

АНОРГАНИК КИМЁ

Н.А. Парпиев, А.Г. Муфтахов,
Ҳ.Р. Раҳимов

**АНОРГАНИК
КИМЁ**

“ЎЗБЕКИСТОН”

Н. А. Парпиев, А. Г. Муфтахов,
Х. Р. Раҳимов

У 35.2

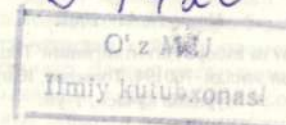
Б46

П-24

АНОРГАНИК КИМЁ

*Ўзбекистон Республикаси Олий ва ўрта махсус
таълим вазирлиги Олий ўқув юр்தларининг кимё
ихтисослиги бўйича таълим олувчи талабалари
учун дарслик сифатида тавсия этган*

В 7420



ТОШКЕНТ — «ЎЗБЕКИСТОН» — 2003

Тақризчилар:

проф. Қ. А. Аҳмеров, проф. О. А. Шобилолов,
доц. Х. А. Ҳамидов

Парпиев Н. А. ва бошқ.

Анорганик кимё: Олий ўқув юртларининг кимё ихти
сослиги бўйича таълим олувчи талабалари учун дарслик
Н. А. Парпиев, А. Г. Муфтахов, Х. Р. Раҳимов, — Т.: «Ўзбе
кистон», 2003. 504 б.

I. 1,2 Автордош.

Ушбу дарсликда Д. И. Менделеевнинг кимёвий элементлар даврий системасидати деяр
хамма элементларнинг, уларнинг бирикмалари хоссалари, муҳим бирикмаларининг олиниш
ва ишлатилиши баён этилган.

«Анорганик кимё» дарслиги олий ўқув юртларида кимё фани бўйича таълим олаёт
бакалаврлар учун мўлжалланган бўлиб, ундан мутахассисликлари кимё (В 440 400); ки
технологияси ва биотехнология (В 522700); камёб, нодир ва тарқоқ металллар технологияси
523200) ҳамда соғлиқни сақлаш (В 523200) соҳасидаги талабалар фойдаланишлари мумкин

Н. А. Парпиев, А. Г. Муфтахов, Х. Р. Раҳимов

АНОРГАНИК КИМЁ

Муҳаррир Р. С. Тоирова, М. А. Юсупова

Техник муҳаррир У. Қим

Бадий муҳаррир Т. Содиқов

Мусахҳиҳ Ш. Мақсудова

ББК 24.2я

Терншга берилди 06.03.2003. Босишга рухсат этилди 12.11.2003. Бичими 84×108¹
Офсет босма усулида босилди. Шартли б. т. 26,46. Нашр б. т. 25,97. Нусхаси 1000
28-рақамли буюртма. Баҳоси шартнома асосида.

Тошкент, 700129, «Ўзбекистон» нашриёти, Навоий кўчаси, 30.

Нашр № 48—2002

Ўзбекистон Матбуот ва ахборот агентлигининг Тошкент китоб-журнал
фабрикасида чоп этилди. 700194. Тошкент, Юнус-Обод даҳаси,
Муродов кўчаси, 1-уй.

П 1704000000-59 2003
М351(04) 2003

ISBN 5-640-01782-1

© «Ўзбекистон» нашриёти, 2003

СЎЗ БОШИ

Ҳозирги замон анорганик кимё дарслиги олдига қўйиладиган та
лаблар бу фаннинг тарихий ривожланишига ва олий билимгоҳни қайта
қуриш режаларига жавоб бера оладиган бўлиши керак.

XIX асрда маъданли конлар, металлургияга хос жараёнлар, шиша,
чинни, кислота, асос (ишқор) ва тузлар ишлаб чиқаришга доир таҳ
лилий тадқиқотлар асосида ривож топган анорганик кимё ўзининг йўна
лиши жиҳатидан органик кимёдан анча узоқда бўлиб, кимёвий фанлар
қаторида иккинчи ўринни эгаллаган эди. Ўша замон кимёгарлари сода
тайёрлаш, сульфат кислотани катализатор иштирокида ишлаб чиқа
риш, махсус пўлатлар яратиш, металлшунослик соҳасидаги жараён
ларни ўзларининг биринчи ўриндаги муваффақиятлари деб билар
эдилар. Д. И. Менделеевнинг даврий қонуни ва даврий системасининг
кашф этилиши ўтган асрнинг оламшумул илмий муваффақияти бўлди.
Бу кашфиёт анорганик кимёнинг XX асрдаги эгаллаган ҳолатини ва
унинг янги асрдаги вазифасини режалаб берди.

XX аср кимё фани катта суръатлар билан ривожланди, термодина
миканинг муваффақиятлари анорганик кимёнинг ривожланишига кат
та таъсир кўрсатди, электр токи ёрдамида ҳаводан азот (N) оксидини
олиш, Габер усулида синтетик аммиак ишлаб чиқариш йўлга қўйилди;
радиоактивликка онд илмий ва амалий ишлар рўёбга чиқди, магний-
органик синтезлар туфайли ва координацион бирикмалар кимёсининг
назарий ва амалий асослари маълум муваффақиятларга эришди.

Модда тузилишига доир назарияларнинг ривожланиши анорганик
кимёни жуда муҳим муваффақиятлар томон йўналтирди. XX асрнинг
50-йилларига келиб, олимлар ядро ёқилгисининг моҳиятини ва даврий
системасидаги урандан кейинги элементлар синтезини ўзлаштиришга
муваффақ бўлдилар. Даврий системанинг энг оғир элементлари ва улар
нинг бирикмаларини тадқиқот этиш соҳаси радиоактивлик билан ало
қадор эканлиги туфайли анорганик кимёнинг янги бир соҳаси — ра
диокимё йўналиши яратилди. Бу соҳанинг муваффақиятлари космохим
ёга катта таъсир кўрсатди; натижада кимёвий элементларнинг синтези
юлдузларда содир бўлишлиги ҳақидаги гоялар тўғри деб топилди.

Даврий системанинг енгил ва ўртача вазндаги элементларни ўрга
ниш жараёнида тадқиқот олиб борган олимлар табиатнинг энг муҳим
сирларини очишга муваффақ бўлдилар. Водород, углерод, азот, кисло
род, олтингугурт, темир, кобальт, молибден, йод ва бошқа элемент
ларнинг атомлари эркин — «тинч» ҳолатда мавжуд бўлсалар-да, уларга

нур ва электр энергия таъсир этганда, зарурий шаронт яратилганда мураккаб моддалар ҳосил бўлади.

Эволюция жараёнида эса улар тирик ва фикрловчи материя кўри-нишига айланади. Эндликда биокимё билан аноганик кимё ўртасида «биоген элементлар» рўйхати тузилди. Элементорганик кимё соҳаси ривожланди. Биоген элементлар жумласига, масалан, водород, кисло-род, азот, углерод, фосфор, темир, магний, калий, натрий, молиб-ден, йод каби элементлар кириши аниқланди. Аноганик кимё «навқи-рон» фан соҳаси сифатида ўзининг ривожланиш йўлини топиб олди дейиш муболағасиз бўлади.

