органик эритувчиларда оз эрийди. Каттик водород гексагонал кристал панжарага эга. Молекуланинг атомларга парчаланиши юқори ҳароратда 2000оCда сезиларли тезликда боради. Водород ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчилик хоссаларини намоён қилади. Одатдаги ҳароратда факат фтор билан реакцияга киришади:



кizziрилганда хлор, бром, кислород билан реакцияга киришади.

Элементларнинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари гидридлар дейилади. Гидридлар куйидаги гуруҳларга бўлинади:

- ион тузилишга эга бўлган гидридлар. Бундай бирикмалар каторига ишқорий ва ишқорий-ер металлари гидридлари (ЛиХ ковалент табиатли) киритилиши мумкин. Гидридлар ок каттик моддалар. Улар юқори суюкланиш ҳароратига эга. Бундай гидридлар суюкланмаси электролизда водород ажралади. Гидридлар осон гидролизга учрайди:



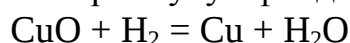
- ковалент боланиш ҳосил қиладиган гидридлар. CH₄, SiH₄, NH₃, H₂O, H₂S, HF, HCl ва бошқалар. Бундай бирикмалар водород ва металлмасларга

тегишли. Одатда бундай гидридлар газ моддалардир. H_2O ва HF водород боланиш мавжудлиги сабали суюкликлар;

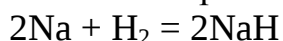
- полимер табиатли гидридлар. Be , Mg , Al , In , Tl каби элементларга тегишли.

Уларнинг формуласи $(\text{BeX}_2)_n$ ёки $(\text{TlX}_2)_n$. Гидридлар ўзаро молекулараро водород болари ҳосил қилган;

- водороднинг металл табиатли бирикмалари. d- ва f-элементларнинг водородли бирикмалари металл табиатга эга. Улар металлга ўхшаш қора қўнир рангли, мўрт, иссик ва электр ўтказувчанлик металлларга ўхшаб кетади. Уларнинг формулалари ўзгарувчан таркибли MeH (VH , NbH , TaH), MeH_2 (TiH_2 , ZrH_2 , HfH_2 , ScH_2), ва MeH_3 (UH_3 , PdH_3). Водороднинг қайтарувчилик хоссасидан баъзи оддий моддаларни уларнинг оксидлари ва галидларидан қайтариш учун фойдаланилади:



Оксидловчи сифатида водород актив металллар билан реакцияга киришади:



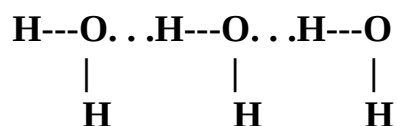
Водород кимё саноатида аммиак, метанол, хлорид кислота каби моддаларни олишда шунингдек ёларни, суюқ ёларни гидрогенлашда ишлатилади. Водород келажак ёкилиси ҳисобланади. Охирги пайтларда кучли товуш тўлкинлари сувни водород ва кислородга парчалаши ва ажралган водород ва кислородни қайтадан ёкиб двигателларни юрғазиш торисидаги инженерлик эчимлари матбуотда эълон қилинган.

15.2. Сув ва унинг хоссалари

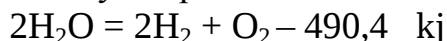
Сув. Водород ва кислороднинг кимёвий бирикмаси. Ер шарининг 3/4 қисми сув билан қопланган. Микдори 2.1018 т. Қўп моддаларнинг 90% микдори сув бўлади. Хайвон ва ўсимлик организмда 75-86% сув бўлади.

Физик хоссалари. Сув рангсиз суюклик. 180С да тоза сувнинг электр ўтказувчанлиги 4,4.10⁻⁸ ом-1 см⁻¹. Тоза сув электр токини деярли ўтказмайди. Агар 1 атм босим, 00С ҳароратда у музга айланади. 1000С дан юқорида сув буга айланади. 40С да сув энг катта зичликка эга бўлиб, ρк 1 г/см³ га тенг. Муз - рангсиз, ρк 0,9168 г/см³. Сувдан енгил. Босим 2000 дан 6500 атм гача борса, муз ҳар хил формаларга ўтади. 21700 атм босимда музнинг 7 хил модификацияси бор. Унинг зичлиги дк1,5; суюкл. ҳарорати Тсуйк.кк760С у иссик муз дейилади.

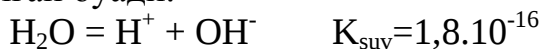
Кимёвий хоссалари: Сув молекуласининг дипол моменти мк1,74.10⁻¹⁸ сп³ гибридланган, лекин гибрид орбиталларнинг иккитасида боланмаган 4 электрон жуфти айланади. Сувнинг диелектрик доимийси 81 га тенг. Этанолники 27, эфирники 2. каттик ва суюқ ҳолатда сув молекуласи $(\text{X}_2\text{O})_n$. 40Сда нк2, 00Сда нк3. Молекулаларнинг ассоциацияланиши водород болари ҳисобига содир бўлади.



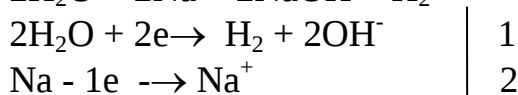
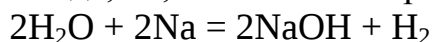
1000°C да сув парчаланеди:



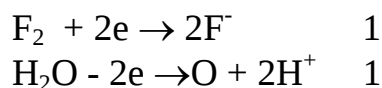
Бу реакция кайтар бўлиб 5000°C да сув водород ва кислородга тўла парчаланеди. Сув кучсиз электролит. 555 млн молекуладан биттаси ионларга ажралган бўлади.



Оксидланиш -кайтарилиш реакцияларида сув одатда мухит вазифасини бажаради. Кучли кайтарувчилар таъсирида одатдаги ва юкори хароратларда сув оксидловчи бўлади. Масалан: ишкорий ва ишкорий-ер металлари билан совук холда, Fe, C ва бошқалар юкори хароратда таъсирлашади.

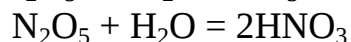
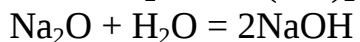
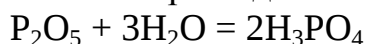
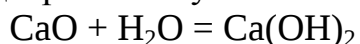


Кучли оксидловчилар таъсирида сув кайтарувчилик хоссаларини намоён килади: $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O}$ (ёнади)

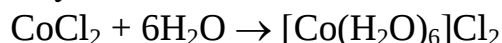


Бошка моддаларнинг молекулаларига сувни бирикишининг 3 хил тури маълум: 1) ион, 2) координатсион, 3) адсорбтсион.

- ишкорий ва ишкорий-ер металлари, уларнинг оксидлари ва кислотали оксидлар билан сув ион типигаги реакцияга киришади.



- аквакомплексларда дипол характерга эга бўлган сув молекулалари мусбат зарядланган комплекс ҳосил қилувчи ионга тортилиш хусусиятига эга бўлиб, бу координатсион бириккиш бўлади.



Аквакомплексларнинг парчаланиши туз рангининг ўзгариши билан боради.

- молекулалараро кучлар таъсири туфайли ҳар қандай модда ҳам маълум миқдорда сувни ўз сиртига адсорбция қилиш хоссасига эга. Адсорбция типига моддага бириккан сув гигроскопик сув дейилади. У 100°C да қиздирилсагина сув чиқиб кетади. H_2SO_4 , CaCl_2 , P_2O_5 сувни адсорбсион ютади. Ойр сув. ^{12}D изотопи кислород билан D_2O бирикма ҳосил бўлади. Бу бирикма ойр сув дейилади. Табиатда ҳар 5500-8000 молекула оддий сувга 1 та молекула ойр сув тўри келади. Ойр сув оддий сувни электролиз қилиб олинади. Бунда D_2O ўзгаришга учрамасдан электролитнинг қолдида йиилади. Люис 20 л сувдан 0,3 мл ойр сув D_2O олди.

D_2O рангсиз, сиропсимон суюқлик, зичлиги $d_{4,10421} = 1,10421 \text{ г/см}^3$, суюқланиш ҳарорати $T_{\text{суюр}} = 3,80^\circ\text{C}$, қайнаш ҳарорати $T_{\text{райн}} = 101,40^\circ\text{C}$. D_2O ядро техникасида катта аҳамиятга эга. У ядро реакторида нейтронларни

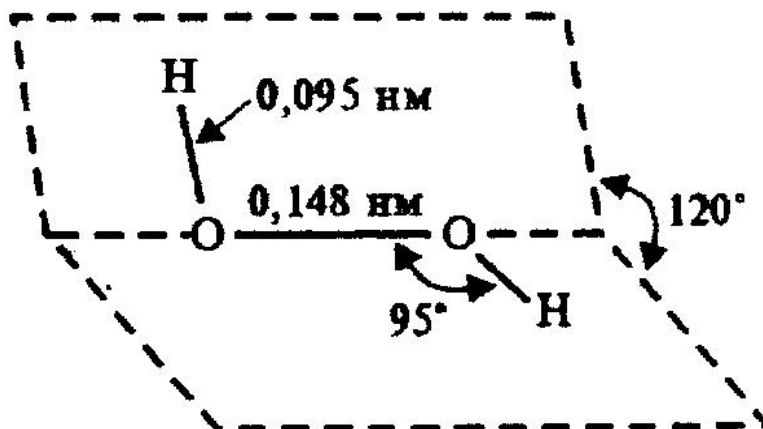
секинлаштирувчи модда сифатида, дейтерий олиш учун хом ашё сифатида ва термоядро реакцияларида ишлатилади. Одам организмида водород углерод, азот, олтингугурт билан ковалент боланган. Водород ошқозон ширасида гидроксоний иони ҳолатида. Шу ион ҳам микробларга қарши таъсирга эга, ҳам оксиллар, полисахаридлар ва бошқа биологик бирикмаларнинг гидролизланишуга таъсир этади.

15.3. Водород пероксиди ва унинг хоссалари

Водород пероксиди. H_2O_2 рангсиз, сиропга ўхшаган суюқлик. Зичлиги ДК 1,4633 г/см³, Суюкланиш ҳарорати $T_{\text{суйк}} = 0,43^\circ\text{C}$, 26 мм симоб уцуни босимда қайнаш ҳарорати $T_{\text{қайн}} = 68^\circ\text{C}$, 65 мм сим. уцунида 85°C , атмосфера босимида $T_{\text{қайн}} = 150,2^\circ\text{C}$.

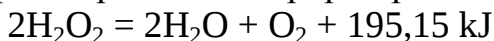
⁺¹ ⁻¹ ⁻¹ ⁺¹

H - O - O - H Водород молекуласининг цруктура формуласи 32 -расмда келтирилган. H-O- орасининг узунлиги 0,095 нм, O-O орасидаги масофа 0,148 нм га тенг. H-O-O болари орасидаги бурчак 95° ни ташкил этади.

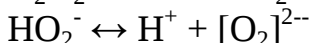
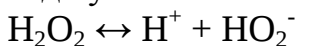


32-расм. Водород пероксид молекуласининг тузилиши.

Водород пероксид бекарор бирикма. Осон парчаланади.



151°S да водород пероксид портлайди. Сувли эритмаларда водород пероксид кучсиз кислота ва 2 босричда диссоцсиацияланади.

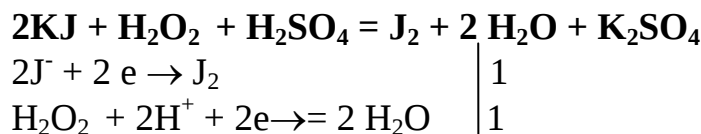
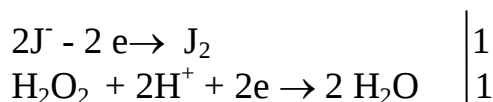
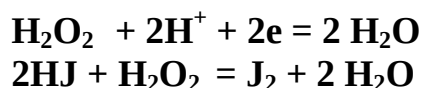


H_2O_2 нордон ва асосли тузлар ҳосил килади. NaHO_2 , Na_2O_2 , BaO_2 .

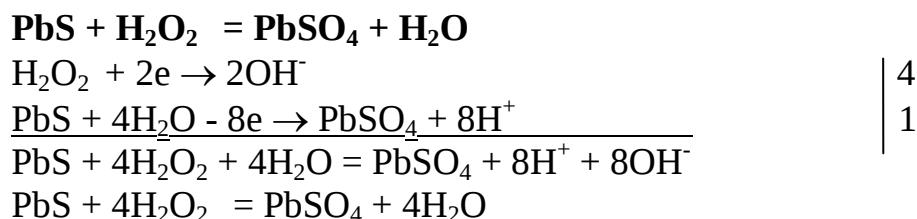
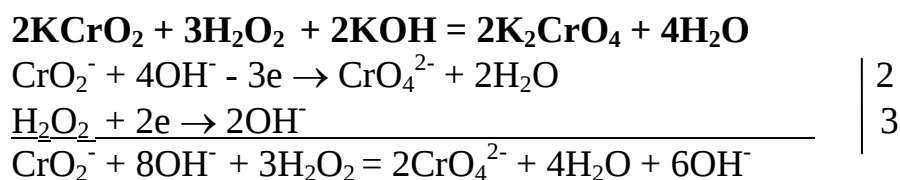
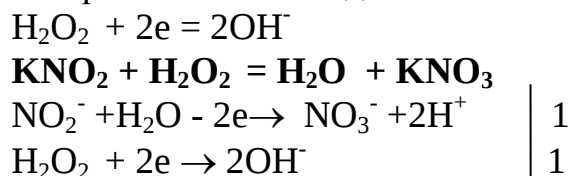
H_2O_2 оксидловчилик ва қайтарувчилик хоссаларини намоён килади. H_2O_2 кислороддан кучлироқ оксидловчи.

Водород пероксиди оксидловчи H_2O_2 оксидловчи бўлганда:

1. Кислотали муҳитда H_2O_2 H^+ ионлари билан бирикиб сув молекуласини ҳосил килади.

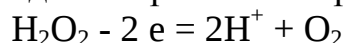


2. Нейтрал ва ишкорий мухитда оксидловчи H_2O_2 2та электрон бириктириб OH^- ионларини ҳосил қилади.

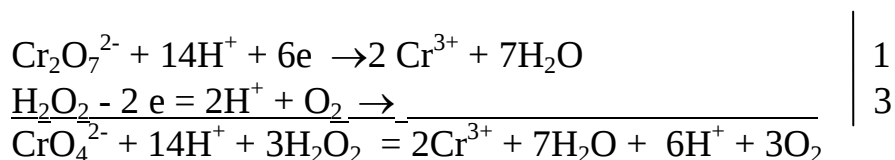
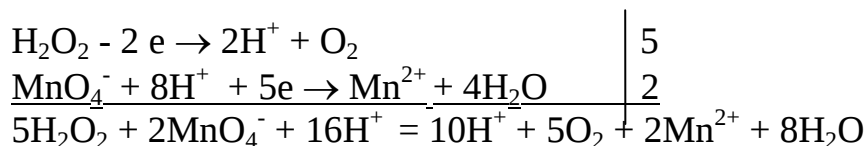


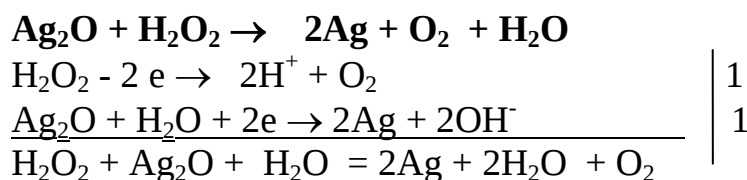
Водород пероксиди кайтарувчи. Оксидловчилар KMnO_4 , Ag_2O , CrO_3 ва б. иштирокида водород пероксид кайтарувчилик хоссасини намоён қилади.

1. Кислотали ва нейтрал мухитда водород пероксид 2та электрон бериб, водород ионлари ва кислород молекуласини ҳосил қилади.

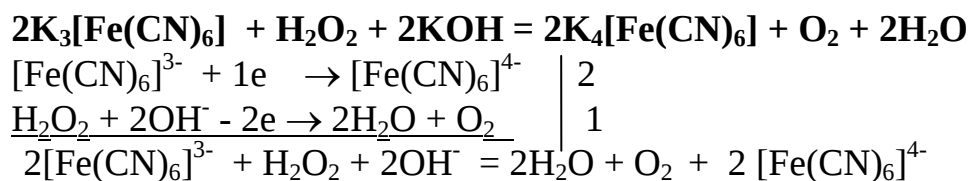
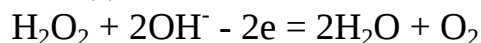


Мисол: $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{O}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

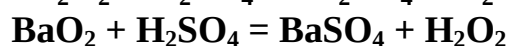
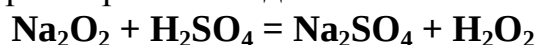




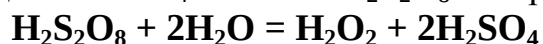
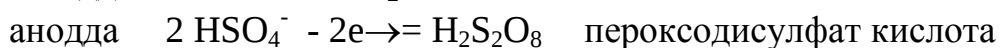
2. Нейтрал ва ишкорий мухитда ОХ- ионларини бириктириб сув ва кислород ҳосил қилади.



Олиниши. Водород пероксид натрий ёки барий пероксидларга кислота таъсир эттириб олинади.



Дунёда ишлаб чиқариладиган водород пероксидларнинг 30%и 50%ли сульфат кислотани электролиз қилиш орқали олинади.



Ишлатилиши. 30% ли водород пероксид эритмаси (пергидрол) ва 73-90%ли эритмалари сотилади. Водород пероксид кўп бўёқларни оқартиради. Шу хоссаси туфайли 6% водород пероксиди ипак, соч, пар ва бошқаларни оқартириш учун ишлатилади. У харбий ва ракета техникасида, 3% ли эритмаси тиббиётда дезинфекцияловчи модда сифатида қўлланилади. H_2O_2 нинг ишлатилиши унинг оксидловчилик хоссаларига ва қайтариши махсулотларининг мутлақо безарарлигига асосланган. Яраларга ишлов берилганда ажраладиган кислород: микробларга, тери рангига қарши ва ярани тозалаш, кўпик ҳосил қилиш ҳамда тери тўқималарини парчалаш хоссаларига эга. 30% ли водород пероксиди эритмаси косметикада осмирларда ҳосил бўладиган ҳафсиз ўсма ва юнглари олиб ташлашда ҳам ишлатилади.

15.4. I А гуруҳ элементлари

Бу гуруҳ элементларига литий, натрий, калий, рубидий, сезий ва франсий қиради. Барча гуруҳ аъзоларининг ташки электрон қаватида биттадан с электронлар бор. Уларнинг асосий катталиклари 31- жадвалда берилган.

Элемент тартиб номери ортиши билан атом ва ионларнинг радиуси ортади. Шу металлларнинг суюкланиш ҳарорати камаяди. Металлларнинг энг энгили литийдир.

31- жадвал. II А гуруҳ металлларининг энг муҳим катталиклари

Асосий катталиклар	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Атом масса	6,94	22,99	39,1	85,47	132,9	[223]
Электрон формуласи	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	$7s^1$
Атом радиуси, nm	0,155	0,189	0,236	0,248	0,268	0,280
Суюкл. ҳарорати, °S	0,066	0,095	0,133	0,148	0,268	-
Зичлиги, g/sm ³	179	98	63	39	29	-
Ионланиш энергияси	0,53	0,97	0,85	1,5	1,9	-
$M \rightarrow Me^+$	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	3,98
Ер пўстлоғида таркалиши, мол қисм	0,02	2,4	1,4	$7 \cdot 10^{-3}$	$9,5 \cdot 10^{-9}$	-

Факат литийнинг ташқаридан иккинчи каватида иккита та электрон бўлса, бошқа ишқорий металлларнинг ташқаридан 2-каватида 8 тадан электронлар бор. Шунинг учун ҳам литийнинг хоссалари бошқа ишқорий металллардан кимёвий хоссалари жиҳатдан фарқ бўлишига олиб келади. Бу металлларнинг ишқорий металллар дейилиши, арабчадан ишқор “емирувчи” деган маъно беради. Барча ишқорий металллар ns^1 валент электронга эга, лекин бу электрон ядро билан бўш боланган. Улар бирикмаларда $к1$ оксидланиш даражасини намоён этади. Литийдан сезийгача металллик хоссалари кучаяди. Франсий барча ишқорий металллардан энг фаоли ва оири ҳисобланади. Радиоактив .уни ярим емирилиш даври 22 минут.

Табиатда учраши. Ишқорий металллар кимёвий фаоллиги юқорилиги сабабли факат бирикмалар ҳолида учрайди. Табиатда учрайдиган изотоплари: ${}^7_3\text{Li}$ (92,5%), ${}^6_3\text{Li}$ (7,3%).

Литийнинг бирикмалари нихоятда кўп. Уни 150 дан ортиқ минераллари бор. Техник аҳамиятга сподумен $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ ва литий смоласи ёки лепидолит $\text{KLi}_2\text{Al}(\text{Si}_6\text{O}_{10})(\text{F}, \text{OH})_2$, петалит $(\text{Li}, \text{Na})\text{AlSi}_4\text{O}_{10}$

Натрий бирикмалари кенг тарқалган. Ош тузи NaCl ; Глаубер тузи $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, хинд селитраси KNO_3 , натрий селитраси, криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$; бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

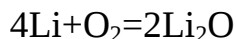
.Калий бирикмаларидан силвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$; карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; ер шарининг асосий пўцлои- ортоклаз $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ Рубидий ва сезий натрий ва калий билан бирга лекин камроқ учрайди.

Олиниши. Натрий, литий ва калий асосан электролиз усули ёрдамида олинади. Электролизга тузлар ёки гидроксидлар учратилади. Рубидий ва сезий унунг хлоридларидан калсий метали билан кайтариш орқали олинади.

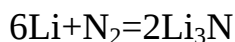
Хоссалари. Ишқорий металллар куб кристалл панжарага эга. Янги кесилган металллар кўриниши одатдаги металлларга ўхшайди. Металлик ялтирокликка эга. Барча ишқорий металллар керосин (тсезий хавода портлайди) оцида ёки инерт газ муҳитида сақланади. Ишқорий металллар энгил металллар ҳисобланиб, пичок билан осон кесилади. Литий керосиндан

енгил, шунинг учун парафин оцида берк идишга йилади. Уларни ичида энг каттик холатда учрайдигани калий у юкори иссик ва электр ўтказувсанликка эга. Литий. Одатдаги шароитда ок, ялтирок, юмшок ва энгил металл. LiCl ва KCl аралашмасини суюкланмадан электролиз килиб олинади.

Хона хароратида кислород билан таъсирласиб литий оксидини хосил килади.



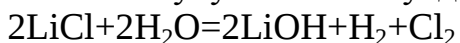
Литий оксиди кул рангли, сувда яхши эрийди. Литий одатдаги шароитда азот билан таъсирлашиб ок рангли литий нитридини хосил килиши кузатилади:



киздирилганда галогенлар Cl_2 , Br_2 ва I_2 билан кучли аланга берб ёнади ва LiCl , LiBr ва LiI ни хосил килади.

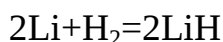
Бирикмаларидан LiF , Li_2CO_3 ва Li_3PO_4 кам эрийди. Пероксидлари Li_2O_2 , персульфидлари Li_2S_2 , перкарбидлари Li_2C_2 маълум.

LiOH ни олиш учун LiCl ни сувдаги эритмаси электролиз килинади:



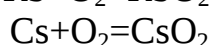
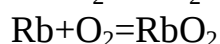
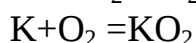
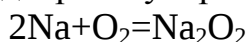
Литий иони энг кичик ўлчамга эга бўлиб, энг юкори гутбланувчанлиги билан бошка ишкорий металллардан фаркланади. Шунинг учун у координасион сони 4 бўлган $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ аквакомплекслар хосил килади.

Литий водород атмосферасида киздирилганда литий гидридини хосил килади:



Литий гидриди ок крицалл модда, 680°C суюкланадиган ион боланишли бирикма. Бошка ишкорий металллар. Табиатда учрайдиган натрий изотопининг масса сони 23. Калий уч хил атом массали изотоп холатида учрайди: 39, 40 ва 41. Барча ишкорий металллар кучли кайтарувчилар. Улар жуда осон к1 зарядли ионларга ўтади. Ионланиш энталпиясининг кичиклиги, ионларнинг шарсимонлиги, кам кутбланувчанлиги уларнинг кимёвий хоссаларини белгилайди. Ковалент бо хосил килиш қобиляти литийда энг юкори. Металларнинг буларида Li_2 , Na_2 хосил бўлишида бо ковалент. Бошка боларда ион бо хиссаси ортиб боради.

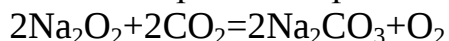
Кислородда ёндирилганда факат литий оксид хосил килиб бошка ишкорий металллар пероксидлар ва супероксидларга айланиши кузатилади:



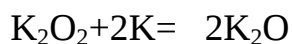
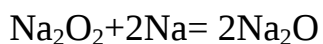
Пероксидларни сув билан таъсиридан водород пероксиди ёки кислород хосил бўлади.



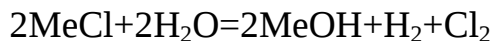
Пероксидлар ёпик сицемаларда кислород манбаси сифатида ишлатилади:



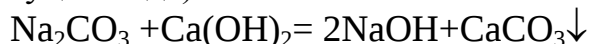
Пероксидлардан оксидларни металллар кўшиб олиш мумкин:



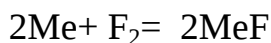
Натрий ва калий оксидлари ок рангли, рубидий ва сезий оксидлари сарик рангли. Ишкорий металллар оксидлари сув билан шиддатли таъсирлашади. Оксидларнинг фаоллиги Li_2O дан Cs_2O караб ортиб боради. Ишкорий маталларнинг гидроксидлари ок каттик моддалар. Улар табиатда учрамайди. Улар ишкорий металллар хлоридларининг эритмаларини электролиз килиш оркали олинади.



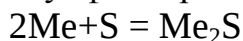
Енг кўп қўлланиладиган натрий гидроксиди олиш учун охакка сода кўшиб олинади (шунинг учун кауцик сода):



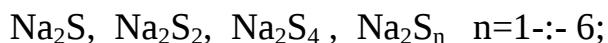
Сода олиш усуллари кейинчалик углерод мавзусида алохида кўриб чикилади. Ишкорий металллар галогенлар билан шиддатли ва иссиқлик чиқиши билан таъсирлашади:



Жуда осон ишкорий маталларнинг сульфидлари ҳосил бўлади:

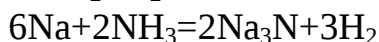


Me_2S ларни олтингурут билан кўшиб суюклантирилса персульфидлар ҳосил бўлади.



Ишкорий металллар водород билан осон таъсирлашади. Бунда металл гидридлари ҳосил бўлади. Уларнинг боланиши ион табиатли.

Суюк аммиак билан ишкорий металлларнинг реакциясида амидлар, имидлар ва нитридлар ҳосил бўлади.



Натрий ва бошқа ишкорий металллар симобда эрийди ва интерметаллик бирикмалар- амалгамаларга айланади.

Литий - алангани кизил-бинафша рангга бўяйди. Натрий иштирокида аланга сарик-ишт рангга бўялади. Калий алангани бинафша-сиёҳ рангга, рубидий кизил, сезий эса бинафша тусга бўяйди. Шу усул билан бу металллар борлиги аниқланади.

Ишкорий металлларнинг тузлари. Деярли барча кислоталар билан тузлари маълум. Бу тузлар сувда яхши эрийдиган, ионли кристал панжарага эга бирикмалардир.

Аналитик кимёда литий ва натрийнинг тузларидан 4,4'-диметиламинодифенил метаннинг метанолдаги эритмаси ҳолатида чўктириши мумкин. Натрий ва рухнинг аралаш ураниласетатлари ҳам $[\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ суюлтирилган сирка кислотасидан чўктирилади. Калий тузларидан $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ (гидротартратлар) ва $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ сувда ёмон эрийди. Улар ишкорий металлларнинг сифат ва микдорий тахлилида ишлатилади.

Калсинирланган сода (Na_2CO_3), кристалл сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ичимлик содаси (NaHCO_3) кўп ишлаб чиқазилади.

Натрий гидроксиди совун тайёрлашда, тўкимачилик ва кўнчикида органик моддалар олишда ва бошқа мақсадларда ишлатилади. Натрий гидроксиди 328оС суюкланади. 20оС да сувда 109 г натрий гидроксид эрийди. У кучли ишкор, шунинг учун ўювчи натрий деб аталади. Ишкор терига тушса терини куйдиради NaOH дан айникса кўзга сачрашидан эҳтиёт бўлиш керак, козга тушса кўзни кўр килади.

Ош тузи NaCl - натрий метали, хлор, натрий гидроксид, хлорид кислота ишлаб чиқаришда хом ашё.

Натрий сульфат глаубер тузи ёки мирабилит ҳолатида $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ҳолида учрайди. Тиббиётда ва шиша ишлаб чиқаришда ишлатилади.

Калий тузларидан KCl , KNO_3 , K_2SO_4 калийли ўитлардир. Калий нитрат кора порохнинг таркибига киради: KNO_3 -68%; С-17%; S-15%. Тсезий ва рубидий фотоэлементлар тайёрлашда ишлатилади. Нур таъсирида Рб ва Сс нинг валент электронларини осон ажралиши ёрулик энергиясини электр энергиясига айлантатириш имкониятини беради.

Ишкорий металлларнинг тиббиётда ва фарматсияда ишлатилиши. Ҳозирги пайтда литий ионинг организмдаги орни анча яхши ўрганилган. Литий ионлари инсон психикасидаги ўзгаришларда аскотиши топилган.

Ўртача одам вазнига(70 кг) нисбатан организмда калий 250 г, натрий - 70 г ни ташкил этади. Натрий бирикмалари организмда асосан хужайра атрофидаги суюқликларда мавжуд (конда, лимфа ва овкат хазм қилиш шираларида). NaCl ҳисобига организмдаги кон босими бошқарилиб туради. Калий иони организмда хужайра ичидаги ион ҳисобланади. У кўпгина боикимёвий ва физиологик жараёнларда, масалан нерв импульсларининг ҳаракатида иштирок этади. Калий ионининг конда мўтадил микдорда бўлиши юракни нормал ишлаши учун керак. Бир суткада 2-3 г калий керак бўлади. Натрий гидрокарбонат (NaHCO_3) ичдан антатсид модда сифатида буюрилади, шунингдек ингаласия, чайиш, увиш учун тавсия этилади. Тиббиётда амалиётида натрийнинг (хлориди, бромиди, иодиди, сульфати, тиосульфати, нитрити ва б.) ҳамда калийнинг (хлориди, бромиди, иодиди ва б.) кенг қўлланилади. Натрий хлориднинг (NaCl) сувдаги 0,9%ли эритмаси изотоник эритма дейилади. У организм кўп суюқлик йўқотганда қуйилади. 3-5-10%ли эритмалари гипертоник эритма дейилади ва яраларга йиринг тортувчи восита сифатида қўйилади. 2-5% ли NaCl AgNO_3 билан захарланиш содир бўлганда буюрилади, шунда AgCl чўкмаси ҳосил бўлиши ҳисобига захарланиш оқибатлари тезда сўнади. Натрий бромид (NaBr) ва калий бромид (KBr) тиббиётда тинчлантирувчи восита сифатида ишлатилади. Улар бош мия қобидаги кўзалиш ва тинчлантириш жараёнларини меъёрига келтиради. Натрий ёдид (NaI) бўқок ва эндокрин касалликларини даволашда тавсия этилади.

15.5. II А гуруҳ элементлари

Бу гуруҳ металлари каторига бериллий, магний, калсий, цронсий, барий ва радий киради. Улар эркин ҳолатда ишкорий метталарга нисбатан каттиқрок. Улар энгил металллар, аммо ишкорий металллардан суюқланих

харорати баландрок. Хоссалари жихатидан бериллий алюминийга ўхшаб кетади. Уларда диагонал ўхшашлик кузатилади.. Бу гуруҳ элементларининг энг асосий кўрсаткичлари 32-жадвалда келтирилган.

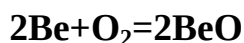
32-жадвал. II А гуруҳ элементларининг асосий катталилари

Асосий катталиклар	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Атом масса	9,01	12,31	40,08	87,62	137,34	[226]
Электрон формуласи	$2s^2$	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
Атом радиуси, nm	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Me^{2+} ион радиуси, nm	0,034	0,074	0,104	0,120	0,193	0,194
Суюкл. ҳарорати, °S	1283	650	847	720	718	-
Зичлиги, g/cm ³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	-
Ионланиш энергияси, v $M \rightarrow Me^+$	9,323	7,645	6,133	5,695	5,212	5,28
Ер пўстлоғида таркалиши, mol қисм	$1,2 \cdot 10^{-3}$	2,0	2,0	$1 \cdot 10^{-2}$	$5,7 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-10}$

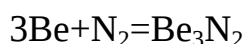
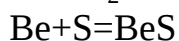
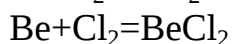
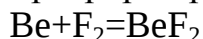
Бу гуруҳ элементларининг оксидланиш даражаси +2. Уларнинг сиртки каватида ns² ҳолатда 2 тадан электрон бор. Бу гуруҳ металлларининг хоссалари ишқорий металлларникига караганда кучсиз. Атом радиуси катталашган сари қайтарувчи хоссалари кучайиб боради.

Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+} каторида ионларнинг радиуси ортиб шу металллар гидроксидларининг асослик хоссалари кучаяди. Барий, цронтий ва барий кадимдан ишқорий ер металлари номи билан машхур.

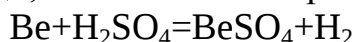
Бундай ном металлларнинг гидроксидларини ишқорий хоссага эғалигидан келиб чиккан. Бериллий. Бериллийни 1827 йилда Веллер бериллий хлоридни калий билан қайтариб олган. Эр шарида кам таркалган. Асосан берилл минерали ҳолатида учрайди $[Be_3Al_2(SiO_3)_6]$, унинг таркибида 14% BeO мавжуд. Александрит (хризоберилл) минеррали куйидаги таркибга эға $BeO \cdot Al_2O_3$ (Фенакит) минерали ҳам бор бўлиб унинг формуласи $2BeO \cdot SiO_2$. Металл ҳолатдаги бериллий унинг бирикмаларини электролиз килич олинади. Электролиз учун олинган суюкланма 50% BeCl₂ ва 50% NaCl (масс. %) бунда аралашманинг суюкланиш ҳарорати 300oC га камаяди (BeCl₂ ники 440oC). Табиатда учрайдиган бериллий изотопининг масса сони 9 га тенг. Хоссалари. Бериллий кул ранг тусли энгил металл. каттик ва мўрт модда. Металлнинг сирти оксид парда билан коплангани учун кимёвий фаоллиги кам. киздирилганда кислород ва ҳавода бериллий оксидини ҳосил килади:



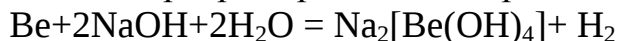
Бир оз иситилганда галогенлар, олтингугурт ва азот билан таъсирлашиб анча барқарор бирикмалар ҳосил килади:



Суялтирилган сульфат ва хлорид кислотада эрийди. Иссик нитрат кислотада эрийди, лекин совик нитрат кислотада пассивлашади.

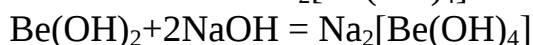
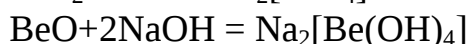


Бериллий ишкорларда эрийди ва гидроксобериллатлар хосил килади:

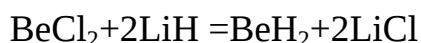


BeO ($t_{\text{суюқ.}} 2560^\circ\text{C}$) ва $\text{Be}(\text{OH})_2$ хам амфотерлик хоссасига эга.

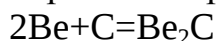
BeF_2 ишкорий металллар фторидлари билан фтор бериллатлар хосил килади. BeF_2 сувда яхши эрийди.



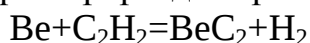
Бериллий тузлари осон гидролизга учрайди, бу тузлар захарли, лекин ширин таъмли бўлади. Кислотали мухитда $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ аква комплекс хосил бўлади. Ишкорий мухитда бўлса $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ гидроксо комплекслар барқарор бўлади. Бериллий ва унунг бирикмалари чанг ҳолатда атмосферада тарқалгани жуда хавфли. BeH_2 полимер цруктурали каттик модда. У бериллий хлориднинг эфирдаги эритмасига литий гидриди таъсир қилиб олинади:



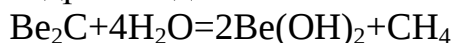
Бериллий карбидлари ўзгарувчан таркибга эга (Be_2C ва BeC_2).



Юкори ҳароратда бериллийга ацетилен таъсиридан олинади:



BeC_2 гидролизиди ацетилен хосил бўлади. Агар Be_2C га сув таъсир эттирилса:



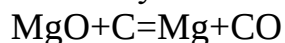
BeCl_2 сувда яхши эрийдиган. Ўзига сув тортувчи рангсиз модда.

Бериллий кўп металллар билан қотишмалар хосил килади. Бериллий асосида интер металл бирикмалар бериллидлар олинган. Бу қотишмалар юкори ҳароратда суюкланади. Бундай қотишмалар самолётсозликда ишлатилади (TiBe_{12} , MoBe_{12} , NbBe_{12} ва бошқлар).

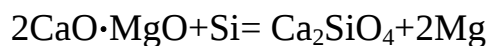
Бериллий бирикмалари ўсимликлар учун хавфсиз, лекин тирик организм учун захарли. Организмда бериллий эрувчан фосфатлар хосил қилгани учун хам суюакни бўш ва морт қилиб қўяди. Бериллий бирикмалари териға таъсир этади. Магний. Магний табиатда кенг тарқалган. Уни 1808 йилда Деви магний сульфатини электролиз қилиб олган. Асосий минераллари магнезит MgCO_3 ; доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$; карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Денгиз сувида MgCl_2 нинг микдори 0,38 % га боради, лекин баъзи қўлларда унинг микдори 30% га хам этади. Магнийнинг ер пўцлоидаги микдори 2 % атрофида. Табиатда магнийнинг учта изотопи бор: $^{24}_{12}\text{Mg}$ (78,6%), $^{25}_{12}\text{Mg}$ (10,11%), $^{26}_{12}\text{Mg}$ (11,29%). Унинг учта сунъий изотопи

хам олинган. Олиниши. Магний $MgCl_2$ ёки сувсизлантирилган карналлитни электролиз килиб олинади.

Магний оксиди юкори хароратда кўмир билан кайтарилиши оркали хам олиниши мумкин:



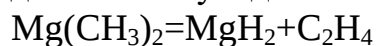
Магний олиш учун юкори хароратда (1200-1300°C) электр печларда ва вакуумда доломитни парчалаб унга кремний таъсир эттирилади:



Хоссалари. Магний ок, кумушсимон, энгил метал. Хавода кам ўзгаради, унунг учини оксид пардаси коплаган.

Магний кислоталардан осон вододородни сикиб чикаради. Сув билан кайнатилганда осон тасир этади. Хавода киздирилганда MgO ва озгина Mg_3N_2 хосил килади.

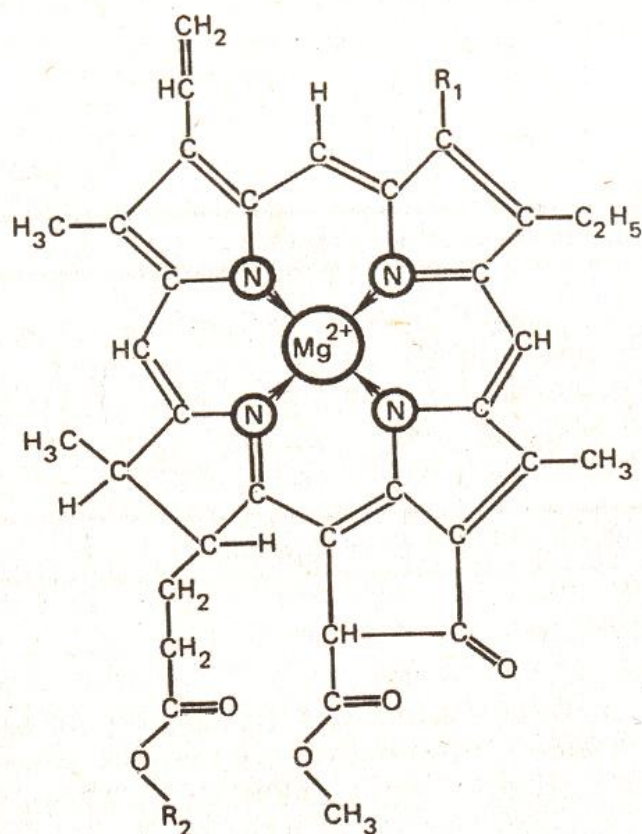
Магний гидриди MgH_2 кумуш ранг каттик модда. У 175 оС да магний диметилнинг парчаланишидан хосил бўлади:



Магнийга водород таъсир этилганда хам агар катализатор сифатида магний иодид ишлатилса магний гидриди хосил бўлади.

MgO $MgCO_3$ дан олинади. У куйдирилган магнезий дейилади. Магний оксиди 2800°C да суюкланадиган кристалл модда. Ундан ўтга чидамли буюмлар, идишлар ва тугел ясалади $Mg(OH)_2$ сувда кам эрийдиган, ўртасахаччи электролит. $EK = 1,2 \cdot 10^{-11}$. $Mg(OH)_2$ магний тузларига ишкорлар таъсир эттирилиб олинади. Магний тузларига сода кўсилганда гидроксикарбонатлар хосил бўлади. Бу туз ок магнезий номи билан тиббиётда

ишлатилади. Табиатдаги силикатлардан талк $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ болалар упаси таркибига киради. Асбец $CaO \cdot 3MgO \cdot 4SiO_2$ иссик сакловчи материал сифатида ишлатилади. $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ денгиз сувидан олинади. Уни асосида магнезиал семент тайёрланади. Магний сульфат- $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ гепта гидрат, тахир туз дейилади. Магний карбид MgC_2 асетиленидлар жумласига киради. Магнийнинг сувда ёмон эрийдиган тузлари каторига $Mg_3(PO_4)_2$, $MgCO_3$, MgF_2 киритиш мумкин. Магнийнинг комплекс бирикмалари ўсимликлар ва хайвонлар хаётида мухим ўрин тутди. Магний ўсимликларда яшил ранг берувчи хлорофилдаги асосий комплекс хосил килувчи ион хисобланади (33 -расм). Бу комплекда Mg^{2+} марказий ион унунг координатсион сони 4 га тенг. Лиганд сифатида турли гурухлар билан боланган пиррол халкалари туради. II А гурухдаги барча катионлар ичида Mg^{2+} ионида азот атоми тутган бирикмалар билан координатсион бо хосил килишга мойиллик кучли бўлса, бу гурунинг колган элементларида бўлса кислород билан координатсияланишга мойиллик юкоридир.

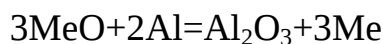


33-расм. Магнийнинг комплекс бирикмаси хлорофилнинг тузилиши.
 R_1 -гидрофил радикал; R_2 -гидрофоб радикал;

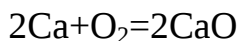
Калсий гуруҳчаси. Бу гуруҳчага калсий, цронсий, барий ва радийни киритиш мумкин. Ер пўцлода калсий микдори 3 %. Табиатда охактош, мрамар- CaCO_3 , гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, фосфоритлар - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ маълум. Калсий фторидлар ва апатитлар холида ҳам кенг таркалган. Касий гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, магний гидрокарбонат $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ва камрок $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ табиий сув таркибидаги муваккат каттикликни хосил килади. Ер қобида калсийнинг олтига, цронсийнинг тўртта ва барийнинг эттига турун изотопи бор. Энг кўп таркалган изотопларга: $^{40}_{20}\text{Ca}$ (96,97%), $^{88}_{38}\text{Sr}$ (82,56%) ва $^{138}_{56}\text{Ba}$ (71,66%).

Ишкорий ер металлариинг галогенидлари, нитратлари ва бошка тузлари деярли гидролизланмайди. Барий табиатда оир шпат BaSO_4 холида, витерит холида BaCO_3 учрайди. Стронсийнинг муҳим минераллари цронсианит SrCO_3 ва селецин SrSO_4 хисобланади. Галогенидлар аммиак таъсирида аммиакатлар хосил килади. Аммиакатларда ишкорий-ер металлариинг к.с. 8 га тенг. $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$; $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$ ва $[\text{Ba}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$.

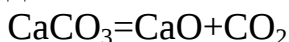
Аммиакатларнинг барқарорлиги калсийдан барийга қараб заифлашади. Ca-Sr-Ba каторида металлариинг сув билан таъсиридаги фаоллиги ортиб боради. Олиниши. Калсий, цронсий ва барий асосан суйкланмалар электролизи орқали олинади. Бу металллар эркин ҳолда алюминотермия усулида ҳам электр печларда вакуумда олиниши мумкин:



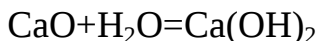
Металларнинг фаоллиги юкори. Шунинг учун бу металлар ишкорий металларга ўхшаш сакланади. Хоссалари. Эркин ҳолда калсий, цронсий, барий ок кумушсимон металлардир. Ҳавода уларнинг сирти тезда оксид парда билан копланади. Калсий анчагина каттик. Стронсий ва барий каттиклиги кўргошинга ўхшаб кетади. Металларнинг фаоллиги Ca-Sr –Ba-Ra каторида ортиб боради. Калсий ва унинг аналоглари пероксидлар (MeO_2) ва супероксидлар (MeO_4) ҳосил килади. Калсий. Ҳавода калсий сирти оксид парда билан копланади. Бунда унинг оксиди ҳосил бўлади:



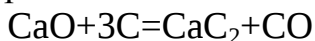
CaO ок каттик модда сувда кам эрийди. Саноатда охактошни парчалаб олинади:



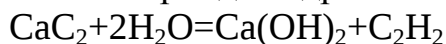
Калсий оксиди куйдирилган охак ёки сўндирилмаган охак номи билан маълум. Калсий оксиди сув билан таъсирлашиб сўндирилган охакни ҳосил килади.



киздирилганда калсий оксиди таъсирида калсий карбиди ҳосил бўлади:

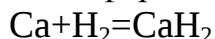


Калсий карбиди гидролизланганда асетилен ажралиб чиқади:

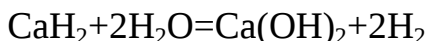


Бу рексиядан техникада асетилен олиш учун ишлатилади.

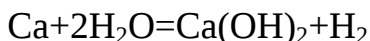
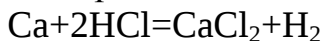
Водород атмосферасида киздирилса калсий гидриди ҳосил килади:



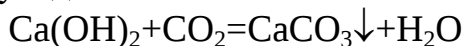
Калсий гидриди осон гидролизга учрайди ҳамда калсий гидроксиди ва водород ҳосил килади:



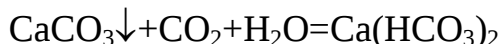
Калсий кислоталар ва сув билан шиддатли таъсирлашади, ва бу жараёнларда водород ажралади:



Калсий гидроксиди кучли асос. Бир литр сувда 1,56 г калсий гидроксиди эрийди. Бу асоснинг тўйинган эритмаси охакли сув дейилади ва курулишда ишлатилади. Агар охакли сувдан карбонат ангидрид CO_2 ўтказилса ок чўкма ҳосил бўлади:



Агар CO_2 ўтказиш давом эттирилса чўкма эриб, калсий гидокарбонат ҳосил бўлади:



Калсий силикат ва калсий алюминатлар асосида семент ҳосил болиб, булардан портландсемент куйидаги таркибга эга: Ca 58-66%; SiO_2 18-26%; SO_3 0,5-2,5 %; MgO 1-5%, Fe_2O_3 2-5%, Na va K 2% гача.

Калсийнинг энг муҳим тузлари каторига калсий карбонат CaCO_3 киради.

Калсийнинг сульфидлари, фосфатлари ёмон эрийди.

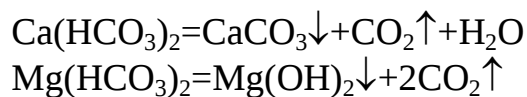
II А гурух элементларининг тиббиётдаги аҳамияти. Организмда магний иони етишмаса юрак- кон томирлар фаолияти бузилиб, касалликка чалиниш эҳтимоллиги ортади. Таркибида магний тутган кўпдан-кўп моддалар тиббиётда дори сифатида ишлатилади. Магний сульфати ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) тинчлантирувчи ва орик колдирувчи ҳамда сурги сифатида буйирилади. Магний оксиди (MgO) ва магний карбонат и (MgCO_3) меда-ичак касалликларида дори сифатида қўлланилади. Магний айникса ўсимликлар ҳаётида муҳим рол ўйнайди. Магний ўсимликлардаги яшил модда хлорофил таркибига киради. Хлорофил ёрдамида ўсимликларда фотосинтез жараёни рўй беради. Калсийнинг тирик организм учун ўрни бекиёс. Одам организмда 1,4 % гача калсий бўлади. (70 кг га 1400 г.). Организмдаги калсийнинг 99% суяк тўқималарида жойлашган. Суякда калсий асосан $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ва CaCO_3 ҳолатида бўлади. Одам организмни калсийга бўлган эҳтиёжи кунига 1 г ни ташкил этади. Калсий тўқима мембраналари ва мушакларнинг нормал ишлаши учун зарур, у конниг ивишига таъсир этади. Кондаги калсий микдорини гормонлар тартибга солиб туради. Таркибида калсий бўлган кўп дори моддалари бор. Калсий хлорид ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) аллергик, рахит, шамоллаш ва тери касалликларида буюрилади. Бундан ташқари, калсий глюконат, калсий лактат, калсий глисерофосфат ва бошқалар тиббиётда дори модда сифатида кенг қўлланилмоқда. Барий сульфати BaSO_4 рентген контраст модда сифатида ишлатилади. MgO ва $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ ошқозоннинг кислоталиги ортиб кетганида ичиш учун буюрилади. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - асик туз ёки инглизлар тузи номи билан машур. Бу модда тинчлантирувчи, какшасга қарши, спазмолотик таъсирга эга бўлиб, сурги сифатида ҳам тавсия этилади. Калсий ва цронсийнинг хоссалари жуда яқинлиги туфайли суяк тўқималаридаги алмашилиш реакцияларида калсий ўрнига цронсий қолади. Бу борада айникса цронсийнинг радиоактив изотоплари жуда хавфли бўлиб, улар ядро реакцияларида ҳосил бўлади.

15.6. Сувнинг каттиклиги ва уни йўқотиш усуллари

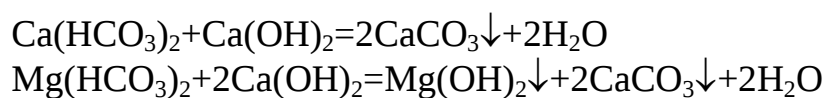
Табиатдаги сув таркибида калсий ва магний тузларининг мавжудлиги сувни каттиклигини юзага келтиради. Сувнинг каттиклиги иккига бўлинади: вақтинчалик каттиклик ва доимий каттиклик. Вақтинчалик каттиклик сабаби сувда гидрокарбонатларнинг борлигидир. Доимий каттикликка сабаб калсий ва магний сульфатлари ва хлоридларининг сув таркибида бўлиши ҳисобланади. Сувнинг каттиклиги бир литр сувдаги эриган Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионларининг мг-екв. (миллиграмм эквивалент) микдори билан ўлчанади. Сувнинг каттиклиги қуйидагича ҳисобланади:

$$[\text{Qattiklik}] = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{20,04 \cdot V} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{12,16 \cdot V}.$$

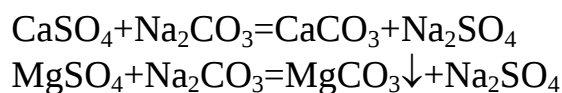
$m(\text{Ca}^{2+})$ -калсий ионларининг массаси, мг; $m(\text{Mg}^{2+})$ - магний ионларининг массаси; V- сувнинг этитмадаги хажми. Агар сувнинг каттиклиги 4-7 мг*екв/л бўлса юмшок сув дейилади. Бундай сув ичеъмол килиш учун яроклидир. Агар каттиклик 7-14 мг*екв/л орасида бўлса бундай сув ичиш учун ҳам технологик жараён учун ҳам яроксиз бўлади. Сувнинг вактинчалик каттиклиги кайнатиш оркали йўкотилади. Бу жараёнда гидрокарбонатлар эримайдиган карбонатларга ўтиб чўкмага тушади:



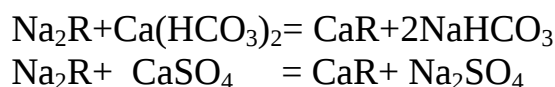
каттиклик кимёвий ишлов бериш оркали ҳам йўкотилади. Бунинг учун каттик сувга сўндирилган охак ёки сода кўшилади. Охак асосан сувнинг вактинчалик каттиклигини йўкотади:



Агар доимий каттикликка эга бўлган сувга сода кўшилса куйидаги рексия содир бўлади:



Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионларини йўкотиш учун бура, поташ ва натрий фосфати ҳам ишлатилади. Хозирги пайтда сувни каттиклигини йўкотиш учун табиий ва сунъий ионитлар кенг қўлланилмоқда. Ионитлар алюмосиликатлар тоифасига кириб, куйидаги формулага эга $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O}$.. Алюмосиликатлар таркибидаги Na^+ ионлари Ca^{2+} ёки Mg^{2+} ионларига алмашади.



Сувни юмшатиш учун юкори молекуяр ионитлар ҳам ишлатилиб, улар ион алмашинувчи смолалар дейилади. Бундай ионитлар таркибида $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{SO}_3\text{Na}$, $-\text{COOH}$, $-\text{OH}$, $-\text{COONa}$ гурухлари бўлиб улар ўз таркибидаги катионларни алмаштиради. Анионитлар таркибида харакатчан асос гурухлар бўлиб, улар анионларни алмаштиради. Бу ионитларда фаол гурухлар $-\text{NH}_2$; $-\text{N}(\text{CH}_3)_2$, $-\text{NH}_3\text{Cl}$ хисобланади. Шундай ионитлардан сувни ўтказиб жуда тоза сув, хатто дицилланган сув олиш мумкин. Ионитлар қўллаш кам харж, арзон ва самарали усул хисобланади.

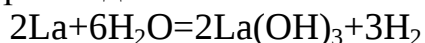
16- боб. III -Y Б гуруҳ элементлари ва уларнинг хоссалари

Даврий жадвалдаги III Б кўшимча гуруҳда скандий, иттирий ва улардан кейин бу гуруҳда лантан ва актиний келади. Бу элементлар ташки каватида 2 тадан электронга эга. Ташкаридан иккинча каватда бўлса 9 тадан электрон бор. Жадвалда лантандан (57140La) кейин яна 14 та элемент келиб, уларнинг тартиб номери 58-71 орасидаги кийматга эга. Бу элементларнинг кўп хоссалари лантанга ўхшаш, шунинг учун ҳам улар латаноидлар ёки сийрак -ер элементлари ҳам дейилади.

33- жадвал. III Б гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Скандий	Иттирий	Лантан	Астиний
Атом масса Электрон	44,956	88,905	138,91	227
формуласи Атом	$3d^1 4s^2$	$4d^1 5s^2$	$5d^1 6s^2$	$6d^1 7s^2$
радиуси, nm(E^{3+})	0,164	0,181	0,187	0,203
Суюкл. harorati, °S	0,083	0,097	0,104	0,111
Зичлиги ,g/sm ³	1539	1525	920	1040
Ионланиш энергияси	3,0	4,47	6,16	10,1
$M \rightarrow Me^+$	6,56	6,21	5,57	5,10
Ер пўсплоида таркалиши, mol кисм %	$3 \cdot 10^{-4}$	$2,6 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-15}$

Лантандан кейинги элемент актиний хисобланиб (Ac89227), унга ҳам хоссалари ўхшаш бўлган 14 та элементлар бор. Бу элементларнинг тартиб номери 90-103 орасида бўлиб, улар актиноидлар деб аталади. Бу гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари 33-жадвалда келтирилган. Скандий ва унинг аналоглари активлиги жихатидан ишкорий ва ишкорий -ер металларида заифрок холос. Скандийдан астинийга борган сари элементларнинг фаоллиги ортиб боради. Бу металллар активлик каторида водороддан анча олдинда туради. Скандий пассив ҳолатда бўлгани учун сув билан таъсирлашмайди. Аммо лантан одатдаги шароитдаёқ сув билан таъсирлашади:



Металлар суюлт. HNO_3 билан фаол металлларга ўхшаш таъсит этиб, анионни NH_4NO_3 гача кайтаради.

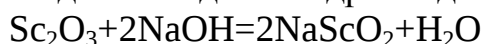
Me_2O_3 - кийин суюкланувчан ок рангли моддалар. Уларнинг асослик хоссалари Sc дан Ac га караб ортиб боради. $Me(OH)_3$ ларнинг асослик хоссалари ҳам $Ac(OH)_3$ да энг кучлидир. $Sc(OH)_3$ да амфотерлик хосса кузатилса, $La(OH)_3$ анча кучли асос. $ScCl_3$ - YCl_3 - $LaCl_3$ - $AcCl_3$ каторида асослик хоссалар ортиб боради.

Одатдаги ҳолатда бу металллар суюкланмалар электролизи ёки металллар билан кайтариш реакцияси оркали олинади.

16.1 Скандий бирикмалари

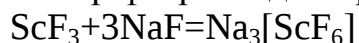
Табиатда учраши. Бу элементлар таркок холда учрайди. Уларнинг ўзига хос минераллари йўқ. Бу элементлар табиатда калай, торий, гафний, уран, сирконий ва лантаноидлар билан бирга учрайди. Скандийни ўзи бўлса $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ тортвейтит $\text{ScPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ цереттит ҳолатида учрайди.

Физик хоссалари. Скандий окиш кул ранг метал. Бу гуруҳда скандий энг юкори суюкланиш ҳароратига эга. Жуда мўрт метал. Суюкланиш ҳарорати 1539°C . Кимёвий хоссалари. Скандий кўп металлмаслар билан таъсирлашади. Суйлтирилган хлорид, сульфат ва нитрат кислотада яхши эрийди. Унинг оксиди Sc_2O_3 формулага эга. Гидроксиди бўлса $\text{Sc}(\text{OH})_3$ таркибли. Скандий оксиди ва гидроксиди амфотер хоссага эга:



NaScO_2 натрий метаскандатлар ҳосил бўлади.

ScF_3 комплекс анион ҳосил қилиш қилиятига эга бўлиб, бундай комплекслар фторскандатлар дейилади:



Еритмада жуда осон гидролизга учрайдиган аква -ион ҳосил бўлиши маълум: $[\text{Sc}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Скандий гидриди ScH_2 формулага эга бўлиб, кора кукун, металлсимон таркибли гидрид. ScF_3 сувда эрмайди. Скандийнинг хлоридлари, бромидлари бўлса сувда яхши эрийди. Сувдаги эритмалардан кристаллогидратлар ҳолида ажралади $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ Скандий осон кўш тузлар ҳосил қилади, масалан, $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4$.

Хоссалари жихатидан скандий с элементларга ўхшаб кетади, д- ва с- элементлар орасидаги ҳолатни эгаллайди. Ишлатилиши. Скандий металлларни сифатини яхшилаш учун ишлатилиб, ядро техникасида нейтронлар ҳаракатини секинлаштирувчи модда сифатида қўлланилади. Скандий гуруҳи элементларининг амалий аҳамияти ҳали батафсил ўрганилмаган.

16.2. Лантаноидлар ва актиноидлар

Лантаноидлар оиласига 14 та f элемент кириб, улар лантандан кейин келадиган элементлардир. Бу элементлар ядро зарядининг ортиши билан охириги электрон ташкаридан учинчи каватнинг f-пооначасига жойлашади, ташки ва ташкаридан иккинчи кават ўзгаришсиз қолади. Уларнинг ташки каватида иккитадан электрони бор. Шунинг учун ҳам лантаноидлар кимёвий хоссалари жихатидан бир-бирига ўхшаш хоссаларга эга. Лантаноидларнинг хоссалари La ва Y га охшаб кетади. Уларнинг оксидланиш даражаси +3. La, Gd ва Lu ўзгарувчан валентликка эга. Се бўлса уч ва тўрт валентликни намоён этади. Баъзи лантаноидлар икки валентликли ҳолатга ҳам эга. Лантаноидларда ядро заряди ортгани билан Се дан Lu га қараб ион

радиуси камайиб(лантаноидлар сикилиши) бориши кузатилади.Физик хоссалари. Улар одатдаги шароитда ок кумуш ранг металллардир.Кимёвий хоссалари. Фаоллиги жихатидан лантаноидлар ишкорий ер металларига якин туради. Улар кислоталарда эрийди. Сув билан таъсирлашади. Одатдаги шароитда осон оксидлар хосил килади.Улар юкори хароратда галогенлар билан таъсирлашади. Лантаноидларнинг оксидлари, фторидлари, сульфидлари сувда кийин эрийдиган ва кийин суюкланадиган бирикмалардир. Бу металллар хоссалари бир-бирига жуда якин бўлгани учун уларни тоза холда ажратиб олиш анча мушкул.Ишлатилиши. Бу металллар рангли металллар олишда, электрон асбоблар яратишда, пўлат ишлаб чикариш ва аккумуляторлар тайёрлашда кўлланилиши маълум. Алюминий ва магнийга лантаноидлар кўшилиши уларни юкори хароратда чидамли бўлишига олиб келади.Актиноидлар. Бу элементлар актинийдан кейин келадиган ўн тўртта f - элементлардир. Бу элементларда ҳам ташкаридан учунчи электрон кобикъини электронларга тўлиши кузатилади(5f). Бу элементлар кимёвий хоссалардаги охшашлик уларнинг ташки каватидаги электрон тузилиш бир хиллигидан келиб чиқади. Актиноидлар лантаноидлардан оксидланиш даражаси хар хиллиги билан фарк килади.Актиноидларнинг барчалари +3 оксидланиш даражасига эга. Бу жихатдан улар лантаноидларга ўхшаб кетади.Th, Pa, U, Np (III) холатда анча кучли кайтарувчилардир. Улар эритмада осон оксидланади.Актоноидларнинг(III) гидроксодлари асослик хоссага эга, лекин сувда кам эрийди. Улар кислоталар билан осон таъсир этади. Актиноидлар учун (IV) бирикмалар ҳам кўп учрайди. Th, Pu, Pa, U, Np, Am ва Cm (Курий) учун ана шундай бирикмалар кўп. Бу элементларнинг оксидлари кийин суюкланувчан ва сувда эримайдиган моддалардир. Улар хатто кислоталар билан ҳам таъсирлашмайди. Ишкорларнинг суюкланмаларида ҳам эримайди. Me(OH)₄ бирикмалари кучсиз асосли хоссаларга эга. Актиноидлар тузлари таркибида 4-12 молекула сув ушлайди. MeF₄ сувда кийин эрийдиган кийин суюкланувчи бирикмаларга киради. ThCl₄, UCl₄, PaCl₄, NpCl₄ бирикмалар олинган. UBr₄ ва UI₄ ҳам маълум. Актиноидлар ичида +5 бирикмалар Pa, Np ва Pu да учрайди. Бу бирикмаларда асослик хоссалар кучли. U, Np, Pu ва Am да + 6 бирикмалар учраб, бундай бирикмалар хром хосилаларига ўхшаб кетади. UO₂²⁺ уранил, NpO₂²⁺ -нептунил, PaO₂²⁺ пратактанил дейилади. Масалан, UO₂(NO₂)₂·6H₂O , уранил нитрат ураннинг энг кўп таркалган бирикмасидир. Na₂UO₄ уранат ва Na₂U₂O₇ диуранат тузлари маълум. Бу тузлардан рангли шиша олишда фойдаланилади.к6 бирикмалар учун UO₂(OH)₂ га ўхшаш асос турдаги бирикмалар маълум. Бундай бирикмалар кислоталар билан таъсирлашади. Масалан, UO₂Cl₂ - уранил хлорид. U-Np-Pu-Am каторида +6 бирикмаларнинг баркарорлиги камаяди. Ураннинг баркарор оксиди UO₃ олинган. UF₆ дан UCl₆ баркарор хисобланади. Np, Pu ва Am да оксидланиш даражаси +7 бирикмалари ҳам учрайди. Me₃NpO₅ ва Me₃PuO₅ бирикмалари маълум бўлиб, NpO₂(OH)₃ - кора кўнгир гидроксид олинган.

16.3. IV Б гуруҳ элементлари

Бу гуруҳ элементларига Ti, Zr, Hf va Rf (Резерфордий) киради. Титан гуруҳи элементларининг ташки каватида 2 тадан электрон бор. Ташкаридан иккинчи каватда бўлса яна иккитадан электронлар бор(д2).