Ўқувчилар ихтиёрига ҳавола этилаётган ушбу дарсликда аноганик кимёвий ҳозирги ҳолати, унинг махсус материаллар тайёрлашдаги ўрни, даврий система тараққиётидаги янги қарашлар, аноганик кимёнинг назарий асослари, атом, ядро, молекулалар тузилиши, кимёвий муво-занат, координацион бирикмалар, экологиянинг баъзи муаммолари баён этилади. Китобда моддаларнинг кимёвий тузилиши билан уларнинг ҳоссалари ва қўлланиши орасидаги муносабатлар батафсил баён этил-ди. Дарсликда баён этилган аноганик бирикмаларнинг даврлар ва груп-пачалар бўйича ўзгариб боришида кузатиладиган қонуниятлар шу фан-нинг мазмунини чуқур тушунган ҳолда талабаларни зарурий хулосалар чиқаришга ўргатишни кўзда тутди.

Ўқувчидан китобнинг ҳар қайси боби охирида келтирилган савол-ларга жавоб бериши ва топшириқларни бажариши талаб қилинади, зеро, бу вазифаларни бажариш ўқувчиларнинг мустақил ишларини самарали бўлишига ёрдам беради.

Китобнинг I, II, VI—IX ва XII бобларининг айрим қисмлари проф. Ҳ. Р. Раҳимов томонидан; III, V боблар, юқоридаги кўрсатилган VI—IX ва бошқа бобларнинг айрим қисмлари, IV группа элементлари кимё-си, даврий системанинг ривожланишидаги янги тасаввурларни тегиш-ли элементлар кимёсига боғлаб изоҳлаш, захарли кимёвий моддалар ҳақидаги маълумотлар, VIII бобда баён этилган металл ҳоссаларига тегишли назарий ва амалий аҳамиятга эга бўлган айрим маълумотлар, XI боб доц. А. Г. Муфтахов томонидан, китобнинг XII боби проф. Н. А. Парпиев томонидан ёзилди. Китобдаги барча материаллар муаллифлар томонидан батафсил қараб чиқилди.

Китоб қўлёзмасини кўриб чиқиб, ўзларининг қимматли маслаҳат-ларини киритган тақризчилар — кимё фанлари доктори, проф. Кудрат Аҳмерович Аҳмеровга, кимё фанлари доктори, проф. Озод Аҳмедович Шобилотовга ва доцент Ҳаким Аслонович Ҳамидовга муаллифлар ўзларининг самимий миннатдорчиликларини изҳор этадилар.

МУҚАДДИМА

Мазкур дарслик муаллифларнинг «Аноганик кимёнинг назарий асослари» деб аталган китобининг давоми бўлиб, университет ва институтларда таълим олувчи талабалар учун мўлжалланган. Ундан, кимё, кимё-технология, педагогика, биология, тиббиёт соҳаларида, мутахассисликларни эгаллашга тайёрланаётган талабалар, ўрта ва олий билим-гоҳларнинг ўқитувчилари ва ўқувчилари фойдаланишлари мумкин, чунки бу китобда замонавий аноганик кимё-нинг фактик материали замонавий кимё назариялари асо-сида хийла мукамал ёритилган.

Муаллифлар китобда Ўзбекистон мустақил жумҳурия-тининг, МДҲ ва чет эл олимларининг аноганик кимё соҳасидаги янги ишларини, кимёнинг истиқболларини ёритишга ҳам эътибор бердилар.

Китоб муаллифларининг ишонч ва эътиқодига кўра ано-ганик кимёни ўқитишдан мақсад — талабаларни маълум тар-тибда йиғилган мавжуд материал ва замонавий концепция-лар йиғиндисини билан таништиришигина эмас, балки талаба-ни ижодий ишлашга, яъни мавжуд материални таҳлил қилиб, унинг сабабларини тушунган ҳолда зарурий хулосалар чиқа-ришга ўргатишдан иборат. Мавжуд материални таҳлил қилиш ва унинг сабабларини тушунмаган ҳолда аноганик кимё курсини ўрганмаган талабанинг кимёни сира ўқимаган ки-шидан ҳеч қандай фарқи йўқ. Шуларни назарда тутиб, китоб муаллифлари аноганик кимё курсини системали равишда баён этишга, ҳар қайси талаба элементлар атомларининг электрон тузилиши ҳамда валентлик назариялари асосида кимёвий системаларда содир бўлаётган жараёнлар сабабини тушунишига алоҳида эътибор бердилар.

Муаллифлар китоб ҳақида ўқувчилар томонидан юбо-риладиган тақриз, камчилик ва танқидларни мамнуният билан қабул қилишга ва уларни жавобсиз қолдирмасликка тайёр эканликларини билдирадилар.

КИМЁВИЙ МОДДАЛАР ВА КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР

1.1. КИРИШ

Анорганик кимё барча — 105 та элементни ҳосил қилган хилма-хил моддаларни ўрганади (углероднинг органик бирикмалари бундан мустасно). Анорганик кимё мавқеидаги моддалар газсимон, суюқ ва қаттиқ ҳолатларда бўлиши мумкин. Улар юқори ва паст температурали шароитларда текширилади. Бу моддалар таркибидаги атомлар ўзаро ковалент, ионли ёхуд қутбли заррачалар ҳосил қилиши, кимёвий жиҳатдан жуда актив ёки жуда пассив бўлиши мумкин. Анорганик моддалар таркибидаги атомларнинг координатсион сонлари 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, ... ҳатто 12 га қадар етади. Атомларнинг оксидланиш даражалари эса -4 дан $+8$ га қадар бўлади. Атомлар орасида σ , π ва δ - (дельта) боғланишлар содир бўлиши мумкин.

σ -боғланишларда атомларнинг s -, p - ёки d -орбиталларининг қоплашган қисми ядро оралиғида молекула ўқиға нисбатан симметрик ҳолатда бўлади; π -боғланишларда атомларнинг p - ёки d -орбиталларининг фазонинг икки қисмида молекула ўқининг икки томонидан бир текисликда жойлашади; δ -боғланишларда d -орбиталларининг тўрт қисмида қоплашган қисмлари молекула ўқини перпендикуляр ҳолатда кесиб ўтадиган текисликда жойлашади. δ -боғланишларда d -орбиталларининг тўрт қисмида қоплашган қисмлари молекула ўқини перпендикуляр ҳолатда кесиб ўтадиган текисликда жойлашади. σ -боғланиш ҳосил бўлишида атомларнинг s -, p -, d - ва f -орбиталлари иштирок этса, π -боғланишда атомларнинг p -, d - ва f -орбиталлари, δ -боғланишда эса — фақат d - ва f -орбиталларгина иштирок этади.

XIX аср давомида анорганик кимё соҳаси Д. И. Менделеевнинг даврий системаси асосида бир неча ўн йиллар

давомида катта ютуқларга эришди. Резерфорд XX аср бошларида (1911 йилда) ўз лабораториясида шогирдлари Гейгер ва Марсден томонидан бажарилган тажрибалар асосида атом тузилиши ҳақида ядро моделини таклиф этди; бу назариянинг асослари ҳақида ушбу дарсликнинг I қисмига мувофиқ атомнинг деярлик барча массаси атомнинг ядросида ғуж жойланган бўлиб, электронлар ядро атрофида ҳаракат қилади. Макро-олам ҳақидаги Ньютон механикаси микро-олам муаммоларини ечишда тамомила ожиз эканлиги аниқлангач, бу муаммони ечиш йўлида кўп олимлар (Планк, Эйнштейн, Н. Бор, Фок, Полинг ва бошқалар) атом тузилиши ва кимёвий боғланишнинг табиати ҳақида янги-янги кашфиётлар яратишга муваффақ бўлдилар. Бу назариялар асосида даврий системанинг физик маъноси очиб берилди ва у кимёвий элементлар атомларининг табиий систематикаси эканлиги аниқланди.

Кимё — моддалар ва уларда содир бўладиган ўзгаришлар ҳақидаги фан бўлиб, унинг тадқиқот соҳаси кимёвий элементлар ва уларнинг бирикмаларидир. Кимёвий элемент деганда бир хил ядро зарядига ва шу билан бирга улар электронларининг орбиталларида жойлашиши бир хил бўлган атомлар туркумини тушунмоқ керак.

1.2. КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР

Кимёвий элементларнинг хоссалари уларни ташкил этган атомларнинг электрон тузилишига, унинг бошқа элементлар атомлари билан бирикиб турли мураккаб моддалар, шунингдек, ўз-ўзининг атомлари билан ўзаро бирикиб турли хусусиятга эга бўлган (аллотропик шакл кўринишлар) оддий моддалар ҳосил қилишига боғлиқ бўлади. Масалан, электрон тузилиши $1s^1$ бўлган водород фақат икки атомдан иборат молекула (H_2)ни ҳосил қила олади.

Бир атомли элементлар жумласига гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe ва радон Rn лар киради. Улар **подир газлар** деб аталади. Буғ ҳолидаги симоб $\{[Xe] 4f^{14}5d^{10}6s^2\}$ ҳам бир атомли молекулалар ҳосил қилади.

Икки атомли молекулалар ҳосил қилувчи элементлар: водород H_2 , азот N_2 , кислород O_2 , фтор F_2 , бром Br_2 , йод I_2 . Водород ва галогенларнинг атомлари ўзаро умумий жуфт электронлар ҳосил қилиб бирикади:

тиладики, улар конденсатланганда, айрим атомларга бирикмаган ва жисм ҳажмида эркин ҳаракат қиладиган электронларининг борлиги билан тавсифланади. Металларнинг энг ёрқин тавсифи — уларнинг реакцияларда фақат қайтарувчи сифатида иштирок эта олиш қобилиятидир.

Металлмаслар жумласига кучли оксидловчи хоссага эга бўлган оддий моддалар киради. Бу классификация шартли ҳисобланади, чунки у бир қанча кимёвий элементларни, жумладан, водородни ҳам, нодир газларни ҳам ўз ичига олмайди.

Водород ишқорий металллар ва галогенларнинг хоссаларини ўзида мужассамлаштиради. Водород атомининг ташқи қаватида, худди ишқорий металлларнинг атомларидаги каби, битта электрон мавжуд. Водород ўзининг электронини йўқотганида протон ҳолатига ўтади. Лекин протоннинг радиуси (10^{-6} нм) ишқорий металл ионларининг радиуси $0.06-0.17$ нм дан кескин фарқ қилади.

Водород спектри ишқорий металлларникига жуда ўхшаш. Водород ишқорий металллар каби, кучли қайтарувчи. Водород, худди галогенлар каби, одатдаги шароитда, газсимон мода; у икки атомли молекулалар ҳосил қилади ва бу молекулаларда унинг атомлари ўзаро ковалент боғланишлар орқали бириккан; водород оксидловчилик хоссани ҳам намоён қилади, яъни водород атоми ўзига яна битта электрон бириктириб — Даврий жадвалда ўзига энг яқин нодир газ — гелийнинг барқарор электрон конфигурацияси ($1s^2$)га эга бўлади. Водород ўзининг металллар билан ҳосил қилган бирикмаларида H^- таркибли анион ҳолатида бўлиб, унинг оксидланиш даражаси — I га тенг, унинг бирикмалари *гидридлар* деб аталади, улар ўзларининг структуралари ва таркибларидаги кимёвий боғланиш хусусияти жиҳатидан галогенларга ўхшайди. Водородда ана шундай икки хил хосса мавжудлиги учун, у даврий системанинг ҳам биринчи, ҳам еттинчи группасига қўйилди.

Нодир газлар — гелий, неон, аргон, криптон, ксенонларга келсак, уларнинг баъзан расман фақат физик хоссаларига кўра металлмаслар қаторига киритилади. Улар типик металлмаслар сингари мутлақ нолга яқин (жуда паст температурага қадар) ўзларининг газсимон ҳолатларини сақлаб қоладилар (гелий мутлақ нолга яқин температурада суяқ ҳолатга ўтади). Лекин бу газлар атомларининг электрон конфигурациясига қараб, уларни металллар жумласига

ҳам, металлмаслар синфига ҳам киритиб бўлмайди. Яна улар шу билан диққатга сазоворки, элементларнинг табиий қаторида бу газлар металллар билан металлмасларни бири-биридан аниқ фарқли эканлигини билдиради: уларнинг ҳар бири Д. И. Менделеев жадвалида типик металл билан типик металлмасларнинг қоқ ўртасида жойлашган.

Дарҳақиқат, агар барча кимёвий элементларни уларнинг атомлари тартиб рақамларини ўсиши тартибида кўздан кечирсак, ҳар қайси давр чегарасида элемент атомларининг металллик хоссалари кескин кучсизланиб, металлмаслик хоссалар кучайиб боради. Бир даврнинг энг актив металлмасидан кейинги даврнинг энг актив металлга нодир газ орқали кескин равишда ўтилади. Металллар ҳам, металлмаслар ҳам бирикмалар ҳосил қилганларида нодир газ атомининг электрон конфигурациясини ҳосил қилишга интилиши бизга маълум, лекин улар бу ҳолатга бошқа-бошқа йўллар билан эришади: бунда металлмаслар ўзларига етишмаган электронларни қабул қилиб (электрон акцептор бўлиб) қайтарилиши, металллар эса ўзларининг ташқи қаватларидаги электронларини йўқотиб (электрон донор бўлиб) оксидланишлари керак.