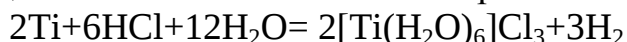
Титан, Zr, Hf кийин суйкланувчан металллар. Бу гуруҳ металлларининг энг асосий катталиклари 34-жадвалда келтирилган.

34-жадвал. Титан гуруҳи элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Титан	Сирконий	Гафний	Резерфордий*
Атом масса	47,88	91,224	178,49	[261]
Электрон формуласи	$3d^2 4s^2$	$4d^2 5s^2$	$5d^2 6s^2$	$6d^2 7s^2$
Суюкл. харорати, °S	1668	1855	2220	2100
Зичлиги, g/sm ³	4,50	6,45	13,1	18

*тахминий маълумотлар

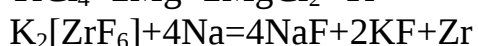
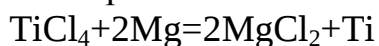
Бу металллар коррозияга чидамли. Металллар уцуни MeO_2 таркибли оксид пардаси копланган. Бу металллар конс. HNO_3 да пассивлашади. Сульфатлар, хлоридлар, денгиз суви таъсирига чидамли. киздирилганда хлорид кислотада эрийди. Бунда титаннинг аква комплекслари хосил бўлади:



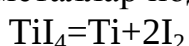
Ti, Zr ва Gf нинг гидридлари кул ранг ёки кора рангли металлга ўхшайдиган кукунлардир. Шу металлларнинг гидридларидан кукун ҳолатдаги металллар олинади. TiO_2 ковалент бирикма, лекин Ti_6O ва Ti_3O - металллик бирикма ҳисобланади. Бу гуруҳ металлларининг карбидлари ва нитридлари жуда юкори хароратда (3000-4000°C) суюкланадиган бирикмаларга киради. Карбидлар, нитридлар, силитсидлар ўзгарувчан таркибга эга.

Табиатда учраши. Ер шарида титан анча кенг тарқалган. Унинг табиий минералларига TiO_2 - рутил, $CaTiO_3$ - перовскит, $FeTiO_3$ - илминит кабилар киради. Гафний сирконий бирикмалари билан биргаликда учрайди.

Сирконийнинг табиий бирикмаларидан $ZrSO_4$ - сиркон, ZrO_2 - бедделеит ҳисобланади. Олиниши. Бу металлларнинг олиниши асосан фаол металллар билан кайтаришга асосланган:

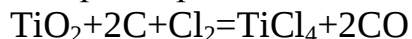


Жуда тоза металллар иодидларни парчалаш оркали олиниши мумкин:

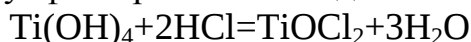


Ишлатилиши. Титан металлургияда котишмалар ҳолидай кенг қўлланилади. Ферротитан ва ферросирконий таркибида (50% гача титан ёки сирконий) бўлади. Титан иссикка чидамлилиги, коррозияга бардошлиги туфайли жуда керакли метал ҳисобланади. У кемалар, учоклар ва ер оци концруксиялари таёрлашда қўлланилади. Сирконий атом техникасида ишлатилади.

Титаннинг бирикмалари. Титан (IV) бирикмалари кенг тарқалган. TiCl_4 , TiO_2 , TiS_2 , $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ бирикмалари маълум. TiO_2 ок рангли 1870°C да суюкланадиган кукун модда. Бу оксид жуда инерт. Сувда, кислоталарда, ишқорларда эримайди. TiCl_4 каттик холда молекуляр кристалл панжара ҳосил қилади. Титаннинг галогенли бирикмалари унинг оксидидан олинади. Оксидга, углерод ва хлор таъсир эттирилади:



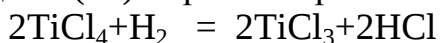
Титан гидроксидлари ўзгарувчан таркибли ва $\text{TiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ формулага мос келади. Унинг гидроксиди кислоталар таъсиридан оксохлоридлар ва оксосулфатлар ҳосил қилади:



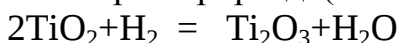
TiO_2 плавик кислотасида осон эрийди ва анион комплекслар ҳосил қилади:



Титаннинг (IV) бирикмалари каторига K_2TiO_3 , K_4TiO_4 каби тузларни ҳам киритса бўлади. Ti(IV) валентли бирикмаларини юкори хароратда (650°C) кайтаришда Ti (III) бирикмаларига айланади.



TiO_2 яна ҳам юкори хароратда (1200°C) кайтарилади:



Ti_2O_3 сиёҳ рангли бирикма; TiCl_3 ҳам шундай рангга эга. Эритмада $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ аква ион мавжуд. Ti_2O_3 сувда ва ишқорларда эримайди. Ti^{3+} бирикмалари аналитик кимёда кенг ишлатилади.

16.4. V Б гуруҳ элементлари

V Б гуруҳ элементларига ванадий, ниобий ва тантал кириб, уларнинг ичида Vа ва Nb да ташки каватда иккитадан электронлар, Nb да бўлса ташки каватда биргина электрони бор. Бу гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари 35-жадвалда келтирилган.

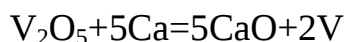
35-жадвал. V Б гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Ванадий	Ниобий	Тантал
Атом массаси	50,942	92,906	180,947
Электрон формуласи	$3d^3 4s^2$	$4d^4 5s^1$	$5d^3 6s^2$
Атом радиуси, nm	0,134	0,146	0,146
Ион радиуси, nm (E^{5+})	0,059	0,066	0,066
Ионланиш энергияси , $\text{E} \rightarrow \text{E}^+, \text{E} \nu$	6,74	6,88	7,89
Суюкл. харорати, $^\circ\text{S}$	1900	2470	3015
Зичлиги , g/cm^3	5,96	8,57	16,6
Ер пўстлогида тарқалиши , mol %	$6 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$

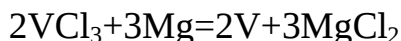
Асосий гуруҳ элементларидан фарқи элементларнинг атом радиуси кичиклиги ва элементларнинг атом ва ион радиусдаги ўзига ҳослик ҳисобланади. Ниобий ва танталнинг атом радиуслари деярли бир хил бўлиб

колган. Ваннадийнинг оксидланиш даражаси +2,+3+4 ва +5. Ниобий ва танталнинг бирикмаларда + 5 оксидланиш даражаси барқарор ҳисобланади.

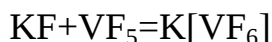
Ваннадий. Ваннадий ер шарида кам тарқалган. Полиметалл рудалардан ваннадий ангидрид (V_2O_5) олинади. Тоза металл V_2O_5 дан калсий билан қайтариш орқали олинади:



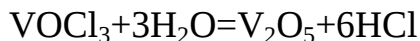
VCl_3 дан магний металл билан қайтариш орқали ҳам ваннадий олинishi мумкин:



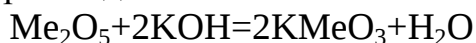
Фторид, сульфат, нитрат кислоталарда эрийди. Сув, ишқорлар таъсирига чидамли ҳисобланади. Пўлат таркибига 1-3% қўшилганда уни пишиқлиги ортиб, титрашга чидамлилиги ортади. Ундан автомобилларнинг ўқлари тайёрланади. Ваннадий диоксиди (VO_2) амфотер хоссага эга. VO ва V_2O_3 асослик хоссаларни намоён этса, B_2O_5 кислотали хоссаси юқори. Ваннадий ангидриди V_2O_5 зарқалдоқ-кизил рангли каттик модда (суюкл. ҳарорати $670^\circ C$). У ишқорларда яхши эрийди ва метаваннадий кислотасининг (HVO_3) тузларини ёки ванадатларни ҳосил қилади. Ваннадийни (Y) фториди маълум -ВФ5 (суюкл. ҳарорати $19,5^\circ C$) қуюқ суюқлик. Бу бирикма осон анион комплекслар ҳосил қилади:



$VOCl_3$ суюқ модда (суюкл. ҳарорати $-77^\circ C$). Бу бирикма осон гидролизга учрайди:



Ишлатилиши. V_2O_5 - сульфат кислота олишда катализатор сифатида ишлатилиб, шиша олишда, фотография ва тиббиётда қўлланилади. Ниобий ва тантал. Бу элементлар хоссалари ваннадийга ўхшаб кетади. Уларнинг зичликлари катта (8,57 ва 16,6 г/см³) ҳамда бу металллар юқори суюқланиш ҳароратига эга (2500 ва 3000^oS). Бу металллар хлорид, сульфат, нитрат, перхлорат кислоталар ва зар суви таъсирига чидамли ва бу кислоталар билан таъсирлашмайди. Айниқса бу хосса танталда яққол кўринади. Бу металллар сиртини оксид пардаси (Ta_2O_5) копланган. Бу оксид пардаси фтор, водород фторид ва ишқорларнинг суюқланмаларидагина эриши мумкин. Nb_2O_5 (суюкл. ҳарорати $1490^\circ C$) ва Ta_2O_5 ($1870^\circ S$) ок каттик кийин суюқланувчан кристал моддалардир. Ниобий ва тантал (Й) оксидлари кимёвий жихатдан инерт бўлиб, сув, кислоталар билан таъсир этмасдан факат ишқорлар суюқланмалари билан таъсирлашади:



K_2NbO_3 ва K_2TaO_3 ниобат ва танталат кислотанинг тузлари ниобатлар ва ванадатлар дейилади. NbF_5 (суюкл. ҳарорати $80^\circ S$) ва TaF_5 (суюкл. ҳарорати $95^\circ S$) кристалл моддалардир. Nb ва Ta фторидларининг жуда кўп анион комплекслари олинган: $K[MeF_6]$, $K_2[MeF_7]$, $K_2[MeF_6]$, $K[MeCl_6]$. Ишлатилиши. Тантал электроникада ва машинасозликда кенг қўламда

ишлатилади. Тантал тирик организм тўкималари билан таъсирлашмаганлиги учун ундан жаррохликда синган суякларни улашда фойдаланилади. Бундай тантал симлар узок вақт организмга ҳеч қандай зарар бермайди.

Ниобий бўлса иссикка чидамли қотишмалар олишда қўлланилади. Пулат таркибига 4 % гача ниобий қўшилса ундан бу қозонлари тайёрласа бўлади.

17-боб. VI В гуруҳ элементлари

17.1. VI В гуруҳ элементларининг умумий таснифи

Хром, молибден ва вольфрам VI гуруҳнинг қўшимча гуруҳини ташкил этади. Бу гуруҳ элементларининг умумий таснифи 36-жадвалда келтирилган. Шу қатор бойлаб ионланиш энергияси ва суюкл. ҳарорати ортиб боради. Молибден ва хром ўхшаш хоссаларга эга. Хром учун +3 ва +6 оксидланиш даражаси характерли, чунки +2 оксидланиш даражасига эга бирикмалар беқарор. Молибден ва вольфрамда кб оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалар кўп учрайди. Умуман бу гуруҳча элементлари учун 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6 оксидланиш даражасига эга бирикмалари учраши кузатилади.

Оддий моддалар ҳолатида хром, молибден ва вольфрам ок қумушранг ялтирок металллардир. Уларнинг орасида вольфрам энг юқори суюклиниш ҳароратига эга. Уларнинг хоссаларига қўшимчалар таъсир этади. Техник хром энг қаттиқ моддалардан бири бўлган ҳолда тоза хром бундай хоссага эга эмас. VI В гуруҳ элементларининг муҳим хоссалари 36-жадвалда келтирилган.

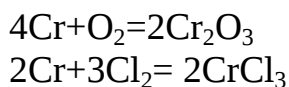
36-жадвал. VI В гуруҳ элементларининг энг асосий қатталиклари

Асосий қатталиқлар	Хром	Молибден	Вольфрам
Суюкл. ҳарорати, °S	1890	2620	3380
Зичлиги, g/cm ³	7,2	10,2	19,3
Атом масса	52,01	95,95	183,92
Электрон формуласи	3d ⁵ 4s ¹	4d ⁵ 5s ¹	5d ⁴ 6s ²
Атом радиуси, nm	0,127	0,137	0,14
Ионланиш энергияси M → M ⁺	6,77	7,10	7,98
Ер пўстлоғида тарқалиши, mol қисм	8*10 ⁻³	6*10 ⁻⁵	1*10 ⁻⁵

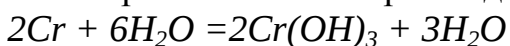
H₂CrO₄ ва H₂Cr₂O₇ ва уларнинг тузлари қучли оксидловчилардир. Cr⁺⁶-Mo⁺⁶-W⁺⁶ қаторида чапдан ўнгга бирикмаларнинг барқарорлиги ортади, лекин оксидловчилик хоссалари заифлашади. H₂CrO₄-H₂MoO₄-H₂WO₄ қаторида кислоталарнинг қучи қескин қамаяди. Табиатда хромнинг тўртта, молибденда эттита, вольфрамда бешта барқарор изотоплар учрайди.

17.2. Хром ва унинг бирикмалари

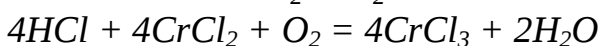
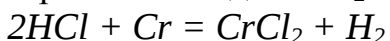
Табиатда учраши. Темирли хромтош холида учрайди. Cr_2FeO_4 ёки $Fe(CrO_2)_2$ хром микдори фоизларда 15% дан 40 % гача боради..кўрошинли кизил руда $PbCrO_4$ (крокоит хам дейилади). Хромли охра Cr_2O_3 .. Молибден MoS_2 -молибденит таркибида, волфрам бўлса - шеелит($CaWO_4$) ва волфрамит $[(Fe,Mn) WO_4]$ холатида учрайди. Хром тутган минерал 1766 й. И.Г. леман томонидан очилган “Сибир кизил кўрошини” деб аталган. Хром дацлаб 1797 йилда Вокелен томонидан бўёк модда $PbCrO_4$ таркибидан ажратиб олинган. “Хром” сўзи “рангли” демакдир. Хоссалари. Хром - ок ялтирок металл, каттик, мўрт. У кайтарувчи, 2 тадан 6 тагача электрон беради. Шунинг учун кимёвий реакцияларда шароитга караб +2, +3 ва + 6 оксидланиш даражасига эга бўлади. Кимёвий жихатдан пассив элемент. Бунинг сабаби унинг сирти жуда юпка ва кўз иламайдиган пишик оксид парданинг борлигидир. Жуда каттик метал.(дк7,2 г/см3). 1890 °S да суюкланади. 2430°S да кайнайди. Хром метали хажми марказлашган куб холда крицалланади. Крицалл панжарада координатсион сон 8 га тенг. Конс. нитрат кислота ёки зар суви (HNO_3+3HCl)хромни пассивлайди. Унга одатдаги шароитда кислород ва нам таъсир этмайди. киздирилганда сирти осон оксидланади:



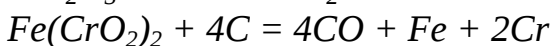
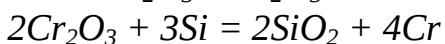
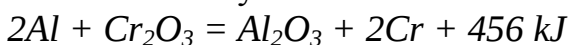
Фтор билан осон реакцияга киришади. Харорат таъсирида олтингугурт, кремний ва бром билан таъсирлашади. Майдаланган холда сувни парчалайди.



Суюлтирилган HCl да ва H_2SO_4 да эриб, хром +3 тузларига айланади:



HNO_3 , зар суви (1:3 HNO_3 ва HCl) оддий хароратда хромни пассивлаштиради. Лекин HCl да узок вақт кайнатилса водород ажралади. Кейин бу реакция совукда хам давом этади. Пассивланган хром ўзини нодир металлга ўхшаб тутаяди, Хромнинг олиниши. Соф металлни алюминотермия усули билан олиш мумкин.

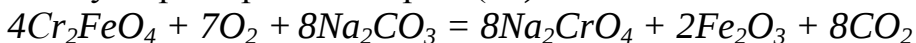


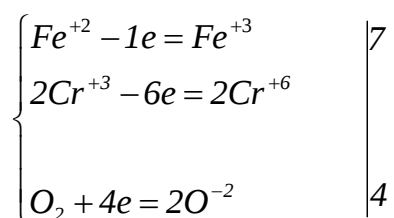
Саноатда хром олиш учун темир хромитдан дацлаб хром (III)- оксид олинади.

Бунинг учун хромли темиртош кислород ва сода билан суюклантирилади.

Кейин натрий

хроматдан углерод ёрдамида хром (III)-оксиди олинади.



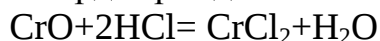


Хосил бўлган Na_2CrO_4 сувда эритилиб кўшимчалардан тозаланади ва куритилб кўмир билан кайтарилади:

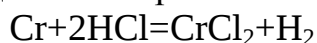


Техникада ишлатилиши. Таркибида 1-2% Cr тутган пўлат каттик ва муцахкам бўлади. Пўлатда 12% хром бўлганда зангламайдиган пўлат хосил бўлади. Хром метал буюмларни коплашда ишлатилади, масалан, элтирал, нихром, хромал. Хром(II) бирикмалари. Cr^{+2} нихоятда бекарор бирикмалар хосил килади. Улар кучли катарвчилардир. CrO - кора кукун.

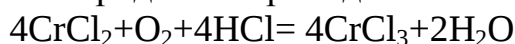
киздирилганда суюлтирилган ХСл билан таъсирлашади. Хром (II) оксид кислоталарда эрийди:



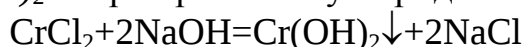
Майдаланган хром кислоталардан водородни сиқиб чиқазади:



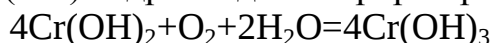
Хаво кислороди иштирокида Cr^{2+} оксидланади:



$Cr(OH)_2$ - сарик рангли .Тузларидан олинади:



Хром(III) гидроксиди бекарор бирикма, осон оксидланади:

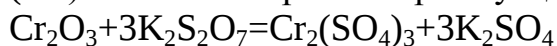


$CrCl_2$ - рангсиз кристалл сувда эрийди. Эритмада хаво рангли $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$ аква комплекслар хосил килади. Энг баркарор бирикмаси $Cr(CH_3COO)_2$.

Хром(III) бирикмалари. Теричилик саноатида хром тузларидан пишик хромли терилар олишда ишлатилади. Cr^{3+} бирикмалари баркарор.

Cr_2O_3 - хромли охра, яшил рангли кукун, суюкланиш харорати $2265^\circ S$.

кийин суюкланувчан кимёвий жихатдан инерт. Сувда, кислоталарда ва ишкорларда эримайди. Калий пиросульфат билан суюклантирилса хромнинг (III) валентли бирикмаларига ўтади:

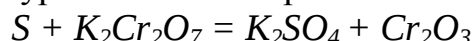


Хром(III) оксидни олиниш усуллари:

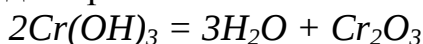
Углерод билан кайтариш:



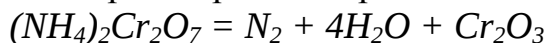
Олтингугурт билан кайтариш:



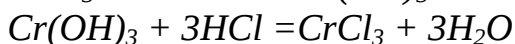
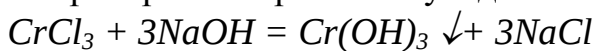
Харорат таъсирида парчаланиш:



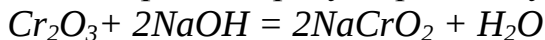
Дихроматларни парчалаш оркали хам осон олинади:



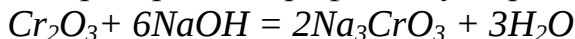
Хром (III) - оксидини сода ёки ишкорлар билан суюклантириш натижасида мета- ва ортохромитлар ҳосил бўлади.



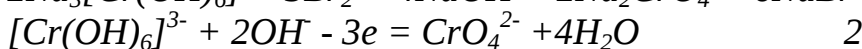
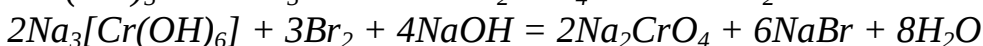
HCrO_2 - метахромитлар, тузлари мавжуд:



H_3CrO_3 - ортохромитлар, факат тузлар ҳолида олинган:

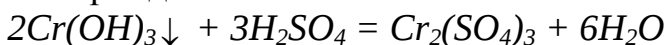


Хром (III) гидроксиди кучли оксидловчилар таъсирида ишкорий муҳитда Cr^{+6} бирикмаларига ўтади.

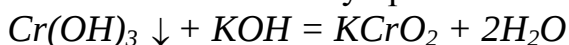


$\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$ ўрнига Cr(OH)_3 , CrCl_3 , NaCrO_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ни олиш мумкин. Оксидловчилар сифатида бўлса Cl_2 , I_2 , NaClO_3 , NaNO_3 , H_2O_2 ва бошқалар олинади. Хром бирикмаларида Cr^{+3} катиони кўк рангли (хром (III) сульфат, хром (III) нитрат, хром (III) хлорид), хром (III) анион ҳолда бўлса (CrO_2^-), яшил рангли бўлади (натрий хромит, калий хромит).

Калий хромли аччиктошга оз миқдорда ишкор кўшсак, хром(III) гидроксид чўкмага тушади. У амфотер бўлганлиги учун кислоталарда ҳам ишкорларда ҳам осон эрийди:

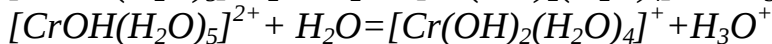
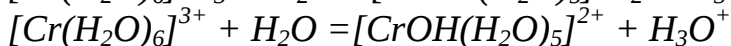


кўк ранг

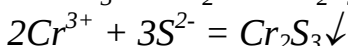
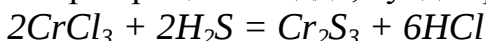


яшил ранг

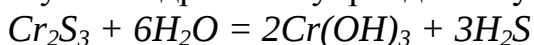
Хром(III) тузлари гидролизга учрайди. Жараён катион механизм бўйича боради:



Cr_2S_3 - кора кристалл модда, сувда эримайди.



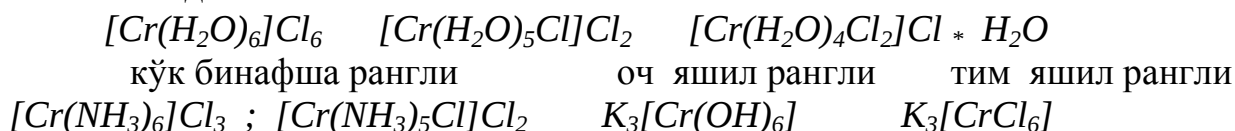
Бу туз кучли гидролизга учрайди ва тўла гидролиз содир бўлади.



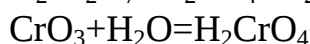
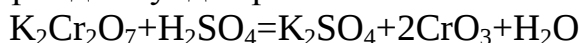
Cr_3 тузлари эритмадан кристаллогидратлар ҳолида ажралади:
 $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;

$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

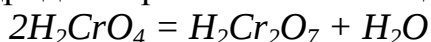
Хром (III) бирикмаларининг координатсион сони 6 га тенг комплекслар хосил килади:



Хром(VI) бирикмалари. Хром (VI) оксиди, хромат кислотасининг ангидриди - тўқ кизил рангли игнасимон кристаллга эга. (суюкл. харорати 197 оС). Сувда осон эрийди. Бунда хромат кислотаси хосил бўлади.

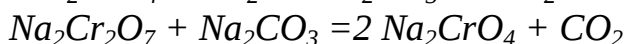
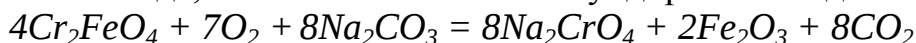


Бу кислота эркин холда олинмаган. Ортача кучли кислота. Хромат ангидридига хромат кислота ва дихромат кислота тўри келади.

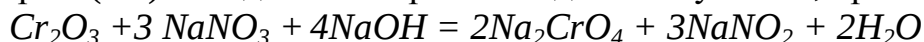


Суюлтириш ортиши билан мувозанат H_2CrO_4 тарафига караб сурилади.

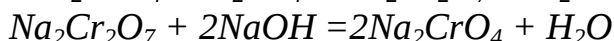
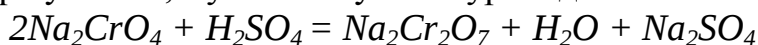
Хром (VI) оксиди захарли. Натрийли ёки калийли хромат техникада хромли темиртошни сода, поташ ёки охак билан куйдириб олинади.



Агар хром (III) оксидига ишкор ва оксидловчи кўшилса, хроматларга ўтади:



Агар натрий хроматга кислота кўшилса, мувозанат чапга сурилади. Агар ишкор кўшилса, мувозанат ўнгга сурилади:

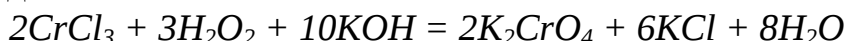


Дихромат кислота тузлари айникса кислотали мухитда жуда кучли оксидловчидир:



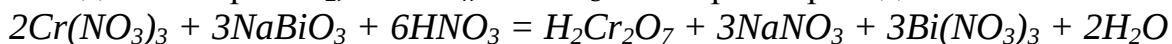
H_2S орнига $KJ, Na_2SO_3, NaNO_2$ олиш мумкин.

Хроматлар хромнинг (III) тузларини ишкорий шароитда оксидлаб осон олинади:



H_2O_2 ўрнига бошқа оксидловчилар $NaNO_3, KClO_3$ ишлатиш мумкин..

Бихроматлар олиш учун хром (III) тузларига кислотали мухитда кучли оксидловчилар $PbO_2, KMnO_4, NaBiO_3$ таъсир эттирилади..

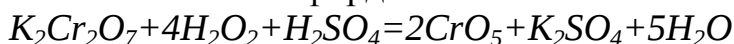


Хромнинг пероксид шаклидаги бирикмалари маълум. Улар пероксикислоталар дейилади.



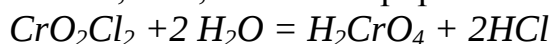
$H_2Cr_2O_{12}$ - кўк рангли эфирда баркарор. H_3CrO_8 -кизил рангли.

эфирда



Реаксия пайтида эфир каватининг сиёҳ рангга бўялиши кузатилади.

Хромнинг бирикмаларидан CrO_2Cl_2 кизил кўнир рангли суюклик(суюк. харорати -96,5 оС, кайнаш харорати 117 оС).



K_2CrO_4 калий хромат сувсиз кристалланади. Сувда яхши эрийди (20 °S да 100 г сувда 62,9 г туз эрийди). Na_2CrO_4 кристаллари таркибида 4, 6, 10 молекула сув ушлайди. Унинг сувда эрувчанлиги яхши. Натрий дихроматга калий хлорид таъсир эттирилиб калий дихромат олинади. Сувда ёмон эрийдиган хроматлар каторига $PbCrO_4$ ва $BaCrO_4$ киради. Улар сарик бўёқ сифатида ишлатилади. CrF_6 - кам ўрганилган, бекарор, сарик, лимонга ўхшаш рангли кукун. MoF_6 ва WF_6 ҳам маълум. Хром ва унинг аналоглари гексакарбонилли нейтрал комплекслар ҳосил қилади $[E(CO)_6]$. Гексакарбонилхром $[Cr(CO)_6]$ рангсиз кристалл модда. Металларнинг карбонилларидан тоза металлар олиш усун фойдаланилади. MoO_3 ок-сариш модда (сюкл. харорати 795°S), сувда кам эрийди. Бу оксид ишқорларда эриб молибдатлар ҳосил қилади. Молибдатларга нитрат кислотаси таъсир эттирилса H_2MoO_4 нинг игнасимон кристаллари ҳосил бўлади. Табиатда $FeWO_4$ ва $MnWO_4$, $CaWO_4$ волфрамат кислотасининг тузлари учрайди. WF_6 , WO_3 , WCl_6 соф ҳолда барқарор моддалардир. Қўлланилиши. Калий дихромат теричилик, тексил, лак бўёқ ва фарматсевтика саноатида ишлатилади. кўрошин хромат сарик бўёқ тайёрлашда ишлатилади. Калий дихроматни тўйинган эритмаси ҳамда концентранган сульфат кислота тенг ҳажмда аралаштирилса, хромпик дейилади. Бу аралашма жуда кучли оксидловчи у билан кимёвий идишларни ювилади.

ҲИ В гуруҳ элементларининг фарматсиядаги аҳамияти. Хром ва молибден муҳим биологик аҳамиятга эга элементлар каторига киради. Протеин ва нуклеин кислоталари таркибида хром борлиги аниқланган. Хром организмда глюкоза ўзлаштирилиши учун зарур моддadir. Одам организмда 6 г.га яқин хром бор. Юракнинг ишемик касалликларида, сурункали холесиститда, жигар ҳацалигида хром этишмаслиги аниқланган.

Молибден ўсимлик ва ҳайвон организмлари таркибига киради. Тўқималарда молибден азот алмашинуви жараёнларида (ксантин ва пуриннинг сут ва жигарда оксидланиши) катализатор вазифасини бажаради.

Мис, рух, марганес ва темир билан бирга молибден ҳам “ҳаётий металлар” деб аталади. Молибден организмда турли комплекслар ҳосил қилувчи моддалар сифатида иштирок этади.

18- боб. VII В гуруҳ элементлари

18.1. VII В элементларининг умумий тавсифи

Марганес, технитсий ва рений VII гуруҳ қўшимча гуруҳини ташкил этади. Бу гуруҳча элементларининг асосий хоссалари 37-жадвалда келтирилган. Металларнинг атом радиуси марганесга қараб қамайган. Уларнинг электрон тузулиши $(n-i)d^5ns^2$ электрон конфигурацияга эга.

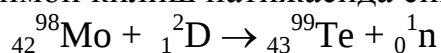
37- жадвал. VII В гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиқлар	Марганес	Технитсий	Рений
Суюкл. харорати, °S	1245	2200	3190

Зичлиги, g/sm ³	7,44	11,49	21,04
Атом масса	54,93	[99]	186,2
Электрон формуласи	3d ⁵ 4s ²	4d ⁵ 5s ²	5d ⁵ 6s ²
Атом радиуси, nm	0,13	0,136	0,137
Ионланиш энергияси M → Me ⁺ , eV	7,44	7,28	7,88
Ер пўстлоғида Таркалиши, mol қисм	3,2·10 ⁻²	жуда кам	8,5·10 ⁻⁹

Рений ва технитсийнинг ўхшаш хоссалари кўп. Шунинг учун марганес улардан фарк қилади. Марганес учун +2, +4, +7 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалари барқарордир. Лекин +3, +5, +6 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалар ҳам учрайди. Технитсий ва ренийда +7 бирикмалар анча барқарор. Mn-Te-Re каторида кимёвий фаоллик камаяди.

Марганес 1774 йили Шееле томонидан очилган. 1808 йил инглиз олими Джон томонидан тоза ҳолда олинган. Re-1925 йили очилган нодир элемент, унинг мавжудлигини 1871 йил Д. И. Менделеев олдиндан (екамарганес) айтган. Те-1937 йил сунъий йўл билан олинган, Молибденни дейтронлар билан бомбардимон қилиш натижасида синтез қилинган.



Табиатда марганеснинг ${}_{25}^{55}\text{Mn}$ (100%) изотопи учрайди. Ренийнинг энг барқарор изотопи ${}_{75}^{185}\text{Re}$ (36,07%) ни ташкил этса, технитсийнинг 15 та изотопи борлиги маълум. ${}_{43}^{99}\text{Tc}$ энг барқарор изотоп (ярим эмирилсиз даври $2 \cdot 10^5$ йил).

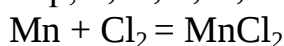
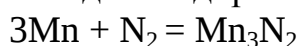
18.2. Марганес бирикмалари

Марганеснинг табиатда таркалиши. Марганес пиролюзит - MnO_2 минерали ҳолатида, браунит - Mn_2O_3 , гаусманит Mn_3O_4 , манганит - $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, MnSO_3 , гауерит - MnS_2 , марганес ялтирои - MnS ҳолатларида учрайди.

Хоссалари. Марганес каттик, мўрт, темирга ўхшаб кетади. Суюкл. ҳарорати 1245°S . Марганес 4 та аллотропик шакл ўзгариш ҳолатида учрайди. $\alpha\text{-Mn}$, 727°S гача барқарор. $\beta\text{-Mn}$ 1101°S (бу иккала аллотропик шакл ўзгаришлар ҳам алюминотермия усули билан олинади. У мўртлиги ва каттиклиги билан таснифланади). $\tau\text{-Mn}$ 1137°S ҳароратда мавжуд. $\gamma\text{-Mn}$ 1137°S дан юқори ҳароратда ҳосил бўлади. Марганес ва унинг аналоглари учун оддий ҳолда карбонилли нейтрал комплекслар $[\text{Me}_2(\text{CO})_{10}]$ формулага эга. Одатдаги шараитда $[\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}]$ сарик каттик модда суюкл. ҳарорати 155°S , осон ҳайдалади.

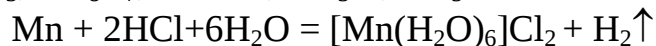
Кимёвий хоссалари. Одатдаги ҳароратда барқарор. Майдаланган ҳолда

у осон оксидланади. Al, Sb, Cu билан ферромагнитли котишмалар хосил килади. киздирилганда галогенлар, S, N, P, C, Si билан бирикади:



Марганес азот, фосфор ва кремний билан ўзгарувчан таркибли бирикмалар

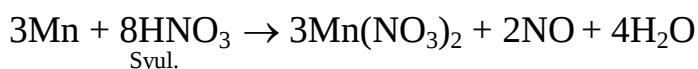
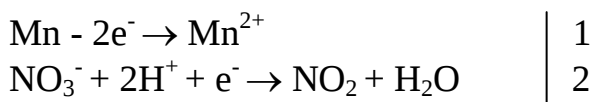
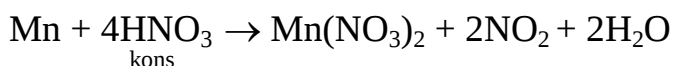
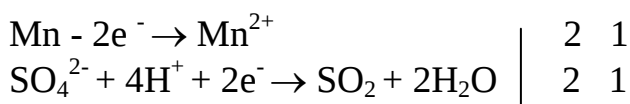
хосил килиши маълум: MnP , MnP_3 , Mn_2P , Mn_3P , Mn_3C , Mn_5C_2 , Mn_{15}C_4 , Mn_7C_3 , Mn_8C_7 , MnSi , Mn_3Si , Mn_5Si .



Эритмада аквакомплекслар хосил бўлади. киздирилганда сувни парчалайди.

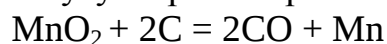
Концентрланган H_2SO_4 , HNO_3 билан хона

хароратида таъсирлашмайди, киздирилганда реакцияга киришади:



Кўп металлларнинг тузлари ва оксидларидан марганес уларни кайтаради. $\text{Mn} + \text{CuSO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Cu}$

Олиниш усуллари: Марганес оксидини углерод билан кайтариш оркали:



Алюминотермия усули: $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn} + 391 \text{ kkal}$

Кремнийтермия: $\text{MnO}_2 + \text{Si} = \text{Mn} + \text{SiO}_2$

Марганес тузларининг сувдаги эритмаларини электролиз килиб олинади:



Металл марганеснинг қўлланилиши. Таркибида марганес саклайдиган

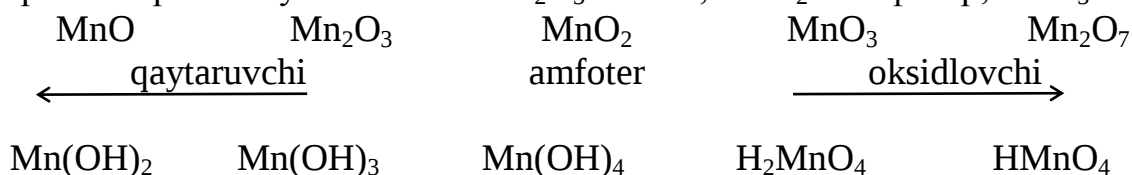
пўлатлар темир йўл црелкалари, ўк ўтмайдиган танк корпуслари куришда ишлатилади.

Уни асосида электр ўтказувчанлиги кам манганат котишмаси олинади. (12% Mn, 84% Sn, 4% Ni). Энг асосий котишмаси ферромарганес (60-90% Mn va 40-10% Fe). Оз микдорда марганес алюминийнинг котишмаларига қўшилади.

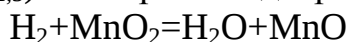
У оз микдорда тупрокда, минерал сувларда, ўсимлик ва тирик организмларда бўлади. Технитсий коррозияга чидамли, нейтронлар таъсирига баркарор, шунинг учун атом реакторларида курилиш материали сифатида ишлатилади.

Рений электротехникада ва кимёвий жараёнларда самарали катализатор

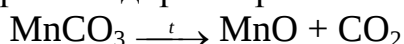
сифатида ишлатилади. Марганес бирикмалари. Кислород билан куйидаги бирикмалари маълум: MnO ва Mn_2O_3 асосли, MnO_2 амфотер, MnO_3 ва



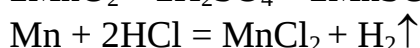
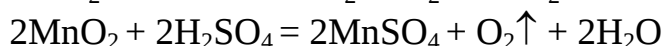
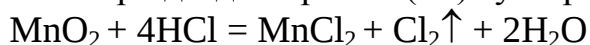
Марганеснинг (II) бирикмалари. Марганес (II) оксиди MnO - яшил кукун, суюкл. харорати 1780°S , сувда эримайди. Ўзгарувчан таркибга эга ($\text{MnO-MnO}_{1.5}$). Юкори оксидларини водород билан кайтариш оркали олинади:



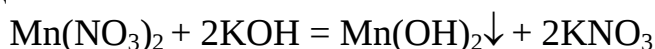
тузларни киздириш оркали:



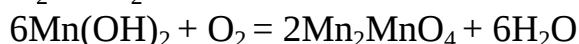
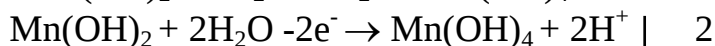
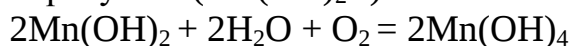
Марганес (II) тузлари каттик холда пушти рангли, лекин эритмалари рангсиз. Улар одатда марганес(IV) тузларига кислота таъсир қилиб олинади.



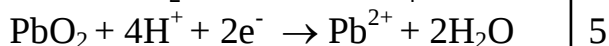
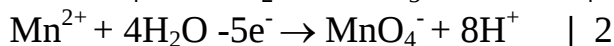
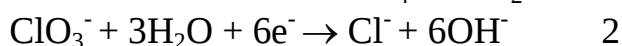
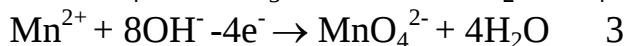
Mn(II) тузларига ишкорлар таъсиридан марганес(II) гидроксиди ҳосил бўлади:



Оқ чўкма ($\text{Mn(OH)}_2\downarrow$) оксидланиб қорайиб қолади:

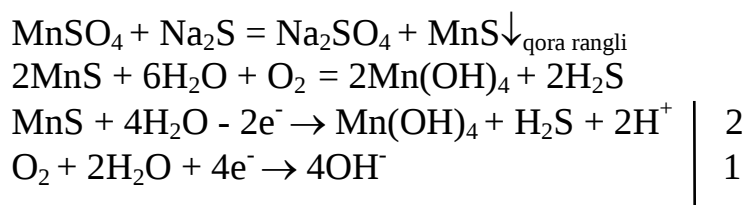


Юкорида келтирилган реакциялар Mn(OH)_2 нинг бекарорлигини кўрсатади. Кучли оксидловчилар таъсирида Mn^{2+} бирикмалари кайтарувчилик хоссасини намоён қилади. Ишкорий мухитда оксидланса манганатлар, агар кислотали мухитда оксидланса перманганатларга ўтиши маълум:



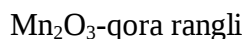
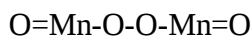
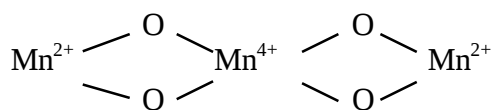
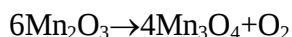
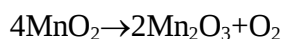
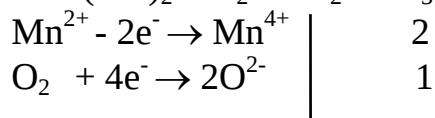
MnCl_2 - газламаларни жигар рангга бўяш учун ишлатилади.

MnS ковок рангли каттик модда. Уни олиш учун марганес(II) тузларига сулфидлар таъсир эттирилади:

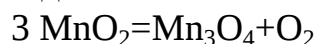


MnSO_4 осон кўш тузлар ҳосил қилади: $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{MnSO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ газламаларни бўйишда ишлатилади. Марганес(II) нинг кўп тузлари сувда яхши эрийди (MnS , MnF_2 , $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$, MnCO_3 лардан ташқари). Сувдаги эритмада аква комплекслар ҳосил қилади. $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ нинг ҳосил бўлиши кислоталар иштирокида тезлашади. Анион комплекслардан эркин ҳолда $\text{K}_4[\text{Mn(OH)}_6]$, $\text{Ba}_2[\text{Mn(OH)}_6]$ ажратиб олинган. $\text{K}_4[\text{Mn(CN)}_6]$, $\text{K}_4[\text{MnF}_6]$, $\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$ каби эрувчан комплекслар маълум, улар суюлтирилган эритмаларда осон парчаланади.



Марганес(III) бирикмалари. Табиатда Mn_2O_3 браунит ҳолатида учрайди. қора тусли каттик модда. Унинг суйкл. ҳарорати 1650°S . MnO_2 ни юқори ҳароратда ($600-900^\circ\text{S}$) киздириб олинади:



Марганес(III) гидроксид MnO(OH) таркибга эга деб ҳам қаралади.

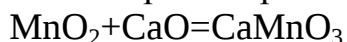
Марганес оксидлари ичида энг барқарори Mn_3O_4 бўлиб, бундай таркиб H_4MnO_4 кислота тузи Mn_2MnO_4 сифатида қаралиши мумкин.

Марганес (IV) бирикмалари. Mn_2MnO_4 - амфотер модда, бундай

бирикмалар икки хил болади: I-гурухга Mn^{4+} бирикмалари. Улар 3 валентли марганес бирикмаларидан беқарорроқ. Энг барқарори $\text{Mn}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_4$ ва дисулфид MnS_2 -гаусрит. MnS_2 - жигар рангли каттик модда. Одатдаги шараитда барқарор. киздирилса MnS ва S га парчаланади. Марганеснинг комплекс бирикмалари анча барқарор: $\text{Me}_2[\text{MnF}_6]$.

MnO_2 - қора кўнир рангли, ўзгарувчан таркибга эга, амфотер оксид.

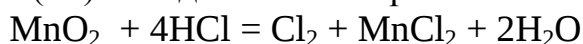
530°S гача киздирилса ўзидан кислород ажратади. Сувда эримайди, киздирилса кўп кислоталар таъсирига чидамли:



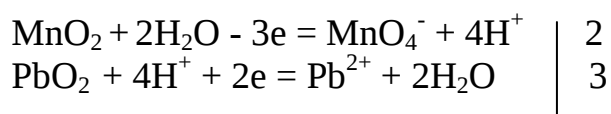
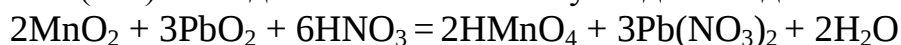
2-гурухга орто- ва метамарганес кислоталарининг H_4MnO_4 (ортоманганит), H_2MnO_3 (метаманганит) тузлари киради. Бу кислоталар эркин холда олинмаган, лекин уларнинг тузлари маълум:



Марганес(IV) оксидининг кайтарилиши:

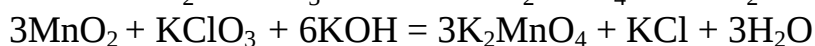
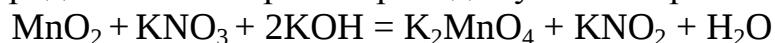


Марганес (II) оксидининг кислотали мухитда оксидланиши :

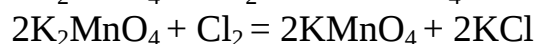


Mn⁺⁵ бирикмалари. H_3MnO_4 бекарор ва мавжуд эмас, шу пайтгача олинмаган. Бу кислотанинг тузлари Na_3MnO_4 ва K_3MnO_4 олинган.

Mn⁺⁶ бирикмалари. MnO_3 ва H_2MnO_4 эркин холда олинмаган, улар бекарор. Манганатлар металл холидаги, ёки марганес оксидлари, тузларини кислород билан ишкор иштирокида суюклантириб олинади.



Нейтрал ва кислотали мухитда диспропорцияланиш реакцияси кетади:



Mn⁺⁷ бирикмалари. Mn_2O_7 перманганат кислота тузларига концентранган сульфат кислота таъсир эттириб олинади. Mn_2O_7 кора-яшил рангли модда бўлиб, суюкл.харорати 5,9°S. . Одатдаги шараитда Mn_2O_7 кўнир яшил рангли мойсимон суюклик.



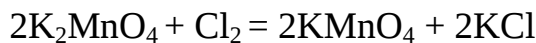
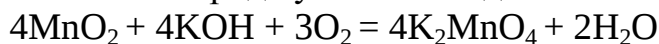
Кислота ва унинг тузлари эритмаси пушти рангли. Жуда кучли кислота, факат сувдаги эритмада 20% гасаха мавжуд, 0,1 н эритма учун ак93%.

Агар кристаллик калий перманганатга 2-4 томчи конс. сульфат кислота кўшилиб, шиша таёкча билан аралаштирилса ва бу таёкча эфир ёки спирт билан хўлланган пахтага тегизилса у дархол ўз-ўзидан аланга бериб ёниб кетади. Жуда кучли оксидловчи. Кўп ёнадиган моддалар - кооз, спирт, эфир бу оксидга тегиши билан ўз-ўзидан ёниб кетади.

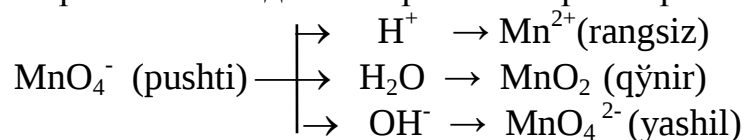
KMnO_4 деярли кора рангдаги кристал модда, сувда эриса кизиш пушти ранг хосил килади. 200°S хароратда парчаланади. Бу реакция лабораторияда кислород олиш учун ишлатилади:



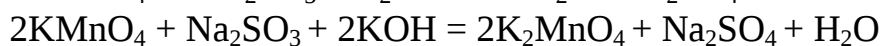
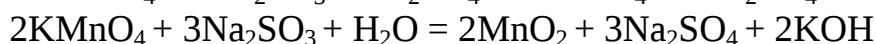
Техникада калий перманганатнинг олиниши. Марганес (IV) оксидига KOH билан кислород кўшиб олинади.



Техникада KMnO_4 органик моддаларни оксидловчи агент сифатида ишлатилади. Шунингдек жун, газламаларни окартиришда ҳам ишлатилади. Перманганатлар билан оксидлаш шароитга қараб ҳар хил кетади.



Калий перманганатнинг оксидловчилик хоссалари:



Бу ерда натрий сулфит ўрнига калий ёдид, натрий тиосульфат, калий нитрит, H_2S ёки ицалган бошқа кайтарувчини олиш мумкин.

18.3. Технетсий ва рений тўрисида қисқача маълумот

Рений 1925 йилда очилган. CuReS_4 жезказганит минерали холида учрайди. Технетсий 1937 йилда радиоактив ҳолда олинган.

Технетсий ва рений учун (II) валентли бирикмалар учрамайди. Технетсий ва ренийнинг MeO_2 , MeCl_4 , K_2MeO_3 , K_2MeF_6 бирикмалари маълум. Технетсий (IV) марганес ва рений (IV) валентли бирикмаларидан барқарорроқ. Рений (III) оксиди қора рангли. ReO_2 қора рангли. ReO_3 кизил рангли (суюқл. ҳарорати 160°S). Re_2O_7 сарик

рангли (суюқл. ҳарорати 296°S). Энг барқарор оксиди рений (VII) оксиди ва перренат кислотаси (HReO_4). Технетсий кўп хоссалари билан ренийга ўхшаш. Технетсий ва ренийнинг нитрат кислотаси билан таъсирида уларнинг кислоталари ҳосил бўлади:



Re_2O_7 ва Te_2O_7 уларни оддий моддаларни оксидлашда олиш мумкин.

HTcO_4 кизил қириқ модда. HMnO_4 - HTcO_4 - HReO_4 каторида кислоталар кучи қамаяди. MnO_4^- пушти-сиёҳ, TcO_4^- пушти, ReO_4^- рангсиз.

Тибиётдаги ахамияти. Калий перманганат тўқ пушти-сиёҳ рангли еритма ҳосил қиладиган қириқл каттик модда. Давлат фармакопоеясига қиритилган. Одатда ташқаридан суриш учун ва эритмалар холида ишлатиш учун буюрилади. Дезинфектсия қилувчи ва қучли оксидловчи модда.

Фарматсевтик анализда темир тузлари, иодидлар, нитритлар ва бошқаларни аниқлаш учун ишлатилади. Марганес(II) сульфат ва марганес(II) хлорид камқонликни даволашда тавсия этилади. Марганес тирик организмлар учун зарур бўлган ҳаётий муҳим 10 та биоген элементлардан бири ҳисобланади.

Киши танасида 12 мг ($1,6 \cdot 10^{-5}\%$) чамаси марганес бор. У асосан суякда(43%) , колган кисм марганес мия ва юмшок тўкималарда таркалган. Организмда марганес оксиллар, нуклеин кислоталар, АТФ ва алохида аминокислоталар билан комплекс ҳосил қилган бўлади. Аргиназа, холиецераза, фосфоглукомутаза, приваткарбоксилаза каби катор ферментлар таркибида марганес бор. Магний ва марганес ионлари нуклеаза ферментининг активлигини оширади. Марганес рухнинг ўрнини олиб таркибида рух тутган ферментларнинг каталитик хоссаларига кучли таъсир этади. Технисийнинг организмдаги роли тўрисида маълумотлар йўқ. Технисий биофосфанатлар билан бирга радио-изотопли таҳлилда ишлатилади.

19-боб. VIII В гуруҳ элементлари

19.1. VIII В гуруҳ элементларининг умумий тавсифи

VIII В гуруҳ элементлари таркибига ўрта ўқлик элементлари қиради. Биринчи ўқлик темир, кобалт ва никел қириб, иккинчи ўқлик рутений, родий ва палладий қиради. Учинчи ўқлик элементлари бўлса ўз таркибига осмий, иридий ва платинани олади. Булардан Fe, Co, Ni темир оиласини, қолганларини платина металлари дейиш мумкин. Бу гуруҳ элементларининг ташқи қаватида иккитадан электрон бор. Ташқаридан иккинчи қаватда эса 5 тадан 10 тагача электрон бўлиб уларнинг алмашилишида энг кўпи билан 8 та электрон иштирок этади. Барча элементларнинг d орбиталлари тўлмаган, фақат Pd да d- орбиталлари электронларга тўлган ҳисобланади. Pd да электрон қулаши содир бўлган (5s дан электронлар 4d га ўтган). Бу гуруҳчада горизонтал ўхшашлик ниҳоятда кучли.

Fe	$3d^5 4s^2$	Co	$3d^6 4s^2$	Ni	$3d^7 4s^2$
Ru	$4d^7 5s^1$	Rh	$4d^8 5s^1$	Pd	$4d^{10} 5s^0$
Os	$4f^{14} 5d^6 6s^2$	Ir	$4f^{14} 5d^7 6s^2$	Pt	$4f^{14} 5d^9 6s^1$

VIII В гуруҳ элементлари ичида темир, кобалт ва никелнинг хоссаларида ўхшашлик қўзатилади. Бу металлларнинг асосий катталиклари жадвалда келтирилган.

Бу элементларнинг 3d-электронлари ядро билан анча муцаҳкам боланган. Шу сабабли бу элементларнинг юқори оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалари бекарордир. Бу элементлар оксидлари MeO , Me_2O_3 , гидроксидлари $Me(OH)_2$ ва $Me(OH)_3$ формулага эга. Темирнинг +3, кобалт ва никелнинг эса +2 бирикмалари баркароррок.

38-жадвал. Темир оиласи элементларининг асосий катталиклари

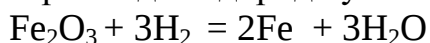
Асосий катталиклар	Темир	Кобалт	Никел
Суюкл. Ҳарорати, °С	1539	1492	1455
Зичлиги, g/cm^3	7,87	8,84	8,91
Атом масса	55,847	58,933	58,71

Электрон формуласи	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$
Атом радиуси, пм	0,126	0,125	0,124
Ионланиш энергияси $M \rightarrow Me^{2+}$	7,893	7,87	7,635
Ер пўстлогига таркалиши, mol қисм	2,0	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-3}$

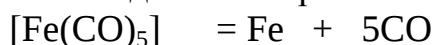
19.2. Темир бирикмалари

Табиатда учраши. Темир кадимдан маълум бўлган элементлардан биридир. Бу металл тўғрисида маълумотлар эраиздан олдинги 2500-3000 йил илгари учраган. Темир энг кўп тарқалган кимёвий элементлардан бири ҳисобланади. Унинг ер пўқлоидаги мол улушдаги микдори 2% га га боради. У тупроқ, ҳар хил минераллар, гемоглобин, хлорофил таркибида бўлади. Темирни кометаларда, сатурн халқасида ва қуёшда борлиги аниқланган. Темир эркин ҳолда метеоритлар таркибида учрайди.

Темирнинг энг муҳим рудалари. Магнитли темиртош ёки магнетит Fe_3O_4 , бунда темирнинг микдори 73 % га боради. кизил темиртош ёки бошқача гематит- Fe_2O_3 (60%) ва кўнир темиртош ёки лимонит $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ (60%). Темир шпати ёки $FeCO_3$ -сидерит ҳам маълум. Энг кўп учрайдиган бирикма темирли колчедан ёки пирит FeS_2 Темир гемоглобиннинг асосий қисми ҳисобланади. Физик хоссалари. Кимёвий тоза темир оқ қумушсимон металл. У алюминийдан бир оз каттиқроқ. Олтин ва қумушга нисбатан юмшоқ. Темирни тўртта аллотропик шакл ўзгаришлари маълум. Буларга α , β , γ ва σ - темирлар қиради α темир $769^\circ C$ гача, β темир эса $910^\circ C$ гача, γ - темир $1400^\circ C$ ва σ -(тўрттинчи шакл ўзгариш) $1510^\circ C$ гача мавжуд. Агар темир таркибида C, Si, Mn бўлса аллотропик шакл ўзгаришлар аралаш ҳолида бўлади. Тоза темир суюқланиш ҳарорати $1539^\circ C$, лекин $600^\circ C$ да юмшоқ бўлиб қолади. $1000^\circ C$ да сим қилиб қўзилиши ва бир-бирига уланиши мумкин. Олиниш усуллари. Лаборатория шароитида темир унинг тузлари эритмаларини электролиз қилиб олиниши мумкин. Бунинг учун темир(II) ёки темир (III) хлорид еритмаси электролиз қилинади. Агар электролиз оддий шароитда ўтказилса, олинган темир таркибида кўп водород эрийди. Жараёни юқори ҳароратда олиб бориб катодда темирни тоза қаватини ҳосил қилиш мумкин. Бунда уларни таркибида водород бўлмайди. Темир оксидидан водород билан қайтариб:

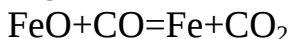
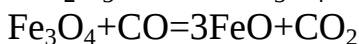
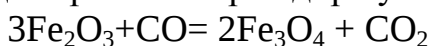


Хавосиз жойда пентакарбонил темирни қиздириш орқали:



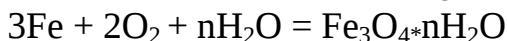
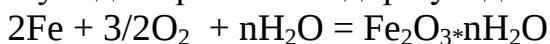
Техникада темир рудаларидан қўян олинади. Унинг суюқланиш ҳарорати $1100^\circ C$ Қўян таркибида 95% темир, 1,7% дан ортиқ углерод ҳамда

олтингугурт, фосфор, кремний ва марганес бўлади. Домна жараёнида куйидаги реакциялар содир бўлиб чўян ҳосил бўлади:

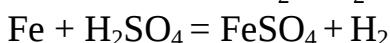
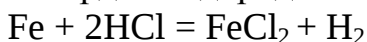


Кимёвий ҳоссалари. Намланган ҳавода темир тез қорайиб қолади.

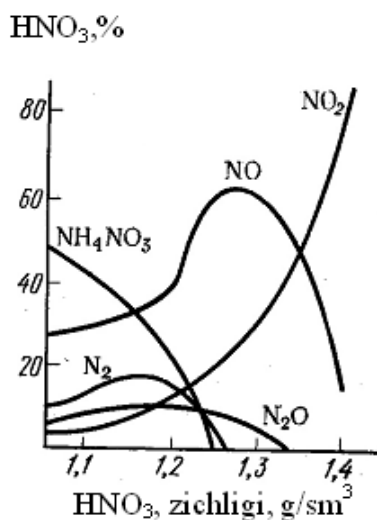
Сувда куйидаги реакция содир бўлади:



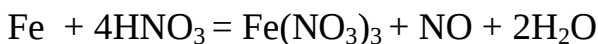
Кислоталардан водородни сиқиб чиқаради:



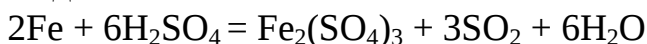
Темир суюлтирилган нитрат кислота билан NO , NO_2 , N_2 , N_2O ёки жуда суюлтирилган билан NH_4NO_3 (34-расм) ҳосил қилади:



34-расм. Темир билан кайтарилишда нитрат кислота концентратсиясининг кайтарилиш маҳсулотларига таъсири.

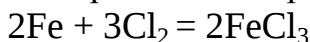


Концентрланган сульфат кислота билан қайнатилганда CO_2 ҳосил қилиши кузатилади:

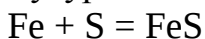


100 %ли концентрланган сульфат кислота темирни пасивлаштиради. Юқори концентратсияли нитрат кислота ҳам темирни пасивлаштиради.

Хлор иштирокида темирнинг (III) бирикмалари олинади:



Олтингугурт билан сульфидлар ҳосил бўлади:

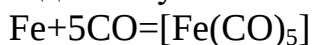


Азот ва фосфор темир билан фосидлар, нитридлар ҳосил қилиб, улар металлларга ҳос

бирикмалардир: Fe_2N , Fe_4N , Fe_3Si , Fe_3P , Fe_2P

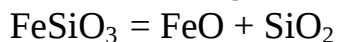
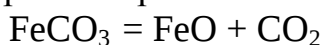
Темир водород билан гидридлар хосил килади. Булар куйидагилар FeX , FeH , FeH_2 , FeH_3 ва FeH_6 гидридлар хосил бўлади.

Fe^0 бирикмалари. Агар темир кукуни уцидан $1 \cdot 10^4$ - $2 \cdot 10^4$ kPa босимда CO ўтказилса пентакарбонилтемир хосил бўлиши аниқланган:

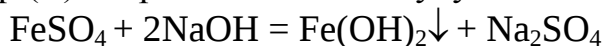


Бу бирикма учувчан сарик рангли суюклик (суюкланиш. -20°C , кайн. харорати 103°C), органик эритувчиларда яхши эрийдиган, лекин сувда еримайдиган модда. Темирнинг яна ҳам мураккаб таркибли карбониллари олинган: $[\text{Fe}_2(\text{CO})_9]$, суюкл. 100°C . Бу бирикма икки ядроли комплекс хисобланади. Темирнинг нитрозиллари $[\text{Fe}(\text{NO})_5]$ ҳам олинган. Шунга ўхшаш бирикмалар Ru , Os , Ni учун ҳам хос хисобланади.

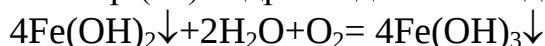
Fe^{+2} бирикмалари. FeO осон оксидланадиган корамтир тусли кукун. У темирнинг бирикмаларини парчалаб олинади:



Темир (II) гидроксидини олиш учун:



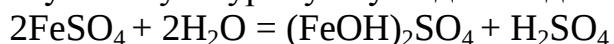
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ оч кўкимтир рангли кукун, у хавода тез қораяди, ва охири кўнир рангли темир (III) гидроксидга айланади:



Темир (II) тузлари осон гидролизга учрайди. NaOH ва кизил кон тузи Fe^{2+} ионини очиш учун ишлатилади:

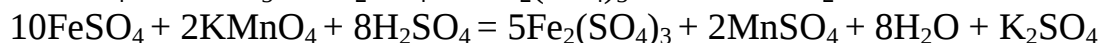
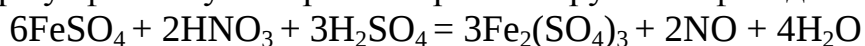


Хосил бўлган туз турнбул кўки дейилади.



Темир купороси $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Темир сульфатни сувли эритмалари қайтарувчи сифатида ишлатилади.



Лабораторияда Мор тузи кўп қўлланилади: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$

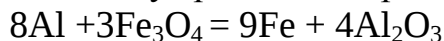
.Темир(II) деярли барча кислоталар билан тузлар хосил килади.

Эритмалардан булатилганда $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (темир купороси), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ каби кристаллогидратлар хосил бўлади. Эритмада $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}]$ аква комплекс барқарор. Ёмон эрийдиган тузларга FeS -қора рангли, FeCO_3 -ок рангли қиради. FeSO_4 захарли газларни ушлаб қолиш учун ишлатилади. Темирнинг (II) валентли кўп тузлари маълум. Fe^{2+} учун координатсион сон 6 характерли. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}]$; $[\text{FeF}_6]^{4-}$ ва бошқа кўп комплекслар ҳам маълум.

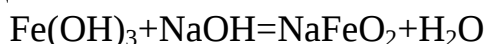
Уларни ичида $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -сарик кон тузи кўп ишлатилади.

Темирнинг анион комплекси-ферратлар бекарор бирикмалардир. Улар кўпроқ кўш тузларга ўхшайди. Масалан, $\text{Me}_2[\text{FeCl}_4]$, $\text{Me}_2[\text{Fe}(\text{CNS})_4]$. Сувсиз мухитда ва қайтарувчилар иштирокида $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ни концентрланган ишқорларда қайнатиб яшил рангли - $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ ва $\text{Ba}_2[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ олинган.

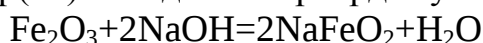
Гидроксиферратлар (II) сувли муҳитда тез бузилади. Fe³⁺ бирикмалари. Темир (III) оксиди - Fe₂O₃ (кора кизил рангдан кизилгача ўзгаради). Темирли сурик, мумиё, охра бўёк сифатида ишлатилиши маълум. Термитли аралашма бу алюминий ва темир (II, III) оксидининг аралашмаси, бу аралашма релсларни пайванд қилишда, авиабомбалар тайёрлашда ишлатилади. Бу аралашма портлашидан кўп энергия чиқади:



Fe(OH)₃ - кизил-жигар рангли, амфотер хоссага эга, лекин ишкорларда кам эрийди:



Темир(III) оксиди ишкорларда суюклантирилса ферритлар ҳосил бўлади:

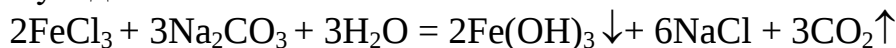


Темир (III) га тегишли бўлган H₃FeO₃ (ортоферрит) ва HFeO₂ (метаферрит) кислоталарининг тузлари (K₃FeO₃, KFeO₂) олинган.

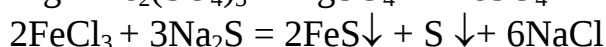
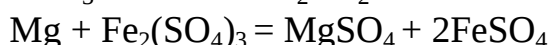
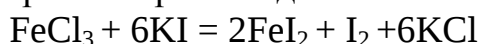
Темир (III) кўп тузлар ҳосил қилади.

K₂SO₄·Fe₂(SO₄)₃·24H₂O аччиқ тош дейилади.

FeCl₃ тузлари осон гидролизга учрайди. Сода иштирокида тўла гидролиз содир бўлади:



Fe³⁺ бирикмалари оксидловчи хоссасини намоён этади:

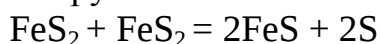


Тиббиётда FeCl₃ кон тўхтатувчи модда сифатида ишлатилиши маълум. Бу туз ишкорий металллар хлоридлари билан кўш тузлар ҳосил қилади.

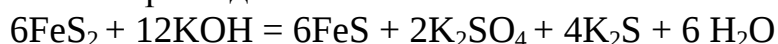
Na[FeCl₄], Na₃[FeCl₆], [Fe(NH₃)₆]Cl₃ Fe(II) нинг аммиакатларидан кўра бекарор. Янги олинган Fe(OH)₃ концентрланган ишкорларда эрийди ва кизил рангли гидроксид комплекслар ҳосил қилади:



Муҳим бирикмалардан FeS₂ пирит ҳисобланади. Пирит ҳам оксидловчи ва ҳам қайтарувчи.

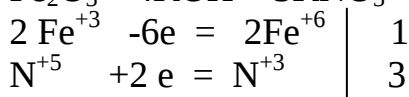
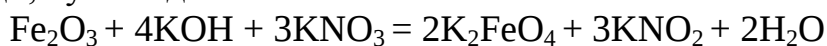


Бу реакция олтингугурт олишда ишлатилади. Пирит диспропорсиаланиш реакциясига киришади:



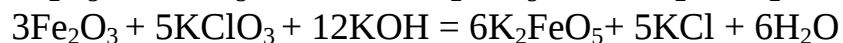
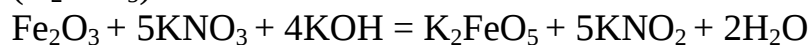
906⁰С да темир карбидлар ҳосил қилади (Fe₃C).

Темирнинг оксидланиш даражаси к6 ва к8 бўлган бирикмалари. Феррат кислотанинг (H₂FeO₄) тузлари маълум. Буларга барий феррат (BaFeO₄) қиради, бу оксидловчи.

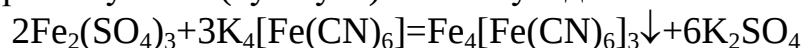


K_2FeO_4 -крицалл модда, кизил рангга эга .Ерувчанлиги жихатидан хроматлар ва дихроматларга ўхшаш. Ишкорий металлларнинг тузлари эрувчан,барий ва цронсий тузлари эса эримаиди.

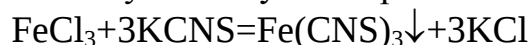
Темирга тегишли пероксоферрат кислотасининг(H_2FeO_5)хам тузлари маълум (K_2FeO_5):



Темир(III) бирикмаларига сарик кон тузи таъсир эттирилса Берлин зангориси чўкмаси(кўк бўёк) хосил бўлади:



Fe(III) бирикмаларига калий роданид таъсир эттирилса хам, ток кизил чўкма хосил килиб у конга ўхшаш рангга эга:

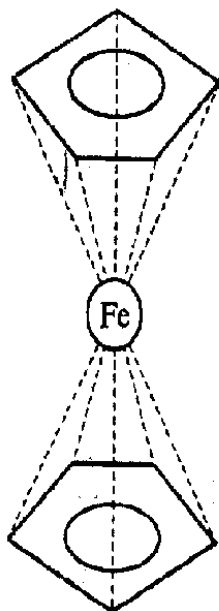


Юкородаги икки реаксия Fe^{3+} ионлари учун сифат реаксия хисобланади.

Темирнинг жуда кўп комплекс бирикмалари маълум.

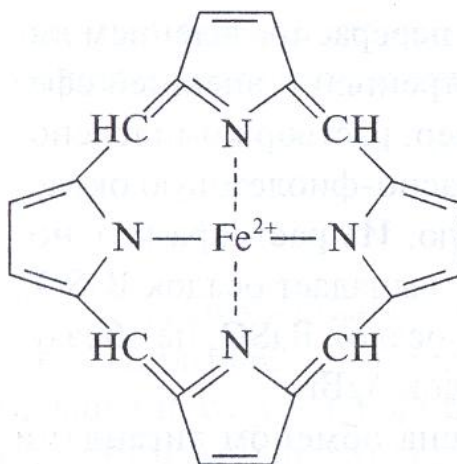
Буларга калий гесасианоферрат(II) $K_4[Fe(CN)_6]$, сарик кон тузи, ёки калий гексасианоферрат(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ – кизил кон тузи, $[Fe(NH_3)_6]Cl_3$ гексаамминтемир (III) хлоридлар мисол бўлади.

Ферросен (35 расм) $171^\circ C$ да суюкланадиган, $249^\circ C$ да кайнайдиган сарик рангли крицалл модда. Унинг формуласи $[Fe(C_2H_5)_2]$, метал атоми ўртада, икки чеккасида иккита C_2H_5 радикали жойлашган. Ферросен молекуласининг электронлари сони 18 тага этади. Уларнинг 8 таси темирга, 10 таси C_2H_5 радикалига тегишли. Бу комплекслар сендвич цруктурали комплекслар каторига киради.



35-расм. Ферросен молекуласининг тузилиши.

Биологик жараёнларда таркибида темир тутган оксиллар катта аҳамиятга эга. Буларга гемоглобин, миоглобин, ситохромлар, каталаза ва пероксидаза киради. Гемоглобин эритроцитларнинг асосий кисми ҳисобланади. У ўпкадаги тўқималарга кислород этказиб бериб, кислород ташувчи бўлиб, яна ташки нафас олишни ҳам таъминлайди. Миоглобин, ситохром ва каталаза эса хужайраларнинг нафас олишини таъминлайди. Юкоридаги оксилларнинг ҳар бири оксил кисмдан ва у билан боланган актив марказлардан ташкил топган. Актив марказлар макротсиклик комплекс бирикма гем(36- расм) Ҳисобланади(гем грекча “гема” кон дегани). Бу комплексларда макросиклик лиганд сифатида тетрадентант бирикма порфирин иштирок этади. Комплекс марказида темир жойласган бўлиб, квадран учларида донор атом азот жойлашган. Умуман комплекс октаедрик конфигурацияга эга ҳисобланади. Бешинчи орбитал эса азот атоми оркали аминкилота (гицидин) билан боланган. Олтинчи орбитал бўш ва у пац молекулали лиганларни болаши мумкин(масалан, O_2 , H_2O_2 , CO , CN^- ва бошқалар). Гемоглобин ва унга ўхшаш металлокомплексларнинг хоссалари баъзи захарли моддалар, масалан, CO (ис гази) ва сианидлар таъсирида кескин ўзгариши мумкин. Шунинг учун ҳам хаво таркибига аралашган CO гемоглобин билан карбонилгемоглобин ҳосил килиши туфайли органларга кислород этиб бориши кескин камаяди. Бунинг уцига CO нинг комплекс ҳосил қилинати кислороддан кўра ўлаб марта юкори.

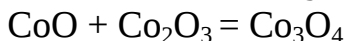
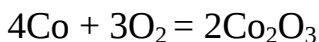
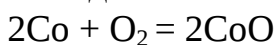


36-расм. Гемоглобиннинг тузилиши.

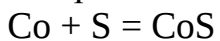
Ана шу туфайли хавода жуда оз кислород бўлса ҳам И гипоксияга, яни кислород этишмаслигига олиб келади. CO билан захарланишни олдини олиш учун беморни тезда тоза хавога олиб чиқиш керак. Шунда мувозанат оксигемоглобин ҳосил бўлиши тарафига қараб сурилади.

19.3. Кобалт ва унинг бирикмалари

Табиатда учраши. Табиатда кобалт ялтирои - CoAs_2S_2 смолатит минерали холида ва CoAs -миллерит холатида учрайди. Бундан ташкари NiAsS -никел ялтирои холида ва NiS - миллерит ҳам учрайди. CoO , Co_2O_3 ва Co_3O_4 ларни углерод, углерод(II) оксиди, алюминий, кремний хатто водород билан кайтариб кобалт олинади. Кобалт табиатда биргина изотоп холатида учрайди: $^{59}_{27}\text{Co}$ (100%). Кобалтнинг радиактив изотопи $^{60}_{27}\text{Co}$ тиббиётда саратон касаллигига карши курашда ишлатилади. Унинг ярим емирилиш даври 5,24 йилга тенг. Ташки кўриниши жихатидан темирга ўхшаш, ялтирок, кул ранг металл. Кобалт яхши чўзилади ва болаланади. У темирга караганда каттик ва мўрт. Водородни ўзига осон ютади. CoH_2 хосил килади. киздирилганда осон оксидланиб 1000°C да кобалт (II) ва (III) оксидини хосил килади.



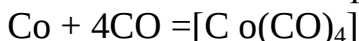
Нам иштирокида S, Cl, селен, фосфор, мишьяк реакцияга киришмайди.



Юкори хароратда $\text{As}(\text{CoAs}_2)$ ва Si билан (Co_2Si дан CoSi гача) C билан (Co_3C) карбидлар хосил килади.

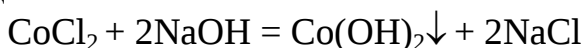
Кобалт минерал кислоталарда ёмон эрийди. Кобалт юкори концентрасияли совук нитрат кислота билан пассивлашади. Концентрланган нитрат ва сульфат кислота, зар суви кобалт ва никелни (II) валентли холатга ўтказди.

Кобалт ис гази билан таъсирлашиб пентакарбонилкобалт хосил килади:



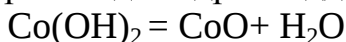
Кобалт асосан иссикка чидамли ва пишик материаллар олишда ишлатилади.

Кобалт(II) гидроксиди унинг тузларига ишкорлар таъсир эттирилганда хосил бўлади:

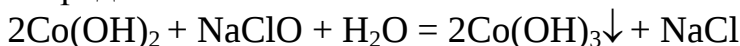


кўк пушти рангли

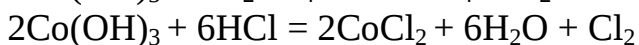
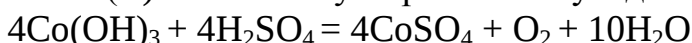
киздирилганда гидроксиддан кобалт оксиди хосил бўлади:



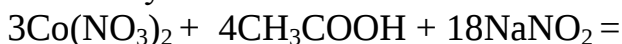
$\text{Co}(\text{OH})_2$ хавода кийинчилик билан оксидланади. NaClO оксидланишни тезлаштиради.



$\text{Co}(\text{OH})_3$ кора тусли асос хоссали модда. $\text{Co}(\text{OH})_3$ га кислород сакловчи кислоталар кўшилганда кобалт (III) тузлари хосил бўлмайди, балки кобалтнинг (II) валентли тузлари хосил бўлади.



Еритмада $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ кизгиш рангли. Комплекс бирикмалар асосида Фишер реактиви маълум:

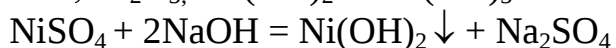


19.4. Никел ва унинг бирикмалари

Табиатда учраши. Никел табиатда купферникел NiAs ва мишьяк никел ялтирои ҳолатида учрайди NiAsS . Никел жуда ялтирок ок кумушсимон металл, жуда каттик, магнитга тортилади.

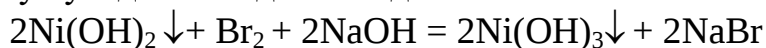
Кобалтга ўхшаш олинади. У жуда коррозияга чидамли. Атмосферада, сувда, кислоталарда ва ишкорларда баркарор. Никелнинг кислоталарга муносабати темир ва кобалтга ўхшаш. Никел котишмалари жуда кўп ишлатилади. Нихром 70% Ni ва 20% Cr . Никел концантин термопараларда ишлатилади.

NiO , Ni_2O_3 , Ni(OH)_2 va Ni(OH)_3 ма'lum.



Оқиш яшил чўкма

Ni(OH)_2 ва Co(OH)_2 темир бирикмаларидан фарк қилиб ҳаво кислороди билан ўз-ўзидан оксидланмайди:



қора тусли асос

Эритмада $[\text{Ni(H}_2\text{O)}_6]^{2+}$ - тўқ яшил рангли ион ҳосил қилади. NiCl_2 сарик рангли. Темир оиласи элементларининг тиббиётдаги аҳамияти. Темир ва кобалтнинг табиатдаги роли жуда муҳимдир. Темир барча ўсимлик ва ҳайвон организмлари учун зарур элементдир. Одам организмда темир гемоглобин, жигар, талок, орқа мия, буйрак, қон плазмалари таркибида учрайди. Турли тўқималарда темирнинг миқдори 4-5 г га тади. Ўсимликларда темир нафас олишни таъминловчи ферментлар таркибига кириб, хлорофил синтезида иштирок этади. Темир бирикмалари тирик организмда тўқималарга кислород етказиб бериш, оксидланиш-кайтарилиш жараёнларига катализаторлик қилиш, электрон ташиш каби муҳим вазифаларни бажаради. Гемоглобин ва миоглобин тўқималарнинг нафас олишини таъминлайди. Улар таркибида темир (II) бирикмалари бўлади. Гемоглобин икки вазифани бажаради: у кислородни ўпқадан тўқималарга ташиydi, CO_2 ни бўлса тўқималардан ўпкага ташиydi. Темирнинг қолган бирикмалари организмдаги турли хил оксидланиш-кайтарилиш каби биокимёвий жараёнларда иштирок этади. Организмга темир етишмаса, камқонлик касаллиги бошланади, одамнинг мадори қуриб, ўзини беҳуш сезади, қайфияти бузилади. Бунда организмга қайтарилган темир берилади. Масалан ферамид. Ферамид бу темир ҳамда никотин кислотаси амидининг комплекс бирикмаси бўлиб бу модда Тошкент фарматсевтика институтида проф. М.А.Азизов раҳбарлигида институтнинг марказий илмий текшириш лабораторийсида ишлаб чиқарилган ва тиббиётга жорий этилган. Бундан ташқари тиббиётда FeCl_3 қон тўхтатувчи модда сифатида ҳам ишлатилади. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ва темир лактати ва темир глисератининг ҳам ишлатилиши маълум. Ортиқча темир юрак-қон томирлари, жигар ва ўпка фаолиятини бузилишига сабаб бўлади. Биотизимларда кобалт бирикмаларининг айникса, B12 витаминининг ($\text{C}_{63} \text{H}_{90} \text{N}_{14} \text{P Co}$) аҳамияти катта. B12 комплекс бирикма болиб, унинг таркибида кобалт(III) бўлади. B12 витамин организмда ўсиш, қон айланиши,

эритроцитларнинг этилиши, коннинг ивиши, углевод ва липидлар алмашинувиши бошқаради. Одам организмида бу витамин етишмаса, хуруж килувчи камконлик зўраяди, организмнинг турли юкумли касалликларга бардоши сусаяди. Хайвон ва одам организми ичак деворлари B_{12} витаминини ишлаб чиқаради. Никел ҳам биокимёвий жараёнларда катнашиб, ферментлар фаолиятига таъсир қилади. Таркибида олтингугурт тутган аминокислоталар ситнезини фаоллаштиради. қолган VIII В гуруҳ элементлари ичида платинанинг комплекс бирикмалари организмда оксидланиш жараёнларини бошқаришда катнашиши аниқланган. Тсис ҳолатдаго юзилишга эга бўлган платина(II) ва (IV) ларнинг комплекс бирикмалари хавфли ўсмаларга(саратон) қарши самарали воситалиги топлиган. Тиббиётда анемияга қарши темир, темир II) сульфат, темир (III) сульфат, темир(II) хлорид, темир(III) оксид, темир (II) лактат ва бошқа темир бирикмаларини тутган моддалар дори сифатида кенг қўлланилади. Масалан: қайтарилган темир, темир глицерифофат, гемоцумулин, фитоферролактол, ферроплекс, конферон, ферум-лек, ферросен, ферамид ва бошқалар. Анемияга қарши самарали воситалардан бири витамин B_{12} ҳисобланади. Бу витамин бошқа касалликларда ҳам самаралидир.

20- боб. I В гуруҳ элементлари

20.1. I В гуруҳ элементлари, уларнинг бирикмалари ва хоссалари

Мис, қумуш, олтин I В гуруҳ элементларига қиради. Уларнинг ташқи қаватида биттадан электрон бор. Ташқаридан иккинчи қаватда тўлган d-электрон қават бор. Бу элементлар ионланиш энергиясининг қиймати I А гуруҳ элементларидан кескин фарқ қилиб, анчагина юқорилиги қўриниб турибди. Бу элементларнинг энг асосий катталиклари 39-жадвалда келтирилган.

39-жадвал. I В гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари.

Асосий катталиклар	Мис	Қумуш	Олтин
Суюкл. ҳарорати, °S	1083	960,5	1455
Зичлиги, g/cm ³	8,96	10,5	19,3
Атом масса	63,62	107,87	196,97
Электрон формуласи	$3d^{10}4s^1$	$4d^{10}5s^1$	$5d^{10}6s^1$
Атом радиуси, nm	0,128	0,144	0,144
Ионланиш энергияси $M \rightarrow M^{+}$	7,726	7,576	9,226
Ер пўстлоғида тарқалиши, мол қисм	$3,6 \cdot 10^{-3}$	$1,6 \cdot 10^{-6}$	$5 \cdot 10^{-8}$

Бу элементлар қийин оксидланувчи элементлар ҳисобланади. Бу металллар водород ионлари ва кислород билан оксидланмайди. Улар шунинг учун ярим нодир ёки нодир металллар каторига қиради.

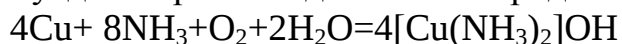
Мис ва кумуш контсентрланган нитрат ва сулфат кислота билан 160дан юкори оксидланади.



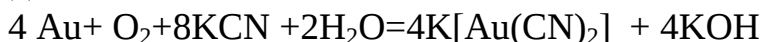
Суюл.



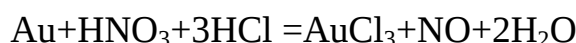
Мис аммиакнинг сувдаги эритмасида ҳам кислород иштирокида эрийди:



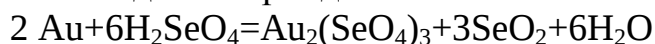
Мис, кумуш ва олтин ишкорлар таъсирига чидамли, лекин сианидларда яхши эрийди:



Олтин нитрат, сулфат кислоталар билан оксидланмайди. Унга зар суви таъсир этади:



Яна олтин селенат кислотасида ҳам эрийди:



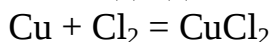
20.2. Мис

Табиатда учраши. Табиатда оз микдорда тумас мис учрайди. Бирикма холдаги Cu_2O куприт, Cu_2S мис ялтирои, CuFeS_2 мисли колчедани ёки халкопирит, CuO -тенерит минерали, шунингдек малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ маълум. Кумуш сульфидлар холатида кўргошин, рух, кадмий билан бирга учрайди. Мис, кумуш ва олтин табиатда эркин металллар холатида ҳам учрайди. Мис элементи табиатда икки хил изотоп холидай учрайди: $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69,1%) ва $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30,9%). $^{64}_{29}\text{Cu}$ радиоактив изотопининг ярим эмирилиш даври 12,8 соат.

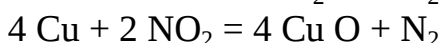
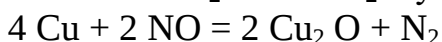
Физик хоссалари: пушти кизил рангли, юмшок, юкори иссиклик ва электр ўтказувчанликка эга. Суюкл. харорати 1083°C . Кимёвий хоссалари: Мис хавонинг микдорига караб Cu_2O ва CuO каби оксидлар хосил килади. Cu_2O - кизил рангли. Бекарор бирикма:



Мис галогенлар билан ҳам одатдаги шароитда оксидланади:



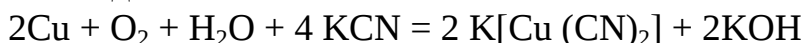
Юкори хароратда NO мисни Cu_2O га NO_2 бўлса CuO га оксидлайди.



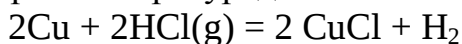
Азот ва углерод мис билан таъсир этмайди.



Сианит ионлари иштирокида мис осон оксидланиб сианидли комплекслар хосил килади.

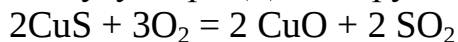


Юкори температурада мис газ холдаги HCl билан таъсирланади.

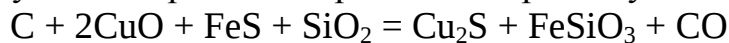


Одатдаги шароитда реакция чапга сурилган юкори хароратда ўнгга сурилади. Мис ва унинг бирикмалари кучли захар хисобланади.

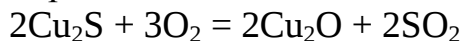
Олиниш усуллари: Дацлаб рудаларни ёкиб оксидлар олинади:



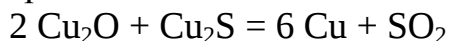
Рудаларни суюклантириш печларда олиб борилиб унга кокс кўшилади:



Куйдириш:



кайтариш:

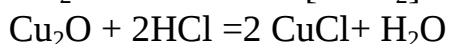
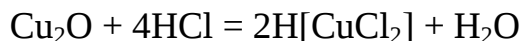


Шундай усулда олинган миснинг тозалиги 95-98% га этади. Тоза мис олиш учун мис сульфати мисли анод электроди иштирокида электролиз қилинади. Техникада ишлатилиши. Мис асосида кўпдан кўп асбоб ва ускуналар тайёрланади. Тунука ҳолдаги мис билан кемалар ўралади. Мисдан кўп қотишмалар тайёрланади. Масалан, бронза - мис 90%, калай - 10% ; латун - мис 60 % ,рух-40%; мелхиор- мис - 68%, Ni-30%, Mn-1%, темир-1%; пул тайёрлайдиган чакалар- Cu 95%, алюминий-5%.

20.3. Миснинг бирикмалари

Cu⁺¹ бўлган бирикмалари. Мис (1) оксиди Cu₂O - кизил кристалл модда. Амфотер оксид, лекин натрий гидроксидда кийин эрийди.

Галогеноводородларда ҳам кийин эрийди. Суюлтирилган эритмаларда рангсиз эритмалар ҳосил бўлади. Агар кислота таркибида сув кўп бўлса ок чўкма ҳосил бўлади.



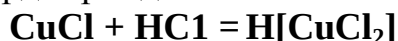
Мис (1) оксиди аммиакда ҳам осон эрийди. Бунда аммиакли комплекслар ҳосил бўлади:



Мис (1) гидроксид(сарик рангли) бекарор, у парчаланиб кизил рангли мис(I) оксид ҳосил қилади:



Галогенлар билан **CuCl**, **CuF** ҳосил қилади. Бу бирикма юкори концентрасияли кислоталарда эрийди.

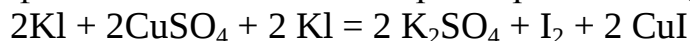


Мис(I) учун **[Cu(NH₃)₂]⁺** турдаги аммиакатлар хос. Шу туфайли кўп мис(I) бирикмалари аммиак эритмасида яхши эрийди.

Cu(II) хлорид киздирилган Cu метали билан таъсир этганда **CuCl** ҳосил бўлиши кузатилган:



Агар мис(II) сульфатига калий ёдид таъсир эттирилса мис (I) ёдид олинади:



CuI - ок чўкма **Cu₂S** ни мис олишда ишлатилади. **Cu(I)** нинг комплекс

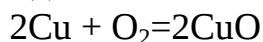
бирикмалари анчагина баркарор. Уларнинг бекарорлик доимийлиги 40-жадвалда келтирилган.

40-жадвал. Мис(I)нинг баъзи комплексларининг бекарорлик доимийлиги.

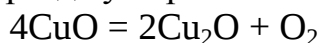
Комплекс бирикма	$[\text{CuCl}_2]^-$	$[\text{CuBr}_2]^-$	$[\text{CuI}_2]^-$
K бекарорлик	$2,9 \cdot 10^{-6}$	$1,2 \cdot 10^{-6}$	$1,4 \cdot 10^{-9}$
Комплекс бирикма	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$
K бекарорлик	$1 \cdot 10^{-16}$	$8 \cdot 10^{-22}$	$5 \cdot 10^{-39}$

Cu^{+2} бирикмалари. Мис (II) оксид, қора рангли аморф модда. Газларни адсорбция қила олади.

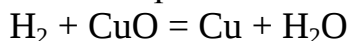
Мис (II) оксиди миснинг кислород билан таъсиридан олинади.



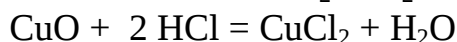
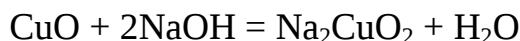
Юқори ҳароратда у парчаланиб мис(I) оксидини ҳосил қилади:



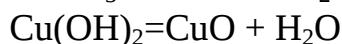
Мис(II) оксидни водород билан қайтарилса мисга айланади:



CuO концентранган ишқорларда эрийди, лекин кислоталарда осон эрийди:



Мис (II) оксидини қуйидаги усулларда ҳам олиш мумкин:

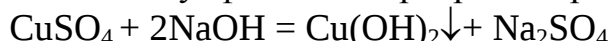


Мис(II) гидроксид аммиак эритмасида осон эриб аммиакатлар ҳосил қилади:

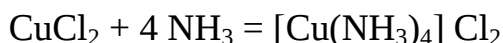


Бу реакцияда кўк рангли тетрааминмис(II) гидроксид олиш мумкин.

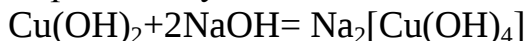
Мис (II) гидроксиди мис сульфатга ишқорлар таъсир эттириб олинади.



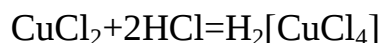
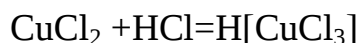
Миснинг (II) бирикмалари кўпдан кўп комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



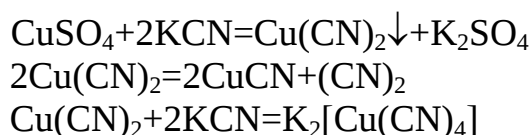
Агар янги олинган $\text{Cu}(\text{OH})_2$ га концентранган ишқорлар қўшилса кўк рангли гидроксидукупратлар ҳосил бўлади:



Ҳосил бўлган гидроксидукупратлар осон парчаланadi ва бекарордир. Мис(II) галогенидлари кислоталар эритмаларида галоген купратлар ҳосил қилади:



Мис(II) нинг сианидлари ва роданидлари бекарор, лекин сианидли комплекслар анча баркарор ҳисобланади:

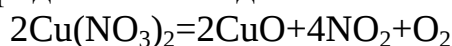


Калий тетрасианокупрат анча баркарор комплекс ҳисобланади.

Мис(II) сулфат **CuSO₄** сувсиз ҳолатда ок кукун. Сувдаги эритмалар кўкиш-хаво рангли. Бундай ранг эритмадаги **[Cu(H₂O)₄]²⁺** борлигини кўрсатади.

CuSO₄·5H₂O мис купороси дейилади.

Мис(II) нитрати- **Cu(NO₃)₂·3H₂O** миснинг нитрат кислота билан таъсиридан олинади. киздирилса, сувини йўқитиб парчаланади ва азот(IV) оксид ва кислород ҳосил килади:



Мис(II) асетати - **Cu(CH₃COO)₂·H₂O** - мис ёки уни оксидини сирка кислотада эришидан ҳосил бўлади.

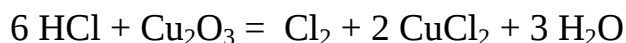
Мис(II) хлорид тўқ кўк рангли кристаллар ҳосил килади. Сюттирилган эритмалар яшил рангга, концентранган эритмалари тим кўк рангга эга.

Миснинг оксидланиш даражаси кўз бўлган бирикмалари. Таркибида фтор тутган бирикмалар олинган: **K₃[CuF₆]**.

Мис(II) гидроксидини ишқорий муҳитда оксидлаб **NaCuO₂** 2 олиш мумкин:



Ундан мис (III) оксиди - **Cu₂O₃** олинган. Унинг бирикмалари бекарор. Бу бирикма кучли окисловчи:



Реаксия натижасида хлор ва миснинг(II) тузлари ҳосил бўлади.

20.4. Кумуш ва унинг бирикмалари

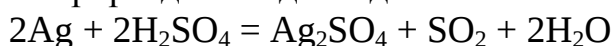
Табиатда учраши. Табиатда кумуш жуда кам тума ҳолда учрайди. Кўп бирикмалар мишяк ёки сурма билан бирга учрайди. Масалан: кумуш тиосурманит **Ag₃SbS₃**, **Ag₃AsS₃** - кумуш тиоарсенит. Кумуш ялтирои **Ag₂S** ва **AgCl**, **AgBr**, **AgCl** лар ҳам табиатда учрайди.

Кумуш табиатда икки хил изотоп ¹⁰⁷**Ag (51,35%)** ва ¹⁰⁹**Ag (48,65%)** ҳолатида тарқалган. Унинг радиоактив изотопи ⁴⁷110Ag бўлиб ярим емирилиш даври 253 кун.

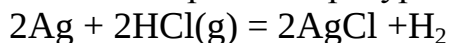
Физик хоссалари. Кумуш ок ялтирок метал. Юкори ковушқокликка эга. Ундан ингичка сим тайёрласа бўлади. Юкори иссиқ ва электр ўтказувчанликка эга. Бу гуруҳ ичида кумушнинг электр ўтказувчанлиги энг юкори. Симоб билан амалгамалар ҳосил килади.



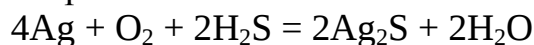
Кимёвий хоссалари. Кумуш кислород, водород ва кислоталар билан оксидланмайди. Озон билан оксидланади. Нитрат ва концентранган сулфат кислота билан юкори ҳароратда оксидланади.



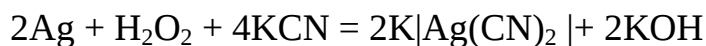
Газ ҳолатидаги ХСл билан юкори температурада реаксияга киришади.



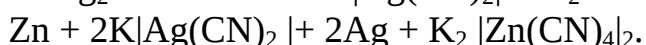
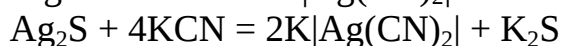
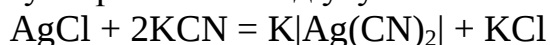
Кумуш галогенлар билан кийин оксидланади. Нам хавода кумуш водород сулфид иштирокида хаво кислороди билан осон оксидланади. Кумушдан ясалган такинчокларни корайиб колишини сабаби ана шундадир.



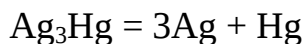
Калий тсианид иштирокида кислород ва водород пероксиди ҳам кумушни осон оксидлайди.



Кумушнинг олиниш усуллари: 1. Сианид усули:



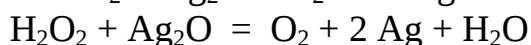
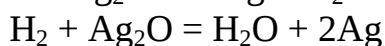
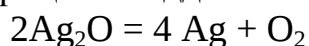
2. Амалгамаларни парчалаб олинади:



Кумуш идишлар, асбоблар, такинчоклар, жаррохлик ускуналари тайёрлашда ишлатилади. Такинчоклар тайёрлашда тама (проба) кўйилади. Кумуш тамаси 800-875 орасида бўлади. Бу 1000 таркибий қисмдан 800-875 қисм кумуш, қолганлари қўшимчалар эканлигини кўрсатади. Кўп миқдорда кумуш бирикмалари фотография мақсадлари учун сарфланади.

Ag^{+1} бирикмалари. Кумушнинг оксидланиш даражаси $+1$ бўлган бирикмалари кўп учрайди. Лекин $+2$ ва $+3$ бирикмалари ҳам бор. Кумуш II ва III валентлиги бирикмалари жуда бекарор, фақат комплекс бирикмалар ҳолида мавжуд.

Ag_2O қора кўнир рангли кристалл модда

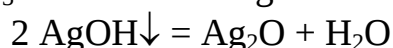
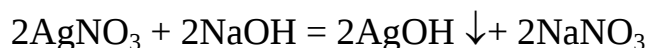


Бу реаксияларда кумуш оксиди оксидловчи. Кумуш(II) оксиди аммиакда яхши эрийди:

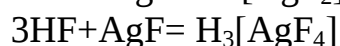
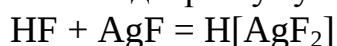


Бу реаксияларда комплекс асослар ҳосил бўлади.

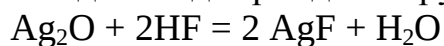
AgOH бекарор бирикма бўлиб, кумуш нитратга ишқорлар таъсир қилиб олинади:



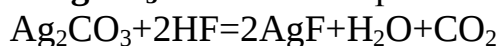
Кумушнинг галидлари кумуш фториддан бошқаси ёмон эрийди:



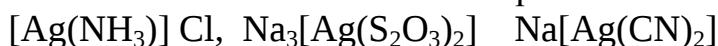
Кумуш оксиди ХФ да эрийди ва эрувчан туз AgF ни ҳосил қилади:



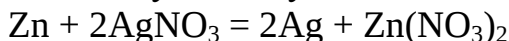
AgF ни AgCO_3 га HF таъсир этиб ҳам олиш мумкин:



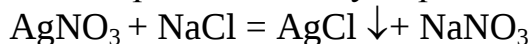
$\text{AgF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ёки $\text{AgF} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ рангсиз кристаллар ҳосил қилиши кузатишган. AgCl аммиак билан осон комплекслар ҳосил қилади.



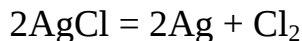
Ag⁺ иони кучсиз кислотали муҳитда кучли оксидловчи.



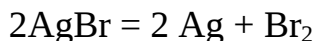
Кумуш хлориди AgNO_3 га хлорид кислота тузлари таъсиридан олинади:



Кумуш хлорид фотоофтоларда ишлатилади.



Кумуш бромид фотофленкада ишлатилади

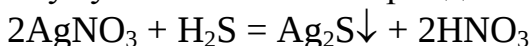


Кумуш галидлари фиксаж таъсирида эрийдиган галогенидлар ҳосил қилиб фленка ва кооздан нур таъсирида ўзгаришга учрамаган галидлар қаватини йўқотади:

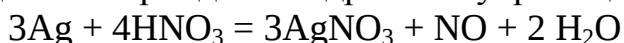


AgJ бирикмаси комплекс ҳосил қилмайди.

Ag_2S кумушнинг энг ёмон эрийдиган тузи. У қуйидагича олинади:



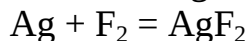
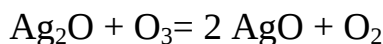
Кумуш нитрат сувда яхши эрийди ва гидролизга учрамайди.



Кумуш бирикмалари фотокоз, фотофленкалар тайёрлашда, тиббийтда дезинфекция қилувчи модда сифатида ишлатилади. Ag^+ ионлари тиббийтда бактериялар ўсишини тўхтатиш учун қўлланилади.

Бир оирлик хисса AgNO_3 билан икки оирлик хисса KNO_3 эритмаси ляпис деб аталади ва тиббийтда ишлатилади.

Ag^{+2} бирикмалари. Кумушнинг оксидланиш даражаси +2 бўлган бир неча бирикмаси бор. Буларга AgO ва AgF_2 мисол бўлади. AgO кумуш (I) оксидидан озон таъсирида олинади.

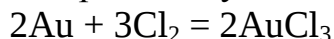


Ag^{+3} бирикмалари. Оксидланиш даражаси +3 бўлган фақат биргина бирикма маълум, у ҳам бўлса сарик рангли $\text{K}[\text{AgF}_4]$ олинган.

20.5. Олтин ва унинг бирикмалари

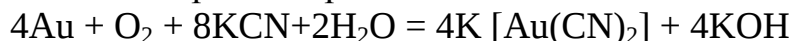
Табиатда учраши. Нодир металл табиатда тума ҳолда учрайди. Теллур билан бирикмаси бор. AuAgTe_4 - силванит дейилади. Клаверит таркиби Au_2Te дан иборат. Физик хоссалари: сарик рангли ялтирок металл. Олтин пачиклиги энг юқори бўлган металл. Ундан қалинлиги 0,0002 мм бўлган заркооз тайёрлаш, ёки 1 г олтиндан узунлиги 3 км бўлган ип тайёрлаш мумкин. Табиатда олтиннинг изотопи фақат $^{197}_{79}\text{Au}$ (100%) ҳолатида учрайди. Олтиннинг радиактив изотопи $^{198}_{79}\text{Au}$ унинг ярим эмирилиш даври 2,7 кун. Бу изотоп радиоактив индикатор сифатида ишлатилади.

Кимёвий хоссалари. Олтин сув, кислоталар, кислород, нитрат кислота, сульфат кислота таъсирида оксидланмайди. Олтин галогенлар билан одатдаги шароитда жуда оз таъсирлашади, лекин фтор билан 300-400°C таъсирлашади. Хлорнинг сувдаги эритмаси уни осон оксидлайди:

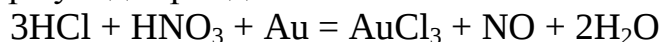


Бу реакция хлор иони иштирокида тезлашади. Бунда сувда эрувчан $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ комплекси ҳосил бўлади.

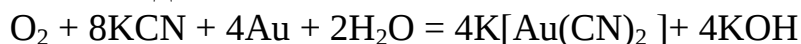
Олтин сианид ионлари иштирокида тез оксидланади:



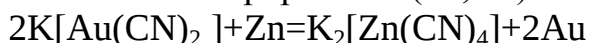
Олтин зар сувида эрийди.



Олиниши. Олтин рудаларни ювиш оркали олинади. Ёки унинг симоб билан амалгамасини парчалаш оркали олиниши мумкин. Хозирги кунда олтин олишнинг сианидли усул бор. Бу усулга кўра руда калий сианид ёки натрий сианид билан ювилади.



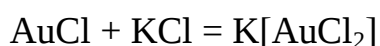
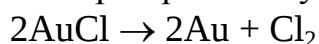
Еритмадан олтин бошка бирор метал (Zn , Fe) билан ажратиб олинади:



Ишлатилиши. Дунёда ишлаб чиказиладиган олтиннинг кўп миқдори давлат омборларида валюта захираси сифатида сақланади. Олтин асосан тақинчоқлар тайёрлаш учун кетади. 1000 қисм қотишмага нисбатан олтиннинг массаси кўрсатилади. Бу ерда тама бор. 750, 583, 500 ва 375 тама кўйилади. кўрсатилгани олтин қолгани қўшимчалар. Шу пайтгача топилган тума олтиннинг энг катта миқдори 112 кг бўлиб, Жанубий Африка республикасида қавлаб олинган. 1800 йилда дунё бўйича 18 т, 1900 йилда 400 т, 1970 йилда 1500 т олтин (собиқ СССР ҳисобга олинмаган) ишлаб чиқазилган.

Au^{+1} бирикмалари. Олтиннинг ҳамма бирикмалари термик бекарор. Au_2O , Au_2S эримайдиган бирикмалар Au^{+3} бирикмалари анча барқарор. Олтиннинг хлор билан реакцияси 150-300°C оралигида кетади. Пацрок ҳароратда (150°C) AuCl_3 , юқори ҳароратда (300°C) AuCl ҳосил бўлиши кузатилган.

AuCl оч сарик рангли қуқун модда осон парчаланади:



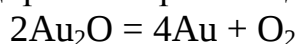
Калий дибромоауратга қучли ишқорлар таъсир этилганда олтин(II) гидроксиди ҳосил бўлади:



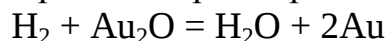
AuOH бекарор бирикма, у осон парчаланади:



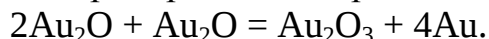
Au_2O қиздирилса парчаланади:



Унга водород таъсир эттирилса олтин хосил бўлади:

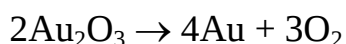


Au_2O диспропорсиаланиш реаксиясига учрайди:

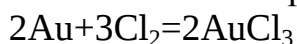


AuBr , AuI , Au_2S - кора модда. AuCN - жигар ранг модда.

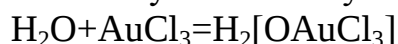
Au+3 бирикмалари. Олтиннинг (III) валентли бирикмаларидан Au_2O_3 -кора кўнир кристалл модда бўлиб киздирилганда олтин ва кислородга парчаланади:



Олтин бирикмаларидан энг кўп ишлатиладигани AuCl_3 ни олиш учун кукун ҳолатдаги олтинга 200°C ҳароратда мўл хлор таъсир эттирилади:



Хосил бўлган модда кизил рангли. AuCl_3 ни сув билан таъсиридан комплекс анион хосил бўлиши маълум:



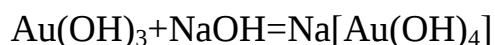
Бу эрда кизил жигар рангли аква кислоталар хосил бўлади. Олтин кислотаси (**$\text{H}[\text{AuCl}_4]$**) олтинни хлор билан тўйинтирилган хлорид кислотада эришидан хосил бўлган бирикмаси ҳисобланади:



Бу бирикма эритма булатилганда **$\text{H}[\text{AuCl}_4] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$** холидай ажралиб чиқади. Шу кислота тузларидан сарик рангли натрий тетрахлороаурат “олтин туз” номи билан машур. Бу туз ҳам кристаллогидрат ҳолатида учрайди- **$\text{Na}[\text{AuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$**

AuBr_3 -кора кўнир рангли модда, **Au_2S_3** -кора рангли модда ҳисобланади.

$\text{Au}(\text{OH})_3$ -кизил-жигар рангли кристалл бирикма. Унинг кислотали хоссалари кучлироқ амфотер гидроксид. $\text{Au}(\text{OH})_3$ ишкорларда эриб гидроксиауратлар хосил қилади:



Ишкорий металллар тузлари иштирокида $\text{Na}[\text{Au}(\text{NO}_3)_4]$, $\text{Na}[\text{Au}(\text{SO}_4)_2]$, $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_4]$, $\text{Na}[\text{AuS}_2]$ каби катор комплекс бирикмалар олинган.

I В гуруҳ элементларининг тиббиётдаги ўрни. Ферментлар, гармонлар, витаминлар билан боланган бўлгани учун мис ҳаётий муҳим жараёнларга анчагина таъсир этади: бу жараёнлар кўпайиш, коннинг қуюлиши, пигментация, организмнинг ўсиши ва ривожланиши, оксидлаш-кайтарилиши жараёнлари ва алмашилишидир. Мис етишмаганда гемоглабин хосил бўлиши камайиб, анемия кузатилади. Мис тутган ферментлар металлоферментларнинг асосий қисмини ташкил этади.

Тиббиёт амалиётида **$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$** ишлаштилиши маълум. Бу модда антисептик хоссага эга. Кумушнинг колларгол (70% гача кумуш бор) ва протаргол (8,3% гача кумуш) деган доривор турлари маълум. Кумуш нитрат жуда захарли бўлиб ташқаридан эрозия, яра, трахома ва бошқа тери касалликларида буюрилади.

Одам организмида кумушга энг бой мия хисобланади. Бир суткада одам организмига 0,1 мг атрофида кумуш киради. Кумуш кўпрок тухум сарида кўплиги аникланган (100г да 0,2 мг кумуш).

Олтин бирикмалари организмни чидамлилигини ошириши маълум. Ин витро тажрибаларида олтин бирикмаларининг сил касаллиги чакирувчиларига фаоллиги маълум бўлган. Олтиннинг комплекс бирикмаси AuNaS_2O_3 волчанка касаллигида ишлатилади. Олтиннинг кризолган, трифтал деган органик бирикмалари ҳам шу мақсадда ишлатилади. Кризанол $[\text{Au-S-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH-CH}_2\text{SO}_3]_2\text{Ca}$ волчанка, сил ва мохов касаллигида самарали дори воситаси сифатида ишлатилиши маълум. Шунингдек кризанол ревматоидли артритда антибиотиклар ва кортикоцериодлардан анча самарали эканлиги аникланган.

21- боб. II В гуруҳ элементлари

II В гуруҳ элементларига рух, кадмий ва симоб киради.

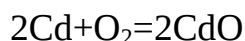
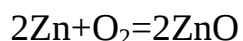
Бу элементларнинг ташки каватида иккитадан электрон бор, ташкаридан иккинчи каватида ўнтадан электрон бор. Бу элементларнинг d-орбиталлари электронларга тўлган. қайтарувчанлик хоссаси рухдан симобга қараб қамаяди. Кимёвий фаоллик жихатидан II В гуруҳ элементлари ишқорий ер металлари билан бирмунча заиф. Асосий гуруҳ элементларидан фарқ қилиб атом масса ортиши билан фаоллик ортиши орнига тесқарисига, йъани қамаяди. Айни қаторда атом радиуси ортиб борса ҳам фаоллик симобда қам. 41-жадвалда II В гуруҳ элементларининг энг асосий физик қатталиқлари берилган.

41-жадвал. II В гуруҳ элементларининг энг асосий қатталиқлари.

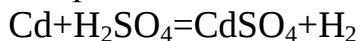
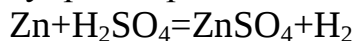
Асосий қатталиқлар	Рух	Кадмий	Симоб
Атом масса	65,37	112,40	200,69
Электрон формуласи	$3d^{10}4s^2$	$4d^{10}5s^2$	$5d^{10}6s^2$
Суюқл. ҳарорати, °S	419	321	-39
Зичлиги, g/cm ³	7,1	8,7	13,55
Атом радиуси, nm	0,139	0,156	0,160
Ионланиш энергияси $M \rightarrow M^{2+}$	17,96	16,90	18,75
Ер пўстлоғида тарқалиши, мол қисм	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$7,6 \cdot 10^{-8}$	$7 \cdot 10^{-7}$

Рух ва кадмий металлари фаоллик қаторида водороддан олдинда жойласган бўлса, симоб фаоллик қаторида водороддан кейин жойлашган. Одатдаги шароитда рух ва кадмий металлари сирти жуда юпка оксид пардаси билан қопланган бўлиб, бу парда кейинги оксидланишдан саклайди.

Ҳарорат таъсирида рух ва кадмий оксидларга айланади:



Сув билан рух ва кадмий уларнинг уцида оксид парда борлиги туфайли таъсирлашмайди. Суюлтирилган сульфат ва хлорид кислоталар рух ва кадмий таъсирлашади, бунда водород ажралади. Бу реакция кадмий билан суцрок боради ва одатда киздириш керак:



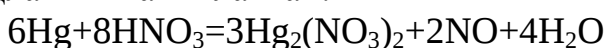
Консентрланган сульфат кислота таъсирида рух оксидланиб сульфат ионларини SO_2 , S ёки H_2S ҳосил қилади:



Суюлтирилган нитрат кислота таъсирида рух оксидланиб нитрат ионларини NH_4NO_3 гача қайтаради:



Симоб суюлтирилган нитрат кислотада эриганида Hg_2^{2+} гача оксидланса, консентрланган нитрат кислота таъсирида Hg^{2+} гача оксидланиши аниқланган:

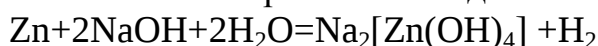


Суюл.



Конс.

Рух металли консентрланаган ишқорлар эритмасида киздирилганда эриб гидроксокомплекслар ҳосил қилади:



Кадмий ва симоб ишқорларда мутлақо эримайди. Симобга суюлтирилган кислоталар ҳам таъсир этмайди. Рух, кадмий ва симоб бир-бири билан ва бошқа металллар билан жуда осон қотишмалар ҳосил қилади. Айниқса симоб осон амалгамалар ҳосил қилади. Амалгамалар кўринишига кўра суюқ ёки ҳамирсимон бўлиши мумкин. Амалгамалар ҳосил қилиш учун металллар симобга кўшилади ёки хавончада аралаштирилади. Кумуш ва калай амалгамалари цамотологияда тишларга қуйиш (пломба) учун ишлатишга тавсия этилган. Олтиннинг амалгама ҳосил қилиши жуда осон боргани учун, олтин бўмлар симобга тегмаслиги керак. Темир симоб билан амалгамалар ҳосил қилмайди, шунинг учун ҳам симоб пўлат сицерналарда ташилиши мумкин.

Табиатда учраши. Энг муҳим рухнинг минераллари ZnS -алдама рух, CdS - кадмий юалтирои ёки гринокит, HgS -киновар, ZnCO_3 -галмей ёки рух шпати. Бу гуруҳ металлари полиметаллар рудалар таркибига қиради. Симоб табиатда тума ҳолда учрайди.

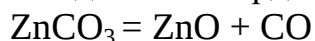
Рухнинг барқарор изотоплари катторида $^{64}_{30}\text{Zn}$ (48,87%), $^{66}_{30}\text{Zn}$ (27,81%), $^{70}_{30}\text{Zn}$ (4,11%), $^{68}_{30}\text{Zn}$ (15,685%), $^{71}_{30}\text{Zn}$ (0,62%) кўрсатиш мумкин.

21.1. Рух бирикмалари

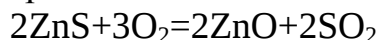
Олиниш усуллари. Ишқорий -ер металларида фаркли равишда II В гуруҳ элементлари пирометллогия усулларида кўра уларнинг оксидлари,

сулфидлари ҳамда электролиз усулини кўллаш оркали ҳам олинади. Рухни олинати боскичлари:

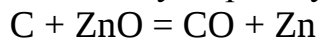
Рух карбонати асосида шахталарда амалга оширилади:



Рух сулфидини ёкиш оркали:



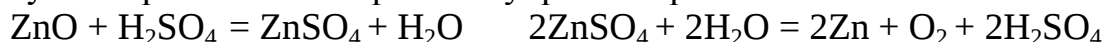
Хосил бўлган рух оксидига углерод кўшилади:



Кокс билан кайтариш:

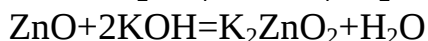
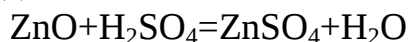


Гидрометаллургия усулларида фойдаланиб, рух оксидини эритиб сўнгра хосил бўлган еритмани электролизга учратиш оркали:



Кадмий олиш учун унинг тузларидан рух билан кайтариш мумкин.

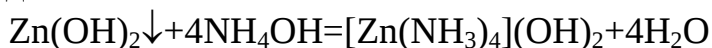
Хоссалари. Кўкиш-кумушсимон металл. Одатдаги шароитда мўрт. Яхши букулувчан металл, уни осон юпка пардага айлантириш мумкин. $419,5^\circ \text{C}$ да суйкланади. Агар киздирилса хавода ок яшил аланга бериб ёнади ва рух оксидига ўтади. Ишлатилиши. Рухланган тунука олиш анча рух сарф бўлади. Темирнинг бундай котишмаси зангламайди. Галваник элементлар тайёрлашда ҳам анча рух зарур бўлади. Рух котишмаларидан латун - 60% мис ва 40% рух. Лабораторияда водород олиш учун керак. Рангли металлургияда олтин ва кумуш ажратиш олиш учун рух жуда кўп сарфланади. Рухнинг бирикмалари. ZnO - ок рангли 1950°C да парчланади. Рух оксиди амфотер хоссага эга. Ок бўёқлар тайёрлаш учун ишлатилади. У болалар упаси таркибига ҳам киради. Рух оксиди ҳам кислоталарда, ҳам ишкорларда эрийди.



$\text{Zn}(\text{OH})_2$ - амфотер хоссага эга гидроксид ҳисобланиб, кислота ва ишкорларда осон эрийди:



Рух гидроксиди аммиак эритмасида ҳам осон эриб аммиакатлар хосил бўлади:

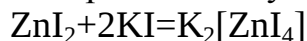
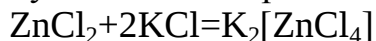


Еритмада рух бирикмалари аква комплекслар хосил қилади - $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ хосил қилади.

Рух комплексларидан сианидлар аҳамиятга эга:



Рух комплексларидан анион комплекслар ҳам мавжуд:



ZnS маълум шароитда шулаланиш хоссасини намоён этади. Бу хосса унга оир металлларнинг сульфидлари аралашиб колганлигидан келиб чиқади.

ZnCl₂ сувсиз ҳолатда олиш жуда қийин бўлган модда. У уч молекула сув билан биргаликда кристалланади. Сувда яхши эрийди:

2KCl-ZnCl₂ бекарор комплекс деб қараш мумкин. Рух хлорид ёғочни чиришдан сақлаш мақсадида, металллар сиртини тозалашда ва қимёвий реакцияларда сув тортувчи модда сифатида ишлатилади

Zn(NO₃)₂ рухни нитрат кислотада эритиш йўли билан олинади. У олти молекула сув билан кристалланади.

ZnSO₄ -рух сульфати. Энг кўп ишлатиладиган рухнинг тузларидан ҳисобланади. У электролит сифатида, тиббиётда ва кўпдан кўп рух бирикмаларини олишда бошланч моддадир. Рухни сулфатланган сульфат кислотада эритиб рух сульфати олинади. Унинг таркибида 7 молекула сув бўлади. Бу туз эритмаси металлларни электролитик усулда рух билан ковлашда, тиббиётда, тўқимачилик саноатида ва бошқа мақсадларда ишлатилади. Рухнинг анчагина микдори тери ташқи қаватида(эпидермис), сочда, мускулларда, жигар ва суяк тўқималарида борлиги топилган. Соч тоқилиши, битмайдиган яраларни даволашда рух сульфати ичдан ичиш учун қўлланилиши маълум. Рух сульфати ортоборат кислота билан (2,5 мг:20 мг) эритма ҳолатида кўзнинг конъюнктивит касаллигида антисептик модда сифатида тавсия этилган.

ZnO -рух оксиди. Рух суртмаси таркибида рух оксиди киритилади, у болалар учун химоя қилувчи ва даволовчи таъсирга эга. Терига адсорбцияловчи, қуритувчи ва тери ҳолатини яхшиловчи таъсири бор. Теридаги шамоллаш, қизариш ва бошқа таъсирларни даволаш хоссасига эга. Асосан суртмаларда ташқаридан суриш учун буюрилади.

Рух энг муҳим микроэлементлар қаторига қиради. Катта одам учун рухни суткалик дозаси 10-15 мг ни ташкил этади. Рух металлоферментлар қаторига қиради. Уларнинг ичида карбонгидраза ва карбоксипептидаза кўпроқ ўрганилган. Карбонгидраза қизил қон таначалари таркибига қириб, гидрататсия ва CO₂ нинг дегидрататсия жараёнларига таъсир этади. Карбоксипептидаза ошқозон оқи бези таркибига қиради. У пептидларнинг гидролизланишини тезлаштиради. Бу жараён инсулин синтези билан боланган. Ана шу ҳолат диабетни даволашда ишлатилади. Ҳозирги пайтда бу мақсадда рух сақловчи препаратлар тавсия этилади. Уларнинг таъсир қилиш муддати узок бўлиб, уларга рух инсулин, протамин -цинк инсулин, инсулинқридез қиради.

21.2. Кадмий

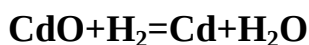
Табиатда учраши. Кадмийни 1817 йилда Ф.Штрөмеер рух карбонати таркибидан олган. Кадмий ҳамма вақт рух рудалари таркибида қадмий карбонат ҳолида учрайди. Кадмийнинг барқарор изотоплари таркиби қуйидагича: ¹⁰⁶₄₈Cd(1,25%), ¹⁰⁸₄₈Cd(0,875%), ¹¹⁰₄₈Cd(12,39%), ¹¹¹₄₈Cd(12,75%), ¹¹²₄₈Cd(24,07%), ¹¹⁴₄₈Cd(28,87%), ва ¹¹⁶₄₈Cd(7,58%).

Хоссалари. Кадмий юмшоқ, ялтироқ, оқ, металл. Юкори хароратда жуда актив металл, галогенлар билан бирикиб галлогенидларга айланади. Тоза кадмий оксид жигар ранг, бўлиб хавода секин аца окаради. Бунда у кадмий карбонатга айланади.

Ишлатилиши. Тузлари рух тузларига ўхшаш. Металл кадмий пац хароратда суюкланадиган котишмалар тайёрлашда, Вецон нормал элементи хосил килишда ишлатилади. Темирнинг сирти кадмий билан копланса темир зангламайди.

Кадмий бирикмалари. Кислород билан икки хил бирикма хосил килади. **CdO** ва **CdO₂**. Булардан **CdO** ни амалий ахамияти бор. **CdO** - кўнир жигар рангли, лекин хавода CO₂ ни ютиб окариб колади. **CdO** сувда оз эрийдиган асослар жумласига киради.

Агар водород атмосферасида киздирилса **CdO** дан металл кадмий хосил бўлади:



Cd(OH)₂ - кадмий гидроксид, оқ кристалл модда, киздирилса сувини йўқотиб **CdO** га айланади. Рух гидроксидга ўхшаш аммиак эритмасида эрийди:



Агар кадмий гидроксидга кислоталар (**HF, HCl, HBr, HI**) таъсир эттирилса, **CdF₂, CdCl₂, CdBr₂ ва CdI₂** олинади. Улар сувда яхши эрийдиган моддалар.

CdS - фотографияда ишлатилади.

CdS - кадмий сульфид. Ёмон эрийдиган туз хисобланади. **CdS** сарик бўёқ ва рангли шишалар тайёрлашда қўлланилади.

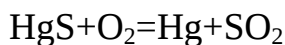
Кадмийнинг сувда ва кислоталарда эрийдиган бирикмалари захарлидир. Айниқса хавода чанг холатда кадмий оксиди бўлиши жуда хавфли.

21.3. Симоб ва унинг бирикмалари

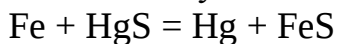
Табиатда учраши. Суюқ холдаги симоб жуда кам учрайди. Табиатда киновар **HgS** - киновар, **Hg₂Cl₂** каломел холида учрайди. Симоб хлорид сулема дейилади (**HgCl₂**). **HgS*2Sb₂S₃** - ливингзонит минерали ҳам маълум.

Табиий симоб таркибида унинг еттита баркарор изотопи бор: $^{198}_{80}\text{Hg}(10,02\%)$, $^{199}_{80}\text{Hg}(16,84\%)$, $^{200}_{80}\text{Hg}(23,13\%)$, $^{201}_{80}\text{Hg}(13,22\%)$, $^{202}_{80}\text{Hg}(29,80\%)$, $^{204}_{80}\text{Hg} 6,85\%)$.

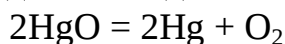
Олиниши. Техникада асосан пирометаллургия усули билан **HgS** дан олинади. Бунинг учун симоб рудаси 700-800 °C хаво иштирокида киздирилади.



Бу холида хосил килинган симоб махсус идишларга йиилади



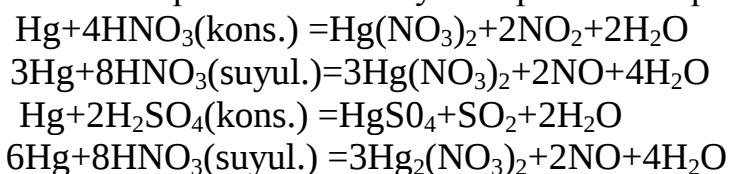
Лабораторияда симоб оксидидан олинади:



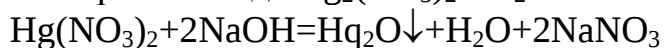
Ишлатилиши: Тоза симоб барометрлар ва монометрлар тайёрлашда ишлатилади. Симоб кварсли лампалар, амалгамалар ва олтин ва кумуш ажратиб олишда кўп микдори сарфланади. Натрий ва хлор олишда катод сифатида ишлатилиши маълум.

Кимёвий хоссалари. Симоб булари жуда захарли. Симоб металлларни ўзида эритиб амалгамалар ҳосил қилади. Бунда K, Na, Ag(45%), Au (16,7%), Zn, Cd, Pb амалгамалар ҳосил қилади. **Fe, Ni, Mn ва Sn** билан амалгамалар ҳосил бўлмайди.

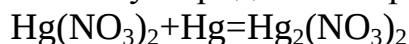
Симоб концентратланган ва суюлтирилган нитрат кислотада эрийди:



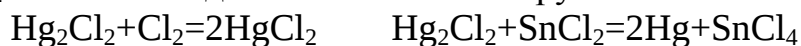
Hg⁺¹ бирикмалари. Hg₂O қора рангли. Барча (I) валентли бирикмаларни олишда Hg₂(NO₃)₂·2H₂O ишлатилади.



Hg₂⁺² II валентли симоб тузларидан қайтариб олиш мумкин:

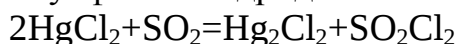


Hg₂⁺² ҳам оксидловчи ва ҳам қайтарувчи хоссасига эга:

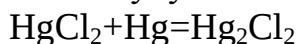


Hg₂⁺² ионидаги Hg-Hg болари бири билан ковалент бириккан иккита симоб ионларидан иборат. Қандай анион бўгланганига қараб Hg-Hg болари орасидаги масофа ўзгаради. Энг кам ковалент бо ҳосил қилиши мумкин бўлган NO₃⁻ ионларида бу болар орасидаги масофа энг қисқа экан.

Hg₂Cl₂ - симоб(I) хлорид ёки бошқача номи қаломел. Сувда ёмон эрийдиган қаттиқ ок модда, лекин органик эритувчиларда яхши эрийди. У симоб(II) хлоридни сульфит ангидрид билан қайтариш реакциясида ҳосил бўлади:



Қаломел олиш учун HgCl₂ га симоб қўшилади:



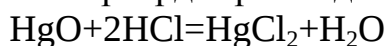
Hg₂(NO₃)₂ таркибида икки молекула сув билан қрицалланади. Hg₂(NO₃)₂·2H₂O.

Hg₂(CN)₂ - эрувчанлиги 8 га тенг. Нихоятда оз эрийди ва захарли ҳисобланади.

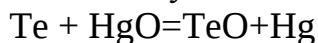
Hg₂SO₄ - сувда ёмон эрийдиган рангсиз қрицалл модда.

Hg⁺² бирикмалари. **HgO** - симоб(II) оксиди сарик, қизил рангли модда, 400°С да парчланади.

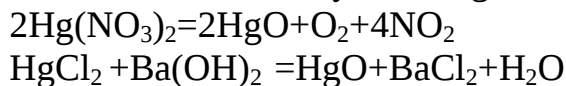
HgO ишқорларда эрмайди. Кислоталарда эриб тузлар ҳосил қилади.

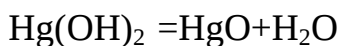


Бу реакцияда сулема ҳосил бўлади.

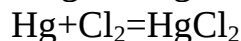
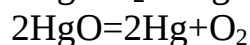
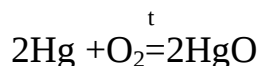


Бунда HgO оксидловчи бўлади. HgO нинг олиниши:

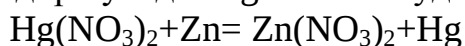




Одатдаги шароитда симоб кислород билан оксидланмайди. Лекин киздирилганда осон оксидланади:



реаксиялар осон содир бўлади. Hg^{2+} иони жуда кучли оксидловчи.

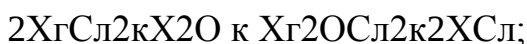


HgCl₂ захарли модда, суюлтирилган эритмаси дезинфекция мақсадларида ишлатилади. 20°C да 100 г сувда 7,4 г сулема эрийди. 0,2 г HgCl₂ одам учун ўлдириш дозаси ҳисобланади. Спирт, эфир ва бензолда яхши эрийди. Сулема кўшалок комплекслар ҳосил қилади:

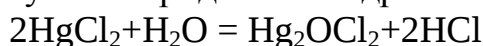
K₂[HgCl₄], K₄[HgCl₆], K[HgCl₃]. Баъзи симоб комплексларининг бакарорлигини 42-жадвалдан кўриш мумкин. Жадвалга кўра энг баркарор комплекс роданидди бирикмалар ҳисобланади.

42-жадвал. Турли симоб комплекс бирикмаларининг бекарорлик доимийси (20°C)

Бирикма	[HgCl ₄] ²⁻	[HgBr ₄] ²⁻	[HgI ₄] ²⁻	[Hg(CN) ₄] ²⁻
K _{бекарорлик}	8,5*10 ⁻¹⁶	2*10 ⁻²²	1,8*10 ⁻³⁰	4*10 ⁻⁴¹



Сув таъсирида осон гидролизланади:



HgJ₂ препаратив кимёда Неслер реактиви олиш учун ишлатилади: K₂[HgJ₄] Бу тузнинг спиртдаги эритмаси аммиакни аниқлашда кўл келади.



Реаксияда жигар ранг чўкма ҳосил бўлади.

HgSO₄ - органик кимёда асетилендан сирка алдегид олишда катализатор ҳисобланади.

Hg(NO₃)₂ - симобга мўл микдорда кислота таъсир эттиришда ҳосил бўлиб, кристаллогидратлар ҳосил қилади.

Hg(CN)₂ -350-450oC да парчаланиб симоб ва дисиан ҳосил қилади.

II В гуруҳ элементларининг тиббиётдаги аҳамияти. Рух энг асосий микроэлементлардан бири. 1 сутка зарур микдор 10-15 мг ни ташкил этади. Таркибида Zn²⁺ бўлган металлоферментлар сони 20 дан ортиқ. Буларни ичидан икkitаси батафсил ўрганилган. Улардан карбангидраза ва карбоксипептидаза. Карбангидраза кизил кон таначалари таркибига кириб SO₂ нинг гидратасия ва дегидратасия жараёнларини тезлаштиради. Карбоксипептидаза ошқозон оци безининг ферменти бўлиб, пептид

боларнинг гидролизиди муҳим рол ўйнайди. Рух тутган препаратларга синк - инсулин киради, ва у қандли диабетни даволашда ишлатилади. Сулема одатда 1:1000 ёки 1:2000 нисбатда дезинфекцияловчи эритма сифатида ишлатилади. Бошқа эритмалардан фарқлаш учун одатда уни қизил ёки қўқ ранга бўяб қўйилади. Симоб бирикмалари турли малҳамлар ва суртмалар тайёрлашда ҳам қўлланилади.