Шундай қилиб, нодир газлар металллар билан металлмаслар орасидаги оралиқ ҳолатни эгаллайди. Уларда металлмаслик хоссалар (агрегат ҳолати, паст электр ўтказувчанлиги ва ҳоказолар) билан бир қаторда металллик хоссаларнинг мавжудлиги уларнинг металллар билан металлмаслар ўртасидаги оралиқ элементлар эканлигидан дарак беради. Масалан, нодир газлар (криптон ва ксенон)нинг фторли ва кислородли бирикмалари маълум. Шубҳасиз, ана шу бирикмаларни ҳосил қилишда нодир газлар худди металллар сингари қайтарувчилик хоссани намоён қилади.

Энди типик металлмас хусусиятига эга бўлган элементларни ўтайлик. Кимёвий элементларнинг фақат 22 таси металлмасларни ташкил қилади. Улар Д. И. Менделеев элементлар Даврий жадвалининг ўнг томонидаги юқори қисмни банд этади (I. 1-расм). Улар жадвалда учбурчак бўйлаб жойлашган; учбурчак чўққисини фтор банд этади; унинг асосини эса бор — аstat қизигида ётувчи B, Si, As, Te, At элементлар эгаллайди.

Кимёвий элементларнинг умумий сонига нисбатан металлмаслар камчилигини ташкил этса-да, уларни тавсифловчи умумий белгиларни топиш жуда қийин, улар бир-

бир элементли бирикмалари кўпинча қаттиқ ҳолатда бўлади (масалан, карбин, графит, олмос ва ҳоказо). Икки элементли (бинар) бирикмалар таркибида бир элемент бошқа бир элемент билан бириккан ҳолатда бўлади. Элементларнинг гидрид, оксид, хлорид, фторид, бромид, йодид, сульфид, карбид ва силицидлари икки элементли бирикмалардир. Кўп элементли бирикмалар таркибида бир неча элемент бўлади; масалан, NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, K_3AsO_3 , K_3AsO_4 ва ҳоказо.

Бу классификациядан ташқари яна **иккинчи классификация** ҳам мавжуд; бу классификацияда бирикмаларнинг ўзига хос умумий хоссаларига эътибор берилади, масалан, бирикмалар кислота-асос, эритувчи, чўктирувчи, оксидловчи, қайтарувчи, координацион бирикмалар ҳосил қилувчилар, лигандлар каби функционал хусусиятга эга бўлган турларга ажратилади.

Бу классификацияда модда молекулаларининг кимёвий реакцияларда турли хоссалар намоён қилишига, айти бирикманинг ўзига электронлар қабул қилиш (акцепторлик) ёки ўздан электронлар бериш (донорлик), протон қабул қилиш хусусиятларига эътибор берилади; ёки айти бирикманинг оксидловчилик ва қайтарувчилик хоссаларига ёки кислота-асослик, эритувчилик ва чўктирувчилик хоссалари асос қилиб олинади.

Нихоят, **учинчи классификацияда** бирикмаларни ўзгармас ва ўзгарувчан таркибли моддалар деб икки гурпуга бўлинади. Молекуляр тузилишга эга бўлган газсимон, суюқ ва қаттиқ моддалар ўзгармас таркибга эга бўлади, чунки уларнинг молекулаларини ўзгармас сондаги атомлар ташкил этади. Бу моддалар молекуласи таркибига кирган атомлар сони молекула формуласида айти элемент символининг ўнг томони пастида **бутун сонлар билан** кўрсатилади; масалан, NH_3 , H_2SO_4 , Na_2S , H_2O . Ўзгармас таркибга эга бўлган бирикмадаги элементларнинг массалари орасидаги нисбат ҳар доим ўзгармай қолади. Масалан, сув молекуласида 1,000 масса бирлик водородга 8 масса қисм кислород тўғри келади.

Атомли (ковалент боғланишли), металллик ва ионли тузилишга эга бўлган кристаллар асосан маълум чегарада **ўзгарувчан** таркибга эга бўлади. Масалан, титан(II) оксид TiO олиниш шароитига қараб, таркибидаги 1 атом титан-

га тўғри келадиган кислород атомлари сони стехиометрик қийматидан бир мунча ортиқча ёки кам бўлиши мумкин. (Бундай ҳолларда титан оксид молекуласи таркиби $\text{TiO}_{0.6}$ — $\text{TiO}_{1.3}$ ораллиғидаги формулалар билан ифодаланади.) $\text{TiO}_{0.6}$ да бир атом титанга 1 атом кислород тўғри келади, $\text{TiO}_{0.6}$ да 10 та атом титанга 6 та кислород атоми тўғри келади. $\text{TiO}_{1.3}$ да эса 10 та Ti атомга 13 та кислород атоми тўғри келади. $\text{TiO}_{0.6}$ — $\text{TiO}_{1.3}$ соҳа **гомогенлик соҳа** деб аталади. Энг катта гомогенлик соҳалар металллар қотишмаларида учрайди. Турли оксид, сульфид, теллурид, карбид, нитрид ва бошқа кристалл бирикмалар ҳам ўзгарувчан таркибга эга бўлади.

1.5. ГИДРИДЛАР

Таркибида албатта водород ва бошқа бирор элемент бўлган бинар бирикма **бинар гидрид** деб аталади. Масалан, SiH_4 — кремний гидрид, NaH — натрий гидрид ва ҳоказо. Мураккаб (қўшалок) гидридлар ҳам маълум, масалан, LiAlH_4 . Шунингдек, қисман алмашинган гидридлар ҳам бўлади, масалан, Li_2PbH ва ҳоказо. Металларнинг гидридлари **тузсимон гидридлар** деб аталади. Уларда водород манфий зарядли (H^-) бўлади. Улар жумласига ишқорий ва ишқорий-ер металларнинг гидридлари кирази; *d*-металларнинг гидридлари **оралиқ металллар гидридлари** деб аталади; Cu , Zn , Ag , Cd , In , Au , Hg , Tl ларнинг гидридларини **чегара гидридлар** дейилади; барча металлмаслар Ga , Ge , Po , At ларнинг гидридлари **ковалент гидридлар гурпу** **пасини** ташкил қилади. Металлмасларнинг гидридларида водороднинг оксидланиш даражаси +1 га тенг. Кўпчилик металлмасларнинг гидридлари газсимон ҳолатда бўлади; молекуладаги атомлар ўзаро ковалент боғланишларга эга. Даврий жадвалнинг гурпаларидаги элементлар гидридларининг стандарт изобар потенциаллари гурпуца ичида юқоридан пастга тушган сари катталашиб боради.

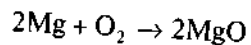
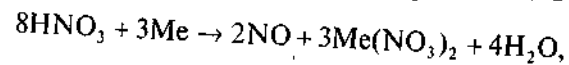
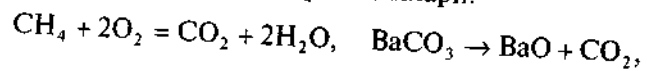
1.6. ОКСИДЛАР. ПЕРОКСИДЛАР

Элементларнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари **оксидлар** деб аталади. Фтор оксидидан ташқари барча элементларнинг оксидларида кислороднинг оксидланиш даражаси —2 га тенг. Сувдаги водород атоми ўрнини бошқа элементлар банд этганида ҳосил бўладиган ок-

сидларни одатда асосли, кислотали, амфотер ва туз ҳосил қилмайдиган оксидлар деб тўрт группага бўлинади. Сувнинг ўзини эса амфотер оксидлар жумласига киритилади. Оксидларнинг асослик, кислоталик ва амфотерлик хоссалари айти элементнинг оксидланиш даражасига ҳам боғлиқ. Айти элементнинг оксидланиш даражаси ортганида ўша элемент оксидларининг кислоталик хоссалари кучаяди; оксидланиш даражаси пасайганда аксинча асослик хоссалар кучайиб, кислоталик хоссалар заифлашади. Агар оксид таркибидаги элементнинг оксидланиш даражаси ўша элемент жойлашган даврий система группа тартиб рақамига тенг бўлса, бундай оксидни х а р а к т е р и с т и к о к с и д деб аталади. Баъзи элементларнинг х а р а к т е р и с т и к оксидлари ниҳоятда беқарор бўлади (масалан, Ti_2O_3 , SeO_3 , Bi_2O_5 лар). VIIIБ группача элементларидан фақат Os ва Ru х а р а к т е р и с т и к оксидлар ҳосил қилади, лекин Jг, Pt, Rh, Pd, Co, Ni, Fe лар х а р а к т е р и с т и к оксидлар ҳосил қилмайди.

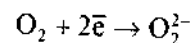
Асосли, кислотали, амфотер ва туз ҳосил қилмайдиган оксидлардан ташқари **тузсимон** оксидлар ва **пероксидлар** ҳам учрайди. Туз ҳосил қилмайдиган оксидлар жумласига фақат баъзи металлмасларнинг оксидлари (N_2O , NO , SiO , CO ва ҳоказолар)гина эмас, ҳатто баъзи металлларнинг оксидлари (OsO_4 , RuO_4 лар) ҳам киради. Тузсимон оксидлар жумласига кирган оксидларни кўпинча **тузлар** деб қаралади. Масалан, тузсимон оксид Pb_2O_3 ни плюмбат кислотанинг кўрғошинли тузи $Pb(PbO_3)$ деб қараш мумкин.

Оксидларнинг олиниш реакциялари:



Пероксидлар водород пероксиднинг ҳосилалари деб қаралади. Кўпчилик элементлар пероксидлар ҳосил қила олади. Масалан, даврий системанинг III группасидаги В ва La элементларидан бошқа элементлар пероксидлар ҳосил қилмайди; шунингдек, Au, Hg, Sb, Bi лар ҳам пероксидлар ҳосил қилмайди.

Барча пероксидлар таркибида пероксид ион $[:\ddot{O} - \ddot{O}:]^{2-}$ (ёки O_2^{2-}) мавжуд. Унинг ҳосил бўлиш схемаси қуйидаги тенглама билан ифодаланади:



Пероксид ион O_2^{2-} оксидловчи (яъни $O_2^{2-} + 2e \rightarrow 2O^{2-}$) ва қайтарувчи ($O_2^{2-} - 2e \rightarrow O_2$) хоссаларини намоён қилади. Барча пероксидларни икки группага бўлиш мумкин:

- металлларнинг пероксидлари,
- кислоталарнинг пероксидлари.

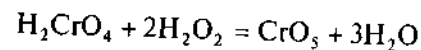
Металл пероксидларни водород пероксиддаги водород атомлари ўрнига металл алмашинган маҳсулотлар деб қаралади; масалан, BaO_2 , ZnO_2 .

Актив металллар субпероксидлар (масалан, K_2O_4 , RbO_2 , CsO_2 лар) ҳосил қилади.

Металл пероксидлар ҳосил қилиш учун металлни кислоталар билан ёки металл оксидларини пероксидлар билан реакцияга киритилади.

Кислоталарнинг пероксидлари ёки пероксокислоталарни кислотали оксидларнинг водород пероксид билан бирикиш маҳсулоти деб қараш мумкин. Масалан: пероксо-сульфат кислота $H_2S_2O_8$ ни $2SO_3 \cdot H_2O_2$ деб қараш ҳам мумкин. Унинг тузилиш формуласини $HO_3S - O - O - SO_3H$ шаклида ёзилади.

Оксидланиш даражаси +6 га тенг бўлган хром бирикмалари ишқорий муҳитда водород пероксид билан реакцияга киришиб хром пероксид ҳосил қилади:



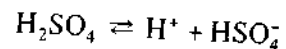
бу пероксиддан пероксохромат кислоталар $H_2Cr_2O_{12}$ ва H_3CrO_8 ҳосил бўлади.

Моноперсульфат кислота H_2SO_5 ни $SO_3 \cdot H_2O_2$ кўринишда, унинг тузилиш формуласини $HO - O - SO_3H$ шаклида ёзилади.

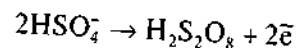
Пероксофосфат кислотани $P_2O_5 \cdot 2H_2O_2 \cdot H_2O$, яъни $(2H_3PO_3)$ шаклида ёзиш мумкин.

Пероксидлар кучли оксидловчилар жумласига киради. Уларнинг кўпчилиги рангдор моддалардир.

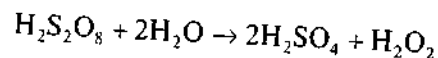
Водород пероксид олиш учун маълум (анча юқори) концентрациядаги сульфат кислота эритмаси электролиз қилинади. Бу кислота эритмада қуйидагича диссоциланади:



Шу сабабдан анодда персульфат кислота ҳосил бўлади:

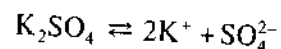


$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ сув билан реакцияга киришиб H_2SO_4 ва H_2O_2 ни ҳосил қилади:

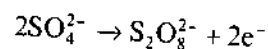


Пероксокислоталар ва уларнинг ҳосилаларини қуйида келтирилган икки усулда ҳосил қилиш мумкин:

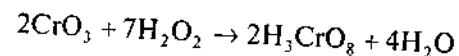
1. Тузларнинг концентранган эритмаларини электролиз қилиш орқали:



Анод жараёни пероксид ионининг ҳосил бўлиши билан амалга ошади:

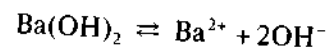


2. Водород пероксид оксидлар билан реакцияга кирилади;