III. КИСМ. Металлмасларнинг умумий хоссалари

Металлмаслар Д.И. Менделеев даврий жадвалида асосий гуруҳчаларда ва даврларнинг ўнг тарафида жойлашган. Металлмасларнинг хоссалари металлларникидан кескин фарқ қилади. Одатда металлмаслар электр токини ва иссиқлик ёмон ўтказди. Улар оддий шароитда рангсиз (ёки рангли), сувда эримайди ёки ёмон эрийди. Металлмаслар органик эритувчиларда эрийди ёки аралашади.

Металлмасларнинг ташки қаватидаги электронлари сони улар жойлашган гуруҳ номерига тенг (гелийдан ташқари). Металлмаслар ўзларининг ташки қаватдаги электронларини тўлдириш учун электрон бириктиришга мойилдирлар. Бундай ҳолда металлмаслар оксидловчилар ҳисобланади. Ҳар бир даврда чапдан ўнгга қараб металлмасларнинг электрон бириктириб олиш ҳоссаи, демак металлмас ҳоссаи ортиб боради. Бир гуруҳнинг ўзида металлмасларнинг электрон бириктириш ҳоссаи гуруҳда пақдан юқорига қараб ортади.

Ўзига электрон бириктириш ҳоссаи қўра фтор металлмаслар ичида энг олдинда туради. қолган металлмасларнинг электрон бириктириш ҳоссаи уларнинг электроманфийлик қаторига мос қелади. Металлмаслар қаторига одатда оддий моддалари оксидловчилик ҳоссаи эга бўлган элементлар қиритилади.

Водород озида ҳам металлларга ва ҳам металлмасларга ҳос ҳоссаларни ўзида бирлаштирган. Унинг ташки қаватида ҳудди ишқорий металлларга ўхшаш битта электрон мавжуд. Водород металллардан озининг қичик ион радиусига эгаллиги ва металлмасларга ўхшаш ҳоссаларга эга бўлиши билан фарқ қилади. Шунинг учун ҳам водород даврий қисманинг ҳам биринчи ва ҳам эттинчи гуруҳчасига қўйилган.

Қимёвий элементлардан қатат 22 таси металлмасдир. Улар орасида одатдаги шароитда қаттик ҳолатда (B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I, At), газлар (H_2 , N_2 , F_2 , O_2 , Cl_2), қатат бромгина суюқликдир. Металлмасларнинг ранги ҳам жуда кескин фарқ қилади ва турлича ўзгаради.

Барча металлмаслар металллар билан таъсир этади. Металлларнинг водород билан бирикмалари гидридлар (NaH , CaH_2 , AlH_3) фторидлар ($r(NaF)$, CaF_2 , AlF_3), хлоридлар ($NaCl$, $CaCl_2$, $AlCl_3$), бромидлар (NaI , CaI_2 , AlI_3), иодидлар (Na_2O , CaO , Al_2O_3), оксидлар (Na_2S , CaS , Al_2S_3), сульфидлар (Na_3N , Ca_3N_2 , AlN), селенидлар, теллуридлар, нитридлар (Na_3P , Ca_3P_2 , AlP), фосфидлар (Na_4C , CaC_2 , Al_4C_3), арсенидлар, антиманидлар, қарбидлар (Na_4C ,

CaC_2 , Al_4C_3), силитсидлар (Na_4Si , Ca_2Si , Al_4Si_3), боридлар ва хоказолар дейилади. Барча металлмаслар водород билан бирикмалар хосил килиб, улар учувчан бирикмаларга киради (H_2O ва HF дан ташкари). Инерт газларнинг водородли бирикмалари олинмаган. Водородли бирикмаларнинг хоссалари жуда хар хил. CH_4 , SiH_4 сувда ёмон эрийдига инерт моддалар. NH_3 , PH_3 кислоталарда эрийдиган асос хоссаларига эга бўлган бирикмалар. H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te каторида водородли бирикмаларнинг кислоталик хоссаслари ортиб боради. HF , HCl , HBr ва HI каторида хам энг кучли кислота HI хисобланади.

Металлмаслар кислород билан осон бирикади. Металлмаслардан галогенлар кислород билан тўридан тўри бирикмайди. Масалан, азотнинг оксидлари жуда кўп, уларнинг ичида тўридан тўри таъсир оркали факат NO олинади. колган оксидлар эса билвосита усуллар ёрдамида олинади. Одатда металлмасларнинг оксидлари кислотали табиатга эга. Азот оксидларидан N_2O , NO инерт оксидларга кирса, NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 кислотали оксидлардир. Металлмаснинг оксидланиш даражаси канча юкори бўлса унинг кислотали хоссаси юкори бўлади.

Инерт газлар (нодир газлар) хам металлмаслар каторига киритилади. Бу элементлар атомининг ташки кавати электронлари тугалланган. Гелий атомининг ташки каватида иккита электрон, колган инерт газларда эса саккизтадан электрон бор. Якин вақтларгача хам инерт газлар электрон бермайди ва олмайди деб каралар эди. Лекин хозирги пайтда инерт газлар кимёси жуда ривожланиб кетди.

Металлмаслар асосидаги биоген элементлар. Металлмасларнинг асосий физико-кимёвий хоссалари, физиологик, патологик роли уларнинг даврий жадвалда жойлашган ўрнига болик. Элементларнинг гурухида уларнинг атом ядро заряди ортиши билан захарли бўла боради ва организмдаги микдори камаяди. Атом ва ионларнинг радиусини кескин ортиши, атомнинг мураккаб электрон конфигурацияга эга бўлиши уни эришини ёмонлачириб, организм томонидан заиф ўзлачирилишига сабаб бўлса керак.

Биринчи с-, иккинчи ва учинчи давр п-элементлари водород, углерод, азот, кислород, фосфор, олтингугрт, хлор макроэлементлар каторига киради. Улар хаётий зарур элементлардир. Бор, фтор, мишьяк, селен ва бром физиологик актив элементлар каторидан ўрин олган.

IV А гурух элементлари хар хил элементлар билан боланган холда биомолекулалар таркибига киради. Углерод полимер бирикмаларда водород, кислород, азот, олтингугурт, селен, ёд билан боланган.

V А гурух элементлари биомолекулаларда азотнинг водород, углерод ва бошка элементлар билан боланган холатда мавжуд.

VI А гурух элементларининг биомолекулаларда ўзлари бир-бири билан боланишлари маълум. Кислороднинг О-Н, О-С, О-Ме, О-Р, О-О боланишлари учрайди. Кислород олтингугурт ва селендан физико-кимёвий хоссалари жихатидан кескин фарк килади.

VIII А гурух элементларидан бром ва хлор организмда гидратланган ионлар холатида учрайди. Фтор билан ёд эса факат боланган холатда мавжуд.

Ёд организмда С-I турдаги боланишлар хосил килади. Фторнинг металлар(Са, Mg ва Fe) билан боланишлари кўп. Физико-кимёвий хоссалари ва координатсияга мойиллиги жихатидан фтор хлор, бром ва ёддан кескин фарк килади. Лекин хлор, бром ва ёд хоссалари ўхшаш, шунинг учун ҳам улар организмдаги ион алмашинувда иштирок этиб, бир-бирларининг ўрнини осон эгаллайди.

Металлмасларнинг физико-кимёвий хоссалари ва биологик таъсири конуниятларини ўрганиш янги дори моддалари яратиш ва уларнинг организмдаги хоссалирини бошқаришда катта амалий ахамиятга эга бўлиши мумкин.

22- боб. III А гурух элементлари

III А гурух элементларига Б, Ал, Га, Ин ва Тл киради. Бу элементларнинг ташки каватида 3 тадан электрон бор. Булар 2s ва 2p бу ерда бор типик металлмас. колганларининг металллик хоссалари кучсиз ифодаланган. Алюминийдан таллийга караб металллик хоссалар (43-жадвал)ортиб боради.

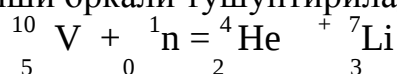
43-жадвал. III А гурух элементларининг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Бор	Алюминий	Галлий	Индий	Таллий
Атом масса Электрон формуласи	10,81 $2s^2 2p^1$	26,98 $3s^2 3p^1$	69,72 $4s^2 4p^1$	114,82 $5s^2 5p^1$	204,37 $6s^2 6p^1$
Атом радиуси ,nm	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
Me^{3+} шартли ион радиуси, nm	0,02	0,057	0,062	0,092	0,105
Суюкл . harorati, °S	2075	660	29,8	156,4	304
Зичлиги, g/sm ³	2,34	2,70	5,90	7,31	11,85
Ионланиш энергияси, $E \rightarrow E^+$	8,30	5,99	6,00	5,79	6,11
$E^+ \rightarrow E^{2+}$	25,15	18,8	20,5	18,9	20,4
$E^{2+} \rightarrow E^{3+}$	37,90	28,4	30,7	28,0	29,8
Ер пустлогига таркалиши, мол кисм	$6 \cdot 10^{-4}$	6,6	$4 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-5}$

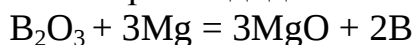
Бу элементларнинг энг мухим хоссалари жадвалда келтирилган. Бу гурух элементларининг металллик хоссалари I А ва II А гурух элементларига караганда заифрок. Бу элементлар бирикмаларда к 3 оксидланиш даражасини намоён этади. Факат таллийда + 1 оксидланиш даражаси кузатилади. Гурух бўйича юкоридан пацга караб металллик хоссалар кучаяди. Бор оксиди кислотали, алюминий, галлий ва индий амфотер, таллий (III) оксиди асосли характерга эга.

22.1. Бор ва унинг хоссалари

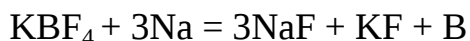
Табиатда учраши. 1808 йилда Гей-Люссак томонидан очилган. Табиатда бирикмалар холида учрайди. Бу бирикмалардан H_3BO_3 -борат кислота ёки сассолин, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ -бура, датолит - CaHBSiO_5 , борасит - $2\text{Mg}_3\text{B}_8\text{O}_{15} \cdot \text{MgCl}_2$ умуман борни 87 та минерали бор. Табиатда $^{10}_5\text{B}$ (18,45%) ва $^{11}_5\text{B}$ (81,55%) иккита изотопдан иборат. Физик хоссалари. Бор 2 хил: аморф ва кристалл аллотропик шакл ўзгариш ҳолатида учрайди. Аморф бор хидсиз юкори суюкланиш ва кайнаш ҳароратига эга, кўнир модда. У иссиқ ва электрни ёмон ўтказди. Кристалл бор қора рангли (суюкл. ҳарорати 2300°C , кайн. 2550°C атрофида) кристалл панжараси тетрагонал тузилишга эга. Ярим ўтказгич хоссасига эга. Борнинг табиатда кам тарқалганлиги унинг ядросини нейтронлар билан осон таъсирланиши орқали тушунтирилади.



Олиниши. Бор оксидидан магний ёрдамида кайтариш орқали олинади:

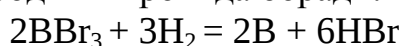


Калий тетрафторборатдан фаол металллар, масалан, натрий билан кайтариш орқали:



Тоза бор уни фторидини электролиз қилиб олинади. Бунда водород ҳам ҳосил бўлади. Реаксияда борни тозаллиги 99,5 % ташкил этади.

Ёнг тоза бор унинг бромидини термик парчалаб олинади. Бунда реакция водород иштирокида боради:



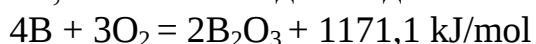
реаксия $1000\text{--}2000^\circ\text{C}$ тантал сими катализаторлигида олиб борилади.

Кристал ҳолатдаги бор олиш учун борнинг водородли бирикмаларини парчалаш ҳам мумкин:

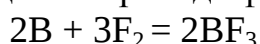


Ишлатилиши. Бор бирикмалари нейтронларни ушлаб қолиши ядро техникасида катта аҳамиятга эга. Улардан ядро жараёнларини секинлаштирувчи модда сифатида қўлланилади.

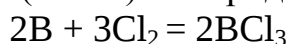
Кимёвий хоссалари. Одатдаги ҳароратда бор ҳаво кислороди таъсирига чидамли, лекин 700°C да ёнади:



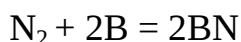
Одатдаги шароитда факат фтор билан оксидланади:



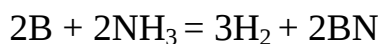
Ҳарорат (400°C) таъсирида хлор, бром ва олтингугурт билан таъсирлашади:



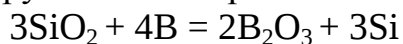
Азот билан 1200°C ҳароратда таъсир этиб бор нитридларини ҳосил қилади:



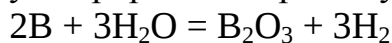
Бор аммиак билан таъсир этиб ҳам бор нитридига айланади:



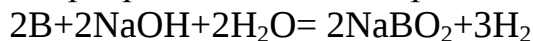
Кучли киздирилганда бор активлиги баркарор оксидлар (SiO_2 , P_2O_5) нисбатан кайтарувчи хоссаларини намоён этади.



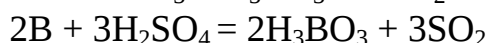
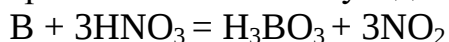
Юкоруи харорат таъсирида сув билан таъсирлашиб:



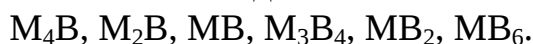
Бор ишкорлар билан ҳам таъсирлашиб метаборатларга айланади:



Борга концентрланган ва иссик HNO_3 , H_2SO_4 ва зар суви таъсир килганида ортоборат кислота хосил бўлади.

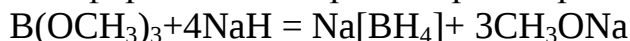


Борнинг металллар билан бирикмаси. Борнинг металллар билан хосил килган бирикмалари боридлар деб аталади. Боридлар таркиби ва хоссалари жуда хилма хил хисобланади:



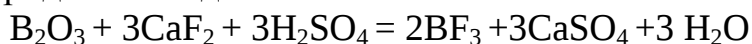
d-элементлар боридлари жуда каттик ва иссикка чидамли моддалар (200^0 - 3000^0) ва кимёвий баркарор: сирконий (Zr_4B , ZrB , ZrB_2); хром (Cr_4B , Cr_2B , CrB , Cr_3B_4 , CrB_2), титан, ниобий ва тантал билан борнинг котишмалари реактив двигателлари тайёрлашда ишлатилади, улардан газ трубиналари тайёрланади. ZrB_2 - 3040^0S да суюкланади.

Гидроборатлар. Ишкорий ва ишкорий-ер металлларининг тетрагидроборатлари ион тузилишли бирикмалар, улар тузларни эслатади. $\text{Na}[\text{BH}_4]$ - ок кристалл модда бўлиб сувда яхши эрийди. Бу бирикма борнинг триметилефири билан натрий гидриди орасидаги реакциядан олинади:

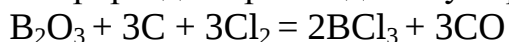


Ишкорий металллардан бошқа, масалан ,алюминий тетрагидроборати $[\text{Al}(\text{BH}_4)_3]$ ковалент табиатлидир.

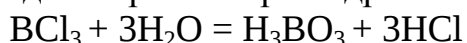
Борнинг галлоидли бирикмалари. BF_3 -газ (суюкл. харорати- 127^0C), BCl_3 (кайн. харорати- $12,5^0\text{C}$), ва BBr_3 суюклик(кайн. харорати 90^0C) ва BI_3 каттик модда (суюкл. харорати 43^0C). BF_3 бор оксиди ва кислотали шароитда CaF_2 таъсирдан олинади:



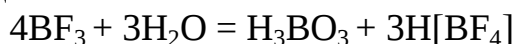
Юкори хароратда бор оксидига кўмир таъсир эттирилади:



BF_3 ва BCl_3 органик кимёда катализатор сифатида ишлатилади. Борнинг галлоидли бирикмалари гидролизга учрайди:



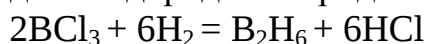
Бор фторидининг гидролизланишидан водород тетрафторборат хосил бўлади:



Борнинг анион комплекслари. $\text{Na}[\text{BF}_4]$ - натрий тетрафторборат, $\text{K}[\text{BF}_3\text{OH}]$ -фторгидроксборат, $\text{K}[\text{BH}_4]$ калий тетрагидрофторборат, $\text{K}[\text{BF}_3\text{H}]$ - калий трифторгидроборат ва бошқалар. Тузилиши жихатдан перхлоратларга ўхшайди.

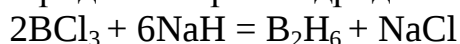
Борнинг нитридлари BN . Ок рангли гексагонал модификасия. Тузилиши графитга ўхшаш ва ок рангли. Шунинг учун ок графит дейилади. Олти халкали сиклда бор ва азот кетма-кет келади. Ярим ўтказгич хоссасига эга. кора рангли кристалл шакл ўзгариш, боразон ёки элбор дейилади. Боразон тетрагонал шакл ўзгаришга эга. Боразон жуда каттик ва каттиклиги олмосдан қолишмайди. хавода киздирилганда боразон 2000⁰C да оксидланади. Олмос бўлса 900⁰C да ёниб кетади. Боразон диелектрик ҳисобланади.

Борнинг гидридлари. Олиниши ва хоссаларига кўра силанларга ўхшайди. Бор хлоридига водород таъсиридан боретан ҳосил бўлса:

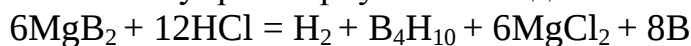


бор этан - газ

Бор хлоридига натрий гидриди таъсирида ҳам боретан ҳосил бўлиб:

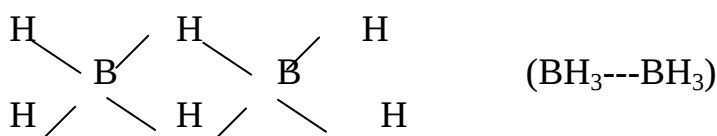


Фаол боридларнинг кислоталар билан таъсиридан бўлса боранлар аралашмаси ва кўпроқ борбутан олинади:

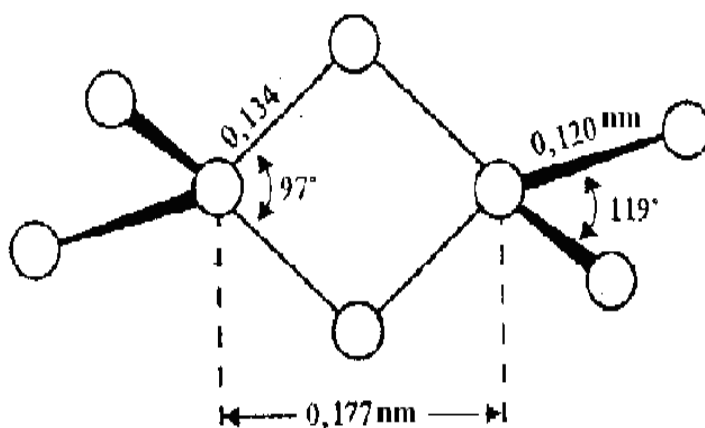
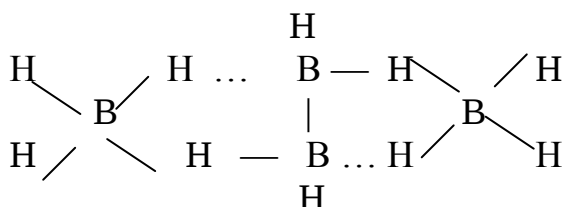


борбутан

B₂H₆ икки ядроли бирикма, газ модда (қайн. ҳарорати -92,5⁰C, 37-расм),:



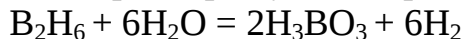
B₄H₁₀ (BH₃----BH₃---B₂H₄) таркибли бирикма дейилиши мумкин. Борбутан 18⁰C да қайнайдиغان газ:



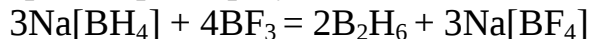
37-расм. Боретан молекуласининг тузилиши

Бороводородлар кимёвий фаол бўлиб хавода ўз-ўзидан оксидланади ва кўп иссиқлик чиқади (масалан, B_2H_6 -2025 kJ/mol иссиқлик ажралса, C_2H_6 ёнганда-1425 kJ/mol).

Борнинг гидридлари сув таъсирида парчаланиб водород ҳосил қилади:

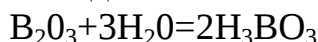


Кўп бороводородлар кўланса хидга эга ва жуда захарли бирикмалардир.



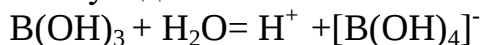
Бор ангидриди икки хил аллотропик шакл ўзгариш ҳолатида учрайди.

Улардан бири кристалл бор ангидриди(суюқл.харорати $450^\circ C$).Борнинг кислород билан таъсирдан ёки ортоборат кислотани сувсизлантириш орқали олинади. Жуда иссиқка чидамли модда. Сувда эриб ортоборат кислотани ҳосил қилади:



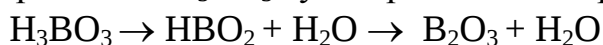
Борнинг кислоталари. Ортоборат кислота (H_3BO_3) ок кристалл модда.

Ортоборат кислота сувда кам эрийди, харорат ортиши билан эрувчанлиги ортиб боради. Жуда кучсиз кислота ҳисобланади. Одатдаги кислоталардан фаркли равишда, ундан протон ажралиши OH^- ионларини бирикиши ҳисобига бўлади:



Жуда кучсиз кислота $20^\circ C$ да диссоциланиш концентраси $K_1=6 \cdot 10^{-10}$; $K_2=2 \cdot 10^{-13}$; $K_3=2 \cdot 10^{-14}$. Бу кислота H_2CO_3 ва H_2S дан ҳам кучсиз.

кыздирилганда H_3BO_3 сув ажратиб метаборат кислотага (HBO_2) га айланади:



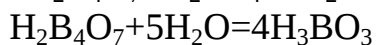
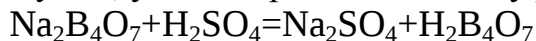
Агар иссиқ бурага сульфат кислота кўшилса ортоборат кислота ҳосил бўлади.



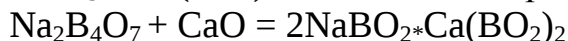
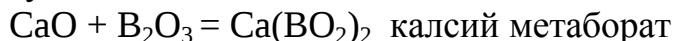
H_3BO_3 ни мўл миқдорда ишқор билан нейтралланишда -B-O-B- болари ҳосил бўлади ва бура ҳосил бўлади:



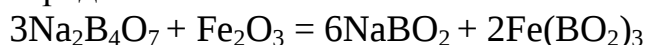
Буранинг кислоталар билан таъсирдан аввал $H_2B_4O_7$ -тетраборат кислота ҳосил бўлиб, унинг гидролизланиши туфайли ортоборат кислотага ўтади:



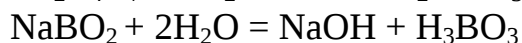
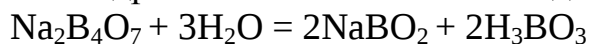
Борат кислотанинг тузлари метаборатлар ва ортоборатлар полимер тузилишга эга:



Металл оксидларини эритиш ҳоссасидан фойдаланиб бурадан металлларни пайванд қилиш учун ишлатилади. У темир(III) оксидини метаборатларга айлантиради:

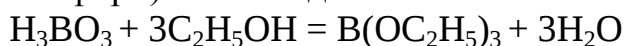


Буранинг гидролизланиши икки босқичда амалга ошади:

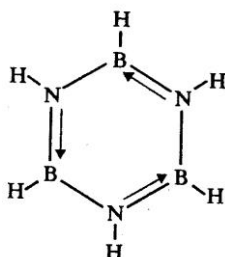


Ортоборат кислота спиртлар билан концентранган сульфат кислота иштирокида

киздирилганда мураккаб эфирлар ҳосил қилиб, олинган бирикма(борнинг триэтил эфири) осон ёнади:

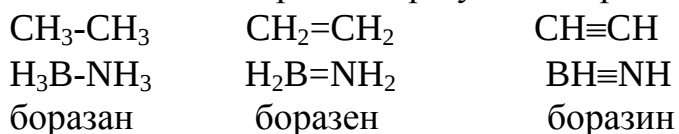


Бор органик бирикмалар. Агар ингичка узун най оркали ёпик идишдан бор этилефири киздириб чиқарилса у жуда яхши ёнади. Охириги пайтларда борорганик бирикмалар катта аҳамиятга эга бўлмоқда.



B-O-B, -B-N-B-, B-R-B, B-S-B. Масалан, $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ -боразол, жуда кизирарли, рангсиз суюклик(суюкл. ҳарорати- 58°C , қайн.ҳарорати 55°C). Таркиби ва цуруктураси бензолга ўхшайди. Шунинг уни “анорганик бензол” деб юритилади. Худди шунака бирикмалар дифенил ва нафталинга ўхшагани ҳам олинган. Бу моддалар ракета ёрилиси сифатида ишлатилади.

Борнинг азот билан бирикмалари углеводородларга ўхшайди:



B-N даги тўртинчи бо sp^3 гибридланиш туфайли юзага келган. Бунда азотнинг боланмаган электронлар жуфти ва борда sp^3 гибрид орбитал ҳосил қилишда иштирок этади.Тиббиётда ишлатилиши. Тиббиётда бор бирикмаларидан ортоборат кислота ва бура ташқаридан ишлатиш учун антисептик модда сифатида тавсия этилган.Ортоборат кислотанинг липидларда яхши эриши липид мембраналари оркали хужайраларга тез кириб боришига сабаб бўлади. Ана шу сабабли оксилларнинг денатуратсияси рўй бериб микроорганизмлар ҳалок бўлади. Буранинг анисептик хоссаси ҳам унинг гидролизланишидан ортоборат кислота ҳосил бўлишига асосланган.Бор ҳаётий муҳим микроэлементлардан ҳисобланади. У ўсимликларда углеводлар ва оксиллар алмашинувига таъсир этади. Пахта, канаф, мева ва сабзавотлар айниқса борга муҳтож ҳисобланади. Бор этишмаслиги ана шу ўсимликларнинг уруга зарар этказди.

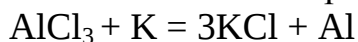
22.2. Алюминий ва унинг бирикмалари

Табиатда учраши. Алюминий ер шарида энг кўп тарқалган металлдан биридир. У тупрокни, дала шпати, слюда ва жуда кўп минералларни таркибига қиради.

Al₂O₃-корунд, рубин, сапфир, ортоклаз, K₂O*Al₂O₃*6H₂O, Na₃[AlF₆] - криолит, Al₂O₃*2SiO₂*2H₂O - каолин, Al₂O₃*nH₂O- боксит, Na₂O*Al₂O₃*2SiO₂ нефелин, K₂SO₄*Al₂(SO₄)₃*2Al₂O₃*6H₂O алунит ва жуда кўп алюмосиликатлар маълум. Алюминийнинг факат битта изотопи барқарор бўлиб у ¹³ ²⁷Al (100%).

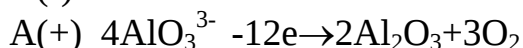
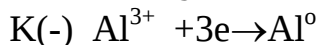
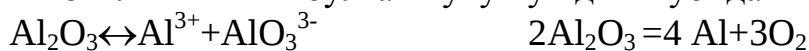
Физикавий хоссалари. Ок кумуш ранг метал(суюкл. харорати 660°C), иссиқлик ва электрни яхши ўтказди. Ундан ингичка сим тайёрласа бўлади. Юпка парда ва кукунга осон ўтказилиши мумкин.

Олиниш усуллари. Алюминий 1887 йилда Виёллер томонидан алюминий хлоридни калий метали билан кайтариб олган:



Техникада алюминийнинг олиниши 950°C да Al₂O₃(8%) суюкланмасини электролиз қилишга асосланган. Бунда эритувчи сифатида Na₃[AlF₆] (92%) - криолит ишлатилади. Электролизёр катод казифасини, анод сифатида қўмир ишлатилади.

Алюминийнинг зичлиги кичик бўлгани учун у идиш тубида йиилади:

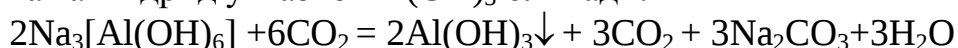


Электролиз пайтида анчагина микдор углерод сарф бўлади.

Агар бокситлар юкори хароратда темир (III) оксиди билан аралаштирилганда ҳам, аввал Al₂O₃ эритмага ўтади :



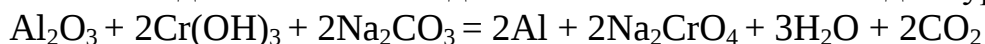
Темир оксиди ва бошка аралашмалар чўкмада қолади, эритмадан карбонат ангидрид ўтказиб Al(OH)₃ олинади:



Олинган гидроксид куритилиб сувдан ажратилади:



Тозаланган оксид ваннага солинади ва тоза алюминий олинади. курук усул :



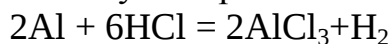
Ишлатилиши. Алюминий зар коси озик- овкат ва фарматсевтика саноати учун ўров метриали сифатида жуда катта амалий ахамиятга эга.

Тоза алюминийдан ўтказгичлар тайёрланади. Ундан энгил ва пишик қотишмалар олинади. қотишмаларига дюралюминий 94%-Al, 4%Cu, 0,5% дан Mg Mn, Fe va Si), силумин (85-90% Al, 10-14% Si, 0,1% Na) қиради.

Алюминий асосида бўёқлар олинади. Кимёвий хоссалари. Хаво кислороди билан оксидланади ва уни сиртида 0,101*10⁻⁴ см юпка оксид парда қоплаган бўлади, бу уни кейинги оксидланишдан сақлайди. Al₂O₃ бир неча аллотропик шакл ўзгаришларга эга. Уларнинг ичида корунд ўтга чидамли ва юкори суюкланиш хароратига эга (суюкл. харорати 2050°C). каттиклиги жихатидан олмосга яқинлашади. Кристалл Al₂O₃ кимёвий жихатдан анча барқарор сув ва кислоталар билан таъсир этмайди. Агар алюминий сирти қучли оксидловчилар (конс. HNO₃, K₂Cr₂O₇) билан таъсир эттирилса металлнинг

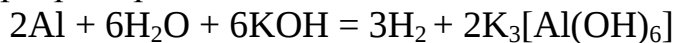
коррозияга чидамлилиги янада ортади. Алюминий идишларда нитрат кислота саклаш ва ташиш мумкин.

Алюминий суюлтирилган хлорид кислота билан таъсирлашиб:

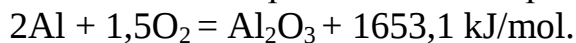


Консентрланган нитрат кислота одатда алюминийни пассивлаштиради.

Сульфат кислота билан алюминий асосли тузлар хосил килади. Алюминий ишкорларда эриганида:



Алюминийнинг кислород билан таъсирланиши жуда тез боради:

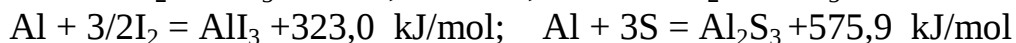
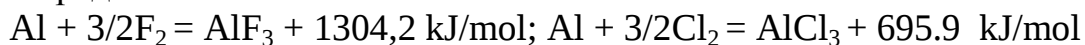


Бунда харорат 300^0 - 3500^0C гача кўтарилади ва атрофга ультрабинафша нурлар таркалади. 1859 й. Н.Н.Бекетов алюминийни металлларни уларни оксидларидан кайтариш учун ишлатди. Бу усул алюминотермия дейилади. Агар 1г-атом кислородга тўри келадиган кислород микдори 551,2 кЖ/молдан кам бўлгандагина оксидлардан металлларни кайтариш мумкин.

Алюминий билан CaO, BaO ва MgO ни кайтариб бўлмайди, чунки 1г- атом кислородга тўри келадиган энергия микдори 636,5 608,9 ва 599,7 кЖ/мол.

Амалда термитли пайвандлаш катта ахамиятга эга. Fe_2O_3 ёки Fe_3O_4 билан алюминий метали аралашмаси ёндирилса темир кайтарилади ва бунда жуда катта энергия чиқади.

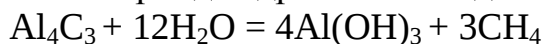
Алюминийни галогенлар билан оксидланиши кўп микдорда энергия чиқиши билан боради.



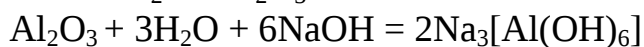
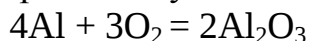
Юкори температурада алюминий:



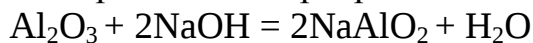
Алюминий карбид гидролизланганда метан ажралади:



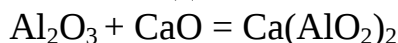
Алюминийнинг бирикмалари. Алюминий оксиди табиатда учрайди. У кизил-кубин рангли. Бу оксид амфотер оксидлар каторига киради. Сувда эримайди.



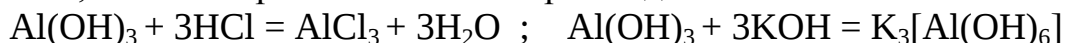
Суяуклантирилган ишкорларда алюминий оксиди эрийди:



Алюминий оксидни асосли хоссаси кислотали хоссасидан кучли:



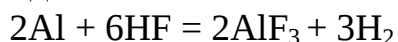
Алюминий гидроксиди амфотер гидроксид у полимер бирикма, у асослар билан ҳам, кислоталар билан ҳам таъсирлашади:



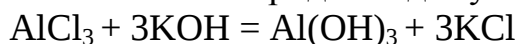
Агар $\text{Al}(\text{OH})_3$ сувсизлантирилса Al_2O_3 айланади, ва сувсизлатирилга гидроксид алюмогел дейилади. Бу бирикма техникада адсорбент сифатида ишлатилади.

Алюминий тузлари осон гидролизга учрайди. Сувдаги эритмалардан курук тузга ўтилса кристаллогидратлар хосил бўлади. $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ Алюминийнинг кўш тузлари кваслар дейилади.

Al_2S_3 алюминий сулфид(суюкланиш харорати 1100°C) озгина сув таъсирида хам тезда гидролизга учрайдиган кристалл модда ҳисобланади. Алюминийнинг галлоидли бирикмалари. Al_2O_3 ёки Al ни сувсиз HF да эришига асосланган. Бу бирикма кимёвий инерт, кийин суюкланувчан, сувда эримайди:



Сувсиз алюминий хлорид хавода тутайди, чунки гидролизга учрайди:



$\text{AlCl}_3, \text{AlBr}_3, \text{AlI}_3$ иккита молекула бирлашган ҳолда бўлиб Al_2Cl_6 формулага эга. Алюминийнинг водородли бирикмаси (AlH_3) полимер тузилишга эга. Ок кукун алан дейилади. 105°C да водород ажратиш билан парчланади. Литий тетрагидроалюминатга AlCl_3 ни эфирли шароитда таъсир этиш оркали олинади:

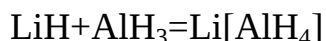


Алюминий ва азот асосида жуда кизик бирикмалар мавжуд. Таркиби жихатдан бу бирикмалар углеводородларга ўхшаб кетади:

$\text{CH}_3\text{-CH}_3$	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$\text{CH}\equiv\text{CH}$	C_6H_6
$\text{NH}_3\text{-AlH}_3$	$\text{NH}_2=\text{AlH}_2$	$\text{NH}\equiv\text{AlH}$	$\text{N}_3\text{Al}_3\text{H}_6$
Алозан	алозен	алозин	алазол

Алюминийнинг комплекс бирикмалари. Эритмада алюминий иони аква комплекслар ҳосил қилади ($\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$), кийин эрийдиган фторидли комплекслар кенг тарқалган: $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, $\text{Na}_2[\text{AlF}_5]$, $\text{Na}[\text{AlF}_4]$. Таркибида хлор, бром ва йод ионлари тутган комплексларнинг эрувчанлиги яхши: $\text{K}[\text{AlCl}_4]$, $\text{K}[\text{AlBr}_4]$, $\text{K}[\text{AlI}_4]$.

AlH_3 ни асосли гидридлар таъсиридан тетрагидридиалюминатлар ҳосил бўлади:



Бундай бирикмалар кристалл тузилишга эга, ок рангли моддалар, улар органик кимёда катализаторлар сифатида ишлатилади.

Тиббиётда ишлатилиши. Алюминий бирикмалари тиббиётда ишлатилади. Алюминий гидроксиди адсорбция қилувчи ва ўровчи материал. Уни суртмалар тайёрлашда, уткир ва сурункали ошқозон яраларини даволашда, шунингдек ошқозонни кислоталиги ортиб кетганда тавсия этилади. У алмагел препарати таркибига киради. Калий алюминийли квас - $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ташқаридан кон тўхтатиш учун ишлатилади. Алюминийнинг фармакологик таъсири Al^{3+} ионинг оксиллар (протеинлар) билан гел ҳосил қилиб чўкадиган комплекслар ҳосил қилишига асосланган. Бу микроб тўқималарининг чўкишига ва яллиланиш жараёнинг камайишига олиб келади. $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ бирикмаси 8% ли эритма ҳолатида Буров суюқлиги дейилади ва тиббиётда ишлатилади.

22.3. Галлий гурухчаси элементлари

Галлий гурухчаси элементларига Ga, In, Tl киради. Агар Al Ga ўтилса элементларнинг атом радиуслари кискариб, ионланиш потенциали ортади. In дан Tl караб борилганда бўлса атом радиуси ортиб, ионланиш потенциали ҳам бирмунча кўпаяди. Бу гурух элементларида галлий ва индийда +3 оксидланиш даражаси, Tl учун +1 оксидланиш даражаси кўпрок учрайди. Табиатда учраши. Бу гурух элементлари Ал, Pb ва Zn рудалари таркибида турли минераллар ҳолатида учрайди.

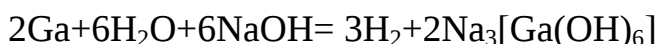
Галлий изотопларидан ${}_{31}^{69}\text{Ga}$ (60,2%) ва ${}_{31}^{71}\text{Ga}$ (39,8%) тарқалган. Сунъий изотоплардан ${}_{31}^{72}\text{Ga}$ бўлиб, унинг ярим эмирилиш даври 14,2 соат ва радиоактив индикатор сифатида ишлатилади.

Табиатда индий изотоплари ${}_{49}^{113}\text{In}$ (4,33%) ва ${}_{49}^{115}\text{In}$ (95,67%) учрайди. Таллийнинг изотоп таркиби эса қуйидагича: ${}_{81}^{203}\text{Tl}$ (29,50%) ва ${}_{81}^{205}\text{Tl}$ (70,5%). Олиниши. Галлий ва унинг аналоглари полиметалл рудалардан мураккаб кимёвий қайта ишлаш натижасида оксидлар ёки хлоридлар ҳолатига ўтказилади. Кейин одатдаги металллар билан қайтариш ёки электролиз усуллари ишлатилади.

Физик хоссалари. Одатдаги шароитда галлий гурухчаси элементлари ок, қумуш ранг осон суюкланувчан металллардир. Галлий энг кичик суюкланиш ҳароратига эга ($29,8^{\circ}\text{C}$)

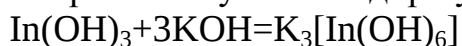
Хоссалари. Галлий ва индийнинг сирти оксид пардаси билан қопланган. Лекин Tl осон оксидланади. Бу металллар осон кислород билан қиздирилганда таъсир этади, айниқса таллий. Хлор, бром бу металлларга ҳона шароитида, ёд эса қиздирилганда таъсирлашади.

Галлий ишқорларда эрийди ва галлийнинг гидроксокомплексларини ҳосил қилади:



Индий ва таллий ишқорлар таъсирига чидамли.

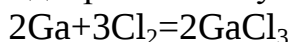
Бирикмалари. Ga_2O_3 - ок қрицал модда. In_2O_3 - сарик рангга эга. Tl_2O_3 жигар рангли бирикма. Бу элементлар оксидлари сувда эримади. Ga, In ва Tl га тегишли гидроксидлар сувда эримади ва $\text{Al}(\text{OH})_3$ га ўхшаб кетади. Ga – In – Tl каторида гидроксидларнинг асослик хоссалари кучайиб боради. Оксидлар ва гидроксидларнинг кислоталарда эришида аква комплекслар ҳосил бўлиши кузатилади: $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$. Бундай комплекслар Ga ва In (III) учун рангсиз, лекин Tl (III) учун оч-сарик рангли. Индий ва галлийда гидроксокомплекслар ҳосил бўлиши содир бўлади:



Бу бирикмаларда ҳам алюминийга ўхшаш KInO_2 ва KGaO_2 индатлар галлатлар маълум. Таллий (I) бирикмалари асосли характерга эга. Tl_2O (суюкл. ҳарорати 300°C) қора рангга, сувда яхши эрийди. TlOH кучли асос, 100°C ларда сувини йўқотади.

Галогенли бирикмалар. Ga, In ва Tl нинг галогенли бирикмалари (айниқса хлоридли) осон учувчан, уларнинг булари икки молекулалаи ва пац суюкланиш ҳароратига эга.

InCl_3 -оч кул ранг, ялтирок кристал модда. Галлий, индий ва таллийнинг фторидлари кийин суюкланувчан ва сувда эрийдиган моддалар.



Галлий, индий ва таллий бирикмалари захарли.

III А гуруҳ элементларининг тиббийтдаги аҳамияти. Одам организмида борнинг микдори жуда оз ($10^{-5}\%$). Асосан бор ўпкада (0,34 мг), калконсимон безда (0,30 мг) талокда (0,26 мг) жигар ва мияда (0,22 мг) буйрак ва юрак мускулларида (0,21 мг) тўпланади. Борнинг организмдаги роли хали тўла ўрганилмаган. Организмда ортикча бор борлиги зарарлидир. Борнинг кўпайиши адреналинни активлигини камайтириб, амилаза ва протеаза фаолиятини заифлаштиради. Хайвонларга ортикча бор берилганда у углеводлар ва оксиллар алмашинувига таъсир қилиб, эндемик ичак касалликлари энтеритлар пайдо бўлишига сабаб бўлган. Алюминий асосан кон зардобиди, ўпкада, жигар, суякларда, буйракда, тирноқда ва сочда тўпланиши аниқланган. Бир суткада алюминий 47 мг ицеъмол қилиниши керак. У боловчи тўқималар, суяк тоқималари ва фосфор алмашинувига таъсир этади. Галлий ва индийнинг биологик таъсири хали ўрганилмаган. Таллий бўлса анча захарли элементлардан биридир. Тлк иони Ag^+ ионига ўхшаш олтингугурт тутган лигандлар билан осон таъсирлашади. Агар организмга жуда оз микдорда таллий киритилса ҳам у сочларни тўқилишига сабаб бўлади.

23- боб. IV А гуруҳ элементлари

IV а гуруҳ асосий гуруҳчасига 5 та элемент киради. Углерод, кремний, германий, калай ва кўрошин бу элементлар учун энг четки каватда 4 тадан электрон бор. Уларнинг оксидланиш даражаси -4, +2 ва + 4 бўлиши мумкин. қайтарувчи хоссаси атом радиуси ортиши билан кучаяди. Оксидловчи хоссаси углероддан кўрошинга қараб қамаяди. 44-жадвалда гуруҳ элементларининг энг муҳим хоссалари келтирилган.

44-жадвал. IV А гуруҳ элементларининг энг асосий хоссалари

Хоссалар	Элементлар				
	${}_6^{12}\text{C}$	${}_{14}^{28}\text{Si}$	${}_{32}^{73}\text{Ge}$	${}_{50}^{119}\text{Sn}$	${}_{82}^{207}\text{Pb}$
Электрон формуласи	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 6p^2$
Ионланиш энергияси	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Атом радиуси	0,077	0,117	0,139	0,158	0,175
Электро манфийлиги	2,5	1,75	2,0	1,70	1,55
Зичлиги	1,3,54 Gr.2,25	2,33	5,35	7,28	11,34
Суюкл	1.3540	1413	958	232	327

харорати	Gr.3800				
кайн.	4347	2630	2730	2350	1750
харорати					

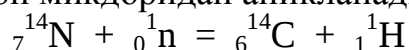
23.1. Углерод

Табиатда таркалиши. Углерод кенг таркалган кимёвий элементлар жумласига киради, у кўп аноорганик ва органик моддалар таркибига киради. Углерод минерали кўпроқ карбонатлар холида учрайди:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - сода, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - пиреонит. MgCO_3 - магнезит, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ - доломит, CaCO_3 - виперит ва темир шпати - FeCO_3 .

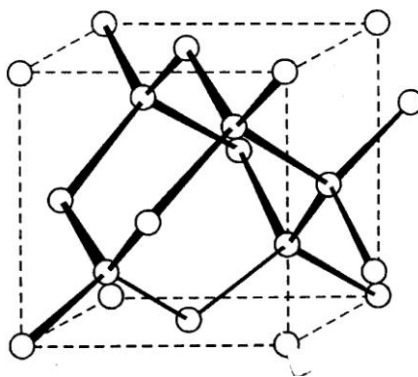
MnCO_3 , ZnCO_3 - марганес ва рух шпати холатида учрайди. Шунингдек сувни таркибида калсий ва магний гидрокарбонатлари холатида учрайди.

Органик дунёда углерод энг асосий элемент хисобланади. Унинг микдори ҳамма кимёвий элементлар микдоридан 10 марта кўп. Бу оксил, витаминлар, ё, нефт, кўмир асосида казилма бойликлар, антрасен кўнир кўмир сланес ва бошкалар. Табиатда углероднинг иккита баркарор изотопи маълум: ^{12}C (98,892%) ва ^{13}C (1,108%). Углероднинг атом массаси 10 дан 16 гача бўлган радиоактив изотоплари олинган. Атмосферада нейтронлар таъсирида углероднинг радиоактив изотопи ^{14}C изотопи хосил бўлади. Ўсимликлар ва тирик организмлар колдиига караб топилмаларнинг ёши шу изотоп микдоридан аникланади:



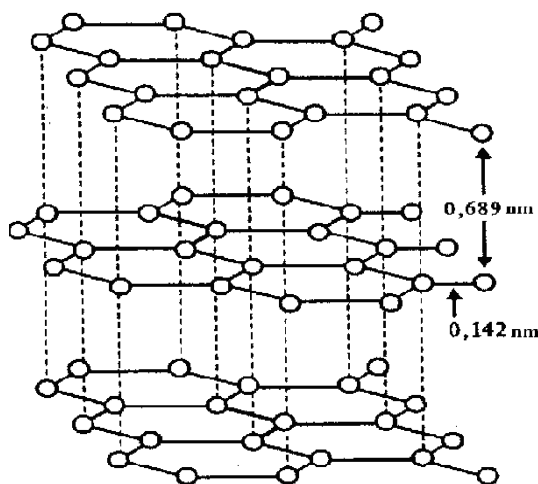
Физик хоссалари. Углерод табиатда графит ва олмос холида учрайди.

Синтетик усулда олинган карбин ва поликумулен аллотропик шакл ўзгаришлар ҳам маълум. Олмос. каттик рангсиз крицалл модда. sp^3 гибридланиш туфайли хар бир углерод атоми бошка тўртта углерод атоми билан сигма бо ёрдамида боланган. Атоми куб крицалл панжара хосил килади (38-расм). Углерод атомлари орасидаги масофа 0,154 нм. Олмоснинг каттиклиги сабаби хар бир углерод атоми бошкаси билан икки электронли бо хосил килганидир. Олмоснинг зичлиги 3,5 г/см³.



38-расм. Олмос крицалл панжарасининг тузилиши.

Олмос ва бошка нодир металллар оирлиги каратларда белгиланади (1 карат 0,2 г). Хозиргача топилган олмослар ичида энг каттаси Жанубий Афрткада топилган “Кулином” олмоси. Унинг оирлиги 3020 карат ёки 604 г. Олмос рангли, рангсиз ва кора олмосларга бўлинади. Олмосдан металлларни тешишда, бурилашда, аник ускуналар тайёрлашда ишлатилади.



39-расм. Графит кристалл панжарасининг тузилиши.

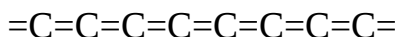
Графит. Гексагонал тузилишга эга бўлган кора кўнир модда, у каватли тузилишга эга. Бунда углерод атомлари sp^2 гибридланган эга. Бунда хар бир атом учта ковалент бо хосил килади. 4 та электрондан икkitаси бо хосил килишда иштирок этмайди. Углерод атомлари орасидаги масофа 0,142 nm, углерод атомлари катламлари бўлса бир-биридан 0,689 nm узокликда жойлашган. Графитнинг зичлиги 2,1-2,5 г/см³.

Графит электродлар тайёрлашда, ёлаш материаллари тайёрлашда ва ядро реакторларида нейтронларни секинлаштирувчи модда сифатида кенг кўламда кўлланилади. Бутун дунёда ишлаб чиқариладиган графитнинг маълум кисми каламлар тайёрлашга кетади.

Графитда 100000 атм босимда 3000 - 3500°C да сунъий олмос олинади. 1000°C киздирилса олмос графитга айланади. 1750°C бу жараён тезлашади. Карбин. Углероднинг учинчи шакл ўзгариши карбин дейилади. У чизикли полимер. Карбинда углерод атомлари ўзаро уч бо билан бўланган. Карбин ярим ўтказгич, ёрулик таъсир этганда унунг ўтказувчанлиги анчагина ошади.:



Худди шунга ўхшаш бирикма поликумулен ҳам маълум бўлиб углероднинг яна бир шакл ўзгариши ҳам дейилади:



Кейинчалик карбин табиятта борлиги аникланган.

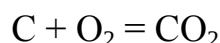
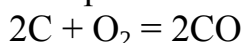
Хозирги пайтда нанотехнология усуллари ёрдамида углероднинг чизикли полимери графен олинган. Бу тола хосил килувчи полимер. Унинг калинлиги соч толасидан 150000 марта кичик, лекин пишиклиги пўлатдан минглаб марта юкори. Бундай толадан тўкилган парда ичидаги нарсалар кўзга кўринмайди. Графеннинг амалий ахамияти нихоятда каттадир.

Аморф кўмир(углерод ёки сажа). Аморф кўмирнинг хамма тури сунъий усулда олинади. Сажа - каттик, суюк ва газсимон кўмир тутган моддаларни тўла ёнмаслиги натижасида хосил бўлади. Сажадан бўёклар, туш, каучукка кўшиладиган кўшимча сифатида ишлатилади.

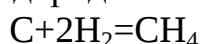
Ёоч кўмири. Кўмирни курук хайдаш оркали хавосиз жойда олинади. Кимёвий хоссалари. Углероднинг хамма аллотропик шакл ўзгаришлари кимёвий жихатдан инерт. Масалан, олмос кўп кимёвий реактивлар билан таъсирлашмайди. Унга юкори хароратда кучли оксидловчилар таъсир этади. Масалан, кислород, зар суви, нитрат кислота. Бунда олмос CO_2 гача оксидланади.

Графит. Кимёвий таъсирга графит олмосга караганда фаолроқдир. Аморф кўмир графитга караганда тезроқ реакцияга киришади.

Кучли оксидловчилар таъсирида углероднинг (II) ёки (IV) валентли бирикмалари хосил бўлади.



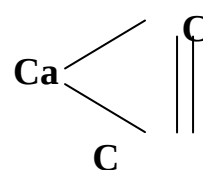
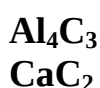
Юкори хароратда углерод водород билан реакцияга киришади:



CH_4 ковалент боланишли, молекула тетраэдрик тузулишга эга. Унинг молекуласи кутбсиз табиятга эга. Шунингдек харорат таъсирида олтингугурт(1000°C), кремний(2000°C) ва бор (2000°C) билан таъсирлашади:
 $\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2$; $\text{Si} + \text{C} = \text{SiC}$; $4\text{B} + \text{C} = \text{B}_4\text{C}$

SiC ва B_4C - ковалент табиятли полимер бирикмалар. Улар жуда каттик, кийин суюкланувчан, кимёвий жихатдан инерт эканлиги билан тафсифланади. Карбидлар. Металларнинг углерод билан хосил килган бирикмаларидир Карбидлар одатда кристалл моддалар. Уларда кимёвий боланиш табияти хар хил.

I, II , III гурух элементларининг карбидлари ион боланишга якин боланишга эга. Буларга мисол килиб алюминий карбид ва калсий карбидни олиш мумкин.



Алюминий карбидининг гидролизи пайтида $\text{Al}(\text{OH})_3$ ва CH_4 хосил бўлади:



Al_4C_3 (суюкл. харорати 2800°C), Be_2C (2150°S) метаннидларга киради, улар кийин суюкланувчан ва уларнинг гидролизудан метан ажралиб чиқади. S ва d- элементлар карбидлари асетилен бирикмалари хисобланади ва уларнинг гидролизида асетилен хосил бўлади:



Бундай бирикмаларга Na_2C_2 , CaC_2 , $\text{Al}_2(\text{C}_3)_2$ киради. Улар асетиленидлар дейилиб, уларга Ag_2C_2 ва Cu_2C_2 бирикмалари ҳам киради.

d - элементлар карбидлари жума хилма хил: **MeC (TiC, ZrC, HfC, VC), Me₂C (Mo₂C, W₂C), Me₃C (Mn₃C, Te₃C, Co₃C).**

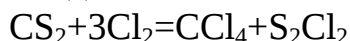
Карбидлар ўзгарувчан таркибли бирикмаларга киради, Масалан $\text{TiC}_{0.6-1.0}$ ёки $\text{VC}_{0.58-1.0}$. Буларнинг кўпи металл хоссаларини намоён этади. Уларнинг электр ўтказувчанлиги юкори, металл ялтироклиги бор. d - элементлар карбидлари каттик, иссикка чидамли, юкори суюкланиш хароратига эга.

TiC – 3140°S , Zr₂C – 3530°S , HfC - 3890°S .

MeC - карбидлар жуда иссикдқа ва хароратга чидамли, масалан: **TiC, VC, NbC, Mo₂C, W₂C.**

Углероднинг галогенли хосилалари. Одатдаги шароитда CF_4 -газ, CCl_4 -суюклик, CBr_4 ва CI_4 лар каттик моддалардир. Йодга ўтган сари бирикмаларнинг баркарорлиги камаяди. Графит факат фтор билан киздирилгандагина CF_4 гача оксидланади. Бу бирикма рангсиз, тиник газ кимёвий инерт моддадир (суюкл. харорати -184°C).

CCl_4 олиш учун CS_2 хлорланади, CCl_4 ёнмайдиган эритувчи сифатида ишлатилади:



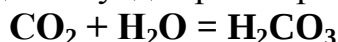
Углерод кўш оксид. Кўп микдорда CO_2 вулконл газы чиқадиған ёруклардан чиқади. Ундан минерал сувлар тайёрланади.



Саноатда калсий карбонатдан олинади:



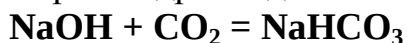
Карбонат ангидрид хаводан 1,5 марта оир газ. У орларнинг тагида, шахталарда йиилади. CO_2 совутилганда муз хосил бўлади. Бир литр сувда 15°C да бир литр CO_2 эрийди. У сувда эриб карбонат кислота хосил килади.



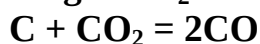
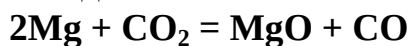
Агар CaCO_3 CO_2 билан тўйинтирилса калсий гидрокарбонати хосил бўлади:



Агар натрий гидроксиди CO_2 билан тойинтирилса:

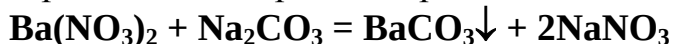


CO_2 - оксидловчи хоссасини намоён этади:

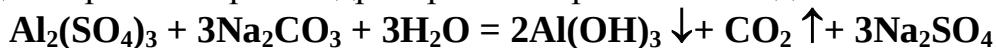


H_2CO_3 - бекарор кислота, унинг учун $K_1=1,31 \cdot 10^{-4}$, $K_2=4,84 \cdot 10^{-11}$ унга куйидаги орто кислота тўри келади: H_4CO_4 буларнинг тузлари баркарор. Техникада ичимлик содаси - NaHCO_3 , сода - Na_2CO_3 ва поташ - K_2CO_3 ва охактош, мармар, бўр CaCO_3 ахамиятга эга.

Сода. Кучли электролит. Сода калсий, цронтсий, барий ва магний ионлари билан эримайдиган карбонатлар хосил килади:

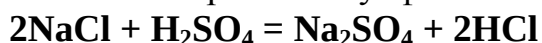


Бошка катионлар билан магний, висмут, темир ва алюминий ионлари олинса, улардан карбонатлар ва гидрокарбонатлар хосил килади.

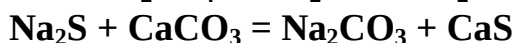
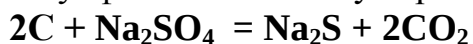


Хозирги кунда сода олишнинг уч хил усули бор: Леблан, Солвей ва электролитик усуллар.

1.Леблан усули.1781 й. Франциялик олим Леблан яратган. Бунинг учун ош тузига концентрланган сульфат кислота кўшилади:



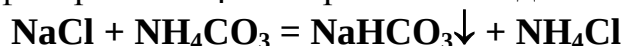
Натрий сульфатни охак ва кўмир билан аралаштириб печда куйдирилади.



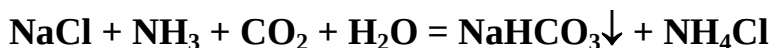
Олинган HCl хлорид кислота олишига кетади. CaS - олтингугурт олиш учун сарфланади.

Камчиликлари:Олинадиган моддалар киммат. Соданинг сифати яхши эмас. Солвей усули. Сувда кам эрийдиган гидрокарбонатлар хосил бўлишига асосланган. Бунда NaCl хамда NH_4HCO_3 орасидаги реаксиядан фойдаланилади. Жараён куйидагича амалга оширилади. Калсий ва магний ионларидан тозаланган ош тузини аммиак билан тўйинтириб CO_2 юборилади. Шунда NaHCO_3 чўкмаси тушади.

Буни филтрлаб NH_4Cl ажратиб олинади:



ёки реаксия:



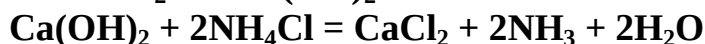
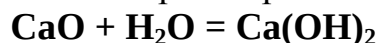
Агар гидрокарбонат куйдирилса:



CO_2 калсий карбонатдан олинади.



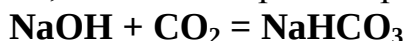
CaO аммиакни регенератсия қилишда ишлатилади.



Солвей усули билан олинган сода 98,5% натрий карбонат, 0,75% ош тузи, 0,03% натрий сульфат тутади.Бу усулда хозирги пайтда Ўзбекистонда сода ишлаб чиказилмоқда.

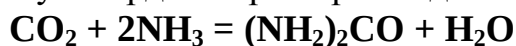
3.Электролитик усул. Бунинг учун дацлаб ош тузининг сувли эритмаси электролиз

килиниб, олинган натрий гидроксид CO_2 билан тўйинтирилади.

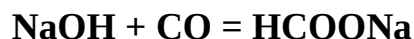


Сода жуда муҳим маҳсулот. У шиша олишда, совун ишлаб чиқаришда, тўқимачилик саноатида ва сувнинг каттиклигини йўқотишда керак бўлади. Ичимлик содаси NaHCO_3 100 g сувда хона ҳароратида 7 g ичимлик содаси эрийди. Тиббиётда ва озик-овқат саноатида ишлатилади.

Муҳим ўитлардан бири карбамид ҳисобланади:

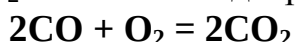


Сувда яхши эрийдиган кристалл модда (суюкл. ҳарорати $132,7^\circ\text{C}$). Ўит сифатида, полимерлар олишда ва фарматсевтик препаратлар (веронал, люминал) олишда ишлатилади. Юкорида кўрсатилганлардан ташқари COCl_2 , CCl_4 , COS , CS_2 ва H_2CS_3 маълум. Углерод(II) оксид. Рангсиз газ, ҳиди йўқ, суюкланиш ҳарорати -205°C , қайнаш ҳарорати $-191,5^\circ\text{C}$. У захарли ис гази ҳам дейилади. CO да учламчи бо бор, валент бо усулига кўра иккита жуфтлашмаган электронлар ҳисобига 2 та ковалент бо ҳосил бўлади. $\text{CO} \equiv \text{C} \equiv \text{O}$. Ҳарорат ва босим оқида CO ўувчи натрий билан таъсирлашади ва формиатлар ҳосил қилади:

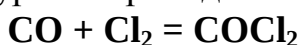


CO - анча кучли қайтарувчи, айниқса юкори ҳароратда оксидланади.

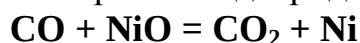
CO га O_2 , Cl_2 металл оксидлари, сув буи ва оксидловчилар таъсир этади:



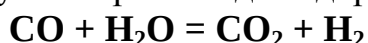
CO нур иштирокида захарли модда фосгенга айланади:



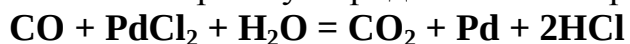
CO металлларни оксидларидан қайтаради:



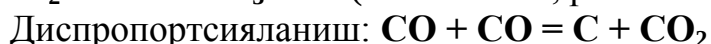
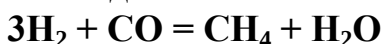
CO га сув буи таъсир этганда водород ҳосил бўлади:



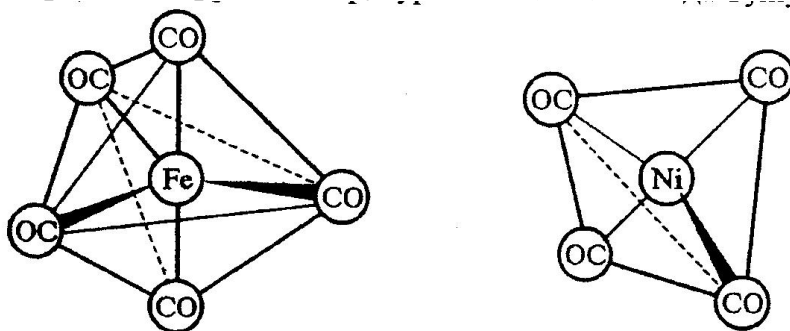
CO металлларни тузларидан ҳам қайтариши мумкин:



Кучсиз оксидловчилик хоссасини намоён қилади:



CO - нейтрал ҳолатдаги металлларга нисбатан лиганд бўлиши мумкин. Бунда металлларнинг карбониллари ҳосил бўлади: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.



40- расм. Темир ва никел карбонилларининг тузилиши.

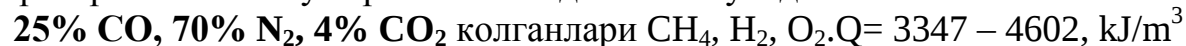
СО - бўёк моддалар билан бирикади: шунинг учун кондаги гемоглобин таркибидаги кислородни эритиш хоссасини йўкотади, организм СО билан нафас олса захарланади. Лабораторияда ис газни чумоли кислотасига концентрланган H_2SO_4 таъсир эттириб

олинади: $\text{HCOOH} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$

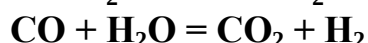
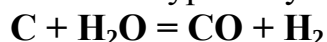


Саноатда СО генератор газни, сув газни ва аралаш газлардан олинади:

1. Генератор газни. Тошкўмир чала ёнганда ҳосил бўлади.



2. Сув газни. кизиб турган чў кўмир уцидан сув буи ўтказиб олинади:



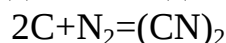
3. Аралаш газ. Бир пайтнинг ўзида чў ҳолдаги кўмирнинг уцидан ҳаво ва сув буи ўтказиб олинади:

Таркиби: **30 % CO, 15 % H₂, 5 % CO₂, 50 % N₂. Q=5440 kJ/mol**

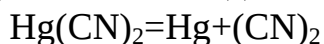
СО асосида чумоли кислотаси, фосген, метанол, сунъий бензин олинади.