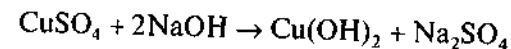
1.7. ГИДРОКСИДЛАР

Кўпчилик оксидлар сув билан бевосита реакцияга киришганида **гидроксидлар** ҳосил бўлади. Гидроксид таркибида айни элементнинг атоми гидроксид группа OH нинг кислороди билан бириккан бўлади. Сувдаги эритмада металл гидроксидлар диссоциаланади;



Гидроксидлар протонакцептор хусусиятига эга бўлган моддалардир. Ишқорий металлларнинг гидроксидлари сувда яхши эрийди, актив металл гидроксидларининг сувдаги эритмалари **ишқорлар** деб аталади. NaOH ,

KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ лар ишқорлар жумласига киради. NH_4OH кучсиз ишқор хоссаларига эга. Лекин сувда эримайдиган гидроксидлар кўпчиликти ташкил қилади. Улар туз билан ишқор орасидаги реакция натижасида ҳосил бўлади:

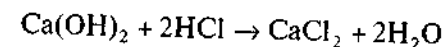


Оксид ва пероксидларнинг хоссалари даврий системанинг даврлари ичида чапдан ўнгга ўтган сари қуйидагича ўзгаради:

асослик хосса $\rightarrow$ амфотерлик хосса $\rightarrow$ кислоталик хосса.

Ишқорий, ишқорий-ер металлларнинг ҳамда паст оксидланиш даража намоён қиладиган кўпчилик оралиқ металллар гидроксидларининг хоссалари ҳам юқорида келтирилган схема бўйича ўзгаради.

Гидроксидлар кислоталарда эриганида тузлар ҳосил бўлади;

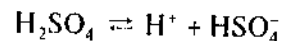


Бериллий, алюминий, галлий, индий, қалай (II, IV), қўрғошин (II, IV), рух хром (III) ва бошқа металлларнинг гидроксидлари ва оксидлари амфотер хоссалар намоён қилади. Амфотер гидроксидлар (ва оксидлар) ишқорларда ҳам, кислоталарда ҳам эрийди. Гидроксидлар турли мақсадлар учун қўлланилади.

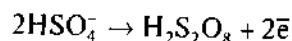
1.8. СУЛЬФИДЛАР

Олтингугуртнинг металллар ва баъзи металлмаслар (В, Р, Si, As ва ҳоказо) билан ҳосил қилган бирикмалари—сульфидларда олтингугуртнинг оксидланиш даражаси —2 га тенг. Металл сульфидларни сульфид кислота H_2S нинг тузлари деб қараш мумкин. Баъзи металлларнинг полисульфидлари ёки персульфидлари эса полисульфид кислота H_2S_x нинг тузларидир (бу ерда, $x = 2$ дан 23 гача бўлиши мумкин). Полисульфидлар молекуласида олтингугурт атомлари орасида ковалент S—S ва ион боғланишли Me—S бўғинлар мавжуд. Агар системада $n(\text{S}) : n(\text{Me})$ нисбат ортиб кетса —S—S— боғланишлар сони кўпайиб ковалент боғланишлар улуши ортади ва мажбулот яримўтказгич хоссаларига эга бўлиб қолади.

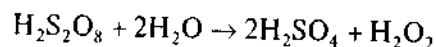
Водород пероксид олиш учун маълум (анча юқори) концентрациядаги сульфат кислота эритмаси электролиз қилинади. Бу кислота эритмада қуйидагича диссоциланади:



Шу сабабдан анодда персульфат кислота ҳосил бўлади:

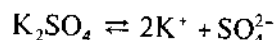


$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ сув билан реакцияга киришиб H_2SO_4 ва H_2O_2 ни ҳосил қилади:

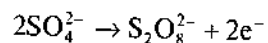


Пероксокислоталар ва уларнинг ҳосилаларини қуйида келтирилган икки усулда ҳосил қилиш мумкин:

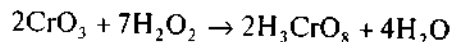
1. Тузларнинг концентранган эритмаларини электролиз қилиш орқали:



Анод жараёни пероксид ионининг ҳосил бўлиши билан амалга ошади:

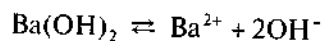


2. Водород пероксид оксидлар билан реакцияга кирилади;



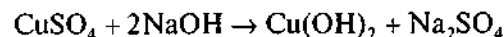
1.7. ГИДРОКСИДЛАР

Кўпчилик оксидлар сув билан бевосита реакцияга киришганида **гидроксидлар** ҳосил бўлади. Гидроксид таркибида айни элементнинг атоми гидроксид группа OH нинг кислороди билан бириккан бўлади. Сувдаги эритмада металл гидроксидлар диссоциаланади;



Гидроксидлар протонакцептор хусусиятига эга бўлган моддалардир. Ишқорий металлларнинг гидроксидлари сувда яхши эрийди, актив металл гидроксидларининг сувдаги эритмалари **ишқорлар** деб аталади. NaOH ,

KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ лар ишқорлар жумласига киради. NH_4OH кучсиз ишқор хоссаларига эга. Лекин сувда эримайдиган гидроксидлар кўпчиликни ташкил қилади. Улар туз билан ишқор орасидаги реакция натижасида ҳосил бўлади:

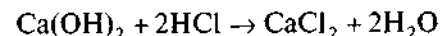


Оксид ва пероксидларнинг хоссалари даврий системанинг даврлари ичида чапдан ўнгга ўтган сари қуйидагича ўзгаради:

асослик хосса $\rightarrow$ амфотерлик хосса $\rightarrow$ кислоталик хосса.

Ишқорий, ишқорий-ер металлларнинг ҳамда паст оксидланиш даража намоён қиладиган кўпчилик оралиқ металллар гидроксидларининг хоссалари ҳам юқорида келтирилган схема бўйича ўзгаради.

Гидроксидлар кислоталарда эриганида тузлар ҳосил бўлади;



Бериллий, алюминий, галлий, индий, қалай (II, IV), қўрғошин (II, IV), рух хром (III) ва бошқа металлларнинг гидроксидлари ва оксидлари амфотер хоссалар намоён қилади. Амфотер гидроксидлар (ва оксидлар) ишқорларда ҳам, кислоталарда ҳам эрийди. Гидроксидлар турли мақсадлар учун қўлланилади.

1.8. СУЛЬФИДЛАР

Олтингургуртнинг металллар ва баъзи металлмаслар (В, Р, Si, As ва ҳоказо) билан ҳосил қилган бирикмалари—сульфидларда олтингургуртнинг оксидланиш даражаси $\rightarrow 2$ га тенг. Металл сульфидларни сульфид кислота H_2S нинг тузлари деб қараш мумкин. Баъзи металлларнинг полисульфидлари ёки персульфидлари эса полисульфид кислота H_2S_x нинг тузларидир (бу ерда, $x = 2$ дан 23 гача бўлиши мумкин). Полисульфидлар молекуласида олтингургурт атомлари орасида ковалент $\text{S}—\text{S}$ ва ион боғланишли $\text{Me}—\text{S}$ бўғинлар мавжуд. Агар системада $n(\text{S}) : n(\text{Me})$ нисбат ортиб кетса $—\text{S}—\text{S}—$ боғланишлари сони кўпайиб ковалент боғланишлар улуши ортади ва маҳсулот яримўтказгич хоссаларига эга бўлиб қолади.

Металл сульфидлар кристалл структурага эга; улар деярли юқори температурада суюқланади, ўзига хос ранг намоён қилади.

Олиниши. Металл сульфидлар олтингугурт билан металлнинг бевосита бирикиши ёки металлнинг H_2S билан реакцияга киришиши натижасида ҳосил бўлади; ундан ташқари металлларнинг тузлари эритмаси орқали H_2S ўтказиш билан металл сульфидлар (масалан, CuS , CdS , HgS , PbS , SnS ва ҳоказолар) олиш мумкин. Ишқорий металлларнинг сульфидлари (Me_2S лар) ион-ковалент боғланишга эга бўлган содда тузлардир. Улар кўпинча полисульфидлар (масалан, Na_2S_4 , Rb_2S_4 , K_2S_5 ва ҳоказо) ҳосил қилади. Ишқорий-ер металлларнинг сульфидлари жумласига MeS таркибли моддалар киради. Бу гурппадаги сульфидлар оғир металлларнинг тузлари аралашмаси узок вақт давомида ёруғлик сочадиган **люминесцент** хусусиятга эга бўлади.

f-металлар (лантаноид ва актиноидлар)нинг сульфидлари, асосан, ўзгарувчан таркибга эга бўлади. Уларнинг тузилишида ковалент, металл, ион-ковалентли боғланишлар мавжуд. Уларнинг таркиби мураккаблашганда ковалент боғланиш улуши кучаяди; шунинг натижасида яримўтказувчанлик хоссалари кучайиб боради. Кўпчилик лантаноид ва актиноид сульфидларида люминесцентлик хоссалари пайдо бўлади. Церий сульфид Ce_2S_3 дан суюқлантирилган металллар таъсирига вакуумда ниҳоятда чидамли эканлиги сабабли ўтга чидамли буюмлар ясашда кенг фойдаланилади.

Сульфидлар қўлланиладиган соҳалар ниҳоятда кенг. Кўпчилик оралик (*d*-) металлларнинг, лантаноид ва актиноидларнинг сульфидлари — термик, термоэлектрик, каталитик ва бошқа хоссаларидан кенг фойдаланишимиз мумкин. Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг сульфидлари (CaS , SrS ва BaS) кўпгина люминофорларнинг асоси сифатида қўлланилади. MgS қийин суюқланувчан бўлганлиги сабабли ўт ўчириш асбоблари учун юқори температурага чидамли зарурий қисмларнинг материали ҳисобланади. CdS ниҳоятда кучли фотоэлектрик хоссаларга эга.

Селенид ва теллуридлар сульфидлардан кўра кўпроқ ўзгарувчан таркибга эга. Уларнинг кўпчилиги яримўтказувчанлик хоссалари туфайли аҳамиятга молик. WS_2 , $NbSe_2$, $TaSe_2$, $MoSe_2$, каби оғир металлларнинг диселенидлари қават-қават гексагонал структурага эга бўлганликлари

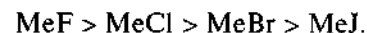
сибабли уларнинг ишқаланиш коэффициентлари жуда кичик бўлади. Шу сабабли, улардан космик техникада юқори вакуум шароитида ишлайдиган аппаратлар учун сурков материаллари сифатида фойдаланилади.

1.9. ГАЛОГЕНИДЛАР

Галогенларнинг металл ва металлмаслар билан ҳосил қилган бирикмалари **галидлар** деб аталади. Бу бирикмаларда галогеннинг оксидланиш даражаси — I га тенг, ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг ҳамда баъзи лантаноидлар ва актиноидларнинг галидларида, асосан, металл билан галоген орасида ион боғланиш ўрин олган. Металлмасларнинг галидларида, асосан, ион-ковалент аралаш боғланишлар мавжуд. Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг галидлари сувда гидролизга йўлиқмайдиган (фторидлардан ташқари) кристалл моддалардан иборат, чунки бу моддалар кучли кислота ва кучли асосларнинг маҳсулотларидир.

Олиниши. Галидларни олишда бевосита металл билан галоген реакцияга киритилади; ёки водород галогенид кислоталарни металллар, металл оксидлари, гидроксидлари, сульфидлари ва кучсиз кислота тузларига таъсир эттирилади.

Галидларнинг (айни металл учун) барқарорлиги фтордан йодга ўтган сари пасайиб боради:



Кўпчилик металлларнинг хлорид, бромид ва йодидлари сувда яхши эрийди; улар гигроскопик хоссага эга. Бу металлларнинг фторидлари сувда ёмон эрийди. Лекин баъзи фторидлар (масалан, AgF ва ишқорий металлларнинг фторидлари) сувда яхши эрийди. $AgCl$, $AgBr$, AgI амалда сувда эримайдиган моддалардир.

Галидлар амалий аҳамиятга эга: ош тузи $NaCl$ сода, хлор, ишқор ишлаб чиқаришда, озик-овқат саноатида ва кундалик ҳаётда жуда зарур модда. Кумуш хлорид ва кумуш бромид фотографияда ишлатилади; SF_6 — жуда яхши газсимон диэлектрик сифатида қўлланилади ва ҳоказо.

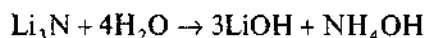
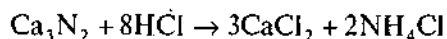
1.10. НИТРИДЛАР ВА КАРБИДЛАР

Электрманфийликлари азотнинг ва углероднинг электрманфийлигидан кичик бўлган элементлар билан азот,

шунингдек, углерод орасида ҳосил бўлган бирикмалари **нитридлар** ва **карбидлар** деб аталади. Бир элемент ҳосил қилган нитрид ва карбид бир-бирига ўхшаш тузилиш ва хоссалар намоён қилади. Нитрид ва карбидлар элементнинг Даврий жадвалдаги ўрни ва кимёвий боғланиш турига қараб қуйидаги гуруппаларга бўлинади:

1. *Ион боғланишга эга бўлган тузсимон нитрид ва карбидлар.*

Улар жумласига ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг нитрид ва карбидлари киради. Масалан: Li_3N , Ca_3N_2 , Rb_3N , Li_2C_2 , CaC_2 , KC_2 ва ҳоказо. Бу нитридлар кислота ва сув таъсирида емирилади, масалан:



Ишқорий металлларнинг карбидлари худди графитга ўхшаш қаватма-қават тузилишга эга. Қаватларни углерод атомлари ташкил этади, металл атомлари эса қаватлар орасига жойланади. Бундай карбидлар паст механик бардошлик намоён қилади.