Сиан ва унинг бирикмалар ёки дисиан: $\text{C}=\text{N}-\text{N}=\text{C}$

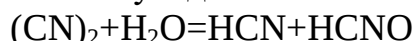
Дисиан. Дисиан рангсиз газ(суюкл.харорати $-34,4^\circ\text{C}$), аччиқ бодом хидига ўхшайди, захарли. У одатдаги босимда $-20,5^\circ\text{C}$ да суйкликка ўтади. Сувда, эфирда, спиртларда яхши эрийди. Юкори хароратда углерод ва азотнинг ўзаро таъсиридан олинади:



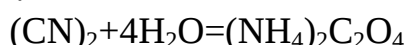
$350-450^\circ\text{C}$ да симоб сианидни парчаланганда ҳам ҳосил бўлади:



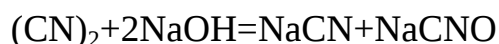
Дисиан термик жихатдан анча барқарор. Дисиан гидролизланганда сианид ва сианат кислоталар ҳосил бўлади:



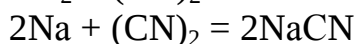
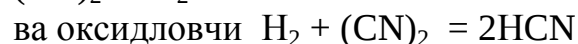
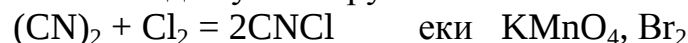
Дисиан гидролизланишининг охириги маҳсулоти аммоний оксалат ҳисобланади:



Агар дисианга ишқорлар таъсир эттирилса сианидлар сианатлар ҳосил бўлади:

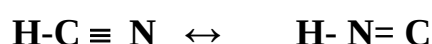


Кимёвий жихатдан у қайтарувчи:

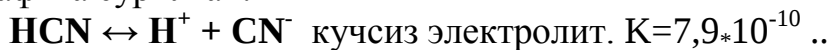


Сианид кислота. Сианид кислотаси - **HCN** рангсиз (суюкл.харорати $-13,3^\circ\text{C}$), осон ҳаракатланувчан, аччиқ бодом хидига эга, рангсиз суюклик, кучли захар.

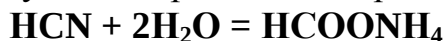
Молекула чизиксимон тузилишга эга ва унга иккита таутомер изомер тўри келади:



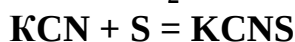
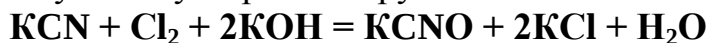
Азотнинг электроманфийлиги юкори бўлгани учун, ковалент бо уни тарафига сурилган.



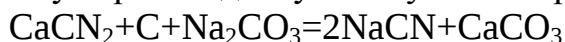
HCN сув билан реакцияга киришиб, аммоний формиат ҳосил қилади:



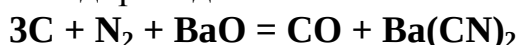
HCN ва унинг тузлари қайтарувчи:



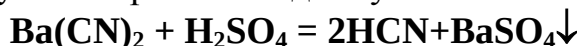
Сианидлар ичида натрий сианид кўп ишлатилади. Уни олиш учун калсий сианамидидга кўмир ва сода қўшиб суйклантирилади:



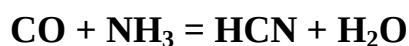
Лабораторияда сианид кислота олиш учун эса барий оксидига кўмир ва азот қўшиб қиздирилади:



Ҳосил бўлган барий сианидга кучли кислота қўшилади:

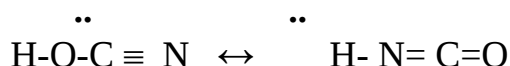


Техникада сианид кислота ис газига аммиак таъсир эттириш оркали олинади:

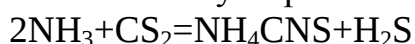


KCN ва NaCN эрувчан тузлар бўлиб улар, қумуш ва олтин олишда ишлатилади. CN - иони комплекс бирикмалар олишда лиганд ҳисобланади ва унинг комплекс бирикмалари: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

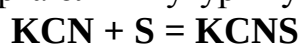
Сианат кислота. Сианат кислота ёки қалдирок кислота номи билан машур. HCNO бирикмалари сианатлар ($k=1,2 \cdot 10^{-4}$) дейилади. Унинг иккита таутомер изомери мавжуд:



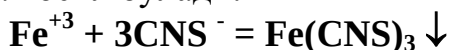
Сианат кислота тузларидан $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ детонатор сифатида ишлатилади. Сианатлар захарли моддалар кишлоқ хўжалигида зарарқунандаларга қарши фойдаланилади. Роданид кислотаси. Роданид кислотаси (HCNS) – $\text{H}-\text{S}-\text{C} \equiv \text{N}$, ёсимон, сув билан яхши аралашадиган, кучли кислота ($K=0,14$). Рангсиз мойсимон суюқлик (суюқл. ҳарорати 5°C) факат эритмада мавжуд бўлади. Агар аммиакка углерод(IV) сульфид таъсир эттирилса роданид кислотанинг аммонийли тузлари ҳосил бўлади:



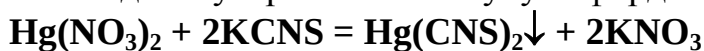
Роданид тузлари: **KCNS, NaCNS, NH_4CNS** . Роданидлар олиш учун сианидларга олтингугурт қўшиб суюклантирилади:



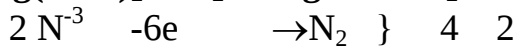
Аналитик қимёда Fe^{3+} ионини очиш учун ишлатилади бунда тўқ қизил чўкма ҳосил бўлади:



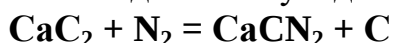
Симоб роданиди - $\text{Hg}(\text{CNS})_2$ Симоб роданиди симоб нитратига роданидлар кўшиб олинад ва уларни тозалаш учун эфирда ювилади:



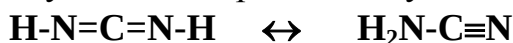
$\text{Hg}(\text{CNS})_2$ - фираъвн илони дейилади. Бу модда ёнганида газлар ҳосил бўлиб кенгайиш оқибатида илон ҳосил бўлиши кузатилади:



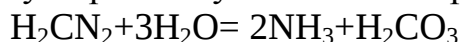
Сианамид кислота. Агар калсий карбидига азот таъсир эттирилса калсий сианамид ҳосил бўлади:



Бу бирикманинг кислотаси сианамид кислота- X_2CH_2 рангсиз кристалл модда, сувда яхши эрийди ва қуйидаги ҳолатларда учрайди:



Бу бирикма сув билан таъсирлашиб :



Углероднинг тиббиётдаги аҳамияти. Углероднинг жуда кўп бирикмалар ҳосил қила олиш қобилияти туфайли турли туман ҳайвонот ва ўсимлик дунёси мавжуддир. Углероднинг, водород, кислород, азот, фосфор ва олтингугурт билан ҳосил қилган бирикмалари тирик биологик тўқималарнинг асосини ташкил этади. Улар тирик тананинг асосий массасини ташкил қилади. Киши танасининг 16 кг углероддан иборатдир (70 кг). Ҳаво таркибидаги углероднинг миқдори 0,03 % дан иборат бўлиб у 10% дан ортиқ, инсон ҳалок бўлади. Киши захарланганда, нафас олиш маркази шикастланганда ва беҳуш ҳолатида бўлганида карбонат ангидриднинг кислород билан аралашмаси (карбоген) ингалятсия сифатида ишлатилади.

Углерод (II) оксид - ис гази, қучли захар бўлиб, нафас олганда қондаги гемоглобин билан бирикади ва карбоксоемоглобин ҳосил қилади. Бунинг натижасида гемоглобиннинг кислород ташиш хусусияти йўқолади. Ҳавода 1% CO бўлса, у ўлимга олиб келади. Сианид кислота ҳам қучли захар бўлиб, унинг 0,05 г миқдори инсонни ўлдиради. Унинг тузлари ҳам захарлидир. У тўқиманинг оксидловчи ферментлари билан бирикади, чунки тўқима ферменти таркибида уч валентли темир бўлиб, у сианид иони билан каталирик фаол бўлмаган комплекс бирикма ҳосил қилади. Бу эса тўқималарнинг ўз навбатида ишдан чиқишига ва захарланишига олиб келади. Сианидлар оз миқдорда баъзиданакларнинг мазида ҳам учрайди, масалан, ачик бодом, олхўри, олча ва шафтоли данакларининг маизида бор. NaHCO_3 бекарбон таблеткасининг таркибига кириб спазмолитик, орик қолдирувчи ва ошқозондаги эркин кислоталарнинг нейтраллаш хусусиятига эга.

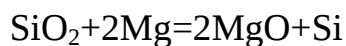
23.2. Кремний

Табиатда учраши. Ер пўслоида энг кўп таркалган элемент. Кремний (IV) оксиди ёки силикат ангидрид SiO_2 ҳолатида учрайди. Бундан ташқари силикатлар ҳам жуда кенг таркалган. $\text{NaAlSi}_2\text{O}_8$ - албац, KAlSi_3O_8 - ортоклаз, NaAlSiO_4 - нефелин, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - каолин, $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - асбец, n SiO_2 - кварс ва бошқалар.

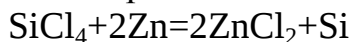
Табиатда кремнийнинг учта барқарор изотоплари учрайди: $^{28}_{14}\text{Si}$ (92,27%), $^{29}_{14}\text{Si}$ (4,68%) ва $^{30}_{14}\text{Si}$ (3,5%).

Физик хоссалари. Кремний иккита аллотропик шакл ўзгариш ҳолатида учрайди: кристалл ва аморф. Кристалл кремний тўқ кулранг ялтирок модда октаедрик кристаллар ҳосил қилади (суюқл. ҳарорати 1423°C), электр токини ўтказди. Аморф кремний кўнир кукун, кимёвий жихатдан фаолроқ.

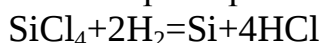
Олиниши. Агар кум магний билан суйклантирилса кўнир аморф кукун олинади:



Агар SiCl_4 рух билан киздирилганда ҳам кремний ҳосил болади:

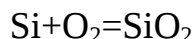
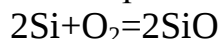


Тоза кремний олиш учун кремнийга хлор таъсир эттирилиб аввал SiCl_4 олиниб ва ундан водород билан кайтариб кремнийга айлантирилади:

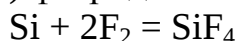


Кимёвий хоссалари: кучли оксидловчи, галогенлар, O_2 , S билан кремний кайтарувчи, лекин металллар билан оксидловчидир.

Кремний ва кислород орасидаги ўзаро таъсир $600\text{--}700^\circ\text{C}$ ҳароратда содир бўлиб кислород микдорига қараб SiO ёки SiO_2 ҳосил бўлади:

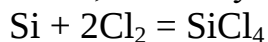


Аморф кремний фтор билан хона шароитида таъсирлашади ва кремний(IV) фторидни ҳосил қилади:



Олинган кремний (IV) фторид ўткир хидли рангсиз газ ҳисобланади.

Кремний ва хлор орасидаги реакция 400°C ҳароратда амалга ошади ва бунда кремний (IV) хлорид (рангсиз, тиник суюқлик) ҳосил болади:

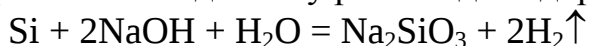


Анчагина юқори ҳароратда (1000°C) кремний азот билан таъсирлашганда кремний нитрид олинади:



Кремнийнинг бор билан таъсири ҳам юқори ҳароратда амалга ошиб, турли таркибли бирикмалар: SiB_3 , SiB_6 олинади. Кремний билан углерод (2000°C) ўзаро таъсирлашиб SiC (корборунд) ҳосил қилади. SiC $d=3,17$ каттиклиги жихатидан олмосга яқин, унинг суюқл. ҳарорати 1830°C .

Кремний ишқорларнинг суюлтирилган эритмалари билан таъсирлашиб силикатлар ҳосил қилади ба бу реакцияда водород ажралади:

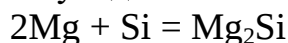


Кремний факат фторид кислотасида эриб, бошка кислоталарда эрмайди:



Бунда $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ водород гексафторосиликат кислотаси хосил бўлади у факат эритмада мавжуд бўлади.

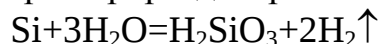
Силитсидлар. Металларнинг кремний билан хосил килган бирикмалари улар карбидлардан тубдан фарк килади. Силитсидлар боланиш ионли-ковалентдан металлгача ўзгаради. Кремнийнинг металлар билан таъсирида кремний оксидловчи бўлади:



Шунга ўхшаш силитсидлар Ca, Fe, Cu, Bi билан олинган. Силитсидлар кислоталар ва юкори хароратга чидамли, шунинг учун улар ана шу максадларда ишлатилади. Баъзи бир силитсидлар ўзгарувчан таркибга эга: Mo_3Si , MoSi , MoSi_2 бу бирикмалардан валентликни билиб бўлмайди. Айникса д-элементлар карбидлари кийин суюкланувчан моддаларга киради:

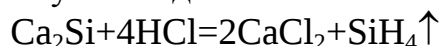
$\text{WSi}_2(2165^\circ\text{S})$, $\text{MoSi}_2(2050^\circ\text{S})$, $\text{V}_5\text{Si}_3(2150^\circ\text{S})$, $\text{Ti}_5\text{Si}_3(2120^\circ\text{S})$.

Анчагина юкори хароратда кремнийга сув таъсир этади:

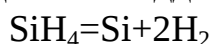


Кремнийнинг водородли бирикмалари. Силанлар таркиби $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ Улар силанлар дейилади ва таркиби жихатдан углеводородларга ўхшаб кетади. Агар C-C бонинг боланиш энергияси 347,69 кЖ/мол ни ташкил этса, Si-Si боининг боланиш энергияси 174,56 кЖ/мол ни ташкил этади. Шунинг учун хам силанлар бекароррок.

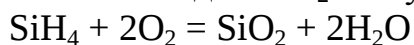
Агар силитсидларга сув ёки кислоталар таъсир эттирилса улардан силан хосил бўлиши кузатилади:



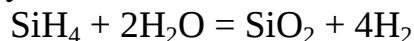
SiH_4 бадбўй хидли газ модда бўлиб . иссик таъсирига чидамсиз:



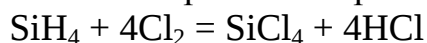
Силаннинг ёнишидан SiO_2 ва сув хосил болади:



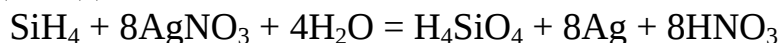
Бу реаксия ўз-ўзидан ёниш билан - 191°C боради. Силанга сув таъсир этиб:



Силан хлор билан портлаш билан оксидланади:

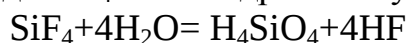


Агар силанга оксидловчилар таъсир эттирилса у силикат кислотагача оксидланади:

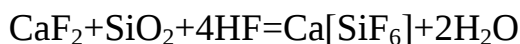


Кремнийнинг галогенли хосилалари. SiO_2 га HF таъсир этиб SiF_4 (газ модда) олиш мумкин: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

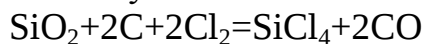
Сувдаги эритмаларда SiF_4 осон гидролизга учрауди:



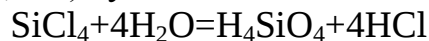
Кремнийнинг гексафтор силикатларга тегишли комплекс бирикмалари олинган:



Кремний(IV) оксидига кўмир ва хлор таъсир этиш оркали SiCl_4 олиш мумкин:

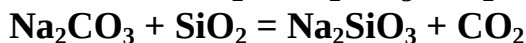
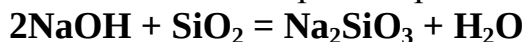


Кремний(IV) хлорид ҳам осон гидролизга учрайдиган рангсиз(кайн,харорати $57,6^\circ\text{C}$) суюклик:



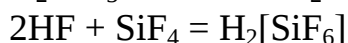
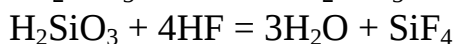
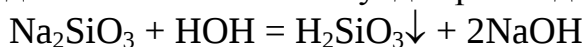
SiBr_4 (суюкл.харорати $5,2^\circ\text{C}$) ва SiI_4 (суюкл. харорати $120,5^\circ\text{C}$) каттик моддалардир. Кремнийнинг галогенли хосилалари гидролизга осон учрагани учун тутаб туради.

Кремнийнинг кислородли бирикмалари. Кислород билан Si кремний (II) оксиди SiO ва кремний кўш оксиди SiO_2 хосил қилади. SiO_2 (1710°C да суюкланади) табиатда кварс, кристаллоболит, кизелгур номлари билан маълум. SiO_2 кислоталар таъсирига чидамли:

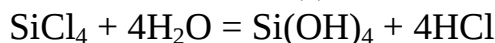


Na_2SiO_3 ва K_2SiO_3 эрувчан шиша дейилади. SiO_2 семент, шиша, фосфор ишлаб чиқаришда ва эрувчан шиша олишда ишлатилади.

H_2SiO_3 - метакремний кислотаси. Табиатда силикат кислота тузлари холида учрайди. Силикат кислота сувда эримайди.



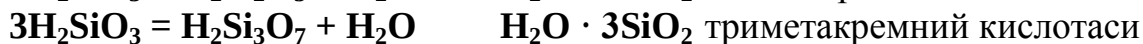
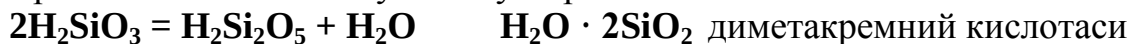
Силикат кислотаси оксидланиш-кайтарилиш реакцияларига киришмайди.



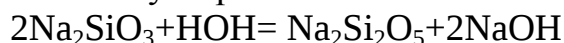
Силикат кислота золини вакуумда киздириб курук H_2SiO_3 олинади, бу модда силикагел дейилади. Силикагел адсорбция қилиш хоссага эга. Нефт ва мойларни тозалашда ишлатилади.

H_2SiO_3 золини газламага, ёоч ва коозга сингдириш учун ишлатилади.

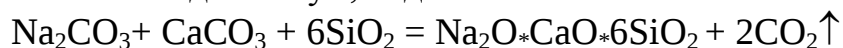
Кремний кислотаси ва унинг тузлари:



Ортокремний кислотасининг сувда эрийдиган тузлари эритмада ишқорий мухитни кўрсатади, бунинг сабаби унинг гидролитик парчаланиши ва поликремний кислотасининг тузларини хосил қилиши хисобланади:

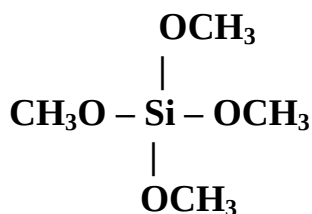


Шиша. Кремний (IV) оксиди ва металлларнинг силикатлари аралашмасининг хосил қилган аморф рангсиз қотишмалари шиша дейилади. Шиша олишда ок кум, сода ва охактош асосий хомашёдир:

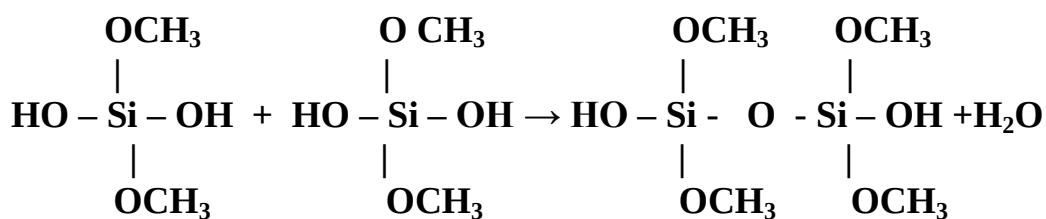


Одатда шиша сувда эримайди. Лекин шишани майдалаб сувда аралаштирилса ва фенолфталеин индикатори таъсир эттирилса ишқорий

мухит борлигини кўриш мумкин. Бу ўзгариш шишадаги натрий силикат хисобига юзага келади. Агар шиша пишириш жараёнида Na_2CO_3 ўрнига поташ ишлатилса, кийин суюкланувчан шиша ҳосил бўлади. SiO_2 га калий карбонат ва кўрошин (II) оксиди қўшилса ва суюклантирилса биллур шиша ҳосил олинади. Кварс шиша ҳам катта амалий аҳамиятга эга. SiO_2 табиатда кристаллик минерал кварс ҳолатида учрайди. Кварснинг рангсиз кристаллари охирида олти қиррали пирамидага эга бўлган олти қиррали призма бўлиб, у то биллури дейилади. Ана шу кварсни электр печларида қиздирилишидан кварс шиша ҳосил бўлади. Кварс шиша одатдаги шиша ўтказмайдиган ультра бинафша нурларини ўтказди. Унинг термик кенгайиш коэффициентлари жуда кичик. Кварсдан ясалган буюмлар каттик қиздирилиб, сўнгра бирданига совик сувга совитилса ҳам синиб кетмайди. Кремний органик бирикмалар. 1936 йили рус олими академик К. А. Андрианов кремний органик бирикмалар синтез қилиш усулини топди. Бунинг учун ортокремний кислотасининг органик мураккаб эфирлари олинди. Бунда у гидроксил гуруҳини углеводород радикалларига алмаштирди:



ортокремний кислотасининг тетраметилефири Бу моддаларни гидролизлаб таркибида гидроксил гуруҳлари тутган бирикмалар олиш мумкин:



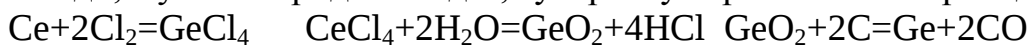
Конденсацияланиш даражасига қараб, $-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-$ болари кичик сонлар бўлганда суюклик, бу болар кўп такрорланганда эса силикон каучуклар олинади. Кремний органик бирикмалар $-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-$ боларининг такрорланишига қараб мойсимон, қайчукка ўхшаш ёки каттик полимер моддалардир. Бундай каучуклар организм учун мутлақо безарар бўлгани учун ундан одам организми учун керакли ички протезлар тайёрланади.

23.3. Германий, калай ва кўрошин

Германий (Германий). Германий 1886 йилда немис кимёгари Винклер томонидан очилган. Бу элементларнинг металл хоссалари Ge, Sn, Pb

кўрошинга ўтган сари ортиб боради. Германийнинг асосий минерали аргиродит $4\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{GeS}_2$ ёки Ag_8GeS_6 . Германит минерали ҳам бор - $\text{Cu}_3(\text{Fe,Ge})\text{S}_4$ таркибда 10% га кадар германий бўлади.

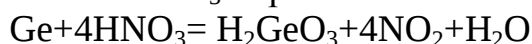
Германий олиш учун шу рудага хлор таъсир эттирилиб, хлоридга ўтказилади, сув таъсирида оксидга, сўнгга кўмир билан кайтарилади.



Германийнинг метал хоссалари кучсиз ифодаланган, у мўрт кумушсимон ок металл, кристалл тузилиши олмосга ўхшайди. Ярим ўтказгичлар тоифасига киради.

Одатдаги шароитда баркарор, киздирилганда GeO га ўтади. Германийга суюлтирилган HCl ва H_2SO_4 одатдаги шароитда таъсир этмайди.

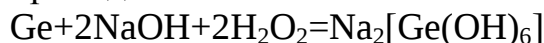
Концентрланган HNO_3 германийни кислотасигача оксидлайди:



Германий совукдаёқ H_2SO_4 билан таъсирлашади ва германий (IV) бирикмаларини ҳосил қилади:



Германий ишкорлар билан таъсир этмайди, лекин водород пероксиди иштирокида осон таъсир этади:



Германийнинг гидриди GeH_4 герман дейилади. У рангсиз газ.

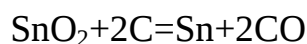
Германийнинг галогенлар билан таъсиридан GeCl_4 , GeBr_4 , GeI_4 олинган.

$\text{Ge}(\text{OH})_4$ - амфотер хоссага эга. Кислоталик хоссалари кучли.

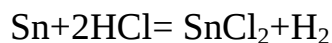
H_2GeO_3 , MeGeO_3 каби кислоталарнинг тузлари бор.

GeS_2 сарик тусли модда у сульфидлар эритмаларида эрийди. Ге асосан радиотехникада ярим ўтказгич сифатида ишлатилади. Ге ва унинг оксиди катализатор сифатида ишлатилади.

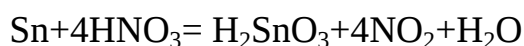
калай(Станнум). Инсониятга қадимдан маълум элемент. Энг кўп учрайдиган бирикмаси - калайтош (SnO_2). SnO_2 дан кўмир билан кайтарилиб калай олинади.



калай 231°C суюкланади. Одатдаги шароитда ҳаво ва кислороди билан оксидланмайди. Сув билан таъсирлашмайди. калайга кислоталар секин таъсир этади. кайнок HCl калайни эритади.



$\text{Sn}(\text{OH})_2$ ок тусли сувда кам эрийдиган модда. Na_2SnO_2 тузлари цаннитлар маълум.



Шунда ок қукун ҳолатдаги β -калай кислотаси ҳосил бўлади. кайнок концентрланган кислоталар таъсирида калайнинг (IV) тузлари ҳосил бўлади.



У амфотер хоссага эгаллиги туфайли ишкорларда эриб цаннитларга ўтади.



калай гидрид SnH_4 (цаннан) осон парчаладиган, жуда захарли газ модда. калайнинг иккита оксиди бор SnO (кора рангли) ва SnO_2 (ок рангли). SnCl_2 икки хилдаги комплекслар хосил килади: $\text{K}[\text{SnCl}_3]$, K_2SnCl_4 .

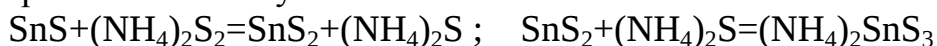
SnO ва Sn(OH)_2 амфотер табиатли, улар осон гидроксицаннатлар хосил килади:

$\text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_4]$.

SnCl_2 yoki $\text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_4]$ кучли кайтарувчилар хисобланади:



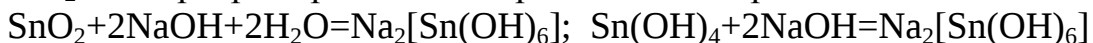
калай сульфид - корамтир жигар рангли каттик модда (SnS) аммоний персульфиди билан SnC_2 (сарик тусли, каттик модда) хосил килиши ва тиоцаннатларга айланиши мумкин:



Мана шунда сарик тусли “олтин хал” олтин ранг бўёк хосил бўлади.

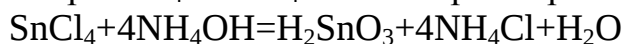
SnO_2 - сувда эримайди. Ишкорлар билан суюклантирилганда K_2SnO_3 , K_4SnO_4 бирикмаларини хосил килади. Бу тузлар сувда эрийди, лекин осон гидролизланади.

SnO_2 ишкорларда эрийди ва гидроксоцаннатлар хосил килади:

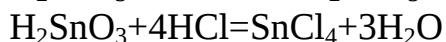
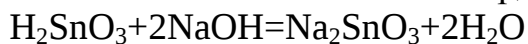


Sn(OH)_4 -амфотер модда, лекин асос хоссалари уцун туради.

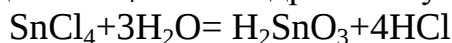
Агар SnCl_4 га NH_4OH таъсир эттирилса а-калай кислотаси хосил бўлади:



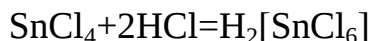
α -калай кислота хам кислоталарда ва хам ишкорларда эрувчан:



SnCl_4 - хавода тутайдиган суюклик(кайн. харорати 112°C). калайга хлор таъсир еттирилиб олинади. SnCl_4 осон гидролизга учрайди:



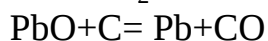
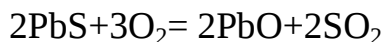
SnCl_4 хлорид кислота билан $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$ гексахлорцаннат кислотани хосил килади:



Бу кислотанинг $\text{Na}_2[\text{SnCl}_6]$ ва $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$ каби тузлари маълум.

кўрошин(Плумбум). Энг кўп таркалган галенит ёки кўрошин ялтирои-
 PbS Унинг англезит - PbSO_4 , крокоит - PbCrO_4 , тсеруссит - PbCO_3 минераллари бор.

Саноатда асосан PbS дан олинади.

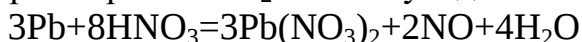


Кул ранг тусли метал, 327°C да суюкланади. кўрошин галогенлар, олтингугурт, водород билан хосил килган бирикмалар ковалент характерга эга.

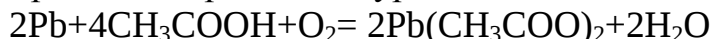
Суюлтирилган кислоталаталар кўргошинга таъсир этмайди. Бу корошин хлоридлари ва сульфатларининг эрувчанлиги ёмонлигига болик.

Концентрланган сульфат кислотага кўрошин таъсир эттирилса эрийдиган тузи $\text{Pb(HSO}_4)_2$ хосил бўлши билан боради. кўрошинга

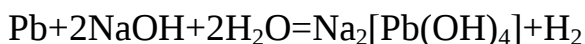
суюлтирилган нитрат кислота таъсир эттирилса NO , агар концентранган нитрат кислота таъсир эттирилса NO₂ хосил бўлади:



кўрошин асетатларда яхши эрийди ва кўрошин асетатини хосил килади:



кайнок ишкорларда кўрошин яхши эрийди ва гидроксиплумбатларни хосил килади:



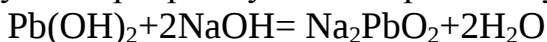
PbO- сарик тусли модда. кўрошинни хавода кизириш оркали олинади.

Pb(OH)₂- ок тусли модда. кўрошин галогенидлари: PbF₂, PbCl₂, PbBr₂, PbI₂ оз эрийди. Pb(CH₃COO)₂ - ширин маззали, кўрошин шакари дейилади.

Pb(OH)₂ амфотер модда унинг ишкорларда эришидан гидроксиплумбитлар олинади:



Агар у ишкорларда суюклантирилса плумбитлар хосил болиши кузатилади:



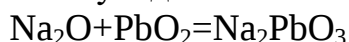
Pb(II) бирикмалари. PbCl₂, PbI₂, PbSO₄, PbS ва Pb(CH₃COO)₂.

PbI₂ - сарик рангли. кайнок сувда яхши эрийди. кайта кристалланса олтинсимон кристаллар хосил килади.

PbSO₄- кўрошин (II) сульфати. Сувда эрмайди, лекин ишкорларнинг концентранган эритмасида плумбатлар хосил килиб эрийди. Ундан бўёклар тайёрланади.

Pb(CH₃COO)₂- кўрошин (II) асетати. кўрошиннинг сувда яхши эрийдиган тузларидан бири. “кўрошин шакари” дейилади. Тиббиётда узок битмайдиган яраларни даволашда қўлланилади.

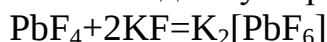
Pb (IV) бирикмалари. PbO₂- қора қўнир рангли бекарор бирикма. PbO₂ ҳам амфотер оксид унинг кислоталик хоссалари кучлироқ. PbX₄(плумбан) амалда ажратиб олинмаган, бекарор бирикма. PbO₂ ишкорлар билан суюклантирилса плумбатлар хосил бўлади:



кўрошин(IV) оксидининг асослик хоссалари бекарор бирикмалар хосил бўлганлиги туфайли унча қўринмайди:

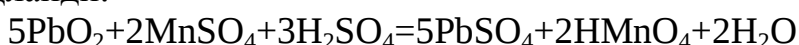


Pb(IV) галогенидларидан PbF₄(суюкл. харорати 600°С) гина баркарор бирикма хисобланади. Бу бирикманинг комплекслари ҳам маълум:



Pb(IV) галогенидлари сувли эритмаларда осон гидролизланади.

PbO₂ кучли оксидловчи бўлиб, кислотали мухитда Mn²⁺ ни MnO₄⁻ гача оксидлайди:



Сурик Pb₃O₄ (заралдок-кизил рангли) у H₄PbO₄ нинг кўрошинли тузидир (Pb₂PbO₄). Сурик ниҳоятда кучли оксидловчи хисобланади:



Pb(II) ни Pb(IV) айлантирилиши учун кўрошин(III) асетатига кайнок ишкор

эритмасига хлор таъсир эттирилади:



PbO - биллур шиша тайёрлашда ишлатилади. PbCrO₄ - сарик минерал бўёқлар таркибига киради.

Тетраэтилкўрошин –[Pb(C₂H₅)₄] 200 °S да кайнайдиган захарли суюклик. У гидролизга учрамайди ва оксидловчи эмас. Тетраэтилкўрошин бензинга кўшилса унинг сифатини яхшилайти. корошинли аккумуляторлар тайёрлашда ишлатилади.

24- боб. В А гурух элементлари

V А гурух элементлари каторига азот, фосфор, мишьяк, сурма ва висмут киради. Бу гурух элементлари атомининг ташки каватида 5 тадан электрон бор. Улар 3 та электрон бириктириши ва 5 та электрон йўқотиши мумкин. Шунинг учун бу элементлар +5,+3 ва -3 оксидланиш даражасини намоён этади. Бу гурух элементлари металлмаслардир. Металлмаслик хоссаси азот ва фосфорга хос. As, Sb ва Bi металлмаслик хоссалари билан биргаликда металл хоссаларини ҳам намоён этиб, металл хосса висмутга караб кучаяди V А гурух элементларининг энг асосий катталиклари куйидаги 45-жадвалда келтирилган.

45-жадвал. V А гурух элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Азот	Фосфор	Мишьяк	Сурма	Висмут
Атом массаси Электрон формуласи Атом	14,006 2s ² 2p ³	30,97 3s ² 3p ³	74,82 4s ² 4p ³	121,75 5s ² 5p ³	208,98 6s ² 6p ³
радуси, nm	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
Суюкл. Харорати, °S	-210	44,1*	**	630,5	271,3
Кайн. харорати, °S	-195,8	257	**	1634	1550
Зичлиги, g/sm ³	0,81***	1,83*	5,72****	6,68	9,80
Ер пўстлогигади микдори, mol %	0,25	0,05	1,5*10 ⁻⁴	5*10 ⁻⁶	1,7*10 ⁻⁶

* ок фосфор; **615 оС сублимацияланади; *** суюк азотга тегишли;

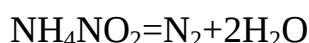
**** кул ранг мишьяк учун.

Бу гурух элементларининг атом радиуси висмутга караб ортади, ионланиш энергияси камаяди.

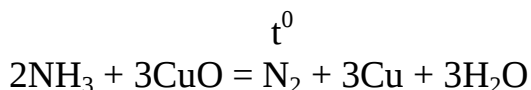
24.1. Азот

Азот(Нитгениум). 1772 йил Резерфорд томонидан очилган, уни 1774 йил А. Лавуазе “Азот” деб атаган. Кўп таркалган кимёвий элемент. Азот ер шари атмосферасининг асосий кисмини ташкил килади. У хавода хажм жихатдан 75,6 % дан 78,2 % гача боради. Хаводаги азотнинг хиссаси 75,53 % ни ташкил этса, ер пўцлоидаги

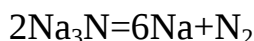
микдори (гидросфера ва атмосферани ҳам кўшилганда) 0,04 % гача боради. Азотнинг энг мухим бирикмаларидан NaNO_3 чили селитрасидир. Бундан ташқари KNO_3 - хинд селитраси ҳам учрайди. Азот кўпгина мухим органик бирикмалар таркибига киради. Табиатда азотнинг иккита изотопи бор: $^{14}_7\text{N}$ (99,635%) ва $^{15}_7\text{N}$ (0,365%). Физик хоссалари. Азот рангсиз газ, хиди ва мазаси йўқ. Бир литр сувда 23,3 мл азот эрийди. Унинг қайнаш ҳарорати - 198°C . Азот молекуласи жуда барқарор ҳатто 3000°C да ҳам парчаланмайди (1% атрофида парчаланadi). Олиниши. Саноат микёсида ҳаводан фракцион ҳайдаб олинади. Ҳайдаш пайтида аввал азот (-195°C), сўнгра кислород ҳайдалади (-183°C). Олинган азот таркибида оз микдорда кислород аралашган бўлиб, уни тозалаш учун газлар аралашмаси киздирилган мис қириндиларидан ўтказилади. Лабораторияда азот олиш учун аммоний нитрит парчаланadi:



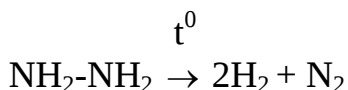
Агар аммиак киздирилган мис(I) оксиди уцидан ўтказилса ҳам азот ҳосил бўлади:



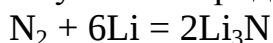
Энг тоза азот металлларнинг нитридларини парчалаш орқали олиниши мумкин:



Гидразиннинг киздирилганда парчаланиши ҳам лабораторияда азот олишга имкон беради:



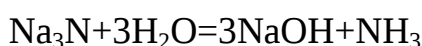
Кимёвий хоссалари. Азот молекуласи икки атомли ($:\text{N}\equiv\text{N}:$) Молекуланинг атомларга парчаланиш энергияси 940 кДж/мол . 3000°C да фақат 0,1% парчаланadi. У кимёвий рақсияга қиришмасликда инерт газларга ўхшаб кетади. Лекин баъзи микроорганизмлар азотни ўзлаштириш хоссасига эга, бунда мураккаб органик ўғит ҳосил бўлади. Одатдаги ҳароратда азот фақат литий билан таъсирлашади ва унинг нитридини ҳосил қилади:



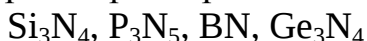
киздирилганда осон бошқа металлларнинг нитридлари ҳосил бўлади:



Ишқорий ва ишқорий - ер металлари нитридлари қрицалл моддалар сувда осон гидролизланади:



Металллардан ташқари нитридлар металлмаслар билан ҳам ҳосил бўлади:



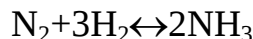
$2000\text{-}3000^\circ\text{C}$ да суюкланадиган полимер моддлардир. d-элементларнинг нитридлари ўзгарувчан таркибга эга бўлиб, улар металл хоссаларга эга. Бундай нитридлар жуда каттик, қийин суюкланади. Улар сув, кислота ва

ишкорлар ҳамда оксидловчилар таъсирига чидамли хисобланади. Масалан, TiN (3220 °S), HfN (2982°S), TaN (3090°S).

Азот ва кислороднинг ўзаро таъсири кайтар реакция бўлиб 1500°C дагина сезиларли тезликда кетади ва азот (II) оксиди ҳосил бўлади:

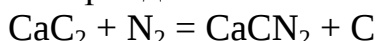


Азотга, хлор, озон ва фтор таъсир этмайди. Азотнинг водород билан ўзаро таъсири юкори ҳароратда ва кайтар тарзда содир бўлиб, бунда аммиак ҳосил бўлади:



Агар электрод кўмир бўлса, азот атмосферасида водород иштирокида 33 % HCN ҳосил бўлади.

Калсий карбиди ва азот иштирокида калсий сианамиди ҳосил бўлади:



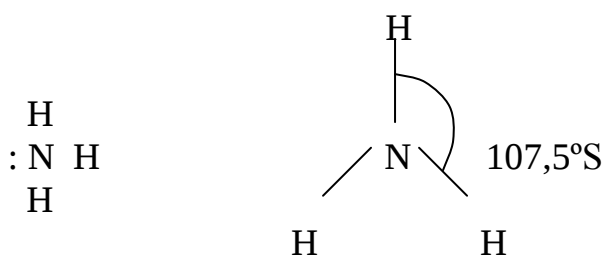
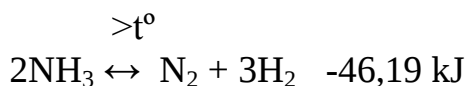
Ишлатилиши. Азотнинг ишлатилиши аммиак, нитрат кислоти ва азотли ўитлар олишда ҳам ашё сифатида кўлланилишидир.

24.2. Азотнинг водородли бирикмалари

Азотнинг водород билан тўртта асосий бирикмаси бор:

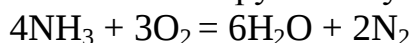
NH₃ - аммиак, **H₂N-NH₂** - гидразин, **NH₂OH** -гидроксиламин, **H[N₃]** - азотоводород кислотаси (триазид).

Аммиак. NH₃ - табиатда кўп микдорда оксил моддалар таркибида, аммоний тузлари холида учрайди. NH₃ - рангсиз газ, ўсига хос хиди бор. қайнаш ҳарорати -33,4⁰C, d=0,77 d/l. 1 литр аммиак 0.7709 gr.



NH₃ молекуласида азот атоми sp³ гибридланган, гибрид орбиталлардан бирида бир жуфт электрон жойлашган. Молекула кутбли мк1,46 Д. Молекула уч ёкли пирамида тузилишга эга.

Аммиак кайтарувчи ва у кислород атмосферасида оксидланади:

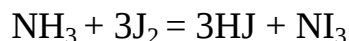


Агар аммиакни (800°C) оксидланиши катализатор иштирокида (Pt-Rh) амалга ошса:

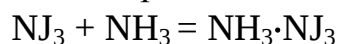


NO дан, NO₂ ва ундан HNO₃ олинади.

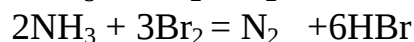
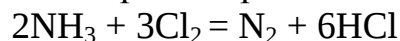
Аммиакдан йод таъсир этиш оркали йод нитриде (NI_3) олинади:



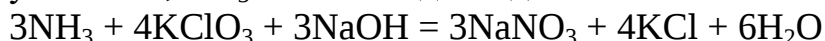
Йод нитриди аммиак билан таъсир этади:



Аммиак хлор ёки бром атмосферасида оксидланса:



Аммиак 300°C киздирилган KClO_3 учидан NaOH иштирокида ўтказилса, NO_3^- гача оксидланади.



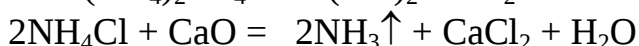
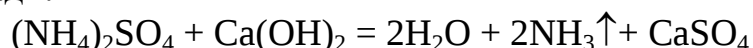
Аммиак комплекс бирикмалар ҳосил қилиши мумкин, чунки унда 2 та бўлинмаган электронлар жуфти мавжуд.

$[\text{NH}_3] \cdot \text{HCl}$ аммоний тузлари

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ комплекс аммиакатлар ҳосил бўлади.

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = [\text{NH}_4]^+ + \text{OH}^-$ кучсиз ишқор

Аммиакнинг олиниши. Лабораторияда аммонийли тузларга оҳак таъси эттирилади:



Нитридлар гидролизиди ҳам аммиак ҳосил бўлади:



Саноатда аммиак тошқўмирни коксга айлантирганда ҳосил бўлади.

Азот ва водороддан аммиак синтез қилиш Табер усули ҳам дейилади:

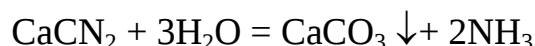


46-жадвал. Аммиак ҳосил бўлишининг босингга болиқлиги

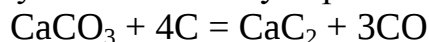
t°	1 atm	100 atm	1000 atm
200	15,30	80,6	98,3
600	0,049	4,5	31,4
1000	0,0044	0,44	< 12,9

Одатда бу жараёнда ҳарорат $500-600^\circ\text{C}$, босим 1000 атм, катализатор-темир ва промоторлар сифатида $\text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$ қўшилади (46-жадвал). Босимнинг ортиши ва ҳароратнинг пасайиши мувозанатни аммиак ҳосил бўлиш тарафига қараб суради. Реаксияга қиришмаган азот ва водород яна реаксион сицемага киритилади.

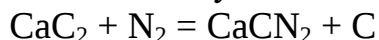
Франко ва Карло усули калсий сианамидга сув бўғи таъсирига асосланган:



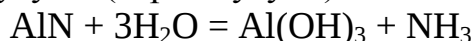
CaCN_2 - ўзани дефолианти (баргини тўкувчи) сифатида ишлатилади. Уни олиш учун охактошга кўмир таъсир эттирилади:



Хосил бўлган карбидларга электр ёйи иштирокида азот таъсир эттирилганда калсий сианамиди хосил бўлади:



Нитридлардан алюминий нитридини гидролизланиши ҳам техник аҳамиятга эга бўлиб бу усулда(Эрлек усули) ҳам аммиак олинади:

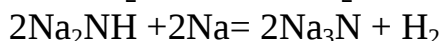
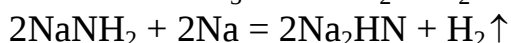
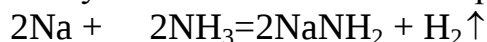


Нитридлар - азоининг хар хил элементлар билан бирикмаси. d - элементларнинг нитридлари юкори каттикликка эга. Улар харорат таъсирига чидамли ва юкори муцахкамликка

эга: $\text{VN} - \text{Tc} = 2300^\circ\text{S}$, $\text{ZnN} - \text{Tc} = 2588^\circ\text{S}$, $\text{TaN} - \text{Tc} = 3087^\circ\text{S}$

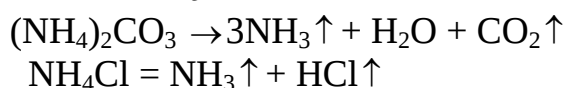
Ишлатилиши: Аммиак кўп биикмалар олиш учун зарурий хом ашё, масалан: HNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4NO_3 олиш учун сарфланади. Бундан ташкари аммиак сода (Солвей усули), мочеина $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ва нашатир спирти (10% ли NH_4OH) олиш учун ҳам сарфланади).

Натрий амид - NaNH_2 , рангсиз кристалл. Суюкланиш харорати 210°C . Натрийнинг суюк аммиак билан таъсири оркали олинади:

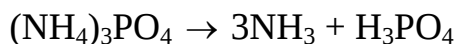
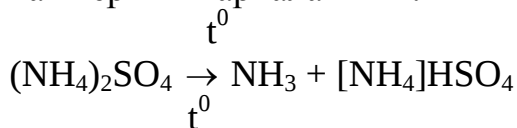


NaNH_2 -натрий амиди, Na_2NH - натрий имида, Na_3N -натрий нитрид хосил бўлади. Аммонийнинг ҳамма тузлари исикликка чидамли эмас. Аммоний тузлари термик парчаланиши мумкин.

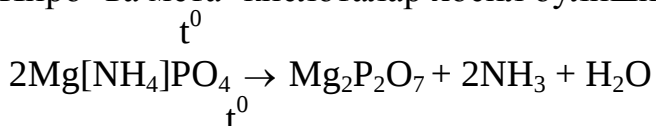
1. Аммоний тузлари учувчан бирикмалар хосил килиб парчаланиши:



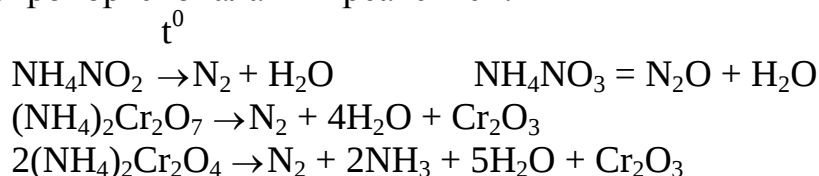
2. Кисман термик парчаланиши:



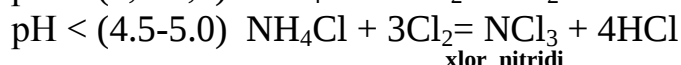
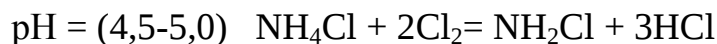
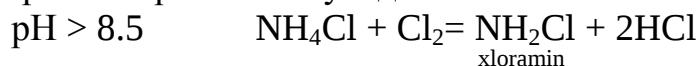
Пиро- ва мета- кислоталар хосил бўлиши билан парчаланиш:



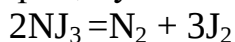
3. Диспропорционаланиш реакцияси:



NH_4Cl конс. эритмаси галогенлар билан рН мухитга караб аммиакнинг ҳар хил бирикмалари ҳосил бўлади.



Ҳосил бўлган моддаларни бир неча марта эфирда экстракция қилинса NH_4J эфирда эриб, чўкмада NJ_3 қолади. NJ_3 механик куч таъсирида портлайди.

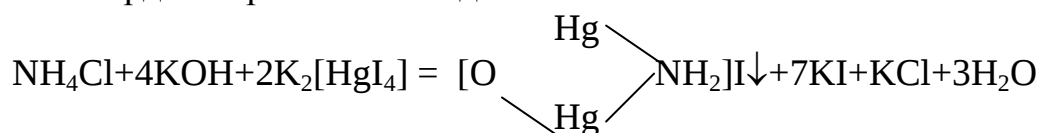


Аммиакатлар $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$.

Аммоний ионига сифат реакция: Аммоний тузларининг ишкорлар таъсиридан парчаланиши ва NH_3 ажралиши аммиак аниклашдаги сифат реакциялардан бири ҳисобланади:

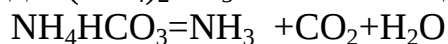


Аммоний тузларига Неслер реактиви таъсир эттириш ҳам улар учун сифат реакциялардан бири ҳисобланади:

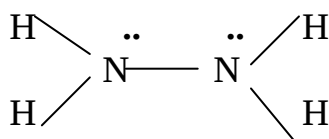


Аммоний хлорид - NH_4Cl симобли пешоб хайдовчилар таъсирини кучайтириш, балам кўчирувчи ва юрак томирларидаги ўзгаришларда ишлатилади.

Аммоний карбонат - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ озик -овкат саноатида, торт, пишириклар тайёрлашда, хамирга керакли оваклик бериш учун, кўлланилади. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ишлатилганда унинг парчаланиши рўй беради:



Гидразин. $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ - рангсиз, ҳавода тутайдиган суюқлик (суюқл. ҳарорати -52°C , қайнаш ҳарорати 119°C). Азотнинг оксидланиш даражаси -2, валентлиги 3.

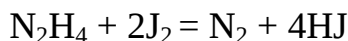
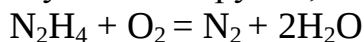


Сувда ва ишкорда яхши эрийди.

$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4\text{HCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ гидразин гидрохлориди анча баркарор бирикма..

$[\text{N}_2\text{H}_4] \cdot 2\text{HCl}$ - дихлоргидразин; $[\text{N}_2\text{H}_4] \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$ - гидразин сульфати

N_2H_4 - кучли кайтарувчи, O_2 , J_2 ва бошқалар билан оксидланади:



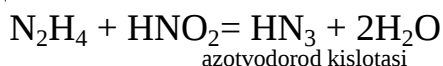
Гидразин кучли оксидловчилар (AuCl_3) иштирокида ҳам азотгача оксидланади:



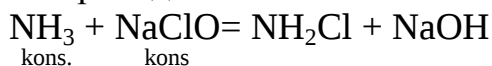
Агар гидразинга KMnO_4 таъсир эттирилса у азотгача оксидланади:



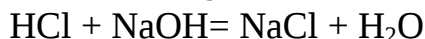
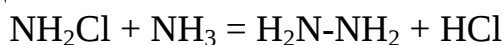
Гидразиннинг нитрат кислотаси билан таъсиридан триазид $\text{X}[\text{H}_3]$ хосил болади:



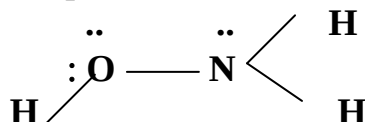
$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ ни олинш учун аммиакка натрий гипохлорити таъсир эттирилади:



Хосил бўлган хлорамидига яна аммиак таъсир эттирилса гидразин хосил бўлади:



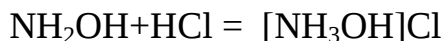
Гидроксиламин. 33,1 оС да суюкланадиган рангсиз кристалл. Азотнинг валентлиги 3, оксидланиш даражаси -1.



Нитрат кислотанинг электролиз жараёнида кайтарилиши туфайли олинши мумкин:

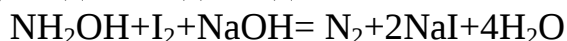


Гидроксиламин кучсиз асос хоссаларини намоён этади ва у аммиакдан кўра кучсиздир:

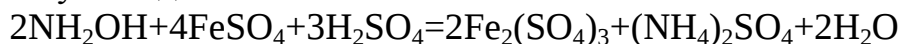


Гидроксиламин тузлари каттик моддалар, улар сувда яхши эрийди.

Гидроксиламин кайтарувчи ва оксидловчи хисобланади. Ёд таъсирида ишкорий мухитда оксидланади:



Агар гидроксилламинга кислотали мухитда кайтарувчилар таъсир эттириса у оксидловчи :



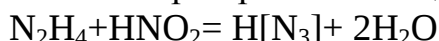
NH_2OH - осон парчаланади ва аммиак, сув ҳамда азот ҳосил килади:



Гидроксилламин органик синтезда ишатилади ва у комплекс бирикмалар олиш учун лиганд вазифасини бажаради:

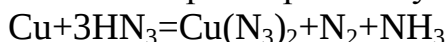
$[\text{Co}(\text{NH}_2\text{OH})_6]\text{Cl}_3$ -гексагидроксилламинкобалт (III) хлорид унинг барқарор комплексларидан бири ҳисобланади.

Триазид ёки азотоводород кислотаси. Триазид кислота -80°C да қотадиган ва 36°C да қайнайди. Ўткир ҳидли суюқликдир. Азид кислота кучли захар. Триазид кислотасининг тузлари амалий аҳамиятга эга. Триазид нитрит кислотасининг гидразин билан таъсири оркали олинади:



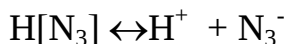
$[\text{N}^- \equiv \text{N}^+ \equiv \text{N}]$ азид ион азотоводород кислотасининг қолдиридир. Молекуладаги четки атомлар sp^2 гибридланган ҳолатда, марказий атом эса sp -гибридланган.

Триазид кучсиз кислота, унинг эрувчанлиги хлорид кислотага ўхшаб кетади. Агар триазидга мис таъсир эттирилса бунда азот ажралади:

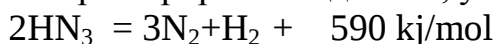


Азидлар детонаторларда портловчи моддалар сифатида ишлатилади. Бу борада $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ қўп қўлланилади. NaN_3 ва KN_3 сувда эрийдиган каттик моддалар, улар портламайди.

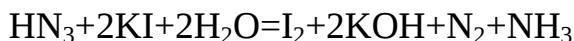
Эритмада триазид диссоциланади. Унинг диссоциланиш константаси $K_{\text{кз}} \cdot 10^{-3}$ га тенг.



Триазид кислота юқори ҳароратга чидамсиз, у 300°C да портлайди:

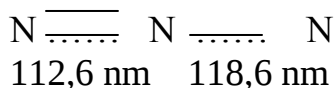


Калий ёдид азид кислотани азотгача оксидлайди:

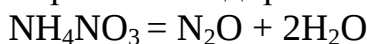


24.3. Азотнинг кислородли бирикмалари

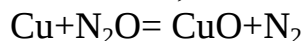
Азотнинг кислородли бирикмалари N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 ва N_2O_5 ҳисобланади. Азот (I) оксиди. Рангсиз, кучсиз ҳидли, ширин мазали газ. Сувда кам эрийди, ҳона ҳароратида барқарор. Азот (I) оксиди молекуласи чизикли тузилишга эга:



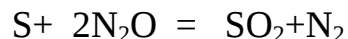
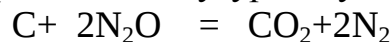
Марказий азот атоми иккита sp гибрид орбиталларга эга. N_2O молекуласи озрок бўлса ҳам дипол моментига эга, шунинг учун сувда озрок эрийди. Азот(II) оксиди аммоний нитратини киздириб олинади:



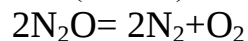
N₂O активлиги кам, лекин киздирилса металллар билан таъсир этади:



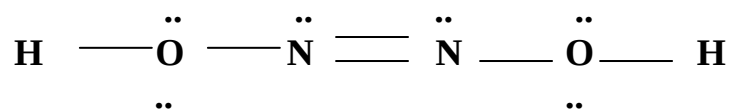
Юкори хароратда олтингугурт ва углеродни хам оксидлайди:



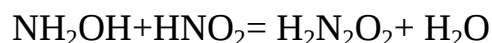
Юкори хароратда(700°C) H₂O парчаланади:



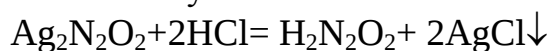
N₂O га тегишли гипонитрит кислотаси(X₂H₂O₂) маълум. Бу оксид бетараф оксид ва у сув билан таъсирлашмайди. Шунинг учун гипонитрит кислота билвосита усуллар билан олинади. Гипонитрит кислота куйидагича тузилишга эга:



Гипонитрит кислотаси гидроксиламинга нитрит кислотасини таъсир этиб олинади:



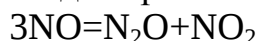
Агар кумуш гипонитритига хам кучли кислоталар таъсир этганда гипонитрит кислота олиш мумкин:



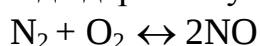
H₂N₂O₂ эркин холда учрамайди. У икки асосли кислота : K₁=10⁻⁸, K₂=10⁻¹². Лекин унинг тузлари маълум - Ag₂N₂O₂; PbN₂O₂

N₂O тиббиётда наркоз сифатида ишлатилади. У “кулдирувчи газ” хам дейилади, чунки у билан нафас олинса мац килади ва киши хурсанд бўлиб кула бошлайди. Каттарок дозада ишлатилса киши окрикни сезмайди. Ана шу туфайли жаррохлик амалиётида наркоз сифатида кислород билан аралаштириб кўлланилади. Унинг энг яхши тарафи организм учун безарарлигидир.

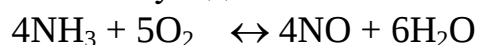
Азот (II) оксид. Рангсиз, захарли газ. У бефарк оксид хисобланади. Боланиш тартиби 2,5. Унда уч электронли богланиш мавжуд. Бу газ харорат таъсирига чидамли. Лекин 100°C да парчаланади:



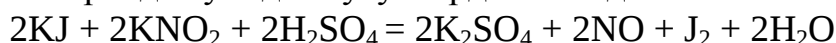
NO азот ва кислороднинг ўзаро таъсиридан хосил бўладиган ягона оксидидир. Реаксия электр ёйи таъсирида амалга ошиб, кайтар тарзда содир бўлади. 3000 °C да дархол мувозанат юзага келади.

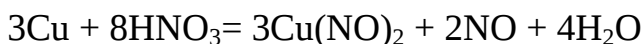


NO аммиакни Pt ва Rh аралашмаси катализаторлигида оксидлаш жараёнида хам хосил бўлади:

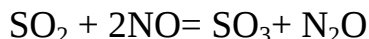


NO лабораторияда куйидаги усулларда олинади:

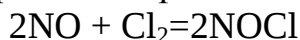




NO ҳам кучли оксидловчи ва кайтарувчи. CO₂ ни оксидлаб CO₃ га айлантиради:

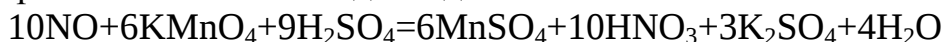


NO га галогенлар таъсир этиб нитрозил галогенидлар ҳосил бўлади:

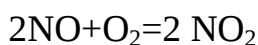


нитрозилхлорид ҳосил бўлиб (у сарик рангли). Шунга ўхшаш NOF ва NOBr бирикмалар ҳам маълум.

Жуда кучли оксидловчилар (K₂Cr₂O₇ ва K₂Cr₂O₇) таъсирида NO нитрат кислотагача оксидланади:



NO ҳаво кислороди билан осон оксидланиб кўнир тусли газ NO₂ ни ҳосил қилади:

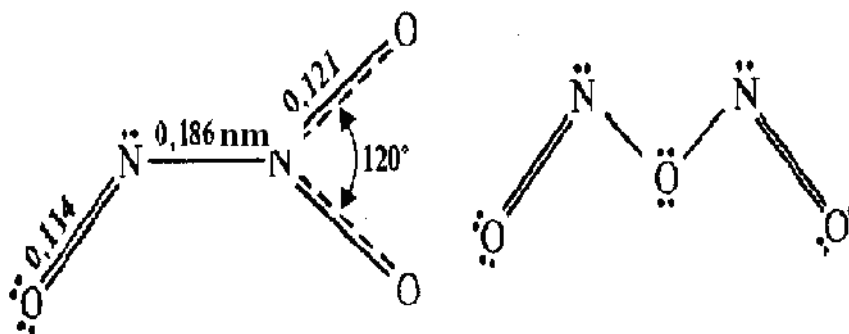


NO турли комплексларда лиганд сифатида катнашади. [Fe(NO)₄], [Fe(NO)₄I₂], [Co(NO)₄]. Пац ҳароратда NO каттик ҳолатга ўтиб димер - N₂O₄ ҳосил қилади.

NO нитрат кислота олишда ишлатилади.

Азот (III) оксиди. Жуда бекарор оксид, у зангори рангли ва каттик ҳолда пац ҳароратда барқарор. 3,5 °C да парчаланади.

Азот(III) оксиди молекуласининг тузилиши(41-расм) куйида келтирилган. O-N-O болари орасидаги валент бурчаклар 120°C. N=O боининг узунлиги 0,121 нм, N-N боининг узунлиги бўлса 0,186 нм ни ташкил этса, N-O боининг узунлиги эса 0,114 нм ни ташкил этади.

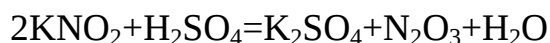


41-расм. Азот (III) оксиди молекуласининг тузилиши.

NO₂ га NO таъсири этилиб кайтар шароитда олинади:

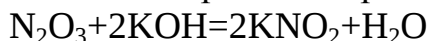


Лабораторияда калий нитритига сульфат кислота эритмаси таъсир этиб N₂O₃ олса бўлади:



HNO₂ кислотанинг оксиди H₂O₃(нитрит ангидрид) ҳисобланади. N₂O₃ нинг ишкорлар

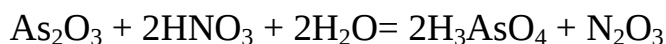
билан таъсирдан нитритлар ҳосил бўлади:



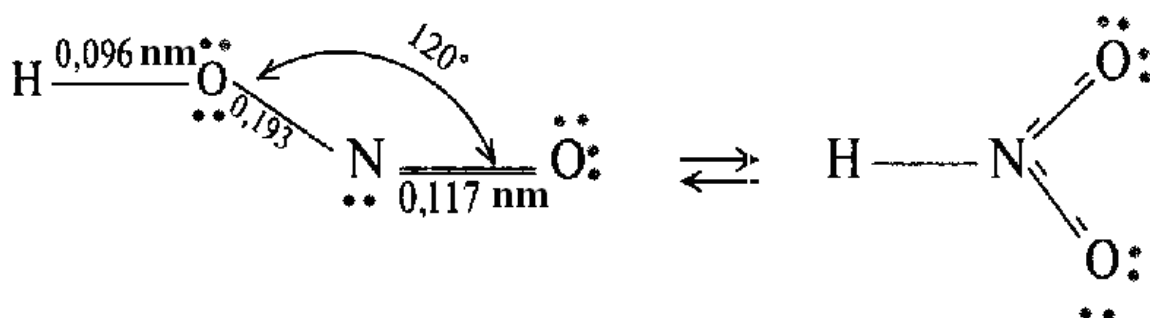
Одатда нитритлар олиш учун нитратлар киздирилади. Бу реакцияда кислород ҳам ҳосил бўлади:



Лабораторияда N_2O_3 мишьяк(III) оксидига нитрат кислота таъсирида олинади:

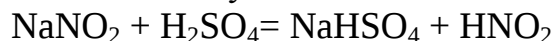


Нитрит кислотада марказий азот атоми sp^2 гибридланган (42 расм), O-N-O бурчаги 120° . N-O- боининг узунлиги 0,117 нм бўлса, H-O боининг узунлиги 0,096 нм га тенг.



42-расм. Нитрит кислота молекуласининг тузилиши.

Нитрит кислота тузларига сульфат кислота эритмасини таъсир эттириш оркали нитрит кислотасини олиш мумкин:

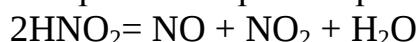


Нитрит кислотаси факат эритмада мавжуд лекин унинг тузлари маълум. Нитрит кислота кучсиз электролит $K = 7 \cdot 10^{-4}$.

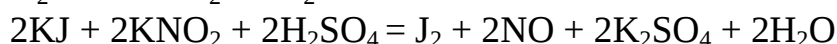
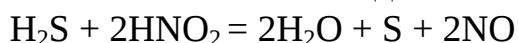
У ҳам оксидловчи, ҳам кайтарувчи. Кислород иштирокида оксидланади:



У диспропорсиаланиш реакцияларига киришади:



KJ, H_2S ишкорий металлларнинг амалгамаси билан нитрит кислотаси оксидловчи хоссасини намоён этади:



Кучли оксидловчилар таъсирида нитритлар кайтарувчилик хоссасини намоён этади ва нитратларгача оксидланади:



Fe^{2+} иони кайтарувчи бўлгани учун нитритлар оксидловчи бўлиб HO гача кайтарилади:



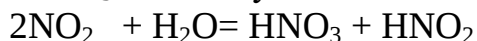
Нитрит кислота тузлари захарли моддалардир. NaNO_2 ценокардияда томирларни

кенгайтирувчи модда сифатида тавсия этилган.

Азот (IV) оксиди. NO_2 кўнир тусли захарли газ модда. NO_2 - совутилганда кизил-кўнир суюкликка айланади. Суюкланиш харорати $22,45^\circ\text{S}$ совутилса борган сари сариш ок, кейин рангсиз бўлади.

$-11,2^\circ\text{S}$ рангсиз крицалл хосил килади. Иситилганда унинг ранги ўзгариб тўклашади, 140°S да кўнир рангли бўлади.

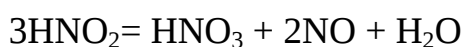
NO_2 ни аралаш ангидрид дейиш мумкин, чунки у сувда эритилганда HNO_2 ва HNO_3 хосил бўлади:



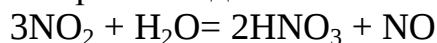
NO_2 ишкорларга таъсир эттирилганда ҳам нитритлар ва нитратлар хосил бўлади:



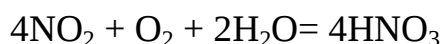
HNO_2 бекарор кислота хисобланиб, унинг парчаланишидан нитрат кислота ва NO хосил болади:



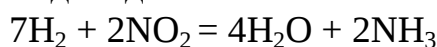
NO_2 иссик сув билан таъсирлашганда:



Агар NO_2 га кислород иштирокида сув таъсирлашса у тўла HNO_3 га айланади:



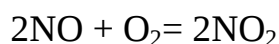
NO_2 кучли оксидловчи ва кайтарувчи. У углерод, азот, олтингугурт, водород ва металлларни оксидлайди:



Кучли оксидловчилар Br_2 , F_2 билан у кайтарувчи:



NO нинг олиниш усуллари: NO нинг кислород иштирокида оксидланиши:



Нитратларнинг парчаланиши ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$):

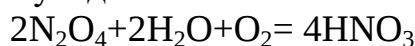


Мис металига суюлтирилган сульфат кислота таъсир этиб:

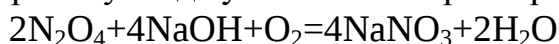


NO_2 $-11,2^\circ\text{S}$ дан , то 140°C гача NO_2 ва унинг димери (N_2O_4) аралашган холда бўлади. NO_2 парамагнит хоссага эга ва унинг молекуласи бурчакли тузилган.

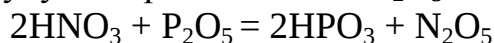
Суюк N_2O_4 га 5 mPa босимда 75°C да сув кислород таъсир эттирилса конс. нитрат кислота хосил бўлади:



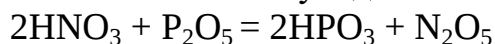
Агар реакция ишкорий мухитда ўтказилса нитратлар хосил бўлади:



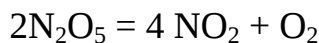
Азот (V) оксиди- нитрат ангидрид, рангсиз крицалл модда, гигроскопик. N_2O_5 олиш учун нитрат кислотага P_2O_5 таъсир эттирилади:



N_2O_5 нитрат кислотанинг ангидриди хисобланади. Унинг сувда эришидан нитрат кислота хосил бўлади:



N_2O_5 бекарор модда у хона хароратида парчаланади ва NO_2 ва O_2 хосил килади:



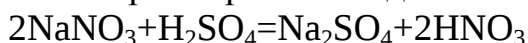
Натрий нитрат ҳолатида оз микдорда атмосферадаги электр разряди пайтида ҳам хосил бўлади.

24.4. Нитрат кислота ва унинг тузлари

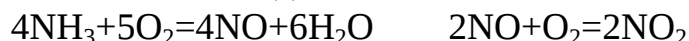
Нитрат кислота. HNO_3 - кучли кислота бўлиб, оч сарик тусли, буланадиган суюқлик.

У 84°C да қайнаб, -42°C да каттик ҳолатга ўтади. Концентрланган нитрат кислота 63 % ли бўлиб, саноат микёсида 96%ли (дк1,45 г/см³) нитрат кислота эритмаси ҳам учрайди.

Лабораторияда олиниши. Нитрат кислотанинг тузларига юкори концентрасияли кислота таъсир эттириб олинади:

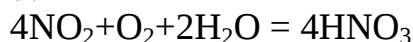


Саноатда олиниши. Саноат микёсида нитрат кислота олиш учун асосий хом ашё аммиак ва хаво хисобланади:

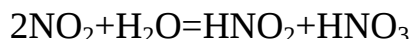


Оксидланиш жараёни 900°C да Pt-Px катализатори иштирокида олиб борилади.

Бошқача усулда азот ва кислороддан азот(II) оксиди, сўнгра уни NO_2 гача оксидланиши ҳам мумкин. Хосил бўлган азот(IV) оксиди кислород иштирокида сувда еритилади:



Агар азот(IV) оксиди сувда эритилса, нитрит ва нитрат кислота аралашмаси хосил бўлади:



Нитрит кислотаси ажратилиб ундан азотнинг оксидлари ва бошқа маҳсулотлар олиниши мумкин. Нитрат кислота ёрулик ва харорат таъсирида парчаланади:

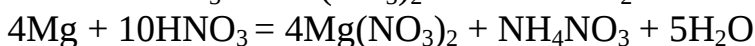
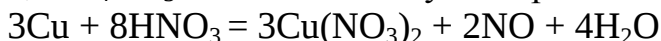


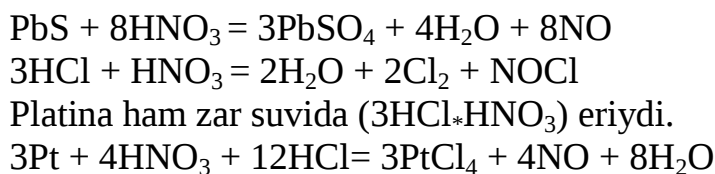
Бу кислота сув билан хар қандай нисбатда аралашади.

Концентрланган нитрат кислота қайтарилиш маҳсулоти хар хил бўлиши мумкин. Унга Fe, Al, Cr, Au ва Pt таъсир этмайди. Cu, Ag ва Ag ни эритиб, ўзи NO_2 га қадар қайтарилади. Sn, As, P, B кислоталаригача оксидланади:

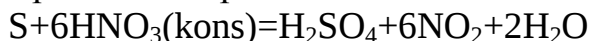


Суюлтирилган нитрат кислотанинг оксидловчилик хоссаси жуда кучли, ози эса NO , NH_4NO_3 ва бошқа маҳсулотларгача қайтарилади:

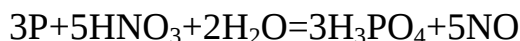




Энг мухими нитрат кислотанинг металллар билан реакциясида водород ажралмайди. Агар нитрат кислотага металлмаслар таъсир эттирилса металлмаслар кислоталаргача оксидланади:



Суюлтирилган нитрат кислота фосфорни ортофосфат кислотагача оксидлайди:

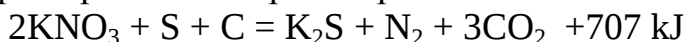


Углерод нитрат кислота таъсирида CO_2 гача оксидланади:



Нитрат кислота тузлари сувда яхши эрийдиган ок каттик моддалар. Улар селитралар дейилади. NaNO_3 -натрийли селитра, KNO_3 - калийли, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ - калсийли, NH_4NO_3 - аммонийли селитрадир.

Калий нитратга олитингугурт ва углерод кўшилса, кора порох хосил бўлади .кора порохнинг портлаш реакцияси:

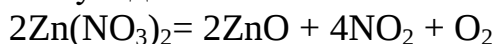


Бу реакцияда кўп микдорда иссиқлик чиқади, шунинг учун портлаш содир бўлади.

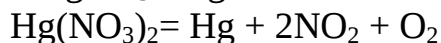
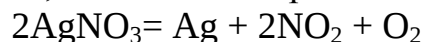
Энг актив металлларнинг (магнийдан чапда турган) нитратлари парчаланса нитритлар ва кислород хосил бўлади:



Агар металлнинг активлиги камрок ва металл Mg ва Cu орасида жойлашган бўлса бу металлларнинг нитратлари парчаланишида метал оксиди, NO_2 ва кислород хосил бўлади.



Агар металллар активлиги кам бўлса, нитратларнинг парчаланишида металлнинг ўзи, NO_2 ва кислород хосил килади:



Ишлатилиши. Нитрат кислота нитратлар, минерал оитлар, селитралар олиш учун хом ашё сифатида ишлатилади.

Аноорганик ва органик нитритлар кон томирини кенгайтириш учун ишлатилади. Уларга натрий нитрит, эринит, нитриглицерин киради. Натрий нитрит бошка бирикмалар билан аралашма ҳолатида нафас олиш йўллариининг мушакларини кенгайтиришда қўлланилади.

Аммоний хлорид тузи эритмасидан пешоб хайдовчи ва балам кўчирувчи омил сифатида фойдаланилади. Баъзан нитрат кислотадан сўгалларни куйдирувчи восита сифатида ҳам фойдаланилади. Азотли ўитлар. Ўитлатлар сифатида калсий нитрат - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ишлатилади. Охакни нитрат кислота билан нейтраллаш натижасида олинади.

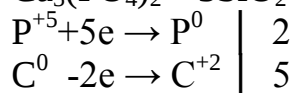
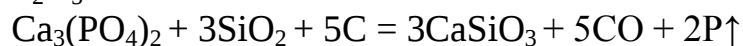
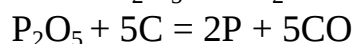
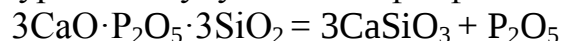
Натрий нитрат - NaNO_3 чили селитраси дейилади. Табиий холда факат Чилида жуда катта захира холда учрайди.

Калийли селитра - KNO_3 хинд селитраси дейилади. Суний равишда калий хлорид ва натрий нитрат таъсиридан олинади.

Аммонийли селитра - NH_4NO_3 хам кўп ишлатилади.

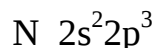
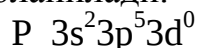
24.5. Фосфор

Фосфор(Пхоспхорус). Фосфор кенг таркалган элемент, ер шарини 0,04 % ни ташкил килади. Осон оксидлангани учун табиатда эркин холда учрамайди. Табиатда аппатит минерали $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ ёки CaCl_2 ва фосфоритлар $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ва хар хил кўшимчалар бўлади. $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ -хлорли апатит. Фосфоритлар ва апатитлар фосфорли минерал ўитлар олишда ўит сифатида ишлатилади. Аппатитларнинг катта микдорда Кола ярим оролида, Урал, Марказий Осиёда кора тода бор. Фосфор тирик организм учун керакли элемент: кон, мия, нерв сицемаси тўкималарида бўлади. Кўп микдорда фосфор $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ холида хайвонлар суягида бўлади. Суяк ёкилса унинг таркибидаги хамма органик моддалар ёнади, колган модда $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ бўлади. Одам организмида фосфорнинг умумий микдори 4,0 % га боради. Биринчи марта эркин фосфор 1669 йилда гамбурглик алхимёгар Бранд томонидан олинган. Фосфор факат битта изотопга эга бўлган элемент; ^{15}P . Унинг сунъий изотоплари хам олинган. Олиниши. Хозирги пайтда калсий фосфатдан олинади. Бунинг учун калсий фосфат кум, кўмир билан хаво кирмайдиган жойда- электр печларида киздирилади. Кетаётган жараёни тасаввур кишиш учун калсий фосфатдан фосфорга ўтилади:



Ажралиб чиқаётган фосфор булари сув билан ушланади.

Физик хоссалари: Фосфор электронлар сонига кўра азотнинг аналог хисобланилади.

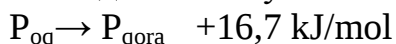


Лекин фосфор 3-давр элементи, 3д орбиталлари валент электрон ролини ўйнайди. Фосфор учун sp^3d^2 , sp^3d^1 , sp^3 гибридланиш характерли.

Фосфорни максимал координатсион сони 6 га тенг. Ўн бирта аллотропик шакл ўзгариши борлиги аникланган. Фосфор атомлари икки атомли P_2 , тўрт атомли P_4 ёки полимер P_n бўлиши мумкин. P_2 2 молекуласи 1000°C дан юкорида мавжуд. Молекуладаги P_2 боланиш энергияси жуда катта (450 кЖ/мол), унинг атомларининг парчаланиши 2000°C содир бўлади.

Ок фосфор. Суюк эриган холда, хамда 1000°C дан пацда P_4 молекулалари баркарор, у тетраедр конфигурациясига эга. Фосфор буларини конденсациясида ок фосфор хосил бўлади ($d_{\text{к}} 1,8 \text{ г/см}^3$). У молекуляр кристалл панжарага эга, кристалл панжара учларида P_4 туради.

Ок фосфор - ок аморф модда. У осон суюкланади. Суюк холда хам каттик холда хам P_4 холда бўлади. Суюкланиш харорати $44^\circ S$, кайнаш харорати $275^\circ S$, учувчан, CS_2 ва бошка органик эритувчиларда эрийди. Ок фосфор жуда захарли (одам учун ўлдириш дозаси 0,1г). Сув оцида сакланса сарайиб колади. Фосфорнинг хиди саримсок пиёз хидига ўхшайди. P_4 молекуласида болар осон узилади (200 кЖ/мол). Шунинг учун ок фосфор кимёвий актив, у туравериш полимер шакл ўзгаришга ўтади. Полимер шакл ўзгаришлар ичида энг баркарори кизил ва кора фосфор. Ташки кўриниши жихатидан кора фосфор (дк2,7г/см³) графитга ўхшайди, уни ок фосфордан $200^\circ S$ ва 1200 атм. босимда олиш мумкин.



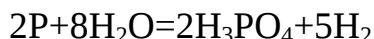
кизил фосфор. Ок фосфорни $400^\circ C$ да киздиришдан олинади. кизил фосфор совитилса ок фосфорга айланиб колади. кизил фосфорни бир канча шакл ўзгаришлари бор. Уларнинг тузилиши хали тўла аникланмаган. Улар полимер моддалар, ўзаро пирамидал боланган. Олиниш усулига караб кизил фосфор хар хил хоссага эга. Масалан, унинг зичлиги 2,0-2,4 г/см³, суюкл. харорати $585-600^\circ C$ орасида ранги тўк жигардан кизил, бинафшага ўзгаради. кизил фосфор эритмага ўтказилиши учун полимер шакл ўзгаришдаги боларни узиш керак. Шунинг учун полимер шакл ўзгаришлар хеч канака эритувчиларда эримайди ва юкори суюкланиш хароратига эга. Шунинг учун фосфор буларини конденсатсия килганда кизил эмас, ок фосфор хосил бўлади. кора фосфор. Ок фосфорни юкори хароратда босим оцида узок киздиришдан хосил бўлади. кора фосфор CS_2 да эримайди. Лекин электр токини ўтказида. кизил ва кора фосфор кимёвий жихатдан анча баркарор. Агар ок фосфор хавода ўз-ўзидан $50^\circ C$ алангаланса, кизил фосфор $250^\circ C$, кора фосфор $400^\circ C$ алангалансади.

Ок фосфордан фаркли полимер шакл ўзгаришлар захарли эмас.

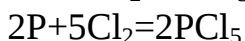
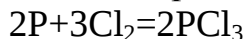
Кимёвий хоссалари. Кукун холатдаги ок фосфор одатдаги хароратда ёниб кетади:



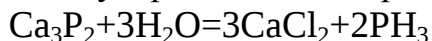
кора ва кизил фосфорларнинг активлиги кам. Посфор $600^\circ C$ да сув бои билан таъсирлашиб:



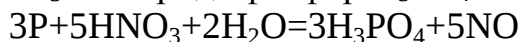
Фосфор хлор билан одатдаги шароитдаёк таъсирлашади:



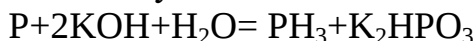
Фосфорнинг водород билан тўридан тўри таъсир этмайди. Фосфин (PH_3) фосфидларнинг гидролизи ёки уларга HCl таъсир эттириб олинади:



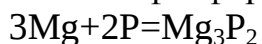
Суюлтирилган HNO_3 таъсирида фосфор H_3PO_4 гача оксидланади:



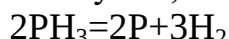
Фосфорнинг ишкорлар билан таъсиридан фосфин ва фосфит кислотанинг тузлари хосил бўлади:



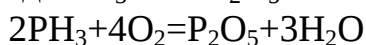
Фосфидлар: юкори хароратда фосфор хамма металларни оксидлаб, ўзи фосфидларгача кайтарилади. Магнийнинг фосфор билан таъсиридан:



Магний фосфиди ҳосил бўлади. Улар тузсимон бирикмалар, ион-ковалент тузилишга эга. Na_3P , K_3P ва Na_2P сув ва кислоталар таъсиридан осон парчаланади. д-элементлар фосфидлари ўзгарувчан таркибли MeP , Me_2P , Me_3P таркибга эга фосфидлар ҳосил қилади. Уларда боланиш металлсимон табиатга эга. Бу моддалар кимёвий жихатдан инерт, электр токини ўтказди ёки ярим ўтказгичлардир. Фосфорнинг водородли бирикмалари. PH_3 -фосфин газ модда. Унинг кайнаш ҳарорати -85°C , -133°C да суюкланадиган, саримсок пиёз хиди келадиган газ. Молекула тузилиши пйрамидал, аммиакка ўхшаш. Бекарор бирикма бўлиб, киздирилганда парчаланади:



Юкори хароратда PH_3 ёни P_2O_5 ҳосил қилади:



Кучли оксидловчилар ҳам PH_3 ни ортофосфат кислотасигача оксидлайди:



Фосфинда асос хоссалари аммиакдан заифроқ. Лекин кучли кислоталар билан фосфоний иони ҳосил қилади:

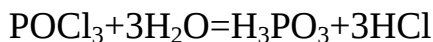


Шунга ўхшаш PH_4ClO_4 , PH_4Cl бирикмалари ҳам маълум.

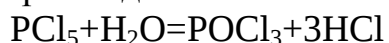
Бундан ташқари дифосфин ҳам олинган. Бу модда рангсиз суюқлик. 65°C да қайнайди, -99°C да қрицалланади. Узок вақт сакланганда сарик рангли P_2H_6 (каттик модда) га айланиб, PH_3 ажратади.

Сулфидлари. Таркиби P_xS_y таркибли ($x=3,4$ ва $y=3,5,7,10$) бўлган қатор сулфидлар маълум. Масалан P_4S_3 (қайнаш ҳарорати 408°C , қотиш ҳарорати 174°C) сарик тусли бирикма. Бундан ташқари P_4S_5 , P_4S_7 , P_4S_{10} бирикмалар ҳам олинган. Бу сулфидлар гугурт чўпи таёрлашда ишлатилади.

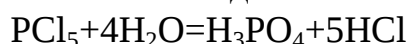
Фосфорнинг галогенли бирикмалари. PCl_3 - ўткир хидли рангсиз суюқлик, $74,1^\circ\text{C}$ да қайнайди, $-111,8^\circ\text{C}$ да қотади. Сувда тўлик гидролизланиб фосфит кислотаси ҳамда HCl ҳосил қилади:



PCl_5 -каттик модда, тригонал бипирамида тузилишга эга. Бу бирикма ҳам сув билан таъсирлашади:



Агар реакцияда мўл микдорда сув иштирок этганида ортофосфат кислота ва HCl ҳосил болади:

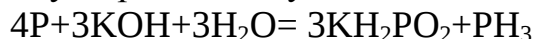


PF_5 ва PF_3 газ моддалар. PBr_3 суюқ модда, лекин PBr_5 сарик рангли каттик бирикмалар. PCl_3 ва PCl_5 органик синтезда кенг қўламда ишлатилади.

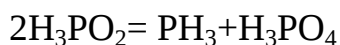
24.6. Фосфорнинг оксидлари ва кислоталари

Фосфорнинг (I) бирикмалари. Фосфирнинг (I) бирикмалари каторига H_3PO_2 ни олиш мумкин. Бу бирикма гипофосфит кислота- H_3PO_2 ёки $[\text{PO}_2\text{H}_2]^-$ деб караш керак. H_3PO_2 рангсиз кристалл (суйкл. харорати $26,5^\circ\text{S}$), $\rho=1,49 \text{ g/cm}^3$, сувда яхши эрийди. Анча кучли электролит ва у бир асосли кислота ($K=7,9\cdot 10^{-2}$) Гипофосфит кислота тузлари (KH_2PO_3) кучли кайтарувчидир.

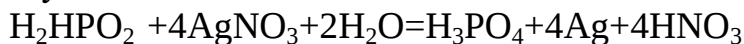
Агар фосфор ишкорлар иштирокида киздирилганда гипофосфит кислотанинг тузлари хосил бўлади:



Гипофосфит кислота киздирилганда диспропорсиаланиш реакциясига учрайди:



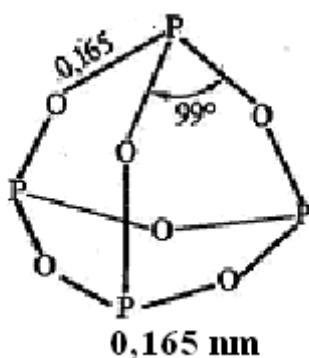
Гипофосфит кислотага кучли оксидловчилар таъсир эттирилганда у кайтарувчи бўлиб оксидланади:



кайтарувчилар иштирокида гипофосфит кислота оксидловчи вазифасини бажаради:



Фосфор (III) бирикмалари. Фосфит ангидрид: P_2O_3 - ок кристалл модда дк2,13; суюкл. харорати $23,8^\circ\text{C}$ кайнаш харорати 173°C . P_2O_3 -захарли модда хисобланади. P_2O_3 - учувчан модда. Унинг моляр массаси P_4O_6 тўри келадиган молекуляр кристал панжара хосил килади. О-Р-О бурчаклари 99°C , хар бир фосфор кислород атомлари оркали боланган:

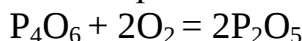


43-расм. Фосфор (III) оксид молекуласининг тузилиши.

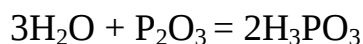
200°S С юкорида термик парчаланади:



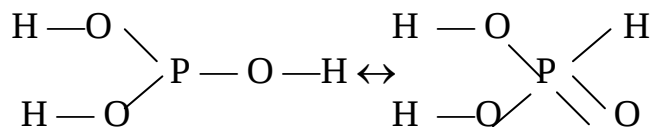
P_2O_3 - кайтарувчи модда. У O_2 , S, Cl_2 , MnO_2 , PbO_2 , Na_2O_2 ва бошка оксидловчилар билан осон оксидланади:



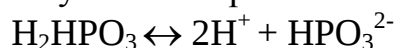
Сувда эриганида фосфит кислотасини ҳосил қилади. Фосфит кислота H_3PO_3 сувда яхши эрийдиган кристалл модда ($\rho=1,65$ суюқланиш ҳарорати $73,6^\circ\text{S}$):



Унга иккита таутомер формула мос келади:

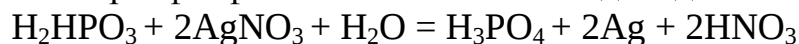


Ўртача кучли электролит ҳисобланади:

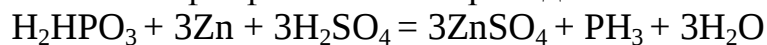


Фосфит кислотанинг ($K_1=1,6 \cdot 10^{-3}$; $K_2=6,3 \cdot 10^{-7}$) икки хил тузлари бор: битта водород металлга алмашган - NaHHPO_3 . Иккала водород металлга алмашган - Na_2HPO_3 .

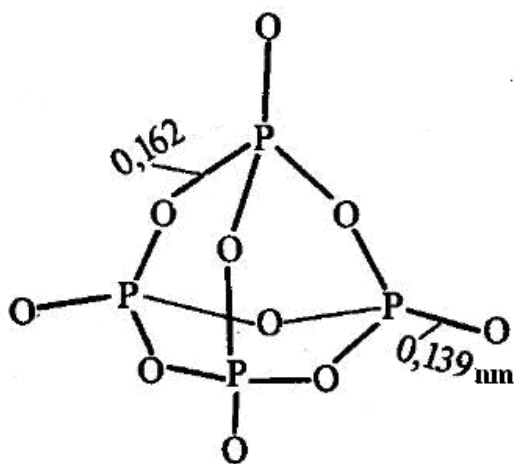
Фосфит кислотанинг учала водород металлга алмашган тузи маълум эмас. Фосфит кислота ҳам қайтарувчи, ҳам оксидловчи. Кучли оксидловчилар кислород, галогенлар, металнинг ионлари, нодир метал ионлари фосфит кислотани ортофосфат кислотасигача оксидлайди:



Кучли қайтарувчилар ишқорий ер металлари, рух ва магний таъсирида, фосфит кислота фосфингача қайтарилади:



Фосфорнинг (V) бирикмалари. P_2O_5 - ок кристалл модда. У осон буланади (буланиш ҳарорати 359°C), ва P_4O_{10} таркибли молекуляр кристал панжара ҳосил қилади. $\text{P}=\text{O}$ боларининг узунлиги $0,162 \text{ nm}$ бўлса, $\text{P}-\text{O}$ болари кискарок ва $0,139 \text{ nm}$ га тенг:



44-расм. Фосфор (Y) оксид молекуласининг тузилиши.

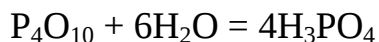
Бундан ташкари полимер модификасияли P_2O_5 хам маълум. У анча юкори суюкланиш хароратига эга(суюкл. харорати тахминан $580^{\circ}C$) ва кимёвий фаоллиги камрок. P_2O_5 сув билан шиддатли таъсир этиб фосфат кислота хосил килади. Шунинг учун ундан газларни куриштида фойдаланилади. Агар фосфор (V) оксид совук сув билан таъсир этса метафосфат кислота хосил килади:



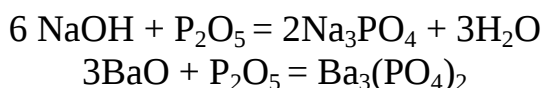
P_2O_5 нинг иссиқ сув билан таъсирида пирофосфат кислота хосил бўлади:



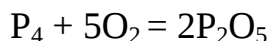
Агар P_2O_5 кайноқ кислота билан таъсирлашса ортофосфат кислотага айланади:



P_2O_5 - асослар ва асосли оксидлар билан фосфат кислота тузларини хосил килади.



P_2O_5 - фосфорни хавода тўла ёниши натижасида хосил бўлади.

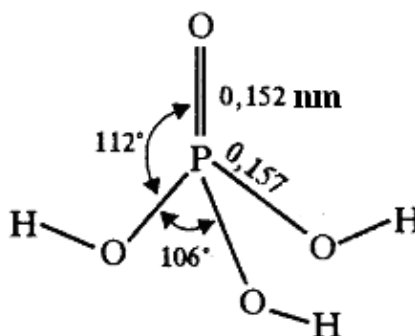


Орто-, мета-, пирофосфат кислоталарнинг бир-бирига ўтиш шемаси:



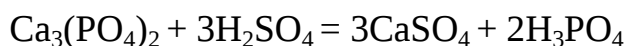
H_3PO_4 - кам микдорда сув билан аралаштирилганда сиропсимон суюқлик хосил қўлади. Мета-, пиро-, ортофосфат кислоталарнинг анионларини фарқлаш учун $AgNO_3$ билан реакциясидан фойдаланилади. Метафосфат кислотаси Ag_3 билан ок чўкма хосил килади. Метафосфат кислотаси $(HPO_3)_x$ $x=2,3,6 \dots$ турдаги полимер моддалардир. Орто- ва пирофосфат кислотасидан фарқ қилиб метафосфат кислотра оксил моддаларини чўктиради, бу унинг полимер характерини кўрсатади. Пирофосфат кислотаси аниони ок чўкма $Ag_4P_2O_7$ ни хосил килади. Лекин у тухум оксилени чўктира олмайди. Ортофосфат кислота H_3PO_4 $AgNO_3$ билан сарик чўкма хосил килади. Ортофосфат кислота ўртача кучли электролит ($K_1=7,52 \cdot 10^{-3}$, $K_2=6,31 \cdot 10^{-8}$, $K_3=1,26 \cdot 10^{-12}$) хосил килади. Унинг турли тузлари маълум: NaH_2PO_4 ; Na_2HPO_4 ; Na_3PO_4 Ортофосфат кислотанинг молекуласининг тузилиши (45- расм) кўрсатилган. Марказий атом фосфор sp^3 гибридланган

Р-О боининг узунлиги 0,157 нм, ПкО бои бўлса 0,152 нм га тенг, О-Р-О валент бурчаклар 106 °С ни ташкил этади.



45-расм. Ортофосфат кислота молекуласининг тузилиши.

Техникада ортофосфат кислота калсий фосфатни сульфат кислота билан парчалаш оркали олинади. Бунда 85% ли сиропсимон фосфат кислота хосил бўлиб:



Бу усул экстракцион усул дейилади. Хосил бўлган кислота CaSO_4 дан сувда эритиб ажратилади. Филтрлаш оркали эримайдиган туз ушлаб қолинади. Термик фосфат кислота олиш учун калсий фосфатдан аввал фосфор, сўнгра фосфор(У) оксид ундан эса H_3PO_4 олинади. Лабораторияда H_3PO_4 фосфорни 30% ли нитрат кислота билан оксидлаганда хосил бўлади:



Метафосфат кислота $(\text{HPO}_3)_n$ полимер тузилишга эга. Бу кислота шишасимон моддадир. Эритмада полимерлар ҳолатида мавжуд. Улар захарли бирикмаларга киради. Унинг тузлари $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$, $\text{Na}_4\text{P}_4\text{O}_{12}$, $\text{Ca}_3(\text{P}_3\text{O}_9)_2$ маълум. Пирофосфат кислота(ёки дифосфат кислота) ортофосфат кислотани 260°C гача киздиришда хосил бўлади:



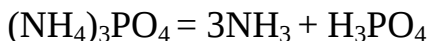
Бу кислота ташки кўринишидан юмшоқ шишасимон модда бўлиб сувда осон эрийди. Кислотанинг ўрта ва нордон тузлари маълум. Бундай тузларга $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{NaNH}_3\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ киради. Тузлар сувда яхши эрийди ва кислотали табиатга эга. Барча ортофосфат кислотасининг тузлари таркибида натрий, калий ва ишкорий металллар ва аммоний ионлари бўлса улар сувда эрийди. Бу тузларнинг таркибида бошқа металллар (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} ва бошқалар) бўлса, улар сувда ёмон эрийди. Ортофосфатларнинг ўзига хос тарафи тузларининг киздиришга муносабатидир. Бунда дигидроортофосфатлар киздирилганда метафосфатларга ўтади:



Гидрофосфатлар киздирилганда эса дифосфатларга ёки пиродифосфатларга айланади:

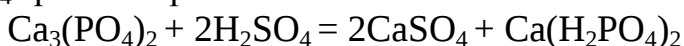


Ўрта тузлар ёки ортофосфатлар киздирилганда аммиак ва кислотага парчаланади:

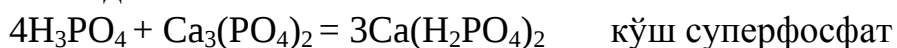


Кимёвий тоза ортофосфат кислота тиббиётда, озик-овкат саноатида, сунъий ачиткилар(хамиртуруш) ва салкин ичимликлар тайёрлашда ишлатилади.

Ортофосфат кислотасининг тузлари каттик сувларни тозалашда кенг қўлланилади. Ўитлар ишлаб чиқариш. Фосфат кислота тузлари кишлоқ хўжалиги учун катта аҳамиятга эга. Фосфор оксил моддаларнинг таркибига киради. Ўсимликлар фосфорни тупрокдан, фосфат кислота тузи ҳолида олади. Лекин унинг миқдори тупрокда кам бўлади. Ернинг ҳосилдорлигини ошириш учун фосфорли ўғитлар солинади. Табиий фосфоритлар ва апатитлар кам эрийдиган $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ҳолида бўлади. Шундай ҳолатда улар майдаланса суяк талкони дейилади ва улар ҳам ўит сифатида ишлатилади. Уларнинг эрувчанлиги ёмонлиги сабабли фосфоритлар эрувчан нордон тузларга ўтказилади. Суперфосфат олиш учун майдаланган фосфорит H_2SO_4 аралаштирилса:



бунда гипс ва калсий дигидрофосфат ҳосил бўлиб у яхши эрийди. Ҳосил бўлган туз оддий суперфосфат дейилади. Шунга ўхшаш бошқа ўитлар ҳам олинади:

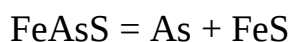


Кўп миқдорда аммоний фосфати(триаммофос) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ишлатилади. Набиев М.Н.(1915-1995) Ўзбекистон ФА академиги, кимё фанлари доктори, профессор. Калсий фосфатга нитрат кислота билан ишлов бериш усулини таклиф этган. Суперфосфатларни сифатини яхшилашда иштирок этган. Ўзбекистонда фосфорли, азотли, комплекс ўитлар ишлаб чиқаришга асос солган. Ҳозирги пайтда Чирчик электрокимё комбинатида аммиакли селитра, водород, аммиак, азот, нитрат кислота, карбамид ишлаб чиқариш йўлга қўйилган. Ўитлар Ўзбекистоннинг турли заводларида ишлаб чиқарилади. Навоий ” Навоиязот” бирлашмаси, Самарканд суперфосфат заводи, Олмалик кимё заводи ҳозирги пайтларда фосфорли ва азотли ўитлар ишлаб чиқаришга асосланган. Фосфор ва унинг бирикмаларини тиббиётдаги аҳамияти. Фосфор органик бирикмалар жуда муҳим биокимёвий жараёнларда иштирок этади. Фосфорсиз мия тўқималарида моддалар алмашинуви содир бўлмас эди. Миядаги фосфорилаза ферменти полисахаридларнинг гидролизланиш жараёни ва синтезини бошқариб туради. Углеводларнинг мия тўқималарида оксидланишида фосфоропирид нуклеотидлар неорганик фосфатлар жуда муҳим ўрин тутиши аниқланган. RNK ва DNK моноклеотидлари ўзаро фосфат кислота

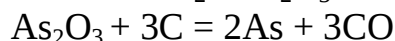
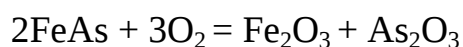
колдиклари билан боланганлигини эсга олсак, бу фосфор бирикмаларини ахамиятини яна бир бор намоиш этади. Натрий дигидрофосфат тиббиётда ошкозоннинг кислоталилиги ортиб кетганда ишлатилади. У уродан препаратининг таркибига киради.

24.7. Мишяк, сурма ва висмут

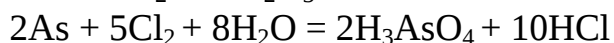
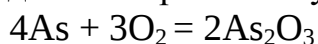
Мишяк, сурма ва висмут эркин металлларга ўхшаш, улар азот ва фосфорга ўхшамайди. Лекин бу элементларнинг муҳим бирикмалари, формуласи, характери, тузилиши, ионланиш, электрон, оксидланиш-кайтирилиш жараёнларда иштирок этиши бўйича бу элементларга ўхшайди. Мишяк(Арсенисум) - $5 \cdot 10^{-4}$ % микдорда учрайди. 1690 йил Шредер томонидан очилган. Табиатда As_4S_4 - рвалгер, As_2S_3 - суринигмат, $FeAsS$ - мишяк колчедани холида учрайди. Табиатда мишяк ҳам битта изотоп холатида учрайди: $^{75}_{33}As$. Мишякнинг бир неча радиоактив изотоплари ҳам олинган. $^{75}_{33}As$ (ярим емирилиш даври 26,8 кун). У нишонли атом сифатида ишлатилади. Олиниши: эркин ҳолда мишяк унинг металл бирикмаларидан суюклантириш оркали олинади. Бунда мишяк печда хайдалади, йигичда ажратилади:.



ёки металл ёки сульфидли бирикмаларини кислорода ёкиб, кейин кайтариб олинади.

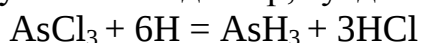


Фосфорга ўхшаб бир канча аллотропик шакл ўзгаришларга эга. Оддий ҳароратда металл мишяк ва кул ранг мишяк барқарор. Жуда тез совутилса сарик мишяк As_4 $d=2,0 \text{ g/m}^3$ ҳосил бўлади. Оддий ҳолда у сублиматсияга учрайди. Электр токини ўтказади. Сувда эрмайди.

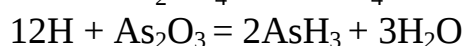
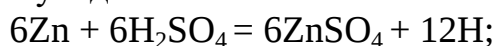


Мишяк ва унинг бирикмалари кучли захар. As бирикмаларида As^{-3} , As^{+3} , As^{+5} бирикмалари холатида учрайди.

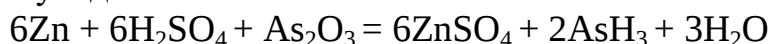
Водородли бирикмалари. Мишяк гидриди, арсин AsH_3 , рангсиз жуда захарли газ, қўлланса хиди бор, сувда кам эрийди.



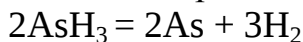
Арсин мишякни ҳамма бирикмаларини актив водород билан кайтаришда ҳосил бўлади.



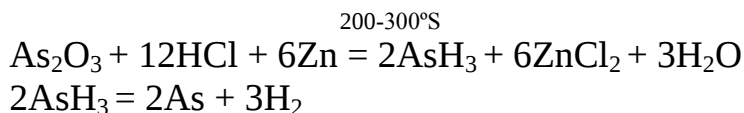
Рух ва As_2O_3 аралашмасига сульфат кислота таъсир эттирилганда AsH_3 ҳосил бўлади:



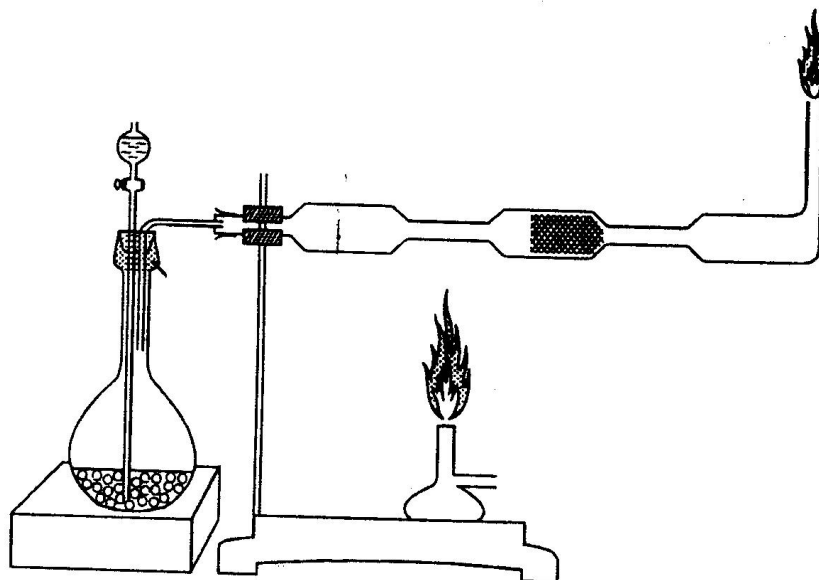
AsH_3 суйкланиш харорати $-113,5^\circ\text{S}$, кайнаш харорати -55°S , 1m^3 хавода AsH_3 10^{-6}gr бўлса одам учун ўлдириш дозаси хисобланади. Арсин бекарор, киздирилганда осон парчаланади.



Бу хоссасидан мишякни очишда (46-расм) фойдаланади, ана шу реакция чех алхимёгари Марш (1836 й.) томонидан мишякни очиш учун таклиф этилган:

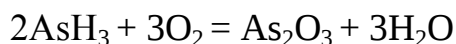


Арсин парчаланади, хосил бўлган мишяк совитгични совук жойларида йиилади, характерли кора масса билан копланиш хосил пайдо бўлиб, бу «мишяк ойнаси» ҳам дейилади (усулни аниклиги $10\text{-}8\text{гр As}$).

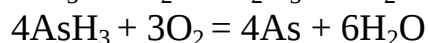


46-расм. Оз микдордаги мишяк бирикмаларини тахлил килиш учун килиш учун ишлатиладиган курилма.

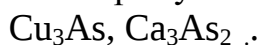
AsH_3 тўла уонса:



Дацлабки киска ёнишда эса:

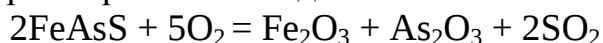


Арсенидлар (арсенидлар) мишякни металллар билан хосил килган бирикмалари. Бу бирикмалар металлларга ўхшаш табиатга эга:

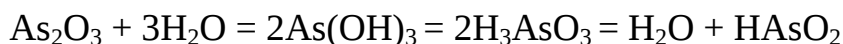


Кислородли бирикмалари: As_2O_3 , As_2O_5

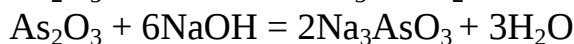
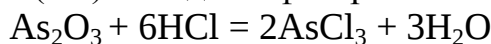
As_2O_3 - мишяк ангидриди мишякни хавода ёниши ёки мишякни рудаларини киздириш оркали олинади.



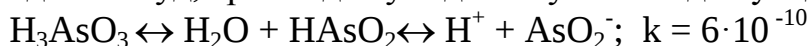
Мишяк(III) оксиди сувда эрийди ва арсенит кислотасини хосил килади.



Мишяк(III) оксиди амфотер хоссага эга:



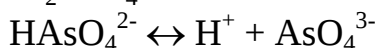
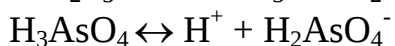
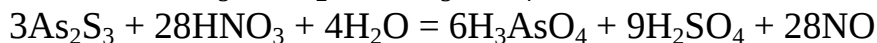
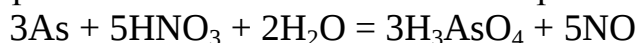
H_3AsO_3 -(ортоарсенит кислотаси)- эркин холда олинмаган, факат сувдаги эритмада мавжуд, эритмада куйидаги мувозанатда бўлади:



As (III) бирикмалари кайтарувчилар, улар As(V) гача оксидланади. H_3AsO_4 - мишяк кислотаси (ортоарсенат кислота) одатдаги шароитда каттик модда, сувда яхши эрийди:

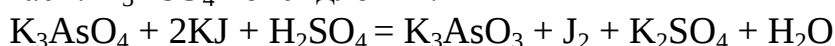


Ортоарсенат кислота мишяк билан нитрат кислота таъсиридан олинади:

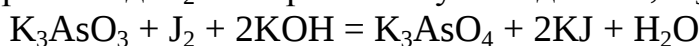


Бу кислотанинг турлича алмашган тузлари маълум: Na_3AsO_4 , Na_2HAsO_4 , NaH_2AsO_4 .

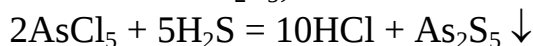
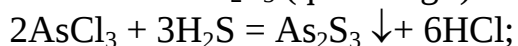
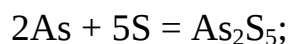
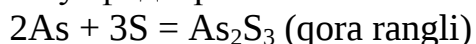
HAsO_3 - метамишяк кислотаси ($K=6 \cdot 10^{-10}$), $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$ - пиромишяк кислотаси. K_3AsO_4 - оксидловчи:



Агар реакцияда I_2 иштирок этса у оксидловчи, K_3AsO_3 - кайтарувчидир:



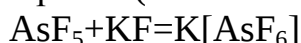
Мишяк сульфидлари:



Мишяк сульфидларини Na_2S , K_2S yoki $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ билан таъсири оркали сувда эрувчан тиомишяк (H_3AsS_3 - тиоарсенит кислотаси) ва H_3AsS_4 - (тиоарсенат кислота) хосил бўлади.



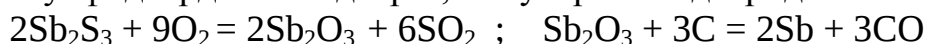
Мишяк бирикмалари тиббиётда, кишлок хўжалигида инсектитсид сифатида ишлатилади. As_2O_3 сичконларни (кемирувчиларни) ўлдирувчи дори сифатида қўлланилади. AsF_5 газ (суюкл. харорати -80°C). Агар KF га PF_5 қўшилса комплекс бирикма(калий гексафтороарсенат) хосил бўлади:



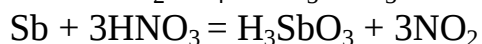
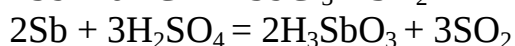
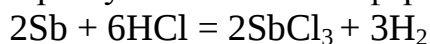
24.8. Сурма

Сурма(Стибиум). Кумуш ранг ок металл, каттик, мўрт, суюкланиш харорати 630°C, кайнаш харорати 1640°C, электр ва иссиқликни ўтказди. Лекин крицаллари мўрт. Табиатда учраши. Сурма ялтирои, Sb_2S_3 - антиманит. Sb - кадим замондан маълум. Табиий сурма иккита баркарор изотопдан иборат $_{51}^{121}\text{Sb}$ (57,25%), $_{51}^{123}\text{Sb}$ (42,75%). Унинг бир неча радиоактив изотоплари олинган.

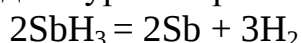
Сурма сульфидлардан оксидларга, ва сўнгра оксидларидан кайтариб олинади:



Sb (сарик) ; Sb (кора, $d=5.3$) ; Sb (кул ранг, $d=5.8$) Sb котишмаларга уларга каттиклик бериш учун кўшилади. Sb, Pd, Sn кўшилган котишмалар типографик металл дейилади ёки гарт ва типографик шрифтлар тайёрлашда ишлатилади. Ўз бирикмаларида As, Sb га ўхшайди, ундан металл хоссалари кучлига билан фарк килади:

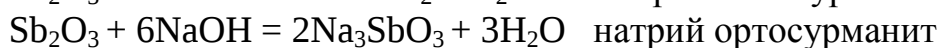
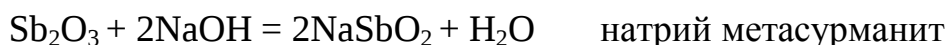
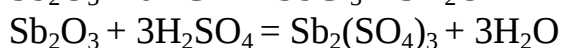
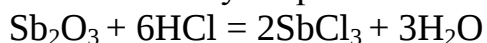


SbH_3 (цибин) - сурма гидрид захарли газ, хиди H_2S га ўхшайди. Бекарорлиги AsH_3 дан кўра юкори.

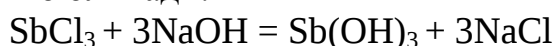


Sb нинг металл билан хосил килган бирикмалари антиманидлар дейилади: AlSb , GeSb , ZnSb - ярим ўтказгичлар сифатида электроникада ишлатилади.

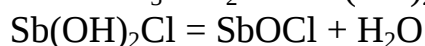
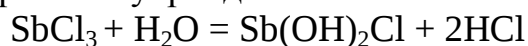
Sb_2O_3 - сурма (III) оксиди ёки сурманит ангидриди, амфотер оксид, асосли хоссаи кучлирок:



Сурманит кислота ок чўкма $\text{Sb}(\text{OH})_3$. Сурманинг тузларига ишкор кўшиб олинади:



Бу чўкма кислота ва асосларда яхши эрийди. Сурма (III) хлорид сувда осон гидролизга учрайди:



SbOCl - антиманил хлорид ёки сурма оксихлориди.

Сурма (V) оксиди. Кислотали хоссага эга. Сарик рангли сувда яхши эрийдиган модда.



HSbO_3 - метасурманат кислота; $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ - пиросурманат кислота; H_3SbO_4 -

ортосурманат кислота. Сурма(Y) оксиди ишкорларда эриб калий гексагидроксоцибат ҳосил

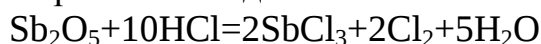
килади:



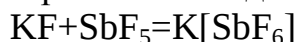
Сурма(III) оксиди нитрат кислота таъсирида ортосурманат кислотага ўтади:



Сурма(Y) оксидига хлорид кислота қўшилганда у осон кайтарилиб сурма(III) тузларига айланади:



SbF_5 - (суюкл.харорати 8°C , кайн. харорати 142°C) суюқ моддadir. У осон цибатлар ҳосил килади:



24.9. Висмут

Висмут(Бисмутум). Металлик хоссалари шу гуруҳдаги бошқа элементлардан кучлилиги билан фарқ килади. Табиатда эркин ҳолда ва бирикмалар ҳолида қўп тарқалган.

Висмут симболи 1819 й. да Берсилиус томонидан киритилган.

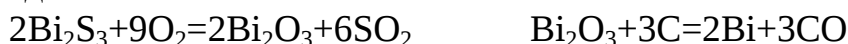
Оқ ялтирок метал озгина кизиш -пушти рангга эга (суюкл. харорати 271°C).

Бу метал мўрт бўлиб, осон майдаланади. Электр токини ўтказди.

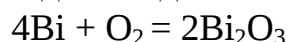
Табиатда учраши. Висмутли охра - Bi_2O_3 Висмут ялтирои - Bi_2S_3

$^{209}_{83}\text{Bi}$ моноизотоп ҳосил килади.

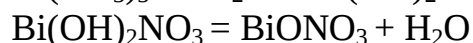
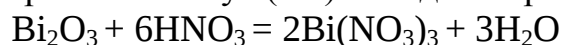
Сулфидлардан оксидларга ва оксидлардан кайтариш учун қўмир ишлатилади:



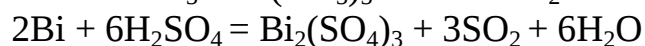
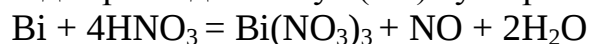
Висмут пушти рангли ялтирок металл. Суюкланиш харорати 271°C . Юкори хароратда оксидга айланади:



Сарик рангли висмут (III) оксиди нитрат кислотада эрийди:

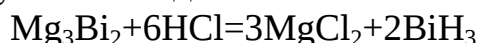


Ҳосил бўлган туз висмутилнитрат дейилади. Висмутнинг нитрат ва сулфат кислотада эришида висмут (III) тузлари ҳосил бўлади:

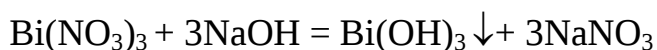


Висмутин (BiH_3) жуда бекарор ҳосил бўлган захоти дарҳол парчаланади.

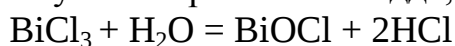
Висмутнинг магний билан котишмасини хлорид кислотада эритиш орқали висмутин олинади.



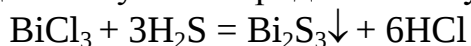
Бу бирикма хона шароитидаёқ парчаланади. Тузларга ишкорлар таъсир эттириб оқ рангли чўкма висмут(III) гидроксиди олинади:



BiCl_3 - кучли гигроскопик модда, гидролизга учрайди:

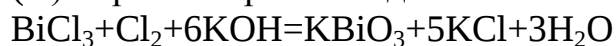


Бунда висмутил хлориди ҳосил бўлади. Bi_2S_3 - қора кўнир рангли чўкма.

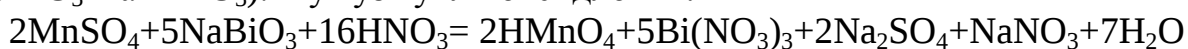


Бу чўкма ишқорий металллар ва аммоний сулфид таъсирида эримайди, ана шу хосса билан Bi_2S_3 мишьяк ва сурмадан фарқ қилади.

Висмут (III) бирикмаларини кучли ишқорий муҳитда оксидлаш орқали висмут (V) бирикмалари олинади:



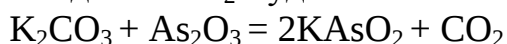
Bi_2O_5 - қизил қора рангли қуқун модда. BiF_5 - қаттиқ модда (суйқл. ҳарорати 151°C , қайн. ҳарорати 230°C), HBiO_3 - кислотанинг тузлари маълум (NaBiO_3 ва KBiO_3). Бу туз кучли оксидловчи:



Висмут (III) бирикмалари тиббиётда ишлатилади. Тоза висмут ядро реакцияларида иссиқлик ўтказувчи модда сифатида қўлланилади.

Висмут - 50%, кўргошин - 25%, калай - 12,5% ва кадмий - 12,5% қотишма 70°C да суюқланиб, ўт ўчиргич пробка сифатида ишлатиши маълум.

Мишьяк, сурма ва висмутнинг тиббиётдаги ўрни. Мишьяк ва унинг бирикмалари жуда захарли моддалар, шунга қарамадан улар тиббиётда ишлатилади. KAsO_2 жуда ҳам осон олинади:



Ҳосил бўлган туз нерв сицемаси жуда бўшашганда, анемия касаллигида ишлатилади. Na_2HAsO_4 0,5% ва 1,0% эритмалар сифатида камқонликда ва невроз касалликларида буюрилади. As_2O_3 невроз ва невралгияда ва тери касалликларида ишлатилади. Шунингдек цоматологияда ҳам кенг қўлланилади. Висмутнинг нитратли тузлари бир неча хил ҳолатда антисептик модда сифатида ошқозон ичак яллиланишида ишлатилиши маълум. Висмут жуда кўп органик бирикмалар таркибига ҳам қиради (ксероформ, дерматол ва бошқалар).

25 - боб. VI А гуруҳ элементлари

VI А гуруҳ элементларини кислород, олтингугурт, селен, теллур ва поллоний ташкил этади. Кислород, олтингугурт, селен, теллур металлмаслар ва поллоний маталл. Бу элементлар ташқи каватида электронлар сони олтита. Уларнинг энг муҳим катталиклари 47-жадвалда келтирилган.

Кислороддан поллонийга қараб ионланиш энергияси қамаяди, атомлар ўлчами ва металл хоссалари ортади. Водородли бирикмаларда ҳамма элементларнинг оксидланиш даражаси -2.

47-жадвал. VI А гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Кислород	Олтингугурт	Селен	Теллур	Поллоний
Атом массаси	15,9994	32,064	78,96	127,60	[210]
Электрон формуласи	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$

Атом радиуси, E^{-} nm	0,136	0,182	0,0,193	0,211	-
Суюкл. харорати, $^{\circ}S$	-218,8	119,3*	217*	449,8***	-
кайн. харорати, $^{\circ}S$	-183,0	444,6	685	990	-
Ионланиш					
энергияси, eV	13,618	10,360	9,752	9,01	8,43
$E \rightarrow E^{+}$	58,0	0,03	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-15}$
Ер пўстлогигаги микдори, mol %					

Бу элементлар ичида кислород энг таркалган элемент хисобланади. Кислород -2 ва +2 оксидланиш даражасини намоён этса, олтингугурт ўзгарувчан оксидланиш даражасига эга.

25.1. Кислород ва унинг хоссалари

Кислород(Оксийгениум). Ер пўцлогига кенг таркалган. У сувни, минераллар, то жинслари, ўсимлик ва тирик организм таркибига киради.

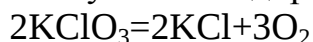
Хавонинг таркиби хажм жихатидан 20,9% (масса жихатидан 23,2%) кислороддан ташкил топган. Хаво таркибида хажм жихатдан 78,2% (масса жихатдан 75,5%) азот, ҳамда колган 1% хажм инерт газлар ва бошка газлардан (CO_2, H_2O) ташкил топган. Кислород элементи табиатда уч хил изотопдан ташкил топган: $^{16}_8O$ (99,769%), $^{17}_8O$ (0,037%), $^{18}_8O$ (0,204%).

Олиниши. Кислороднинг кайнаш харорати ($-183^{\circ}C$), азотникидан ($-195^{\circ}C$) юкори бўлгани учун кислород осон суюкликка айланади ва биринчи галда азот хайдалади. Бу жараёнда ҳам кислород ҳам азот олинади. Саноат микёсида кислород ана шу усулда олинади. Биринчи марта кислород К.Шееле томонидан, сўнгра инглиз Ж. Прицли 1774 йилда симоб оксидидан олган. Хаво таркибида куислород борлигини А. Лавуазе аниклаган ва бу газни кислород деб номлаган. Лабораторияда ва саноатда кислород ишкорларнинг эритмаларини электролиз килиб олинади.

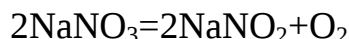
Тоза кислород олиш учун лабораторияда калий перманганат киздирилади:



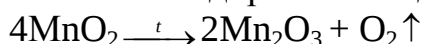
Бертоле тузини киздирилганда парчаланишида ҳам кислород олинади:



Нитратларнинг харорат таъсирида парчаланишида ҳам кислород хосил бўлади:



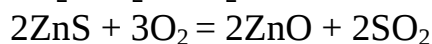
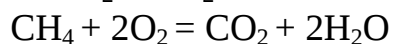
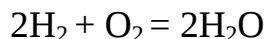
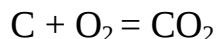
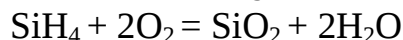
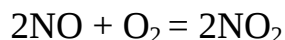
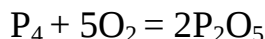
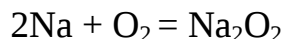
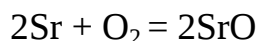
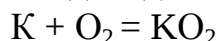
Лабораторияда MnO_2 ни киздириш пайтида ҳам киислород олинади:



Кислотали шароитда калий перманганатга водоро пероксиди таъсир эттирилганда ҳам кислород хосил бўлади:

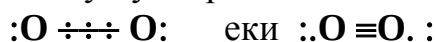
$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5O_2 \uparrow + 8H_2O$ Физик хоссалари. Одатдаги шароитда кислород рангсиз, мазасиз ва хидсиз газ моддадир. кайнаш харорати $-183^{\circ}C$. 100 мл сувда 31 мл кислород эрийди.

Кимёвий хоссалари. Кислород олтин, платина, галогенлар ва инерт газлар билан бирикмайди. Хамма колган элементлар билан таъсирлашиб, уларни оксидлайди.



Кислород факат фтор билан таъсирланишда кайтарувчи, колган хамма холатларда у оксидловчидир. Кўп моддалар кислородда ёнади. Ёниш атроф мухитга ёрулик ва иссиқлик чиқиши билан боради. Тоза кислород иштирокида ёниш янада шиддатли боради.

Кислород икки атомли молекула хосил килади. Кислород молекуласини тузлиши куйидагича тушунтирилади:



Кислород молекулалари орасидаги болар каррали бўлагани учин О-О орасидаги бо О,1207 нм. Шунинг учун молекула анчагина баркарор. Унинг диссотсиланиш энергияси 494 кЖ/мол. Кислород молекуласининг атомларга парчаланиши 2000 °С да сезиларли боради.

Кислороднинг -2 о.д. бирикмалари. Бундай бирикмалар H₂O , оксидлар хисобланади. Оксидларнинг турлари, уларнинг хоссалари аноорганик моддаларнинг синфланишида кўриб чиқилган эди.

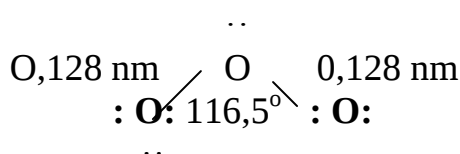
Кислороднинг -1 о.д. бирикмалари. H₂O₂, Na₂O₂ каби бирикмаларда O⁻¹ о.д га эга. KO₂ (K,Na,Cs) га ўхшаш пероксидларда O₂⁻¹ нинг о.д. -1 хисобланади.

Кислороднинг к2 о.д. бирикмалари. Бундай бирикмалар каторига OF₂ киради. OF₂ молекуласи бурчакли тузилишга эга. Жуда кучли оксидловчи, оч сарик рангли газ модда. У фторни ишкорлар билан таъсиридан олинади:
 $2F_2 + 2NaOH = OF_2 + 2NaF + H_2O$

O₂F₂ диоксифторид. кизил рангли осон учувчан суюклик. Суюк хавода оддий моддаларнинг электр разряди оцида таъсирланишидан хосил бўлади. O₂F₂ нинг тузлиши H₂O₂ га ўхшаб кетади.

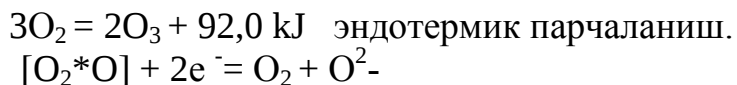
Кислороднинг +4 о.д бирикмалари. Бундай бирикмалар сифатида унинг аллотропик шакл ўзгариши озон олиниши мумкин. Озонга агар куйидагича каралса O⁺⁴O₂⁻².

Озон. Озонни 1785 й. Ван-Марум кузатган. 1840 й. Женбей уни янги элемент деб хисоблаган. Тоза озон 1922 й. немис химики Разенфолд ва Жваб томонидан олинган. Озон хаво рангли, ўзига хос хиди бор газ бўлиб захарли модда. Суюкл. харорати - 251,5°С. кайнаш харорати -112°С ва зичлиги δ = 1,62

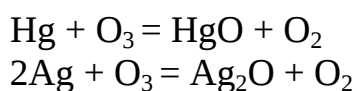


Марказий атом sp^2 гибридланган, ҳамда чап ёки ўнг тарафдан σ ва π бо билан боланган.

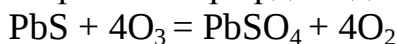
Атмосфера шароитида электр разрядлари таъсирида ҳосил болади. Ер атрофида озон катлами ҳосил қилади:



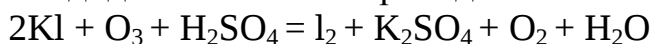
Одатда атомар кислород ҳосил бўладиган жараёнларда озон ҳосил бўлади. Сувга фторнинг таъсир этиши, пероксидларнинг парчаланиши, сувга радиация таъсир эттирилганда ҳамда фотохимёвий жараёнларда озон ҳосил бўлади. Озонаторларда кислородга электр разряди таъсир эттирилганда ҳам озон олинади. Одатдаги шароитда кислород таъсирлашмайдиган металлларни оксидлайди (Hg, Ag):



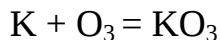
кўргошин сульфид ҳам O_3 таъсирида осон оксидланади. Озон махсус асбоблар озонатор ёрдамида олинади.



Калий ёдид ҳам озон иштирокида кислотали муҳитда осон оксидланади:



Калийга озон таъсир эттирилганда одатда кизил рангли калий озонид ҳосил бўлади:



Озон кўп концентратсияда 10-4 мг/л одам организмига ёмон таъсир қилади. Ундан сувни церилаш учун ишлатилади, чунки у бактерияларни ўлдиради.

25.2. Олтингургурт

Олтингургурт(Сульфур). Табиатда эркин ҳолда учрайди.

Олтингургуртнинг Италия, АҚШ, Япония, Россияда катта конлари бор.

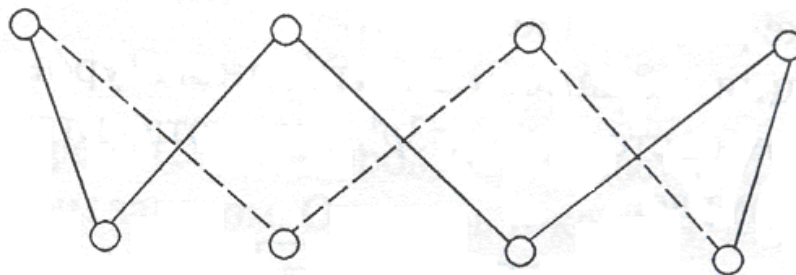
FeS - темир колчедани; ZnS – рух алдамаси; PbS - кўрошин ялтирои; Bi_2S_3 - висмут ялтирои; $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс; $BaSO_4$; $MgSO_4 \cdot 7H_2O$;

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ глаубер тузи кўринишида бирикмалар ҳолида учрайди.

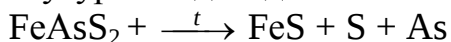
Олтингургурт нефт, тошкўмир, ўсимлик ва ҳайвонлар таркибида бўлади. Олтингургуртнинг бир канча аллотропик шакл ўзгаришлари бор. Одатдаги шароитда мўрт сарик рангли кристаллар ҳосил қилиб, $112,8^\circ C$ да суюкланади, $\delta = 2,07 \text{ g/sm}^3$. Сувда эримайди, лекин CS_2 , бензолда эрийди. Ромбик олтингургурт. $95,6^\circ C$ дан паҳ хароратда барқарор. У октаэдрик ромб ҳолида кристалланади. Моноклиник ёки призматик олтингургурт. $95,6^\circ C$ дан юқори хароратда узун игнасимон кристаллар ҳолида бўлади.

$119^\circ C$ да олтингургурт суюкланади. $160^\circ C$ да жигаррангга киради, $250^\circ C$ дан ошганда унинг ковушқоқлиги камаяди. $400^\circ C$ да ҳаракатчан, $446,6^\circ C$ да қайнатди. Агар олтингургурт кучли қиздириб, кейин бирдан совутилса, идишнинг тубида жигар-сарик юмшоқ олтингургурт ҳосил бўлади, у каучукка

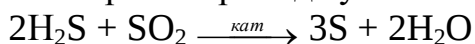
ўхшаб чўзилади. Шундай олтингугурт плачик олтингугурт дейилади. Плачик олтингугуртнинг аморф шакл ўзгариши ҳисобланади. Олтингугурт пац хароратда S_8 холида бўлади. Харорат оширилса унинг молекуляр массаси камаяди. Олтингугурт буларида S_8 , S_6 , ($500^\circ S$), $1000^\circ S$ да S_2 ва $2000^\circ S$ да S холида бўлади. S_8 молекуласи “тож” шаклига ўхшаш кўринишда бўлади:



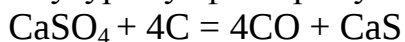
Табиий изотопда масса сонлари: $1632S$ (95,02%), $1633S$ (0,75%), $1634S$ (0,02%). Олиниш усуллари. Америкада Франк усули кўлланилади. $1700^\circ C$ киздирилган сувни труба оркали олтингугуртга берилади. Олтингугуртга теккан иссиқ сув уни суюклантиради ва сикилган хаво билан ер юзасига чиқазилади. Олтингугурт рудаларида ёкиб, киздириб ажратилади. Олинган олтингугурт хайдалади.



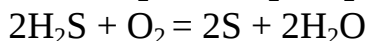
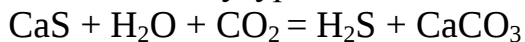
Олтингугуртни газлардан олиш учун H_2C ва CO_2 ни юкори хароратда катализатор иштирокида ўтказилади.



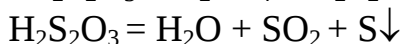
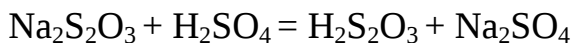
Олтингугурт сульфатларга углерод таъсир эттитилганда ҳам ҳосил бўлади:



Агар сульфидлар гидролизланса, улардан H_2C олиниб, сўнггра уларни ёнишидан олтингугурт олинади:



Тибиёт максадлари учун керак бўладиган олтингугурт натрий тиосульфатдан олинади:

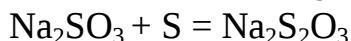
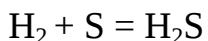
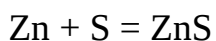


Олтингугуртдан CS_2 , кора порох, гугурт, олтингугуртли бўёқлар, иприт, сульфат кислота ва бошкалар олинади.

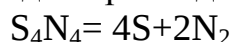
Кимёвий хоссалари. Кучли оксидловчилар билан, ўзининг электронларини бериб қайтарувчанлик хоссасини намоён қилади.



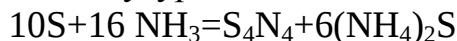
қайтарувчилар билан олтингугурт оксидловчи бўлади:



Олтингугурт азот билан бир неча хил бирикмалар хосил килади: S_4N_4 , S_{15}N_2 , S_{16}N_2 Олтингугурт тетранитрид- сарик крицалл модда, 1780°C да суюкланади. У киздирилганда портлайди:



У суюк холатдаги олтингугурт ва аммиак таъсиридан хосил болади:

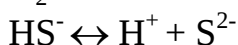
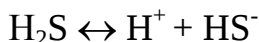


Олтингугурт водородли бирикмалари. H_2S ва X_2C_2 эркин холда жуда бекарор, тузлари маълум MeS ва MeS_2

H_2S -рангсиз, захарли газ, хиди ёкимсиз, палада тухум хиди келади. кайнаш харорати- $60,3^\circ\text{C}$, суюкл. харорати $-85,5^\circ\text{C}$.

Юкори хароратда парчаланади: $\text{H}_2\text{S} = \text{H}_2 + \text{S}$

Сувда яхши эрийди. 3 хажм сувда 1 хажм водород сульфид эрийди. Кучсиз икки асосли кислота ($K_1=6 \cdot 10^{-8}$; $K_2=10^{-14}$).



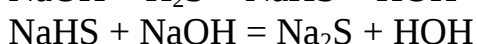
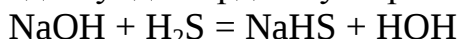
Сульфид кислотанинг тузлари сульфидлар дейилади. Таркибида Na , K , NH_4 ионлари тутган сульфидлар сувда эрийди. Оир металлларнинг сульфидлари сувда эримади. Сульфид кислотанинг тузлари-сульфидлар сувда эримади.

Ишкорий металллар тузлари ва аммоний сульфид эрийди. Сульфидларнинг характерли хоссаларидан бири уларнинг рангли бўлишидир.

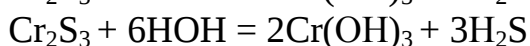
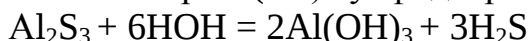
Ишкорий ва ишкорий-ер металлари тузлари рангсиз, оир металл тузлари хар хил рангга бўялган. FeS , CoS , NiS , Ag_2S , PbS , Bi_2S_3 тузлари кўнир-кора рангли, ZnS ва CaS ок рангли, CdS , SnS , As_2S_3 сарик рангли, MnS тери рангли, Sb_2S_3 жигар рангли бўлади.

Бундан аналитик кимёда қўлланилади, яъни катионлар шу асосда бир-биридан ажратилади. Иссикка нисбатан сульфидлар бекарор, киздирилганда улар эркин олтингугурт хосил қилиб парчаланади. CuS (кора рангли) сувда ҳам сўлтирилган кислоталарда ҳам эримади. FeS (кора рангли) сувда эримади, лекин кислоталарда эрийди. HgS (кора) -конс. нитрат кислотада ҳам эримади. Кўп сульфидлар конс. хлорид кислотада эрийди. PbS , ZnS , CuS бўлса нитрат кислотада эрийди. HgS зар сувида эриши аникланган. Сульфидлар орасида ўзгарувчан таркибли бирикмалар ҳам учрайди. Масалан, $\text{FeS}_{1,01}$ дан бошлаб $\text{FeS}_{1,14}$ гача.

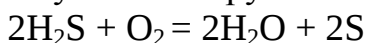
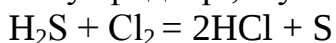
Na_2S , CaS ва BaS теридан тукларни йўқотиш учун ишлатилади. ZnS -люминофор бўёқлар олишда ишлатилади. Сульфидлар осон гидролизга учрайди. Бунда нордон тузлар хосил бўлади:

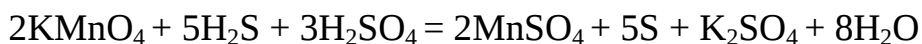


Алюминий ва хром (III) сульфидлари сувда осон кайтмас гидролизга учрайди:

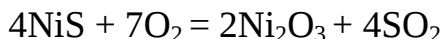
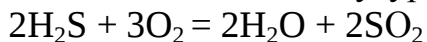


Хамма сульфидлар, шунингдек X_2C -кучли кайтарувчи:

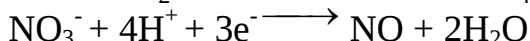
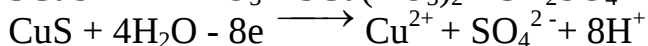
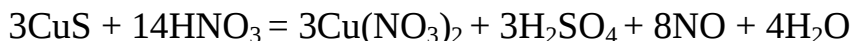
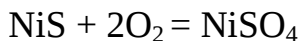




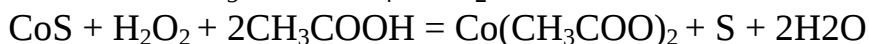
курук H_2S ёнганда олтингугурт (IV) ва сув ҳосил бўлади:



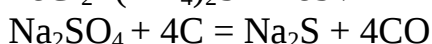
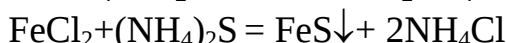
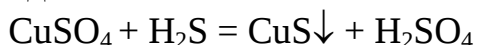
Жуда кучли оксидловчилар иштирокида сульфидлар сульфатларгача оксидланади:



Кислотали муҳитда KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 сульфидларни S^{2-} ёки SO_4^{2-} гача оксидлайди:



Тузларга H_2S ёки унинг тузларини таъсир эттириш орқали сульфидлар олинади:

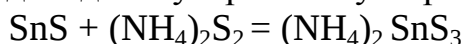


Персульфидлар. Булар H_2S_2 кислотанинг тузлари, умумий формуласи $(\text{H}_2\text{S})_n$, бу ерда $n=2,3,4,\dots,9$. Me_2S_n . $n=2$ дан 23 гача бўлиши мумкин.

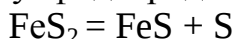
Ишкорий ва ишкорий ер металлариинг персульфидлари, аммонийли тузлари, пиритлар катта аҳамиятга эга.

Персульфидлар - ҳам оксидловчилар ва ҳам кайтарувчилардир..

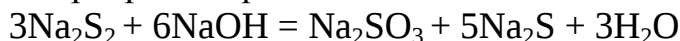
$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ III валентли сурма ва мишьякни Y валентли бирикмаларгача оксидлайди ва уларнинг тузларини ҳосил қилади:



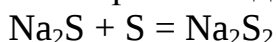
Персульфидлар диспропорцияланиш реакциясига киришади:



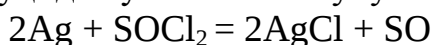
Улар ишкорлар таъсирида ҳам оксидловчи ва ҳам кайтарувчи бўла олади:



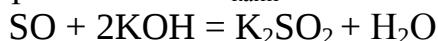
Ишкорий металлларнинг персульфидлари сульфидларни, гидроксидларни ва карбонатларини киздириб олинади:



S^{2+} - бирикмалари. 1928 йил Галл SO оксидини тионил хлорид буини Mg ёки Ag уцидан ўтказиб 80% унум билан ажратиб олган.

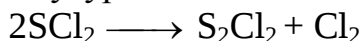


SO - рангсиз газ. $T_{\text{қайн}} = -120^\circ\text{C}$.



$\text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H}$ сулфанил кислота дейилади ва у кучли кайтарувчи.

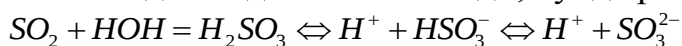
Олтингугуртнинг галогенли бирикмалари бекарор бирикмалардир.



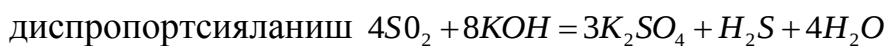
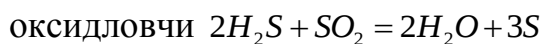
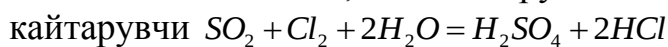
SCl_2 - тўқ кизил рангли суюклик.

S^{+4} бирикмалари. SO_2 - рангсиз, ўзига хос ўткир хидга эга бўлган газ модда.

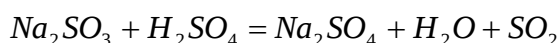
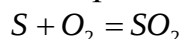
-10°C да конденсацияланади, бунда рангсиз суюклик ҳосил бўлади.



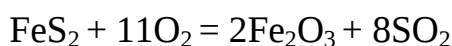
SO_2 - ҳам оксидловчи, ҳам кайтарувчи:



Олиниши. Олтингугуртни кислородда ёнишида ва сульфитларга кучли кислоталар таъсиридан ҳосил бўлади:

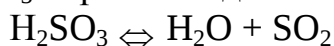


Техникада ҳаво иштирокида олтингугуртли рудаларни ёкиб олинади:
 FeS_2 , ZnS , PbS , Cu_2S

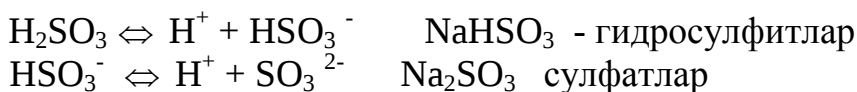
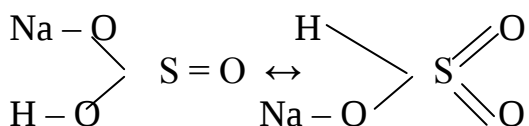
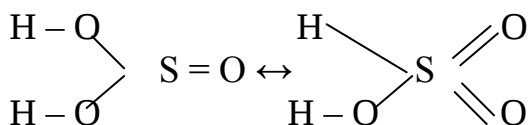


SO_2 - органик бўёқларни рангсизлантириш учун ишлатилади. Медисинада дезинфекцияловчи модда сифатида, сульфат кислота олиш учун ишлатилади.

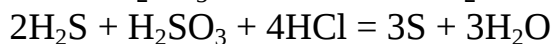
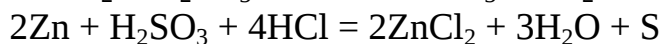
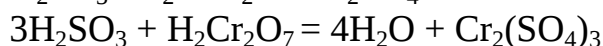
H_2SO_3 - эркин ҳолда мавжуд эмас, суюлтирилган эритмаларда мавжуд.



2 та таутомер ҳолда мавжуд:

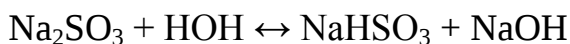


H_2SO_3 ва унинг тузлари ҳам оксидловчилик, ҳам кайтарувчилик хоссасига эга.



Ишқорий металллар сульфитларидан бошқа сульфитлар сувда эримайди.

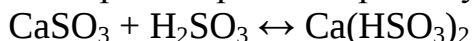
Сульфитлар гидролизга учрайди:



Сульфитларга кучли кислоталар таъсирида CO_2 ҳосил бўлади:

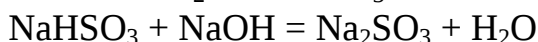
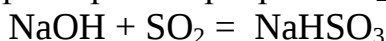


Кислоталар таъсиридан нордон тузлар олинади:

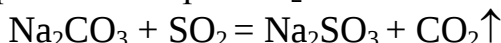


Сульфитлар жуда осон комплекс бирикмалар ҳосил қилади $[\text{Me}(\text{SO}_3)_2]$; $\text{Na}_6[\text{Me}(\text{SO}_3)_4]$; $\text{Na}_3[\text{Me}(\text{SO}_3)_4]$; $\text{Na}_3[\text{Me}(\text{SO}_3)_2]$; $\text{Na}_5[\text{Me}(\text{SO}_3)_4]$.

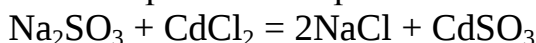
Сульфитлар ишқорларга SO_2 таъсир эттириш оркали:



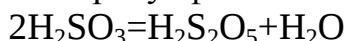
Улар карбонатларга SO_2 газини таъсир эттириш оркали ҳам олиниши мумкин:



Алмашиниш реакцияси оркали:

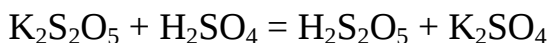
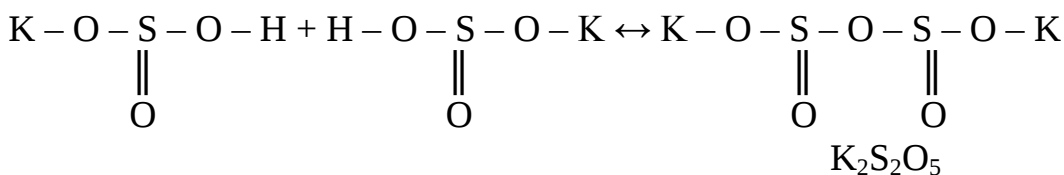


Пиросульфит кислотасининг тузлари. Агар сульфит кислотасидан сув тортиб олинса пиросульфитлат ҳосил бўлади:

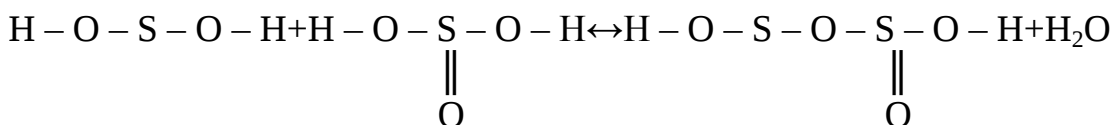


$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ таркибли кислота эркин ҳолда мавжуд эмас, лекин унинг тузлари бор.

Пиросульфатлар гидросульфитлардан сувни тортиб олиш оркали олинади:



Тион кислоталар- $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$. Сулфанил ва сульфит кислоталарининг ўзаро таъсиридан тион кислоталари, масалан, дитион кислотаси ҳосил бўлади:

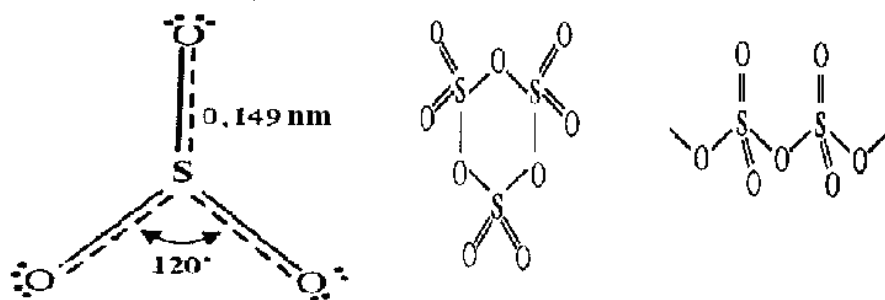


Дитион ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$) кислота ҳам эркин ҳолда олинмаган, лекин тузлар ҳолида учрайди: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ -натрий дитионат.

Ск6 бирикмалари. Бундай о.д га эга бўлган бирикмалар SO_3 , SF_6 , SO_2Cl_2 ва сульфатлар қиради.

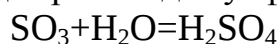
SO_3 булари йирилганда суюқ ҳолдаги учувчан модда олинади (қайн. ҳарорати $44,8^\circ\text{C}$). Бу бирикма тримерлардан ташкил топган $(\text{SO}_3)_3$.

Агар суюқлик совитилса $16,8^\circ\text{C}$ ларда қотиб тиник масса ҳосил қилади. У музга ўхшаш ва асбецсимон полимер тузилишига эга бўлган бирикма ҳосил қилади.

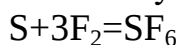


47-расм. SO_3 молекулалари мономер, димер ва тример ҳолатидаги тузилши.

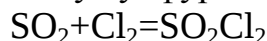
Сулфат ангидрид сувда эриганида сулфат кислота ҳосил болади:



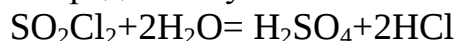
SF_6 -рангсиз газ, у босим оцида $-50,5^\circ\text{C}$ да суюкликка айланади. У кислородда ҳам водородда ҳам ёнмайди ва унга сув таъсир этмайди. SF_6 кимёвий жихатдан жуда инерт. Бунинг сабаби марказий атомнинг координатсион тўйинганлиги ва SF_6 нинг ионланиш энергияси киймати жуда юкорилиги билан тушунтирилади. Олтингугуртни бевосита фтор билан таъсиридан ҳосил бўлади:



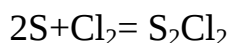
Сулфид ангидридга катализатор иштирокида тўридан тўри хлор таъсир эттирилганда у сулфурил хлоридга айланади:



Сулфурил хлораднинг сув билан таъсиридан сулфат кислота ҳосил бўлади:

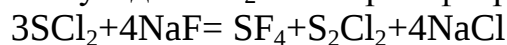


Олтингугуртнинг галогенли бирикмалари. Олтингугурт дихлорид - S_2Cl_2 кизил рангли суюклик (суюкл. ҳарорати -80°C , кайн. ҳарорати $+59^\circ\text{C}$). ковок рангли ёкимсиз хидга эга. S_2Cl_2 ўзида олтингугуртни эритади ва у каучукни вулканлашда ишлатилади. Олтингугурт уцидан курук хлор ўтказиш оркали олинади:



Бундан ташкари олтингугурт тетрахлорид ҳам бор (S_2Cl_4). Суюк модда, унинг суюкл. ҳарорати -30°C гат энг.

Олтингугуртнинг фторли бирикмаларидан S_2F_2 рангсиз газ модда. -35°C да суюкликка айланади. Олтингугурт тетра фторид - SF_4 рангсиз газ бўлиб, $-40,4^\circ\text{C}$ да суюкликка ўтади. S_2Cl_2 га натрий фториди таъсиридан олинади:



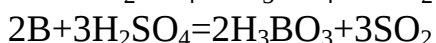
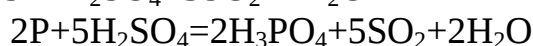
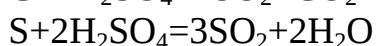
Олтингугуртнинг бром билан факат биргина бирикмаси олтингугурт монобромиди (S_2Br_2) мавжуд. S_2Br_2 кўнир рангли суюклик -46°C да котади.

25.3. Сулфат кислотаси ва унинг хоссалари

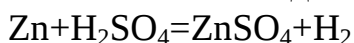
Хоссалари. Сувсиз H_2SO_4 рангсиз мойсимон суюклик, $10,3^\circ\text{C}$ да кристаллар ҳосил қилади. Конс. кислота таркибида 98 % кислота бор. Бу кислота ўз таркибига сувни шиддат билан тортади, шунинг учун у қурутувчи сифатида кенг қўлланилади. Олиниши. Сулфат кислота икки хил усулда нитроза ва контакт усулда олинади. Сулфат кислота олишда асосий хом ашё пирит (FeS), метал сульфидлари, олтингугурт ҳисобланади. Бу моддаларнинг ёниши натижасида SO_2 ҳосил бўлади. Агар SO_2 ни SO_3 га айлантиришда азот оксидлари (NO_2) ишлатилса сулфат кислота олишнинг бу усули нитроза усули дейилади:



Ҳосил бўлган оксиднинг кислород билан таъсиридан яна NO_2 ҳосил болади. SO_3 сулфат кислота эритмасига юттирилиб, дацлаб олеум ($\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$) кейин керакли концентрасияли сулфат кислота олинади. Одатда нитроза усулда олинган сулфат кислота концентрасияси 80 % гача бўлиб асосан минерал ўитлар олиш учун сарфланади. Ҳозирги пайтда кўпроқ контакт усули ишлатилади. Бу усулда катализатор сифатида V_2O_5 ёки Pt қўлланилади. Бу усулда реаксион аралашмадан фосфор, мишяк бирикмалари ва бошқа катализаторни захарлайдиган моддалардан тозалаш шарт ҳисобланади. Аралашмада кислород микдорининг ортирилиши ва жараёни 450°S да олиб боориш орқали реакция унуми 95-97 % га этказилади. Бу усулда ҳам ҳосил бўлган SO_3 олеумга юттирилади. Хоссалари. Конс. сулфат кислота жуда кучли оксидловчидир. У кўп қайтарувчиларни осон оксидлайди. Айниқса металлмасларни юкори оксидларигача, ёки кислоталаригача оксидлайди:

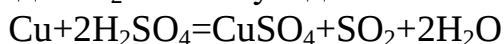


Сулфат кислотанинг металллар билан таъсиридан ҳар хил маҳсулотлар ҳосил бўлади. Суюлтирилган сулфат кислота актив металллар (Zn , Mg , Fe , Al) билан водород газини ҳосил қилади:

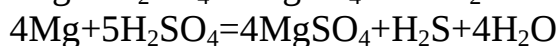
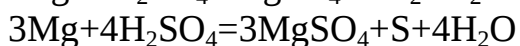


Активлик каторида водороддан кейин турадиган металллар (Cu , Hg , Ag , Au , Pt) суюлтирилган сулфат кислота билан таъсирлашмайди.

Консентрланган сулфат кислота (98% ва ундан юкори) Fe , Cr , Al , Au ва Pt билан таъсирласмайди. Активлиги кам бўлган металллар (Cu , Hg , Ag) билан таъсирлашганда SO_2 ҳосил бўлади:



Консентрланган сулфат кислотанинг актив металллар (Mg , Zn , Ca) билан таъсиридан қайтарилиш маҳсулотлари CO_2 , C ва X_2C бўлиши мумкин.



Сулфат кислота икки хил тузлар: ўрта ва нордон тузлар ҳосил қилади ($K_1=1\cdot 10^3$; $K_2=1,2\cdot 10^{-2}$). Сулфат кислотанинг эримайдиган тузларига BaSO_4 , PbSO_4 , SrSO_4 қиради. CaSO_4 ёмон эрийдиган тузлардан ҳисобланади.

Сулфат кислота кимёвий саноатнинг турли маҳсулотларини олишда жуда керак. Ундан фойдаланган ҳолда бошқа кислоталар (HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH ва бошқалар), тузлар, ўитлар, бўёқлар олинади.

Сулфат кислотанинг энг муҳим тузлари. Натрий сульфати- Na_2SO_4 . Сувдаги эритмалардан $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ҳосил қилиб қрицалланади. Шундай туз Глаубер тузи дейилади. Шиша тайёрлашда, сода олишда ишлатилади. Тиббиётда сурғи сифатида тавсия этилган.

Магний сульфати - MgSO_4 Денгиз сувида учрайди .кон босимини тушурувчи модда сифатида тиббиётда ишлатилади.

Калсий сульфати - CaSO_4 . Табиатда кўп микдорда $\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - гипс ҳолатида учрайди. $150-170^\circ\text{C}$ гача қиздирилганда 1,5 молекула сувини йўқотиб, алебастр- $\text{CaSO}_4\cdot 0,5\cdot \text{H}_2\text{O}$ ҳосил қилади. Сув билан қорилганда тезда яна $\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ҳосил қилиб қотади.

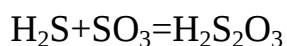
Ана шу хоссасидан фойдаланиб қурилишда қуйма буюмлар тайёрланади. Жаррохликда ундан синган жойларни ушлаб туриш учун доқа билан бирга болаб қўйилади. Мис купороси- $\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Кўк қрицалл модда сувда эрийди. Мис ва унинг бирикмаларини олишда, минерал бўёқлар тайёрлашда ишлатилади. қишлоқ хўжалигида ўсимликларни қамбурули қасалликларидан қимоялашда қенг қўлланилади. BaSO_4 -амалда сувда эримайдиган модда. Рентген-контраст модда сифатида ишлатилади.

Қваслар. Сулфат кислотанинг қўш тузлари ҳисобланади, масалан, қалий алюминийли ақиктош- $\text{K}_2\text{SO}_4\cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ёқи қискартитирилган ҳолатда $\text{KAl}(\text{CO}_4)_2\cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Бу туз тиббиётда қон тўхтатувчи модда сифатида тавсия этилган.

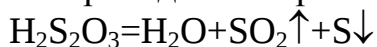
25.4.Олтингугуртнинг мураккаб кислоталари

Тиосулфат кислота. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ - тиосулфат кислота деб қуритилади. Бундай тарқибли кислота эркин ҳолда қавжуд эмас. Лекин унинг тузлари - тиосулфатлар барқарор моддалардир.

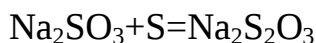
Натрий тиосулфат - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ тиосулфат кислотанинг тузидир. Агар - 78°C да водород сульфид ва сулфат ангидрид таъсир эттирилса $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ҳосил бўлади:

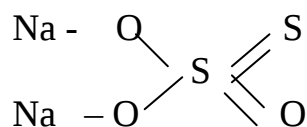


Тиосулфат кислота одатдаги шароитда тез парқаланади у беқарор модда:

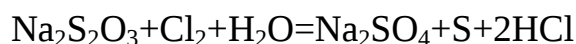


Одатда тиосулфатлар натрий сульфитига олтингугурт қўшиб суюқлантириш орқали олинади:

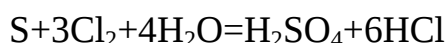




$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ионида олтингугуртлардан бирининг оксидланиш даражаси -2 га тенг. Натрий тиосульфатининг хлор билан таъсирида сульфатлар ҳосил бўлади, шунинг учун у “антихлор” номини олган хлор таъсирини йўқотиш учун ишлатилади:



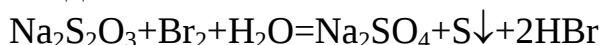
Ҳосил бўлган олтингугурт хлор таъсирида сульфат кислотагача ёки унинг тузларигача оксидланади:



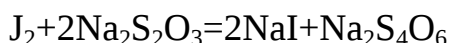
Охирги маҳсулот таркиби куйидагича бўлади:



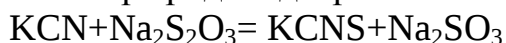
Агар тиосульфатларга бромли сув таъсир эттирилса, олтингугурт чўкмаси ҳосил бўлиши кузатилади:



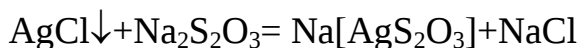
Тиосульфат кислотанинг тузлари иод таъсирида тетратионатларга айланади:



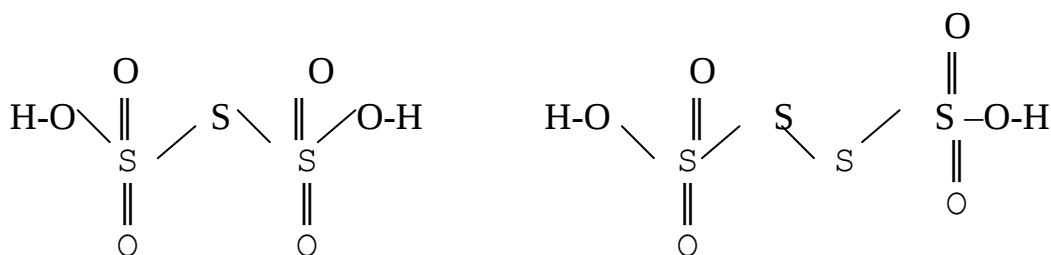
Натрий тиосульфат фотографияда фиксаж сифатида ишлатилади. Ундан аналитик кимёда ёдометриктаҳлилда кенг қўлланилади. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ - галогенлар, сианидлар билан захарланганда, шунингдек As, Pb, Hg бирикмаларининг таъсирини йўқотиш учун ишлатилади. Бундан ташқари $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ аллергия ва асаб касалликларида ҳам тавсия этилади. Тиосульфатларни сианидлар таъсирини йўқотиши уларнинг таъсирида сианидларнинг безара роданидларга айланишидир:



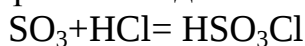
Тиосульфатлар жуда осон комплекс бирикмалар ҳосил қилиш хоссасига эга:



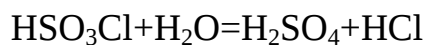
Тион кислоталар. Юқоридаги натрий тетратионат тион кислотанинг тузидир. Умумий формуласи $\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$ бўлган кислоталар политион кислоталар ($n=3,4,5,6,7,20$ гача) дейилади. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$, дитион, $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ - тетратион, $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ пентатион ва хоказо:



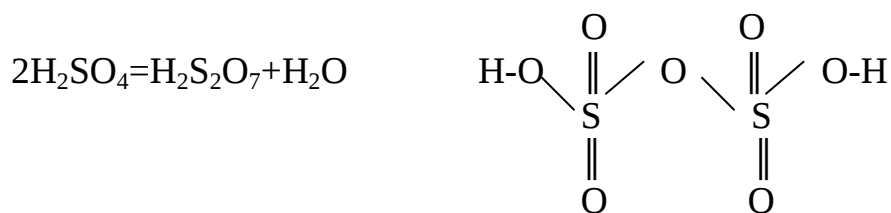
Хлорсулфон кислота $\text{HSO}_3\text{-Cl}$ сульфат кислотанинг чала хлорангидриди бўлиб, SO_3 га HCl таъсир эттириб олинади:



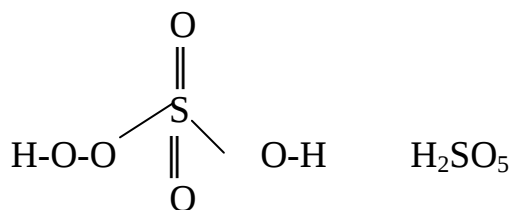
Хлорсулфон кислота осон гидролизга учрайди ва сульфат кислотага айланади:



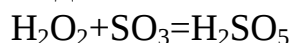
Пиросульфат кислота $\text{-H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ сульфат кислотадан сув ажралиб чиқишидан ҳосил бўлган маҳсулотдир:



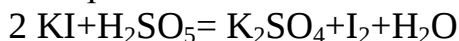
Монопероксисульфат кислота - **HOOSO_3H** водород пероксиддаги водороднинг бир қисми сулфогурухга алмашинганда ҳосил бўлган маҳсулотдир. У қуйидагича тузулиш формуласига эга:



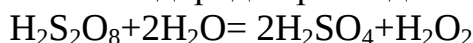
H_2SO_5 олтингугурт(ҲI) оксидининг сувсиз H_2O_2 да эришидан ҳосил бўлади ва Каро кислотаси ҳам деб юритилади:



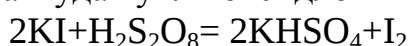
H_2SO_5 кристал модда (суюқл. ҳарорати 45°C). Оксидловчилик хоссалари яққол ифодаланган кучли кислоталардан:



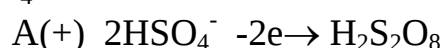
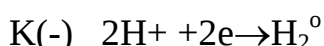
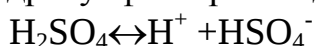
Бипероксисульфат кислота - **$\text{HSO}_3\text{-O-O-SO}_3\text{H}$** . Водород пероксиддаги иккала водороднинг сулфогурухга алмашинишидан ҳосил бўлган маҳсулотдир. Эмпирик формуласи $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ бўлган кристалл модда. Сувда эриганида сульфат кислота ва водород пероксидини ҳосил қилади:



Бипероксисульфат кислота жуда кучли оксидловчи ҳисобланади:



Саноат микёсида $\text{X}_2\text{C}_2\text{O}_8$ ва унинг тузлари X_2CO_4 нинг 50 % ли эритмаларини ёки гидросульфатларни гидролизлаб олинади:



$\text{X}_2\text{C}_2\text{O}_8$ дан водород пероксиди олиш учун ишлатилади.

25.5. Селен, теллур ва поллоний

Se, Te ва Po нинг электрон тузилиши бир-бирига ўхшайди. Бу гуруҳни селен гуруҳчаси деб юритилади. Бу гуруҳча элементларининг атом тузилиши олтингугуртга ўхшаб -2, +2, +4 ва кб га тенг. Бу гуруҳдаги Po металл хоссаларига эга ва металл кристал панжара ҳосил қилади.

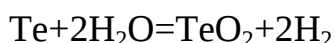
Селен бўлса кул ранг селен ҳосил қилади ва уни кристаллари полимер тузилишга эга. қизил селен бўлса Se_8 сиклик тузлиш мосдир.

Теллурнинг полимер модофикасиясида селен атомлари ўзаро зигзагсимон боланган. Гексагонал ҳолатда ок, кумушсимон металлга ўхшаш кристалл тузилишга эга. Селен ва теллур ярим ўтказгичлар бўлиб, ёрулик тушганида селеннинг электр ўтказувчанлиги минглаб марта ортади. Поллоний ташки қўринишига кўра қўрошинга ўхшаб кетади.

Селеннинг олти та изотопи маълум. Улардан энг кўп тарқалгани $^{80}_{34}\text{Se}$ (79,9%). Теллурнинг табиатда саккиз та изотопи учрайди. Улардан $^{130}_{52}\text{Te}$ (34,5%) ахамиятга эга.

Кислороддан поллонийга қараб оксидловчилик хоссаси камайиб, қайтарувчанлик хоссаси ортиб боради.

Селен сув билан таъсирлашмайди, лекин теллур 160°C ларда TeO_2 га айланади:



Селен ва теллур кислоталар таъсирида H_2EO_4 формулали кислоталар ҳосил қилса, теллур тузларни ҳосил қилади:



H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2Po каторида молекула барқарорлиги камайиб, кислоталарниг кучи ортиб боради. Шу каторда қайтарувчилик хоссалар ортади. H_2Po олинган захоти оз-озидан парчаланади. Бу бирикмаларнинг хоссалари 48-жадвалда келтирилган.

48-жадвал. Селен гуруҳчаси элементларининг водородли бирикмаларининг хоссалари

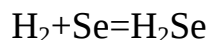
Бирикмалар	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
қайн. ҳарорати, °С	100	-60,4	-41,4	-2
Е-Н боининг узунлиги, nm	0,096	0,133	0,146	0,169
K_1 сувдаги эритмада	$1,8 \cdot 10^{-16}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$

Селен (Селениум). Олтингугурт бирикмалари билан бирга учрайди. Ҳавода ёнганида SeO_2 ҳосил бўлади. SeO_2 (бул. ҳарорати 315 °С).

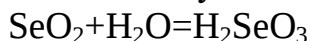
Селен хлорид ва суюлтирилган сульфат кислотада эримайди. Концентрацияланган сульфат кислота таъсирида яшил рангли SeSO_4 ҳосил бўлади:



Водород билан селеннинг таъсирлашувида H_2Se ҳосил бўлади:

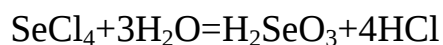


Унинг кислоталик хоссалари TeO_2 ва PoO_2 дан кучлироқ. Сувда яхши эрийди. Бунда селенит кислотаси ҳосил бўлади:



H_2SeO_3 эркин ҳолда ажратиб олинган. H_2SeO_3 каттик модда, лекин осон сувини йўқотади.

SeCl_4 - каттик моддалардир (суюкл. ҳарорати $100-350^\circ\text{C}$). Сув таъсирида осон гидролизланади ва селенит кислотасини ҳосил қилади:

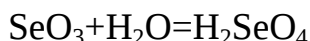


SeF_6 (газ модда бугл. ҳарорати $-46,6^\circ\text{C}$).

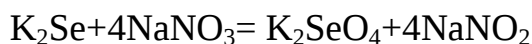
Селен олтингугуртга ўхшаш диспропорцияланиш реакциясига киришади:



SeO_3 ок рангли шишасимон каттик модда (суюкл. ҳарорати $118,5^\circ\text{C}$). Сув билан осон таъсирлашади ва селенат кислотани ҳосил қилади:



Селенат кислотанинг тузлари селенидларларга кучли кислоталар таъсир этиб олинади:



Селенат кислота ок рангли кристалл модда (суюкл. ҳарорати $62,4^\circ\text{C}$). Унинг сувли еритмаси кучли кислота ($K_1 = 1,2 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$). Селенат кислотанинг барийли ва кўрошинли тузлари эримайди.

Селен учун куйидаги анион комплекслар ўринли: $\text{K}[\text{SeF}_5]$, $\text{K}_2[\text{SeF}_6]$.

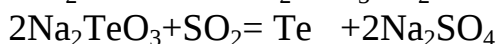
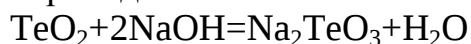
Теллур (Теллуриум). Теллур, кўпинча, олтингугурт ва селен бирикмаларига аралашган ҳолда учрайди.

Кумуш теллурид (гессит) - Ag_2Te , олтин теллурид (клаверит) - Au_2Te , силванит - AgAuTe_4 теллурнинг табиий бирикмалари ҳисобланади.

Табиатда турун радиоактив изотоплари атом массаси 210-218 оралигида бўлади. Уларнинг ичида энг туруни $^{210}_{84}\text{Po}$ (ярим эмирилиш даври 138,8 сутка).

Оддий ҳолатда тўқ кул ранг кукун ҳолатда ва кумушсимон ок кристаллар ҳосил қилади. Теллур жуда мўрт моддadir.

Аввало рудалардан TeO_2 га ўтказилиб, унга ишкорлар сўнггра SO_2 таъсир эттирилади:

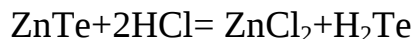


Теллур ёнганда TeO_2 га айланади. Теллур ишкорларда осон эрийди ва теллуридлар ва

теллуридлар ҳосил қилади:



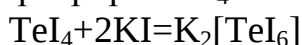
H_2Te рух теллуридига кучли кислоталар, масалан, HCl таъсир эттириш орқали олинади:



H_2Te қўлланса хидли газ модда (кайн. ҳарорати $-1,8^\circ\text{C}$). Теллуридлар ярим ўтказгичлар ҳисобланади Bi_2Te_3 термобатареялар тайёрлашда ишлатилади.

TeO_2 рангсиз кристалл модда, сувда оз эрийди. H_2TeO_3 бекарор ва кучсиз кислота. H_2TeO_3 таркибида $2\text{H}_2\text{O}$ тутган ҳолда ортотеллурут кислота H_6TeO_6 ни ҳосил қилади. Бу кислотанинг тузлари Ag_6TeO_6 таркибга эга.

TeCl_2 ва TeI_2 анча барқарор. TeI_4 анионли комплекслар ҳосил қилади:



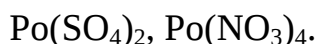
H_6TeO_6 кислотада сув ажралганида теллурут кислота ҳосил бўлади H_2TeO_4 .

TeO_3 сувда эримайди, лекин ишқорларда эрийди. Теллурут кислота кучсиз кислота ($K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$, $K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$).

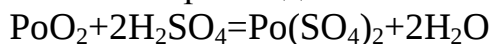
Теллур котишмаларга қўшилади. Ундан ярим ўтказгичлар тайёрланади.

Поллоний (Поллониум). Ок кумуш ранг метал (суюкл. ҳарорати 254°C). Металлар билан поллонидлар ҳосил бўлиб: Na_2Po , PbPo , HgPo бирикмалари маълум.

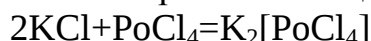
PoCl_2 ҳоссалари бўйича тузларга ўхшайди. Po(IV) бирикмалари ҳам тузларга ўхшайди:



PoO_2 да кислоталик ҳоссалар кучсиз. PoO_2 кислоталар билан асосли оксидга ўхшаб таъсирлашади:



PoCl_4 жуда осон анион комплекслар ҳосил қилади:



Селен ўзгарувчан токни ўзгармас токка айлантирувчи асбобларда ишлатилади. У шиша ишлаб чиқаришда кенг қўлланилади. Теллур кўрошин таркибига қўшилганда кўрошиннинг механик ҳоссалари ва коррозияга чидамлилиги ортади. $\text{Po } \alpha$ - заррачалар олишнинг арзон манбаи ҳисобланади.

25.6. YI А гуруҳ элементларининг тиббиётдаги аҳамияти

Кислороднинг биологик аҳамияти ниҳоятда каттадир. Кислород тирик организмлардаги биокимёвий жихатдан муҳим бўлган моддалар таркибига қиради (оксиллар, ёлар, углеводлар, сув, нуклеин кислоталар ва бошқалар).

Барча ўсимлик ва ҳайвонлар кислород билан нафас олади. Тирик организмдан кислород углеводлар, йўлар ва бошқа органик моддаларни

оксидлайди. Бунда ажралиб чиккан энергия барча хаётий жараёнларни таъминлайди(биокимёвий синтез, мускулларнинг иши, ҳаракат ва бошқалар.

Кислород организм таркибий қисмининг 64,4 % ини ташкил этади. Тинч ҳолатда одам организми ҳар дақиқада 0,264 л кислород ищёмол қилади.

Организмда кислород етишмаслиги билан болик бўлган бир қанча касалликларда даволовчи восита сифатида ишлатилади. Нафас олиш йўллари, юрак қон -томир тизими касаликларида ҳамда ис қазни, сианидлар билан захарланганда кислород ишлатилади. Одатда 95% кислород ва 5% углерод (IY) оксиди бўлган аралашма- карбоген қўлланилади.

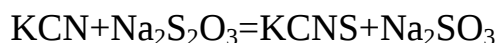
Кислороднинг аллотропик шакл ўзгариши бўлган озон қучли оксидловчи бўлганлиги сабабли сувни, ҳавони дезинфекция қилишда ишлатилади ва бунда у сувдаги микробларни ўлдиради. Олтингугуртнинг қиши танасидаги умумий микдори 140 г атрофида бўлиб, унда организмнинг қундалиқ эҳтиёжи 1 г ни ташкил этади. Олтингугурт қўпгина органик моддаларнинг, жумладан оксил, аминкислоталар(сицеин, сицин, метионин) гормонлар(инсулин), витамин (B) таркибига қиради.

Таркибида олтингугурт тутган баъзи аминокислоталар тирик организмда водородни ташиш вазифасининг бажаради.

Сицеин, сицин ва таркибида –SH, -S-S- гуруҳини тутган бошқа моддалар организмни радиацион нурувланишдан ҳимоя қилади. Шунинг учун улар нуру касаллигини даволашда тавсия этилади.

Олтингугурт қадимдан дори моддаси сифатида ишлатилиб келинган. Олтингугуртнинг териға таъсири натижасида сульфидлар ва пентатион қислота ($H_2S_5O_6$) ҳосил қилади. Улар микробларни ўлдириш хусусиятиға эға. Олтингугурт ичилганда 10-40% атрофида водород сульфидға ва сульфидларға айланади. Улар ични юмшатади. Бу мақсадларда тозаланган ва қўқтирилган олтингугурт ишлатилади. Таркибида олтингугурт бўлган қўпгина тузлар дори моддаси сифатида қўлланилади.

$Na_2S_2O_3$ - натрий тиосульфат галогенлар, сианидлар билан захарланганда, шунингдек, As, Pb, Hg бирикмалари билан захарланишда ишлатилади. $Na_2S_2O_3$ галогенлар захарсиз тузларға, сианидлар эса роданидларға айланади:



As, Pb, Hg захарсиз сульфидлар ҳосил қилиб организмдан чиқиб кетади. Бундан ташқари, $Na_2S_2O_3$ аллергия, асаб касалликларида ҳам қўлланилади. $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ натрий сульфати кристаллогидрати сурғи сифатида ҳамда қўрошин ва барий бирикмалари билан захарланганда ишлатилади.

Таркибида олтингугурт тутган органик бирикмалардан сульфаниламидлар (этазол, норсульфазол ва бошқалар) тиббиётда қенг қўлланилади.

Селен- қатта биологик аҳамиятға эға. Селеннинг организмни ҳимояланиш қобилиятиға ҳамда ферментатив реакцияларға қатта таъсир қилиши аниқланган. Одам, ҳайвон ва қушларнинг қўз пардасида оз микдорда

селен бўлади. Кўриш кобилиятининг ўткирлиги билан ажралиб турувчи бургутларнинг кўз пардасида селеннинг микдори одамникидан юз марта кўп. Шунинг учун селен “кўриш элементи” деб аталади.

Хозирги пайтда тиббиётда таркибида селен тутган органик моддалар дори модда сифатида кенг қўлланилмоқда.

26-боб. VII А гуруҳ элементларининг умумий тавсифи

Фтор, хлор, бром, ёд ва ацат галогенларга тегишли. Галоген сўзи “туз тудирувчи” деган маънони беради. Бу элементлар п- элементларга кириб улар туз ҳосил қилишга мойил. Бу элементлар ташки каватида эттитадан электрон бор. Галогенлар ns^2np^5 электрон формулага эга бўлиб, ташки каватдаги этти электроннинг икkitаси s- ва бештаси p - орбиталларда жойлашган. Галогенлар учун тегишли энг асосий катталиклар 49- жадвалда келтирилган.

49-жадвал. VII А гуруҳ элементларининг энг асосий катталиклари

Асосий катталиклар	Фтор	Хлор	Бром	Ёд	Ацат
Атом массаси	18,998	35,453	79,904	126,904	209,98
Электрон формуласи	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Атом радиуси, nm	0,071	0,099	0,114	0,133	-
E^- ион радиуси, nm	0,133	0,181	0,196	0,220	0,23
Суюкл. ҳарорати, °S	-219,6	-101,0	-7,3	113,6	227
қайн. ҳарорати, °S	-188,1	-34,1	59,2	185,5	317
Одатдаги шароитда	Оқ яшил	Яшил-	Кизил	Кора	Кора –
Ионл. энергияси, eV $E \rightarrow E^+$	газ	сарик газ	контр суюклик	сиёҳ кристалл	кўк кристалл
Ер қустлоғидаги микдори, mol %	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
	$2,8 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$8,5 \cdot 10^{-5}$	$4 \cdot 10^{-6}$	Изи бор

Галогенлар ташки каватида биттадан электронлар бўлиб, бир зарядли анионлар ҳосил қилади. Фтордан ташқари барча галогенлар ўз электронларини бериб + 1 дан +7 гача оксидланиш даражасини намоён қилади. Фтордан ацатга қараб атом радиуси ортади, ионланиш энергияси қайишиб, металл хоссалар қучайиб боради. Фтор- хоссалари яққол ифодаланган металлмас, айни пайтда ацатда металл хоссалар бор. Фтордан ацатгача оддий моддаларнинг агрегат ҳолатлари газдан каттик ҳолатга ўзгаради. Оддий модда ҳолатида галогенлар икки атомли молекула ҳосил қилади. Молекулада атомлар ораси фторда ёдга ўтган сари узоклашгани учун молекуланинг қутбланувчанлиги ортиб боради.

26.1. Фтор

Фтор(Фторум). Табиатда учраши. Энг мухим минералларидан флуорит - CaF_2 , криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, фторапатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. Фтор тиш эмали таркибида ва суякларда борлиги аникланган.

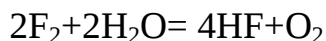
Олиниши. Биринчи марта 1886 йилда Муассон томонидан KF ни сувсиз водород фторидда электролиз қилиб ажратишга муваффақ бўлган.

Хозирги пайтда фтор олиш учун HF ва KF аралашмаси ёки KHF_2 тузи 70°C да электролиз қилинади. Электролизёр никелдан ясалган ва у анод ҳисобланади. Кўмир бу жараёнда катод сифатида ишлатилади. Электролизда ажраладиган водород ва фтор портлаб кетмаслиги учун катод ва анод бўшлиқ диафрагма билан ажратилган. Табиатда фтор биргина изотоп ҳолатида ^{19}F ҳолатида учрайди. Фторнинг сунъий йўл билан олинган ^{17}F , ^{18}F , ^{20}F изотоплари олинган. Уларнинг сакланиш муддати жуда оз.

Хоссалари. Фтор ўткир хидли сарик-яшил тусли газ модда. Газ ҳолатдаги фтор суюқ HF да яхши эрийди. Суюқ ҳолатдаги фтор суюқ кислород ва озонда эрийди. Жуда пац ҳароратда (-188°C) фтор куб шаклли кристалл панжара ҳосил қилади.

Фторни саклаш ва ташиш учун зангламайдиган пўлат, мис, алюминий, никелдан ясалган баллонлар ишлатилади. Агар метал сиртига фторидлардан қатлам ҳосил бўлса бу металллар озғаришга учрамайди.

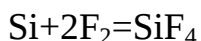
Кимёвий хоссалари. Фторнинг юкори кимёвий активлиги унинг молекуласининг диссоциланиш энергияси кичиклиги (159 кЖ/мол) билан тушунтирилади. Фтор сувда эритилса, эриш ўрнига шиддатли таъсирлашув юзага келади:



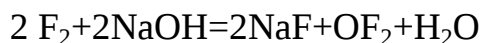
Бу жараёнда атомар кислород ҳосил бўлиб ундан O , O_3 , OF_2 , H_2O_2 ҳосил болиши ҳам кузатилади. Фтор атмосферасида хатто шиша ҳам ёнади: $\text{SiO}_2 + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4 + \text{O}_2$ Фтор барча оддий моддалар билан хатто совукда ҳам осон таъсирлашади. Фосфор ва олтингугурт фтор билан -190°C да таъсирланади:



Кремний одатдаги шароитдаёқ фтор билан шиддатли реакцияга киришади:

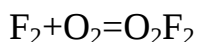


Фтор ишкорлар билан ҳам таъсирлашиб, унда фтор оксидини ҳосил бўлади:



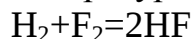
F_2O - кислород фторид нафас йўлларида кучли таъсир этувчи газ модда (суюкл. ҳарорати $-223,8^\circ\text{C}$, қайн. ҳарорати -145°C).

Фтор ва кислород аралашмасига электр разряди таъсир эттириб кислород дифторид олинган:

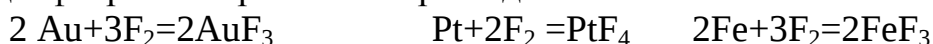


O_2F_2 - факат пац хароратда баркарор модда. У кизиш рангли каттик модда, $-163\text{ }^{\circ}\text{C}$ да котади, $-57\text{ }^{\circ}\text{C}$ да кайнайди ва бир оз юкорирок харорат таъсирида парчаланиб кетади.

Кислород ва азот фтор билан тўридан тўри бирикмайди. Фтор водород билан хатто коронида жуда пац температурада ($-250\text{ }^{\circ}\text{C}$) хам таъсирлашади:

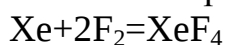


Олтин ва платина чў холатга келтирилганда ва бошка металлар одатдаги хароратда фтор билан реаксия киришади:



Никел, кўрошин ва мис сирти фтор атмосферасида фторидлар катлами билан коплангани учун металлнинг ички кисми фтор таъсиридан сакланади.

Фтор таъсирида хатто инерт газлар хам оксидланади:

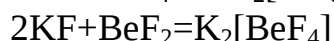
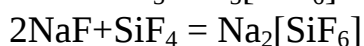
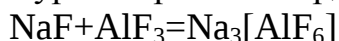


Ксенонинг фторли бирикмалари таркиби турлича: XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 Ксенон фторидлари асосида $XeOF_2$, $XeOF_4$ ва XeO_2F_2 бирикмалари олинган. $^{235}\text{UF}_6$ ва $^{238}\text{UF}_6$ ларни диффузион усулда ажратишда фтор керак бўлгани учун хам фторга бўлган кизиқиш жуда ортиб кетди. Оир металларнинг фторидлари, масалан, UF_6 $56,7^{\circ}\text{S}$ да каянайди. Шунингдек фтор совитувчи агентлар ва фтороплацлар олишда хам катта амалий ахамиятга эга.

Ф -1 бирикмалари. Фторидлар юкори суюкланиш хароратига эга бўлган ион тузилишли бирикмалар. Фторидлар фторид кислотанинг метал оксидлари, гидроксидлари ва карбохатларига таъсири оркали олиниши мумкин. Ишкорий металларнинг фторидлари (Ли дан ташкари), шунингдек AgF , HgF_2 , SnF_2 эрувчан хисобланади.

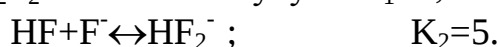
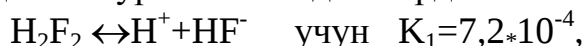
Металлмасларнинг фторидлари уларга фтор таъсиридан олинади.

Фторидлар турлича реаксияларда катнашадилар:

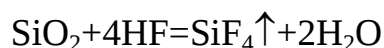


Фторид кислота. HF кутбли молекула. Одатдаги шароитда фторид кислота рангсиз суюклик. (суюкл. харорати $-83\text{ }^{\circ}\text{C}$, кайнаш харорати $19,5\text{ }^{\circ}\text{C}$). Фторид кислота хавода тутайди, ўткир хидга эга.

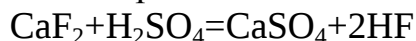
Фторид кислотанинг 40% ли эритмаси плавик кислота хам дейилади. Бу кислотани шиша идишларда саклаб бўлмайди. Лекин идишларни ички ва ташки каватини парафинлаб саклаш мумкин. Фторид кислота махсус плацмасса идишларда ёки кўрошимли идишларда сакланади.



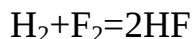
Бу кислота HCl дан анча кучсиз 1 М эритма учун диссотиланиш даражаси 7% атрофида. Плавик кислота шишани эритиб, газсимон бирикма SiF_4 хосил килади:



CaF₂ га концентрланган кислота таъсирдан ХФ хосил бўлади:



Водород ва фторни шиддатли таъсири натижасида ҳам водород фторид олиш мумкин:



Фтороводород булари жуда захарли. Терига агар концентрланган фторид кислота тўкилса куйдиради ва ёмон асорат колдиради.

Плавик кислота органик синтезда, шиша сиртига ишлов беришда ва фторидлар олиш учун ишлатилади.

26.2. Хлор ва унинг бирикмалари

Хлор (Члорум). Хлор биринчи марта 1772 йилда Шееле томонидан олинган. 1810 йилда хлорни Х.Девини янги элемент сифатида киритган. Хлор сўзи юнончадан “хлорос” - сариш яшил деган маънони беради.

Актив элемент бўлгани учун факат бирикмалар ҳолатида учрайди. Натрий, калий ва магнийли тузлар денгиз, шўр кўллар, хатто куриган кўлларда ҳам учрайди.

Табиатда учраши. Тош туз ёки галит- NaCl, , силвинит - KCl·NaCl, карналлит - KCl·MgCl₂·6H₂O, силвин- KCl, каунит- MgSO₄·KCl·3H₂O каби бирикмалари маълум.

Олиниши. Хлорнинг саноат микёсида олиниши KCl ёки NaCl нинг сувдаги еритмасини электролизига асосланган. Бу жараёнда энг асосий маҳсулот ювчи натрий ҳисобланади. Лабораторияда хлорнинг олиниши турли оксидловчиларга хлорид кислота таъсир эттирилишига асосланган. Оксидловчилар сифатида MnO₂, KMnO₄, PbO₂, K₂Cr₂O₇, KClO₃ ва бошқалар олиниши мумкин.



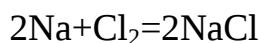
каттик ҳолатдаги ош тузига концентрланган сульфат кислота ва MnO₂ таъсир эттирилганда ҳам хлор хосил бўлади:

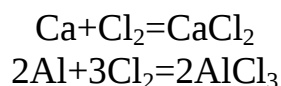


Табиатда хлорнинг иккита изотопи учрайди: ³⁵Cl(75,53%) ва ³⁷Cl(24,47%). Шунинг учун унинг ўртача атом массаси 35,45 у.б. олинади. Бундан ташқари хлорнинг 5 та сунъий изотоплари олинган: ³³Cl, ³⁴Cl, ³⁸Cl, ³⁹Cl. Хоссалари. Хлор сариш яшил тусли газ, унинг қайнаш ҳарорати -34°C, қотиш ҳарорати -101°C. Хлор сувда, CCl₄, SCl₄ ва TiCl₄ да эрийди. Бир ҳажм сувда 2,5 ҳажм хлор эрийди. 0,6 МПа босимда ҳона ҳароратида хлор жуда осон суюкликка айланади.

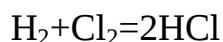
Кимёвий хоссалари. Хлор фторга нисбатан активлиги кам, лекин анчагина фаол элемент. Хлор тўридан тўри кислород, азот ва инерт газлар билан таъсирлашмайди.

Хлор металллар билан портлаш билан реакцияга киришиб хлоридлар хосил қилади:





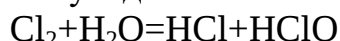
Водород хлор атмосферасида ёрулик нури таъсирида ёниб водород хлорид ҳосил килади:



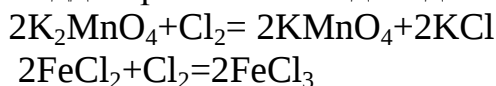
Кўпчилик металлмаслар ҳам хлор таъсиридан осон оксидланади, бунда у оксидловчидир:



Хлорнинг сув билан таъсирланишидан водород хлорид ва гипохлорит кислота ҳосил бўлади:



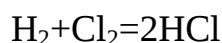
Хлорнинг углевод билан ҳосил қилган бирикмалари (CCl_4 , CHCl_3 , CH_2Cl_2 , CH_3Cl) метаннинг хлорланиш жараёнида олинади. Хлор баъзи мураккаб моддаларни ҳам оксидлайди:



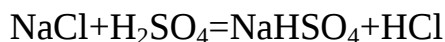
Хлордан хлорид кислота, KClO_3 , органик моддалар, бўёқлар, кишлоқ хўжалиги заракуналарига қарши препаратлар олишда қўлланилди. Хлордан газламаларни оқартиришда, ичимлик сувини дезинфекция қилишда ишлатилади.

Хлорид кислота ва унинг тузлари. Хлорнинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси водород хлорид (HCl). Ўткир ҳидли рангсиз газ модда (суюқл. ҳарорати $-114,2^\circ\text{C}$, қайнаш ҳарорати $-84,9^\circ\text{C}$). Сувда яхши эрийди. 1 ҳажм сув 450 ҳажм HCl ни эритади. Водород хлоридни сувдаги эитмаси хлорид кислота дейилади. Хлорид кислота қучли кислоталардан биридир.

Саноат микёсида эрулик нури иштирокида водородга хлор таъсир эттириш орқали олинади:



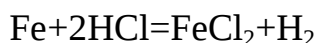
Ош тузига сульфат кислота таъсир эттирилганда ҳам водород хлорид олинади:



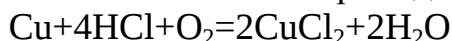
Консентрланган хлорид кислота таркибида 37% HCl бўлиб қучли электролит ҳисобланади.

Бу кислотадан HCl ажралиб тургани учун уни тутовчи кислота дейилади. 0,1 н HCl еритмасининг диссоциланиш даражаси 92 % лидир.

Хлорид кислота актив металллар (Mg , Ca , Zn , Fe , Al ва бошқалар) билан таъсир қилганида водород ажратиб хлорид кислотанинг тузларини ҳосил килади:



Активлиги кам металллар(Cu, Ag, Hg, Au, Pt) хлорид кислота билан таъсирлашмайди. Активлиги кам металллар (Cu, Ag) хаво кислороди иштирокида концентрланган кислотага таъсир этади:

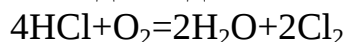


Хлорид кислотанинг тузлари хлоридлар деб аталади. Хлоридлар сувда яхши эрийди. Кумуш хлорид (AgCl) , мис хлорид (CuCl) , симоб(I) хлорид (Hg₂Cl₂) , кўрошин (II) хлорид (PbCl₂) сувда оз эрийди.

Концентрланган хлорид кислота унга оксидловчилар (MnO₂, PbO₂, KMnO₄ ва бошқалар) таъсир этганда кайтарувчи хисобланади:



CuCl₂ катализаторлигида киздирилганда водород хлорид кислород иштирокида ҳам оксидланади:



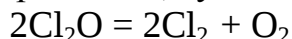
Активлиги кам бўлган металлларнинг хлоридлари сувдаги эритмаларда осон гидролизга учрайди (AlCl₃, CrCl₃, HgCl₂, CuCl₂).

26.3. Хлорнинг кислородли бирикмалари

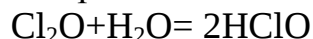
Хлор кислород билан бевосита бирикмайди, лекин унинг катор оксидлари бор:



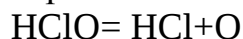
Хлор(II) оксиди- Cl₂O, сариш кўнир газ (кайн. харорати +3,8°C, котиш харорати -116°C). Сакланса портлайди, бекарор модда. Cl₂O - кутбли молекула. киздирилганда, суюк холатда куйдирилганда портлайди:



Cl₂O нинг сувда эришида гипохлорит кислота хосил бўлади:



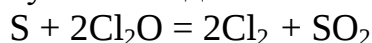
Гипохлорит кислота жуда кучсиз кислота (K=5*10⁻⁸). Кислота бекарор бўлгани учун парчаланиб атомар кислород ажратади:



Гипохлоритлар хона хароратида ишкорлар эиитмасидан хлор ўтказиш оркали олинади:



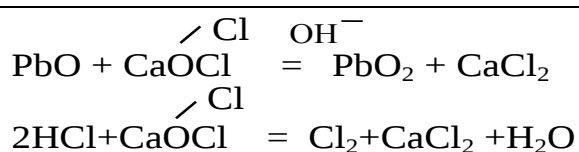
Cl₂O кучли оксидловчи:



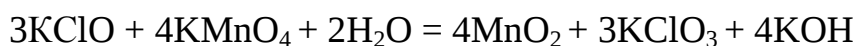
Диспропорсияланиш реаксиясига киришади:



HClO ва унинг тузлари оксидловчилар хисобланади. Улар ишкорий шароитда PbO ва MnO₂ билан осон таъсирлашади:



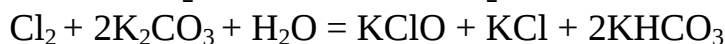
Агар улар оксидловчилар билан таъсирлашса кайтарувчи:



Гипохлоритлар катализаторсиз парчаланиб хлоратларга айланади:

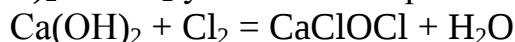


1792 й. да Париж якинидаги Жавел деган жойда Бертоле газ ҳолатдаги хлорни калий гидроксиди ва калий карбонат эритмасидан ўтказиб, қуйидаги моддаларни олди:

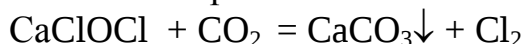


Бу аралашма жавел суви дейилади.

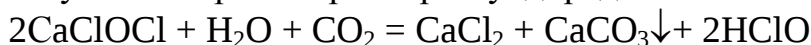
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ дан Cl_2 ўтказилса хлорли оҳак ҳосил бўлади.



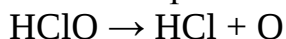
CaClOCl нинг парчаланиш механизми:



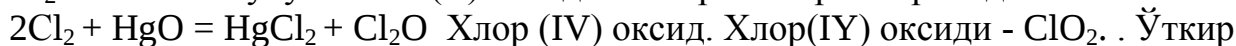
Ҳосил бўлган хлор бактерияларни ўлдиради.



HClO нинг парчаланишидан атомар кислород ҳосил бўлади:



Cl_2O ни олиш учун симоб(II) оксидига хлор таъсир эттирилади:



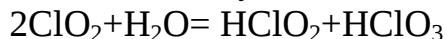
Хлор (IV) оксид. Хлор(V) оксиди - ClO_2 . . Ўткир

хидли, сариш- яшил рангли, сакланса ўз-ўзидан портлайдиган газ (қайн.

харорати 11 оС, қотиш харорати -59 оС). ClO_2 тўри келадиган кислота йўқ.

Агар ClO_2 сувда эритилса хлорот ва хлорат кислоталар

аралашмаси ҳосил бўлади:



Ишкорлар иштирокида ClO_2 ни эришидан хлоритлар ва хлоратлар ҳосил бўлади:



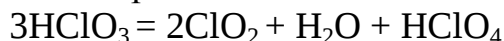
ClO_2 ни олиш учун натрий хлоратга сульфат кислота иштирокида

олтингугурт(V) оксиди таъсир эттирилади:



ClO_2 кучли оксидловчи бўлгани учун газламаларни оқартиришда

ишлатилади. Хлорат кислота парчаланганда ClO_2 ҳосил бўлади:



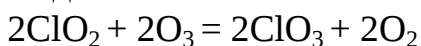
ClO_2 - жуда кучли оксидловчи, масалан фосфорни ортофосфат кислотагача оксидлайди :



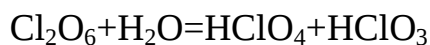
NaClO_2 - оқартарувчи модда сифатида ишлатилади. Кир ювиш қукунларига қўшилади. Ойроқ металлларнинг хлоритлари урилганда ёки қиздирилганда портлайди. Хлорит кислотага тўри келадиган ангидриди Cl_2O_3 мавжуд эмас. HClO_2 факат сувдаги эритмаларда мавжуд .Бу кислота беқарор ва қучсиз кислотади ($K=5\cdot 10^{-3}$).

Хлор триоксиди - ClO_3 · Хлор триоксид ҳона шароитида қорамтир қизил рангли суюқлик (қайн. харорати 203 оС, қотиш харорати 3,5 оС). Хлор триоксиднинг бу ҳолатда таркиби ClO_3 лиги, суюқ ҳолатда бўлса Cl_2O_6

эканлиги аниқланган. Хлор триоксид олиш учун пац хароратда ClO_2 га озон юборилади:



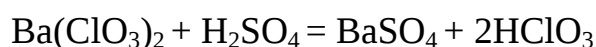
Хлор триоксиднинг сувда эришидан хлорат ва перхлорат кислота хосил бўлади:



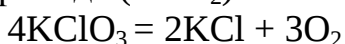
ClO_3 портлайди: $4\text{ClO}_3 = 2\text{ClO}_2 + \text{Cl}_2 + 4\text{O}_2$

Хлор(V) оксид олинмаган. Бу оксидга тўри келадиган кислота хлорат кислота ҳам эркин холда олинмаган. Лекин хлорат кислота сувдаги эритмада 40 % гачва концентрасияда мавжуддир. Хлорат кислота кучли кислоталар каторига киради. Унинг 1 н эритмаси учун диссоциланиш даражасу 79% хисобланади. 50% дан ортик концентрасияли HClO_3 ўз-ўзидан портлайди.

Хлорат кислота унинг тузларига кучли кислоталар таъсир эттириб олинади:



Хлорат кислота тузлари рангсиз, каттик моддалар, хона хароратида баркарор ва сувда яхши эрийди. Унинг тузларидан KClO_3 - бертоле тузи катализатор иштирокида (MnO_2) кислород хосил килиб парчаланади:



Агар бертоле тузи катализаторсиз киздирилганда парчаланса перхлорат кислота тузлари ва калий хлорид хосил килади:

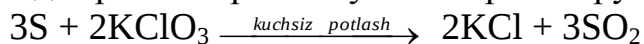


Хлоратларни олиш учун $60-70^\circ\text{C}$ да ишкорлар эритмасига газ холатдаги хлор юборилади :

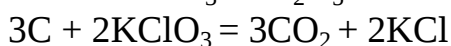
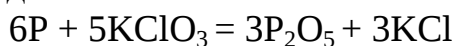


KClO_3 пац хароратда сувда ёмон эригани учун эритмани совитиш оркали осон KCl дан ажратилади.

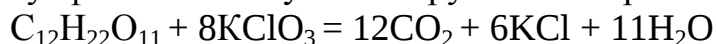
KClO_3 рангсиз ялтирок туз, унинг суюкл. харорати 258°C гат энг. 0°C да 100 г сувда 3,3 г KClO_3 эруйди, 100°C да бўлса 100 г сувда 56,2 г KClO_3 эрийди. Гугурт ишлаб чиқариш, Бенгал олови ва портловчи моддалар тайёрлашда ишлатилади. Бертоле тузига олтингугурт аралаштирилиб чинни хавончада аралаштирилса кучсиз портлаш рўй беради:



Кушсиз портлаш бертоле тузига фосфор ва кўмир кўшилганда ҳам рўй беради:



Шакарни жуда секин бертоле тузи билан аралаштириб ва бир томчи концентранган сульфат кислота кўшилса ёру аланга бериб ёнади:



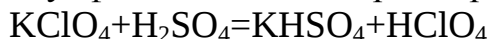
Ана шунда хосил бўлган олов Бенгал олови дейилади.

Хлор (VII) оксиди - Cl_2O_7 тоза холда мойсимон рангсиз суюклик(кайнаш

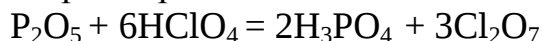
харорати 83°C). каттик чайкатилса ёки 120 оС гача киздирилса портлайди. Cl₂O₇ сувда эриганида перхлорат кислота хосил бўлади:



Перхлорат кислота рангсиз суюклик (суюкл. харорати -102 оС) оз-озидан портлаш хоссасига эга. Энг кучли кислоталардан ($K=10^9$) биридир. KClO₄ га концентранган сульфат кислота таъсир эттирилиб олинади:

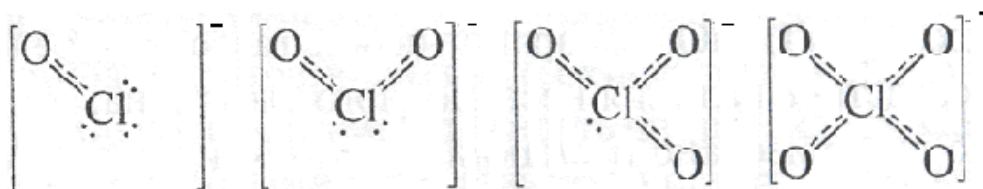


Хлор (VII) оксидини олиш учун перхлорат кислотага фосфор(V) оксиди таъсир эттирилади:



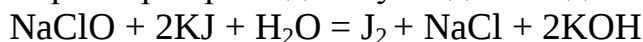
Перхлоратлар портловчи моддалар олишда ишлатилади ва айниқса ракета техникасида кенг қўлланилади.

Хлорнинг кислородли кислоталари каторида чапдан ўнгга кислота кучи, барқарорлик ва хлор атомларининг оксидланиш даражаси ортади. Бу бирикмаларнинг барчасида марказой атом sp³ гибридланган:

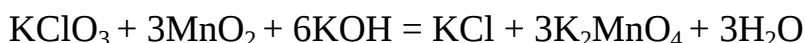


Ўнгдан чапга қараб бўлса оксидловчилик хоссалари ортиб боради.

Гипохлоритлар ҳар қандай муҳитда оксидловчи:



Хлоратларнинг оксидловчилик хоссаси кўпроқ каттик ҳолда кучлироқ кўринади:



Ишлатилиши. Бертоле тузи гугурт ишлаб чиқаришда, мушакбозлик анжомлари тайёрлашда, халқ хўжалигининг турли мақсадлари учун керак бўлади.

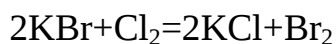
Ca(ClO₃)₂ ўза баргини тўкиш учун дефолиант сифатида кенг қўлланилади.

26.4. Бром

Бром(Бромум). Табиатда учраши. Бромни биринчи марта 1826 йилда Ж.Балар денгиз суви тузлари таркибидан ажратиб олган. Денгиз сувидаги тузлар таркибида 0,01 % бромидлар учрайди. Калийли минераллар таркибида доимо бром бўлади.

Бром бирикмалари табиатда бром-аргирит - AgBr, эмболит- Ag(Cl,Br) ҳолатида мавжуд.

Олиниши. Асосан бромидларга хлор таъсир эттириб олинади. Хлор бромга нисбатан актив бўлгани учун у бромни бирикмаларидан сиқиб чиқаради:



Бромидларни электролиз килиш оркали ҳам бром олиш мимкин.

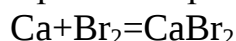
Лабораторияда бром олиш учун бромидларга концентрланган сулфат кислота ва марганес(IV) оксиди кукуни таъсир эттирилади:



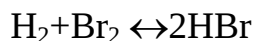
Хоссалари. Бром одатдаги шароитда кизиш кўнир рангли суюклик (суюкл. харорати $-7,3^\circ\text{C}$, кайнаш харорати $58,8^\circ\text{C}$) бўлиб, ўткир ва захарли хидга эга. Бром булари шиллик пардаларга кучли таъсир кўрсатиб яллилайди. Бром терига тегса ёмон ва тузалмайдиган яралар хосил килади.

Бром сувда кам эрийди(бромли сув), лекин органик эритувчиларда яхши эрийди.

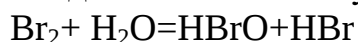
Кимёвий хоссалари. Кимёвий рексияларга хлорга нисбатан суц киришади. Металлар билан бром таъсирлашганда бромидлар хосил бўлади:



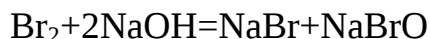
Бром водород билан факат юкори хароратда таъсир этади, бунинг учига реаксия кайтар хисобланади:



Бромнинг кимёвий хоссалари хлорга ўхшаб кетади. Бром ва сув таъсиридан гипобромид кислота хосил бўлади:



Бромнинг ишкорлар билан реаксиясида одатдаги шароитда гипобромитлар олинади:



Агар бром ишкорларда кайнатилса бромат кислотанинг тузлари хосил бўлади:

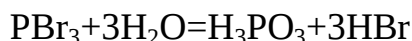


Концентрланган нитрат кислота бромни HBrO_3 гача оксидлайди, ўзи эса азот(II) оксидигача кайтарилади:



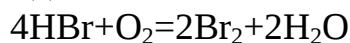
Бромид кислота ва унинг тузлари. Водород бромид ўткир хидли рангсиз газ (суюкл. харорати -88°C , кайнаш харорати $-66,7^\circ\text{C}$) модда . Сувда яхши эрийди. Бир литр сувда 600 литр водород бромид эрийди.

Водород бромид олиш учун PBr_3 нинг гидролизланиш реаксиясидан фойдаланилади:

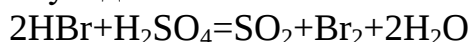


Ишкорий ва ишкорий -ер металлари бромидлари ион боланишли табиатга эга. AgBr , PbBr_2 каби HBr тузлари эрувчанлиги жуда оз.

Водород бромид хаво кислороди таъсирида осон оксидланади ва эркин бром хосил килади:



Водород бромиднинг кайтарувчанлик хоссалари анча кучли хисобланади. HBr концентрланган сулфат кислота билан таъсирлашганда SO_2 гази хосил бўлади:



Бромнинг кислородли бирикмалари. Бромнинг оксидларидан Br_2O , BrO_2 , BrO_3 маълум. Br_2O_3 ва Br_2O_7 олинмаган. HBrO гипохлорит кислотага ўхшаш олинади.

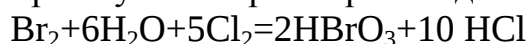
Бром(I) оксиди кизил -жигар рангли суюклик(суюкл. харорати -17°C). Бекарор бирикма хатто -40°C даёқ парчаланади. Бу оксиднинг сувда эришидан гипобромит кислота ҳосил бўлади. Гипобромитлар ва броматлар бромга ишкорлар таъсир эттириб олинади.

Гипобромитлар парчалахганда броматларни ҳосил килади:

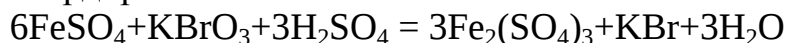


Броматлар олиш учун (хлорга ўхшаш) бромнинг ишкорлардаги кайнок эритмаси электролизга учратилади.

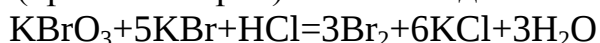
Бромга хлорли сув таъсир эттирилганда HBrO_3 олинади:



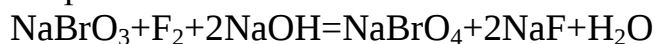
HBrO_3 эритмада анча барқарор кислота, унинг концентрасияси 50% га этказилиши мумкин. Броматлар кислотали шароитда кучли оксидловчилардир:



Агар бромидларга кислотали муҳитда броматлар таъсир эттирися, эркин бром ҳосил бўлади. Бу реакция аналитик кимёда қайтарувчилар микдорини аниқлашда (броматометрия) ишлатилади:



Броматларнинг ишқорий шароитфа фтор билан оксидланишидан перброматлар олинган:



Пербромат кислота факат сувдаги эритмада мавжуд бўлиб, эркин ҳолда олинмаган.

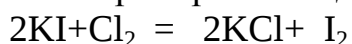
26.5. Йод

Йод(Иодум). Денгиз ўсимликларини кулини текшириш пайтида 1811 йилда франтсус олими Куртуа ёдни очган. Йодни муцакил элемент эканлигини 1815 йилда Гей-Луссак исбот қилган ва йод деб атаган.

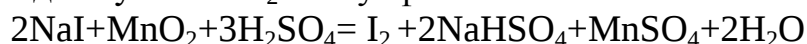
Табиатда учраши. Йод бирикмалари ҳам калий ва натрий кузлари билан бирга учрайди. Йод узок вақтларгача чили селитрасидан олинган. Бу тузлар таркибида периодатлар - KIO_4 ва ёдатлар- KIO_3 ҳолатида учрайди.

Денгиз сувида йод кам учрайди. Денгиз карами - ламинария ўзида иод тузларини тўплаш хоссасига эга. Бу ўтларнинг кулидан йод тузлари ва сўнгра йод олинади. Нефтнинг бурилаш сувлари таркибида ҳам оз микдорда йод бўлади.

Олиниши. Йод олиш учун унинг тузларига хлор таъсир эттирилиб йодни сиқиб чиқариш реакциясидан фойдаланилади:



Денгиз ва нефтнинг бурилаш сувлари таркибидаги йодидлар кулга айланттирилгандан сўнг MnO_2 ва сульфат кислота билан ишлов берилади:



Хоссалари. Йод атомлари икки атомли молекулалар ҳосил қилади. Йод кристалл тузлишга эга бўлган кўнгир-сиёҳ тусли каттик модда (суюкл. ҳарорати $113,5$ оС, қайн. ҳарорати 184 °С). Йод сувда жуда оз эрийди. Хлороформ, эфир, спиртда яхши эрийди.

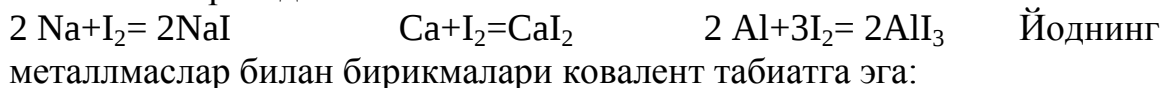
Йоднинг қайнаш ҳарорати юқори бўлишига қарамадан у одатдаги шароитдаёқ ўша бошлайди. Йод кристаллари қиздирилса, суюкланмасдан буланади бўи совитилса каттик ҳолатга ўтади. Йоднинг булари захарли одамнинг шиллик пардаларига қучли таъсир этади.

Йоднинг эрувчанлиги KI эритмасида осонлашади. Бунда комплекс бирикма ҳосил бўлади:

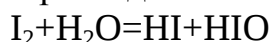


Бу бирикмаларда ёднинг координатсион сони 9 гача боради.

Кимёвий хоссалари. Галогенлар ичида энг активлиги қам элемент. Йод металл билан осон таъсир этади. Йодидлар ҳосил бўлишида анчагина иссиқлик ажралади:



Йоднинг сувда эришидан гипоедид кислота(ХИО) ҳосил бўлади:



Йод қайтарувчи хоссалари анча қучлилиги ўчун сульфат кислотани CO_2 гача қайтаради:



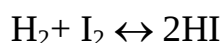
Йодга концентранган нитрат кислота таъсир қилганда ҳам йодат кислота (HIO_3) ҳосил бўлади:



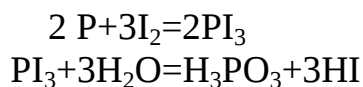
Ишлатилиши. Йод асосида турли органик ва аорганик моддалар олинади. Унинг спиртдаги эритмаси тиббиётда антисептик (зарарлантирувчи) модда сифатида ишлатилади. У теридаги бактерияларни ўлдириб, этни битишини осонлаштиради. Йоднинг радиоактив изотоплари ҳавфли ўсмалар, қалқонсимон беи ва артериосклероз қасалликларини даволашда аҳамиятга эга ҳисобланади.

Йодидлар ва уларнинг тузлари. Водород ёдид рангсиз, нам ҳавода тутайдиган, сувда яхши эрийдиган газ модда(суюкл. ҳарорати $-50,8$ оС, қайнаш ҳарорати $-35,8$ °С). Бир литр сувда 400 л атрофида HI эрийди. HI нинг сувдаги эритмаси йодид кислота дейилади. HI қучли кислоталар қаторига қиради. Бу кислотанинг 0,1 н эритмаси ўчун диссоциланиш даражаси 95% га тенгдир.

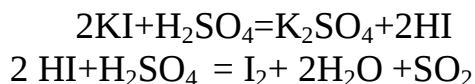
Водород йод билан қатат юқори ҳароратда бирикади, реакция қайтар ҳисобланади:



Одатда HI ни олиш учун фосфор(III) йодидининг гидролизи кенг қўлланилади:



Металл ёдидларига концентранган сульфат кислота таъсир эттирилганда водород йодид олиш мумкин эмас, чунки ҳосил бўлган HI тезда оксидланиб қолади:



Йодидлар NaI , KI , NH_4I сувда яхши эрийдиган рангсиз кристалл моддалардир. AgI сувда ёмон эрийдиган сарик кристалл модда. AgI кристаллари хатто HNO_3 да ҳам эримайди.

Йоднинг кислородли бирикмалари. Йоднинг учта оксиди маълум. Буларга I_2O , IO_2 ва I_2O_5 киради. Буларнинг ичида энг барқарори I_2O_5 ҳисобланади.

Йоднинг кислородли кислоталарига : гипоиодит кислота - HIO , йодат кислота - HIO_3 ва перйодат кислота - HIO_4 киради. Бу кислоталардан ташқари таркибида сув тутадиган кислоталар ҳам маълум. Буларга мезапериодат кислота - $\text{H}_3\text{IO}_5(\text{HIO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})$, ортоперйодат кислота - $\text{H}_5\text{IO}_6(\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ ни кўрсатиш мумкин.

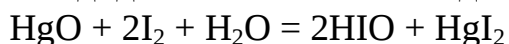
Гипоёдид кислота HIO жуда беқарор бўлиб, эритмадагина мавжуд бўлади, холос. Унинг тузлари совукда ишқорлар эритмасига ёд таъсир эттириб олинади:



KJO совукда диспропорцияланади:



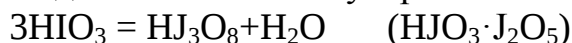
Гипоёдид кислота симоб оксидни ёд билан аралаштириб олинади:



Гипоёдид кислота гипобромит ва гипохлорит кислотага нисбатан кучсизроқдир.

Йодат кислота HJO_3 гипохлорит ва гипобромит кислоталарга нисбатан анча барқарор.

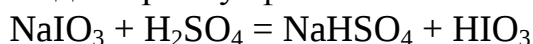
Йодат кислота молекуляр комплекслар ҳосил қилади:



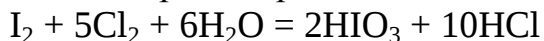
Йод (V) оксиди ок қуқун модда. Осон парчланади.

У оксидловчи $5 \text{HI} + \text{HIO}_3 = 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$

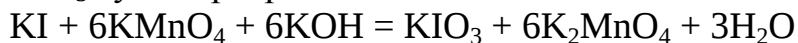
Йодатларга сульфат кислота таъсирида олинади:



Йодни хлор таъсирида оксидлашда ҳам йодатлар ҳосил бўлади:



KIO_3 тузи барқарор:

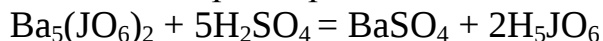


Перёдат кислотаси - HIO_4 . Унга тўри келдиган ангидрид J_2O_7 олинмаган.

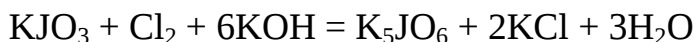
$\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (H_5IO_6) ортоперёд кислотаси дейилади.

Бу кислотадаги ҳамма водород атомлари металлга алмашилиши мумкин.

Ag_5IO_6 тузи маълум H_5IO_6 гигроскопик модда. Барий ортоёдатларга сульфат кислота таъсир эттириб олинади:



Ортоперёдатлар ёдатларни хлор иштирокида оксидланганда ҳам ҳосил болади:

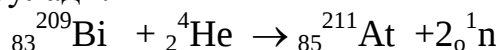


KJ ни ишкорий муҳитда электролиз қилиб ҳам ортопериодатлар олиш мумкин. Перёдатларга тегишли таркибда сув сакловчи кислоталардан

$\text{HJO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ олинган (H_9IO_8). Шунга ўхшаш комплекс $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{HJO}_4$ (H_5IO_4) бирикма ҳам бор.

24.6. Ацат

Ацат (Ацатине). Ацат табиатда деярли учрамайди. Ацат 1940 йилда суний йўл билан олинган. Агар висмут атомларига а - нурлар таъсир эттирилса ацат ҳосил бўлади:



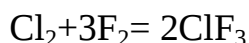
${}_{83}^{211}\text{At}$ нинг ярим эмирилш даври 7,2 соат. Ацат сўзи ҳам грекча “бекарор” деган маънони беради.

Ацатда металл хоссалар ушун турари. Ацатнинг ярим эмирилиш даври жуда кичик, унинг хоссаларини ўрганиш жуда қийин.

Ацат бирикмалари электролиз қилинганда катодда ацат ажралади. Унинг қўп хоссалари галогенларнинг кўпчилигига ўхшаб кетади. Ацат ҳам бензолда яхши эрийди. Қумуш ацатид $-\text{AgAt}$ сувда эримайди. Ацатнинг қучли кислотали эритмаларига H_2S таъсир эттирилса у At_2S ҳолда чўқади. Ацат ўз бирикмаларида -1, +1 ва +5 оксидланиш даражасига эга бўлади. Унинг к7 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмаси ханузгача олинмаган.

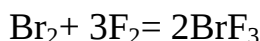
26.7. Галогенларнинг ўзаро ҳосил қилган бирикмалари

Галогенларнинг ўзаро ҳосил қилган бирикмалари жуда хилма-хил эканлигини таъкидлаш зарур. Булардан хлор (III) фторид ClF_3 суюқ модда (суюқл. ҳарорати -83°C , қайн. ҳарорати $+12^\circ\text{C}$). ClF_3 - саноатда фтор билан хлорнинг (250°C да) ўзаро таъсиридан олинади:



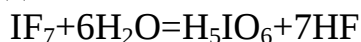
Агар жараёнда хлор мўл олинса хлормонофторид - ClF ҳосил бўлади. СлФ- газсимон модда (суюқл. ҳарорати -154°C , қайн. ҳарорати $-100,8^\circ\text{C}$).

Агар бромга бевосита фтор таъсир эттирилса бром(III) фторид BrF_3 ҳосил бўлади:



Бром(III) фторид кизил рангли суюклик (суюкл. харорати 9 °C, кайнаш харорати 126 °C). Галогенларнинг юкоридаги фторли бирикмалари сув ва органик моддалар таъсирида осон портлаш хоссасига эга. Бром(II) фторид – BrF₅ ва IF₅ рангсиз моддалар. IF₅ (суюкл. харорати 9,6 °C) каттик модда хисобланади.

Хлор ва ёдда фтор билан +7 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалар ҳам кейинги пайтларда олинган. IF₇, IO₃F, BrF₇ бирикмалари реаксион қобилияти жуда юкори бўлган бирикмалардир. Масалан, ёд гептафториднинг сув билан таъсиридан ёднинг кислотородли кислоталари (H₅IO₆) олинади:



26.8. Галогенлар бирикмаларининг тиббиётдаги ахамияти

Галогенлар муҳим биокимёвий ахамиятга эга. Фтор суяк ва тиш эмалининг таркибига киради. Одам организмида 2,6 г гача фтор бўлади. Организмга фтор асосан ичимлик суви билан киради. Ичимлик сувида фторнинг миқдори 1-1,5 мг/мл ни ташкил етиши керак. Организмда фторнинг этишмаслиги ёки ортикчалиги тиш касаллигига сабаб бўлади.

Хлор бўлса организмда хлорид иони (Cl⁻) шаклида бўлади. Хлорид иони тўқима хужайраларида электр ўтказувчанликни таъминлайди. Меъда шираси таркибида хлорид кислота бўлиб, у овқатни хазм қилиш, ферментлар фаолиятини меърида саклаш учун зарур. Натрий хлорид қоннинг осмотик босимини доимий бўлишини ҳамда эритроцитлар фаолиятини меърида саклаш учун зарур. Организмнинг хлорид ионига бўлган эҳтиёжи ош тузи хисобига қондирилади. Одам организмида 29 г га яқин хлор бўлади.

Бромнинг биокимёвий ахамияти тўла ўрганилган эмас.

Ёд модда алмашинувини бошқаради ва организмнинг тўри ривожланишига таъсир кўрсатади. Организмда ёднинг этишмаслиги бўқок касаллигига олиб келади. Элементар ёд микробларни ўлдириш хоссасига эга, яраларга суртиш учун унинг спиртли эритмаси ишлатилади.

Табиатда галогенларнинг бирикмалари дори моддаси сифатида кенг қўлланилади. Натрий хлориднинг 0,9% ли эритмаси изотоник эритма дейилади ва организм кўп суюклик йўқотганда қонга қуйилади. Калсий хлорид қон тўхтатувчи модда сифатида ҳамда аллергия, шамоллашга қарши ишлатилади. CaCl₂ магний тузлари билан захарланганда ҳам қўлланилади. Аммоний, калий, натрий бромидлар асаб касалликларида тинчлантирувчи восита сифатида ишлатилади.

Калсий ёдид кўз касалликларида (глаукома, катаракта) ва симоб тузлари билан захарланганда тавсия этилган.

Галогенларнинг хилма-хил органик бирикмалари турли касалликларни даволашда дори моддаси сифатида ишлатилади.

27-боб.ҮIII А гуруҳ элементлари тавсифи

Бу гуруҳ элементлари VI гуруҳнинг асосий гуруҳини ташкил этади. Уларга гелий, неон, аргон, криптон, ксенон ва радон кириб, улар нодир газлар ёки инерт газлар деб аталади. Шу пайтгача гелий, неон ва аргон бирикмалари олинмаган. Бу гуруҳ элементлари газлар каторига кирса ҳам уларнинг молекулалари таркибида фақат биттадан атом бор.

Гелийдан ташқари бу гуруҳ элементларининг ташқи каватидаги электронлар сони 8 тага тенг. Бундай атомлар ташқи кавати жуда барқарор ҳисобланади.

Инерт газлар юқори ионланиш потенциалига эга. Шунингддек атом радиуси ва одатдаги шароитдаги зичлиги неондан радонга(50-жадвал) қараб ортиб боради.

50-жадвал. Нодир газларнинг энг муҳим катталиклари

Асосий катталиклар	Гелий	Неон	Аргон	Криптон	Ксенон	Радон
Атом Масса	4,002	20,98	39,94	83,80	131,30	[222]
Валент электролар	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$
Атом радиуси						
Газнинг зичлиги, g/l	0,122	0,160	0,192	0,198	0,218	0,22
Ионланиш энергияси, eV	0,18	1,90	1,78	3,71	5,85	9,73
$E^0 \rightarrow E^+$	24,59	21,57	15,76	14,00	12,13	10,78
Суюқликка айланиш ҳар. °S						
қотиш ҳар. °S	-268,9	-246,0	-185,9	-153,2	-108,1	-61,9
Ҳаводаги микдори, хажм. %	-271,4	-248,6	-189,3	-157,4	-111,85	-71
	0,0005	0,0016	0,93	10^{-4}	10^{-5}	10^{-12}

Инерт газлар ичида энг пац суюқликка айланиш ва қотиш ҳарорати гелийда кузатилади. Ҳажмий жиҳатдан аргон ҳавода 0,93 % ни ташкил этади. қолган инерт газлар бир мунча кам тарқалган.

27.1. Гелий, неон ва аргон

Гелий(Хелиум). 1868 йилда ацронономлар П.Жансон ва Д.Локер томонидан қуёш спектрини ўрганиш жараёнида очилган. Спектрлардаги янги чизик (тўқ сарик) янги кимёвий элемент деб қабул қилинган. Кейинчалик Рамзай шундай спектрга эга бўлган моддани эрда борлигини топди ва у гелий деб аталди(грекча “гелуос” -қуёш).

Хоссалари жихатидан молекуляр водородга ўхшаб кетади. Гелий газ модда (суюкл. ҳарорати $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$, қайнаш ҳарорати $-272\text{ }^{\circ}\text{C}$ - $2,5 \cdot 10^3\text{ кПа}$). Бир л сувда 10 мл атрофида гелий эрийди.

Одатдаги шароитда инерт газ, лекин кучли қўзатилса молекуляр гелий ионини (He^{2+}) ҳосил қилади.

Юлдузларда, қуёшда, кометаларда гелий борлиги аниқланган. қуёш ва юлдузларда водороднинг гелийга айланиш термоядро реакцияси содир бўлади:



Суюк гелий физикада жуда пац ҳароратли муҳит ҳосил қилиш учун ишлатилади. Газсимон гелий металлларни пайванд қилишда инерт муҳит сифатида, озик овқат саноатида консервант сифатида ишлатилади.

Неон ва аргон(неонум, аргонум). Неон ҳам жуда пац суюкл. ҳароратига ($-248,6\text{ }^{\circ}\text{C}$) ва қайн. ҳароратига $-245,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ эга бўлган элемент. Неонни эрувчанлиги анча юқори.

Неон ҳам молекуляр неон ионини (He_2^+) кучли қўзатилганда ҳосил қилади. Неон фотоэлементлар тайёрлашда, неон ёриткичлар ясашда ишлатилади.

Табиатда неоннинг учта барқарор изотопи мавжуд: ^{20}Ne , ^{21}Ne ва ^{22}Ne Оддий модда ҳолатида аргоннинг суюкл. ҳарорати ($-189,3\text{ }^{\circ}\text{C}$) ва қайнаш ҳарорати ($-185,9\text{ }^{\circ}\text{C}$) анча юқори. Аргоннинг адсорбция қилиш ҳоссаи ҳам кучлироқ.

Аргон баъзи моддаларнинг мазига сингиб кетиб бирикмалар ҳосил қилади. Сув, фенол, толуол таркибида ана шундай бирикмалар ҳосил бўлиши қўзатилган. $-42,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ да парчаланадиган $\text{Ag} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ таркибли аргон гидрати маълум.

Аргон металлургия ва кимёвий жараёнларда ишлатилади. Аргонли пайвандлаш айниқса алюминий қотишмаларини улашда, электротехникада, ядро энергетикасида кенг қўлланилади.

Аргоннинг ҳам учта барқарор изотоплари: $^{40}_{18}\text{Ar}$ (99,600%), $^{38}_{18}\text{Ar}$ (0,063%) ва $^{36}_{18}\text{Ar}$ (0,037%) маълум.

Олиниши. Нодир газларни олиш учун суюк ҳаво фракцион ҳайдалади. қайнаш ҳароратига қараб ҳаво ҳайдалганда уч қисмга бўлинади:

- гелий($-269\text{ }^{\circ}\text{C}$), неон ($-246\text{ }^{\circ}\text{C}$) ва азот($-196\text{ }^{\circ}\text{C}$);
- аргон($-186\text{ }^{\circ}\text{C}$), қислород ($-183\text{ }^{\circ}\text{C}$);
- қислород, криптон($-153\text{ }^{\circ}\text{C}$) ва қсенон ($-108,1\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Гелий ва неон қўмирда адсорбция ва десорбция қилиш усулида бир-биридан ажратилади.

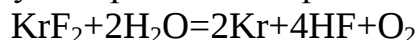
Аргон иккинчи фраксиядан ректификация йўли билан ажратилади. Криптон ва қсенон учинчи фраксиядан ажратилади.

27.2. Криптон гуруҳчаси элементлари

Криптон рангсиз, ҳисдсиз газ. Бир литр сувда 110 мл $0\text{ }^{\circ}\text{C}$) аргон эрийди. Аргонга ўхшаш сувда, фенол, толуол, асетонда сингиш (клатрат)

бирикмалари ҳосил килади. Бундай бирикмаларга $\text{Kr} \cdot 5,75\text{H}_2\text{O}$; $2,14\text{Kr} \cdot 12\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$; $2,14\text{Kr} \cdot 12\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ киради.

Криптон ва атомар фтор электр разряди таъсирида критон(III) фторид ҳосил килади. Бу модда ўткир хидли рангсиз кристалл, -30°C да сублиматсияланади. KrF_2 сувда эриганида парчаланади:

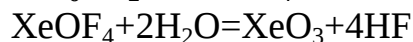
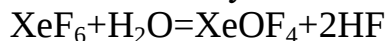


Эркин ҳолда криптон электр лампаларни тўлдириш учун ишлатилади. Криптон (II) фторид эса фторловчи агент сифатида амалиётда қўлланилади.

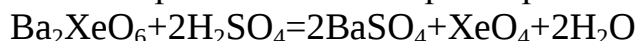
Ксенон. Ксенон молекуласининг кутбланувчанлиги гелийга нисбатан 20 марта юкори. Ксенон -112°C да суюкланувчи газ модда. Ксеноннинг эрувчанлиги, адсорбсия килиш хусусияти анча юкори. Ксенон фторидлари ксенонга фтор таъсир килиб олинади.

Ксенон(II) фторид (XeF_2) кристалл модда (суюкл. ҳарорати 140°C), XeF_4 (суюкл. ҳарорати 114°C), XeF_6 (суюкл. ҳарорати 46°C).

Ксенон(II) оксиди (XeO_3) - ок каттик модда, осон портлайди. XeF_6 гидролизланишида ҳосил бўлади:



Ксенон (VIII оксиди - XeO_4), одатдаги шароитда газ модда. Сувсиз сульфат кислотага барий ксенат таъсир эттириб олинади:



$\text{Na}_4\text{XeO}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}_2\text{XeO}_6 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$ тузлари барқарор, лекин сувда эримайди. Ксенон оксидлари каттик қолдиқ қолдирмайдиган портловчи моддалар таёрласда, атом техникасида, шунингдек фторловчи ва оксидловчи агентлар сифатида кенг қўлланилмоқда.

Кимё фани ва саноатининг иқтидорлари

Ўзбекистонда кимё фани жадал суратлар билан ривожланмоқда. Мамакатимизда Ўзбекистон фанлар академияси тасаруфуда бўлган кимё соҳасига тегишли 6 та илмий текшириш институтлари фаолият кўрсатмоқда. Буларга умумий ва ноорганик кимё, ўсимлик моддалари кимёси, биоорганик кимё, полимерлар физикаси ва кимёси, Ўзбекистон фарматсевтика илмий тадқиқот институти ва бошқаларни олиш мумкин. Бундан ташқари университетларнинг кимё факултетларида, кимё технология институти, шунингдек Тошкент фарматсевтика институтининг қатор кафедраларида кимё фанига тегишли энг долзарб масалаларни ҳал этиш йўлида қатта илмий изланишлар олиб борилади.

Мамакатимиз кимё саноати учун зарур бўлган ҳом ашёлар - табиий газ, нефт, тошқўмир, минерал рудалар қўплиги илмий изланишлар олиб бориш учун янгидан янги кимёвий моддаларни яратишга ва керакли маҳаллий ҳом ашёлар захирасидан фойдаланиш имкониятларини беради. Кимёгар олимлар ўсимликлар ва ҳайвонот дунёсининг захираларидан экологик тоза, юкори самарали ва керакли кимёвий моддалар ва дори-дармонлар яратиш уқида изланишлар олиб бормоқдалар.

Келажакда кимё фани ва саноати олдида оламшумул янгиликлар яратиш турибди. Янги уцивор ёналишлардан бири нанотехнология усулларида фойдаланиш оркали янги материаллар яратишдир. Бу жараёнда алоҳида атомлар билан ишлаш технологиялари назарда тутилади. Нанометр (нм) метрнинг миллиарддан бир бўлаги ҳисобланади. Атомларнинг ўлчами бир неча нанометрли таскил этади. Полимер оксиллар эса 50-900 нм, рибосомалар ва баъзи транзисторлар 20 нм ўлчамга эга.

Атомларни алоҳида “ишлар” деб қараб, нанотехнология усуллари ёрдамида олдиндан хоссалари маълум бўлган ҳар қандай материалларни яшаш мумкин бўлади. Ҳозирги пайтда нанотехнология усуллари билан яратилган материаллар ишлаб чиқилмоқда. Ўсимлик ҳам ашёларидан бифаол моддаларни ажратиб олишда ҳам бу технология ишлатилаётганлиги ва самарали дори турлари олиганлиги тўрисида маълумотлар бор. Тиббиёт ва фармацияга ҳам шундай уцивор технологиялардан фойдаланиш қариликни олдини олиш, ҳафли ўсмаларни бошланисв даврида даволаш, тоқималардаги ҳужайраларни фаолиятини бошқариш, янги дори дармонлар яратиш ва бошқа янгиликларни юзага келтиради.

Кейинги йилларда Ўзбекистонда кимё саноати жадал ривожланаётганлиги кимё корхоналари чиқиндисиз технологиялардан фойдаланаётганлиги жуда аҳамиятлидир. Ҳозирги пайтда республикада қуйидаги корхоналар фаолият кўрсатмоқда:

-Чирчиқ электрокимё комбинати. қишлоқ ҳўжалиги учун муҳим бўлган аммиак, селитра, карбамид, юкори концентрасияли нитрат қислота, водород, карбонат ангидрид, натрий, калий металлари, мис-руҳ-алюминий катализаторлари ва бошқалар ишлаб чиқади. Комбинатнинг асосий хом ашёси ҳаводан (азот ва қислород) олинади. Метанни парчалаш оркали атсетилен ва водород олиниб улардан жуда қўп маҳсулотлар тайёрланади. Ҳудди шундай минерал ўитлар Навоий азот ва Фарона азот бирлашмаларида ҳам амалга оширилади.

- Олмалик “Аммофос” ишлаб чиқариш бирлашмаси, Самарқанд кимё заводи, Навоий азот ишлаб чиқариш бирлашмаси, қўкон суперфосфат заводи ҳам асосан фосфорли , азотли ва бошқа ўитлар ишлаб чиқаришга мослаштирилган.

-Шўртан нефт-кимё саноати бирлашмаси заводларида ҳам кимё саноатининг қатор муҳим маҳсулотлари ишлаб чиқарилади. Бу корхоналарда нефтнинг йўлдош газлари қайта ишланиб юкори босимли полиэтилен олинади.

- Қауцик сода заводи Ўзбекистонда амалга оширилган қатта ишлардан биридир. Мамакатимизда юкори сифатли сода олишни солвей усули асосида амалга оширилмоқда. Бу усулда энг асосий хом ашё ош тузи, карбонангидрид, аммиак ва сув ҳисобланади. Бу хом ашёларнинг захиралари мамкатимизда этарли микдорда мавжуд.

-Нефтни қайта ишлаш корхоналари. Ўзбекистонда йирик 5 та нефтни қайта ишлаш заводлари (Фарона, Бухоро, Муборак, Фузор, Олтиарик) бор.

Уларда кимё ва дори-дармон саноати учун зарур бўлган катор хом ашё маҳсулотлари ишлаб чиқарилади.

Юкоридагилардан бошқа республикада катор қурилиш материаллари қорхоналари, ё-мой заводлари, озиқ -овқат ва енгил саноати қорхоналари борки уларда ҳам кимё саноати учун зарурий маҳсулотлар ётарли миқдорда олинади. Айниқса қорақумда катта фосфоритлар қонинг очилганлиги фосфорли оитлар ишлаб чиқаришни қенгайтиришга имқон беради.

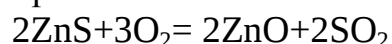
Инсон ва биосфера, кимёдаги экологик муаммолар. Биосфера факат мухитгина бўлмасдан инсон яшайдиган макондир. Инсон шу маконда яшар экан у планетамиздаги экосицемаларнинг бири ҳисобланади.

Хаёт фаолияти давомида элментларнинг айланиши содир бўладиган хақиқий биологик чегара экосицема дейилади.

Инсон ўз хаёт фаолияти давомида аорганик моддалардан органик моддалар ярата олмайди у табиатдан органик моддаларни факат тайёр ҳолда ўсимлик ёки хайвонлардан олади. Инсон учун керак бўладиган хаво тоза бўлиши керак.

Инсонни ўзи хаёт фаолияти даврида табиатнинг биоген айланишига путур ётказиши мумкин. Атроф мухитни саноат, кимё қорхоналари, инсоннинг хаёт фаолиятида ҳосил бўладиган чиқиндилар бузади. Одатда хавода жуда кичик каттик заррачалар ва захарли газлар бор.

Хавога металл оксидларини қуйдиришдаги чиқиндилар, масалан сульфидлар ёнгандаги газлар:



Хавога тарқалган газлар таркибида SO_2 , NO_2 ва бошқа газлар бўлиб, улар сув билан таъсирда кислоталар ҳосил қилади ва ерга яна кислотали ёмирлар ҳолидай қайтиб келади. Одатда ёмир сувида pH 5,6 га тенг бўлиши керак. Лекин баъзан атмосферага чиқинди газларнинг отилиши оқибатида саноат қорхоналари яқинида ёмир сувининг pH қиймати 4,3, ва ҳатто 1,5 гача қамайганлиги қузатилган. Бундай кислотали ёмирлар ўсимликлар хаёти ва ўрмонлар учун зарарли. Кислотали ёмирлар ҳовузлар ва сув хавзаларини тўлдирганлиги учун улар балиқлар ва сув хайвонларига анча зарар қелтиради.

Айниқса ички йўнар двигателлардан чиқадиган CO , азот оксидлари, озон атмосферани ифлослантиради. Айниқса ёкилига қўшиладиган қўрошиннинг органик бирикмалари(тетраетил қўрошин) атмосферага қўрошин галогенидлари ҳолатида тарқалади. Катта шарларда қўрошин миқдори руҳсат ётилган ҳолатдан минглаб марта ошиб кетади.

Саноат миқёсида симоб, кадмий қаби захарли металлларнинг ишлатилиши ва улардан оқава сув орқали атмосферанинг бузилиши қўп содир бўлади.

Атмосферанинг ва атроф мухитнинг зарарланишидан турли қасалликлар қелиб чиқишидан ташқари у ёки бу географик жойланишга болиқ қасалликлар ҳам мавжуддир. Ана шу қасалликлар эндемик қасалликлар дейилади.

Кимёвий элементларнинг турли ҳудудларда консентартсияси ҳар хиллиги шу туманларда ўзига хос биокимёвий реакциялар кетишини кўрсатади. Масалан, Бошқирдицонда мис кўп таркалган, Арманицонда молибден, Ўрта Осиёда ёд етишмаслиги, Ўзбекистоннинг жанубий вилоятларида аτροφ мухитни фтор билан зараланиши турли ўзига хос эндемик касалликларни кўпайишига олиб келади.

Фойдаланилган адабиётлар:

1. Н.С. Ахметов. «Общая и неорганическая химия» Высшая школа». М., 2002.
2. К.М. Ахмеров, А.Жалилов, Р.С. Саефитдинов, Умумий ва аноорганик кимё, ”Озбекистон”, 2006.
3. Н.А. Парпиев, Х.Рахимов, А.Г.Муфтахов. Аноорганик кимёнинг назарий асослари. Т., ”Озбекистон”, 2002.
4. Н.А. Парпиев, А.Г.Муфтахов, Х.Р.Рахимов, Аноорганик кимё. ”Озбекистон”, 2003.
5. ?Р.Рахимов, Аноорганик химия. Олий ўқув юр. Химия ихтисослиги бўйича таълим олувчи студ. учун дарслик. ?айта ишланган тўлдирилган 2-нашри. Т. «Ўқитувчи», 1984.-424 бет.
6. А.И.Горбунов. Теоретические основы общей химии. М., 2001.
7. Д.А.Князев, Неорганическая химия: учеб. для ВУЗов/Д.А.Князев, С.Н.Смарыгин.-3-изд.испр.-М.:Дрофа, 2005.-591.
8. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для ВУЗов/ Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др.; под ред. Ю.А.Ершова- 4 изд., -М.: Высш.шк., 2003.-560 с. ил.
9. Э.Т.Оганесян. Неорганическая химия.-М., Высшая школа, 1984.-с.379.
10. Е.Я. Левитин, А.Н.Бризицкая, Р.И.Клюева Общая и неорганическая химия: Учебник для студентов фармац. ВУЗов и фармац. Фак. медВУЗов. Х.:Изд-во НФАУ: Золотые страницы, 2002.-536 с.

МУНДАРИЖА

Сўз боши.....	7
Замонавий муаммоларни хал этишда кимё фанининг ўрни.....	10
I КИСМ. УМУМИЙ КИМЁ	
1- боб. Кимёнинг асосий қонунлари	12
Кимёнинг тарихи	
1. 1. Кимёнинг асосий қонунлари	14
1. 2. Газ қонунлари.....	17
1.3. Асосий тушунчалар.....	19
1.4.Газларнинг молекуляр массасини аниқлаш.....	20
1.5.Атом массани аниқлаш усуллари.....	20
2- боб. Моддаларнинг агрегат ҳолатлари.....	21
2.1. Моддаларнинг каттик ҳолати.....	21
2.2. Суюқликлар тузилиши.....	23
2.3.Моддаларнинг газ ва бошқа ҳолатлари.....	24
3- боб. Анорганик моддаларнинг синфлари.....	25
3.1.Оксидлар	26
3.2.Асослар.....	29
3.3. Кислоталар.....	30
3.4.Тузлар.....	33
4-боб. Кимёвий реакцияларнинг энергетикаси ва йўналиши.....	38
4.1.Кимёвий реакцияларнинг энергетикаси	38
4.2.Термокимёвий ҳисоблашлар.....	41
4.3. Кимёвий реакцияларнинг йўналиши.....	43
5 -боб. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги.....	50
5.1. Реакциялар тезлиги.....	50
5.2. Реакция тезлигига таъсир этувчи факторлар.....	51
5.3. Реакция тезлигига ҳароратнинг таъсири	52
5.4. Реакцияларнинг молекулярлиги ва тартиби.....	54
5.5. Мураккаб реакциялар.....	55
5.6.Катализ.Каталитик реакциялар.....	57
5.7. Кимёвий мувозанат.....	58
5.8. Кимёвий реакцияларнинг механизми.....	60
5.9. Кимёвий жараёнларнинг содир бўлиш шартлари.....	61
6 -боб. Эритмалар.....	63
6.1. Эритмалар концентратсияси.....	65
6.2.Ерувчанлик. Эриш механизми.....	67
6.3.Еритмаларнинг физик-кимёвий хоссалари.....	69
6.4.Електролитик диссоциланиш назарияси.....	73
6.5.Диссоциланиш даражаси.....	73
6.6. Эрувчанлик кўпайтмаси.....	76
6.7. Ионли реакциялар ва ионлар мувозанатинининг силжиши.....	77
6.8. Сувнинг ион кўпайтмаси.....	79
6.9.Индикаторлар ҳақида тушунча.....	80
6.10. Кислота ва асослар тўғрисидаги замонавий тасавурлар.....	81

6.11.Активлик, активлик коэффисиенти.Еритманинг ион кучи.....	83
7- боб. Тузлар эритмаларининг гидролизи.....	85
7.1.Гидролиз тулари.....	85
7.2. Гидролиз концантаси.....	88
7.3. Гидролизланиш даражаси.....	89
8- боб. Оксидланиш-кайтарилиш реаксиялари.....	91
8.1. Оксидланиш-кайтарилиш реаксияларининг назарияси.....	93
8.2. Оксидланиш-кайтарилиш реаксияларини тенглаштири.....	93
8.3. Оксидланиш- кайтарилиш реаксияларининг турлари.....	94
8.4. Оксидловчи ва кайтарувчининг эквиваленти.....	101
8.5. Оксидланиш-кайтарилиш реаксиялари потенциаллари.....	101
8.6. Электролиз.....	103
8.7. Металлар коррозияси.....	106
9-боб. Д.И.Менделейвнинг даврий конуни ва элементлар даврий сицемаси	98
9.1. Даврий сицеманинг тузилиши.....	99
9.2. Элементлар ва уларнинг бирикмалари хоссаларидаги даврийлик.....	100
9.3. Даврий жадвалдаги конуниятлар.....	101
10 -боб.Атом тузилиши.....	108
10.1. Атомнинг ядровий тузилиши.....	108
10.2.Изотоплар, изобарлар ва изотонлар.....	111
10.3. Ядро реаксиялари.....	112
10.4.Атомлар спектри	113
10.5.Нурнинг квант назарияси.....	112
10.6.Квант механикасининг назарий асослари.....	113
10.7. Электрон булут.....	113
10.8. Шредингер тенгламаси.....	115
10.9. Квант сонлар.....	115
10.10. Атом электрон каватларининг тузилиши.....	116
11 -боб.Кимёвий боланиш ва молекула тузилиши.....	122
11.1. Кимёвий боланишнинг табиати.....	122
11.2. Ковалент бо хосил килиш усуллари.....	124
11.3. Гибридланиш назарияси.....	128
11.4. Кимёвий бонинг асосий тавсифлари.....	131
11.5. Молекуляр орбиталлар усули	133
11.6. Ион боланиш	140
11.7. Ионларнинг кутбланиши ва кутбланиш даражаси.....	141
11.8. Водород боланиш	143
11.9. Металл боланиш.....	144
11.10.Молекулалараро таъсирлар.....	144
12 - боб. Комплекс бирикмалар.....	146
12.1. Вернер назарияси.....	147
12.2. Комплекс бирикмаларнинг номланиши.....	148
12.3 Комплекс бирикмаларнинг молекуляр тузилишини аниклаш.....	149
12.4. Комплекс бирикмаларнинг турлари.....	151
12.5. Комплекс бирикмаларнинг эритмадаги баркарорлиги.....	153

12.6. Комплекс бирикмаларнинг фазовий тузилиши ва изомерияси	154
12.7. Комплекс бирикмаларда кимёвий боланишнинг табиати.....	155
II КИСМ. АНОРГАНИК КИМЁ	
13-боб. Биоген элементлар кимёси.....	161
13.1. Табиатда биоген элементларнинг тарқалиши.....	161
13.2. Одам организмида макро- ва микроэлементлар.....	163
13.3. Одам организмида биоген элементларнинг жойланиши.....	165
13.4. Организмдаги кимёвий элементларнинг биологик ўрни	167
14- боб. Металларнинг умумий хоссалари.....	168
14.1. Металларнинг кимёвий хоссалари.....	169
14.2. Металларнинг стандарт электрод потенциаллари катори.....	171
14.3. Металларнинг олиниш усуллари	173
15-боб. с-элементлар.....	174
15.1. Водород.....	174
15.2. Сув ва унинг хоссалари.....	17
15.3. Водород пероксиди ва унинг хоссалари.....	179
15.4. I А гуруҳ элементлари.....	182
15.5. II А гуруҳ элементлари.....	186
15.6. Сувнинг каттиклиги ва уни йўқотиш усуллари.....	191
16 -боб. III-V Б гуруҳ элементлари ва уларнинг хоссалари.....	193
16.1 Скандий бирикмалари.....	194
16.2. Лантаноидлар ва актиноидлар.....	194
16.3. IV Б гуруҳ элементлари.....	196
16.4. V Б гуруҳ элементлари.....	198
17-боб .VI Б гуруҳ элементлари.....	200
17.1. VI Б гуруҳ элементларининг умумий таснифи	200
17.2. Хром ва унинг бирикмалари.....	200
18 -боб. VII Б гуруҳ элементлари.....	206
18.1. VII Б гуруҳ элементларининг умумий таснифи.....	206
18.2. Марганес бирикмалари.....	206
18.3. Технетсий ва рений тўрисида қисқача маълумот.....	211
19-боб. VIII Б гуруҳ элементлари.....	212
19.1. VIII Б гуруҳ элементларининг умумий таснифи.....	212
19.2. Темир бирикмалари.....	213
19.3. Кобалт ва унинг бирикмалари	219
19.4. Никел ва унинг бирикмалари.....	202
20- боб. I Б гуруҳ элементлари.....	
20.1. I Б гуруҳ элементлари, уларнинг бирикмалари ва хоссалари	222
20.2. Мис.....	223
20.3. Миснинг бирикмалари.....	224
20.4. Қумуш ва унинг бирикмалари.....	226
20.5. Олтин ва унинг бирикмалари.....	228
21- боб. II Б гуруҳ элементлари.....	231
21.1. Рух бирикмалари.....	233
21.2. Кадмий.....	235

21.3. Симоб ва унинг бирикмалари.....	236
III .КИСМ. Металлмасларнинг умумий хоссалари.....	239
22- боб. III А гуруҳ элементлари.....	239
22.1. Бор ва унинг хоссалари	241
22.2.Алюминий ва унинг бирикмалари	246
22.3. Галлий гуруҳчаси элементлари.....	249
23- боб. IV А гуруҳ элементлари.....	252
23.1. Углерод.....	252
23.2. Кремний.....	262
23.3. Германий, калай ва кўрошин.....	265
24- боб. V А гуруҳ элементлари	269
24.1.Азот.....	269
24.2.Азотнинг водородли бирикмалари.....	271
24.3. Азотнинг кислородли бирикмалари.....	276
24.4.Нитрат кислота ва унинг тузлари.....	280
24.5. Фосфор.....	282
24.6. Фосфорнинг оксидлари ва кислоталари.....	285
24.7.Мишьяк.....	290
24.8. Сурма.....	293
24.9.Висмут.....	294
25 - боб. VI А гуруҳ элементлари.....	295
25.1. Кислород ва унинг хоссалари.....	296
25.2. Олтингугурт.....	298
25.3. Сульфат кислотаси ва унинг хоссалари.....	305
25.4.Олтингугуртнинг мураккаб кислоталари.....	306
25.5.Селен, теллур ва поллоний.....	308
25.6.ВІ А гуруҳ элементларининг тиббиётдаги аҳамияти.....	311
26-боб. VII А гуруҳ элементларининг умумий тавсифи.....	313
26.1. Фтор.....	313
26.2. Хлор ва унинг бирикмалари.....	316
26.3. Хлорнинг кислородли бирикмалари.....	318
26.4. Бром.....	321
26.5. Ёд.....	323
26.6. Ацат.....	325
26.7.Галогенларнинг ўзаро ҳосил қилган бирикмалари.....	325
26.8. Галогенлар бирикмаларининг тиббиётдаги аҳамияти.....	326
27-боб. VIII А гуруҳ элементлари тавсифи.....	327
27.1. Гелий, неон ва аргон.....	328
27.2. Криптон гуруҳчаси элементлари.....	329
Кимё фани ва саноатининг иқтидорлари	330
Фойдаланилган адабиётлар	333
Мундарижа.....	334

Хақим Раҳмонович Тўхтаев
Раҳим Арицанбеков
Комилжон Аминжонович Чўлпонов
Собиржон Нигматович Аминов

АНОРГАНИК КИМЁ

Фармасевтика институтининг фарматсия мутахассислиги
тлабалари учун дарслик

Тошкент, 2008 .

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	7
Роль химии при решении современных проблем.....	10
I Раздел. Общая химия	
1- глава. Основные законы химии.....	12
История химии	
1. 1. Основные законы химии.	14
1. 2. Законы газов.....	17
1.3. Основные понятия.....	19
1.4. Определение молекулярных масс газов.....	20
1.5. Определение атомных масс.....	20
2- глава. Агрегатные состояния веществ.....	21
2.1. Твердое состояние.....	21
2.2. Жидкое состояние.....	23
2.3. Состояние веществ в виде газа и другие состояния	24
3-глава. Классификация неорганических соединений.....	25
3.1.Оксиды	26
3.2.Основания.....	29
3.3. Кислоты.....	30
3.4. Соли.....	33
4-глава. Энергетика и направление химических реакций.....	38
4.1. Энергетика химических реакций.....	38
4.2.Термохимические расчеты.....	41
4.3. Направление химических реакций.....	43
5 – глава. Скорость химических реакций.....	50
5.1. Скорость реакций.....	50
5.2. Факторы влияющие на скорость химических реакций.....	51
5.3. Влияние температуры.....	52
5.4. Молекулярность и порядок химических реакций.....	54
5.5. Сложные реакции.....	55
5.6. Катализ. Каталитические реакции.....	57
5.7. Химические равновесие.....	58
5.8. Механизм химических реакций.....	60
5.9. Факторы вызывающие химические реакции.....	61
6 – глава. Растворы.....	63
6.1. Концентрация растворов.....	65
6.2. Растворимость. Механизм растворения.....	67
6.3. Физико- химические свойства растворов.....	69
6.4. Теория электролитической диссоциации.....	73
6.5. Степень диссоциации.....	73
6.6. Произведения растворимости.....	76
6.7. Ионные реакции и смещение ионных равновесий	77
6.8. Ионное произведение воды.....	79
6.9. Понятие об индикаторах.....	80
6.10. Современные понятия об кислотах и основаниях.....	81

6.11. Активность, коэффициент активности. Ионная сила растворов.....	83
7- глава. Гидролиз растворов солей.....	85
7.1. Типы гидролиза.....	85
7.2. Константа гидролиза.....	88
7.3. Степень гидролиза.....	89
8- глава. Окислительно-восстановительные реакции.....	91
8.1. Теория окислительно-восстановительных реакций.....	93
8.2. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций.....	93
8.3. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	94
8.4. Эквивалент окислителя и восстановителя.....	101
8.5. Потенциалы окислительно-восстановительных реакций.....	101
8.6. Электролиз.....	103
8.7. Коррозия металлов.....	106
9-глава. Периодический закон и система Д.И.Менделеева.....	98
9.1. Строение периодической системы.....	99
9.2. Периодические свойства элементов и их соединений.....	100
9.3. Основные законы в периодической таблице.....	101
10 -глава. Строение атома.....	108
10.1. Ядерное строение атома.....	108
10.2. Изотопы, изобары, изотоны.....	111
10.3. Ядерные реакции.....	112
10.4. Спектры атомов.....	113
10.5. Квантовая теория света.....	112
10.6. Основы квантовой механики.....	113
10.7. Электронное облако.....	113
10.8. Уравнение Шредингера.....	115
10.9. Квантовые числа.....	115
10.10. Строение электронных оболочек атомов.....	116
11 -глава. Химическая связь и строение молекул.....	122
11.1. Природа химической связи.....	122
11.2. Способы образования ковалентной связи.....	124
11.3. Теория гибридизации.....	128
11.4. Основные характеристики химической связи.....	131
11.5. Метод молекулярных орбиталей.....	133
11.6. Ионная связь.....	140
11.7. Поляризация ионов и степень поляризации.....	141
11.8. Водородная связь.....	143
11.9. Металлическая связь.....	144
11.10. Межмолекулярное взаимодействие.....	144
12 – глава. Комплексные соединения.....	146
12.1. Теория Вернера.....	147
12.2. Номенклатура комплексных соединений.....	148
12.3. Определение молекулярного строения комплексных соединений.....	149
12.4. Типы комплексных соединений.....	151
12.5. Устойчивость комплексных соединений в растворе.....	153

12.6. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений...	154
12.7. Природа химической связи в комплексных соединениях.....	155
II Раздел. Неорганическая химия	
13-глава. Химия биогенных элементов.....	161
13.1. Распространение биогенных элементов в природе.....	161
13.2. Макро и микроэлементы в человеческом организме.....	163
13.3. Распространение биогенных элементов в человеческом организме....	165
13.4. Биологическая роль химических элементов в организме.....	167
14- глава. Общие свойства металлов.....	168
14.1. Химические свойства металлов.....	169
14.2. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов.....	171
14.3. Способы получения металлов.....	173
15-глава. s-элементы.....	174
15.1. Водород.....	174
15.2. Вода и ее свойства.....	177
15.3. Пероксид водорода и его свойства.....	179
15.4. Элементы 1А группы.....	182
15.5. Элементы II А группы.....	186
15.6. Жесткость воды и ее устранение	191
16 -глава. Элементы III-V В группы и их свойства.....	193
16.1. Соединения скандия.....	194
16.2. Лантаноиды и актиноиды.....	194
16.3. Элементы IV В группы.....	196
16.4. Элементы V В группы.....	198
17-глава . Элементы VI В группы.....	200
17.1. Общая характеристика элементов VI В группы.....	200
17.2. Хром и его соединения.....	200
18 -глава. Элементы VII В группы.....	206
18.1. Общая характеристика элементов VII В группы.....	206
18.2. Соединения марганца.....	206
18.3. Краткие сведения об технике и рении.....	211
19-глава. Элементы VIII В группы.....	212
19.1. Общая характеристика элементов VIII В группы.....	212
19.2. Соединения железа.....	213
19.3. Кобальт и его соединения.....	219
19.4. Никель и его соединения.....	202
20-глава. Элементы I В группы.....	220
20.1. Элементы IB группы, их соединения, свойства.....	222
20.2. Медь.....	223
20.3. Соединения меди.....	224
20.4. Серебро и его соединения.....	226
20.5. Золото и его соединения.....	228
21- глава. Элементы II В группы.....	231
21.1. Соединения цинка.....	233

21.2. Кадмий.....	235
21.3. Ртуть и ее соединения.....	236
III.Раздел. Общие свойства неметаллов.....	239
22- глава. Элементы IIIA группы.....	239
22.1. Бор и его соединения.....	241
22.2. Алюминий и его соединения.....	246
22.3. Элементы подгруппы галлия.....	249
23- глава. Элементы IV A группы.....	252
23.1. Углерод.....	252
23.2. Кремний.....	262
23.3. Германий, олово и свинец.....	265
24- глава. Элементы V A группы.....	269
24.1. Азот.....	269
24.2. Водородные соединения азота.....	271
24.3. Кислородные соединения азота.....	276
24.4. Азотная кислота и ее соли.....	280
24.5. Фосфор.....	282
24.6. Оксиды и кислоты фосфора.....	285
24.7. Мишьяк.....	290
24.8. Сурма.....	293
24.9. Висмут.....	294
25 – глава. Элементы VI A группы.....	295
25.1. Кислород и его свойства.....	296
25.2. Сера.....	298
25.3. Серная кислота и ее свойства.....	305
25.4. Сложные кислоты серы.....	306
25.5. Селен, теллур и полоний.....	308
25.6. Значение элементов VI A группы в медицине.....	311
26-глава. Общая характеристика элементов VII A группы.....	313
26.1. Фтор.....	313
26.2. Хлор и его свойства.....	316
26.3. Кислородные соединения хлора.....	318
26.4. Бром.....	321
26.5. Иод.....	323
26.6. Астат.....	325
26.7. Производные галогенов между собой.....	325
26.8. Значение производных галогенов в медицине.....	326
27-глава. Характеристика элементов VIII A группы.....	327
27.1. Гелий, неон и аргон.....	328
27.2. Элементы подгруппы криптона.....	329
Перспективы химической науки и производства.....	330
Использованная литература.....	333
Оглавление.....	334

Аннотасия

Мазкур дарсликда фарматсевтика инцитуту талабалари учун аорганик кимёнинг назарий асослари берилган.

Талабаларга кулай бўлиши мақсадида аввал кимёнинг қонунлари, реакцияларнинг энергетикаси, тезлиги, эритмалар турисидаги таълимот, атом ва молекула тузилиши ҳамда элементлар кимёси ёритилиб, бу материаллар талабаларга ўқиладиган маърузаларга мос келиши, мавзуга тегишли саволлар ва масалаларни муцакил ишлаш учун керакли назарий асослар ҳам келтирилган.

Дарслик, асосан фарматсевтика ва тиббиёт инцитутларининг талабаларига мўлжалланган бўлиб” ундан мағицрантлар, аспирантлар ва тиббиёт ҳамда фарматевтика коллежларининг иктидорли ўқувчилари ҳам фойдаланишлари мумкин.

Аннотация

В учебнике дается теоретические основы неорганической химии в рамке программы фармацевтических институтов.

Для удобства в учебнике приводятся основные законы химии, энергетика химических реакций, скорость, учения о растворах, строение атома и молекулы, а также химия элементов так, что порядок изложения материалов совпадают читаемой им лекцией. При этом теоретические основы могут быть использованы для самостоятельного решения задач и тестов.

Данные учебника могут быть полезными для студентов фармацевтических и медицинских институтов, магистрантов, аспирантов и для одаренных учеников медицинских и фармацевтических коллежов.

Anorganik kimyo: Farmatsevtika instituti talabalari uchun darslik

Mualliflar: H.R.Tўxtaev,R.Aristanbekov,K.A.Chўlponov,S.N.Aminov, (prof. S.N.Aminov tahriri ostida).-Toshkent.: 2008. 321 b.

Неорганическая хими: Учебник для студентов фармацевтических институтов. Авторы: Х.Р.Тухтаев, Р.Аристанбеков, К.А.Чулпонов, С.Н.Аминов, (под ред. Проф. С.Н.Аминова).-Ташкент.:2008.325с.