2. *Ковалент нитридлар ва карбидлар* (BN , SiC), ион-ковалент нитрид ва карбидлар (Be_3S , Al_4C_3 , Ga_4C_3 , In_4C_3).

BN , AlN , GaN , SiC , B_4C , B_{12}C_3 таркибли нитрид ва карбидларга сув, кислота ва ишқорлар таъсир этмайди. Уларнинг баъзилари ниҳоятда қаттиқ моддалар жумласига киради. Масалан, кремний карбид SiC жуда ҳам қаттиқ модда. Унинг кристалл панжараси худди олмоснинг кристалл панжараси тузилишига ўхшаш.

3. *Металлсимон нитрид ва карбидлар.*

Улар жумласига бўш *d*-орбиталларга эга бўлган *d*-металларнинг нитрид ва карбидлари киради. Бундай нитрид ва карбидлар кўп учрайди; улар жуда катта амалий аҳамиятга эга. Уларнинг таркиби ниҳоятда хилма-хил.

1.11. РЕАГЕНТЛАР

Анорганик моддалар синфларига юқорида кўрсатилган модда гуруппаларидан ташқари кислота, асослар, чўктирувчи ва эритувчилар ҳамда координацион бирикмалар ва лигандлар киради. Кислота, асослар, координацион бирикмалар ва лигандлар ҳақидаги маълумотлар «Анорганик кимё-

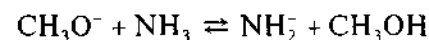
нинг назарий асослари» номли китобда тўлиқ баён этилган; «чўктирувчи ва эритувчилар» одатда аналитик кимё курсида тўлиқ ўтилади. Шу сабабли уларга тўхталиб ўтирмаймиз.

Барча гуруппалардаги моддалар қандай бўлмасин реакцияда иштирок этиши сабабли анорганик моддаларнинг гуруппалари элемент ва бирикмаларини замонавий кимё алабистига «реагентлар» деб аташ қабул қилинган.

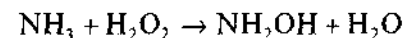
Яна шунини айтиб ўтиш керакки, бир турдаги атом-молекуляр заррачалар, яъни реагентлар кимёвий реакцияларда турли хоссалар намоён қила олади. Улар электрон-донорлик, электрон-акцепторлик, протон-донорлик, протон-акцепторлик заррачалар, кислота ва асос шаклида, координацион бирикмалар ҳосил қилувчилар ва лигандлар, оксидловчи ва қайтарувчи, эритувчи ёки чўктирувчи моддалар шаклида таъсир кўрсата олади. Бу ўзаро таъсирлардан қайси бирида айна реагентлар'устунлик қилишини аниқлаш ва уни муносиб реакция учун қўллаш, унинг таъсир этиш шартларини (температура, босим, эритувчи, концентрация, катализаторларни) билиб олиш муҳим аҳамиятга эга.

Мисол тариқасида аммиакнинг кимёвий хоссаларини кўздан кечирайлик. Аммиак молекулалари асос ва кислота сифатида, қайтарувчи ва оксидловчи, комплекс ҳосил қилувчи ва лиганд каби реакцияга кириши мумкин.

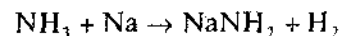
Маълумки, сувдан ташқари эритувчиларда аммиак кислота вазифасини бажаради:



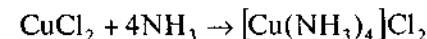
чунки бу реакцияда аммиак молекуласи ўзидан протон беради. Аммиак типик оксидловчилар билан реакцияга киришганида қайтарувчи бўлади:



Аммиак реакцияда оксидловчи сифатида қатнашиши ҳам мумкин:



d-металл тузлари эритмасида аммиак лиганд сифатида иштирок этиб, металлларнинг аммиакли координацион бирикмаларини (аммиакатларни) ҳосил қила олади:



Лекин аммиак кўпчилик реакцияларда асослик ва лигандлик вазифасида қатнашади. Бу икки хусусият одатдаги шароитда юқорида кўрсатилганлар ичида энг муҳимини ташкил қилади. Бинобарин, аммиакни асослик ва лигандлик ролини бажарувчи реагент дейиш мумкин. Демак, бирор реагентни кимёвий жиҳатдан бирор синфга киритишда у қандай реакцияларда қандай вазифани бажара олишига ҳам эътибор бериш керак. Агар атом-молекуляр заррачанинг реакциялардаги иштироки эътиборга олинмаса, у реагентнинг структураси асосида унда маълум кинетик ва термодинамик имкониятлар борлиги ҳақидагина ҳулоса чиқариш мумкин.

1.12. КИМЁВИЙ РЕАКТИВЛАР

Кимёвий анализ ва илмий тадқиқот ишлари ёки лабораториядаги бошқа амалларни бажариш учун ишлатиладиган юқори (ёки нисбатан юқори) даражадаги тозалikka эга бўлган кимёвий моддалардир. Баъзан анча мураккаб таркибли моддаларнинг эритмалари ҳам кимёвий реактивлар жумласига киритилади. Реактивлар тозалик жиҳатидан қуйидаги 6 хилга бўлинади: 1) махсус тоза реактивлар (о.с.ч); 2) кимёвий тоза реактивлар (к.т. — кимёвий тоза); 3) анализ учун тоза реактивлар (а.у.т. — анализ учун тоза); 4) тоза реактивлар (т—тоза); 5) тозаланган реактивлар (очиш.) ва 6) техник маҳсулотлар (техн.).

Реактивнинг давлат стандартлаш ташкилоти (ГОСТ) томонидан йўл қўйилган тозаллиги ўша реактив солинган идиш ёки у ўралган қоғоз этикеткасига ёзиб қўйилади. Реактивлар фақат тозалик жиҳатидангина эмас, балки таркиб ва хизматлари жиҳатидан ҳам бир неча гурппага бўлинади. Чунончи, анорганик ва органик реактивлар, радиоактив изотоплар билан нишонланган реактивлар, органик-аналитик реагентлар, комплексонлар, фиксаналлар, рН-индикаторлар ва ҳоказо. Реактивлар кўпинча унинг тўлиқ рационал номи, нима учун ишлатилиши, қандай эритувчида уни эритиш кераклиги, нисбий молекуляр массаси, суюқланиш температураси, ишлаб чиқарилган вақти, яроқлик муддати ва бошқа тавсифлари ёзиб қўйилади. Лекин, баъзан этикеткаларда фақат тузнинг номи

ёзилиб, ҳатто унинг таркибида неча молекула кристалланиш суви борлиги ҳам кўрсатилмайдиган ҳоллар ҳам бўлиб туради.

Анорганик реактивларнинг кўпинча рационал ва тўлиқ номлари кўрсатилади. Баъзан органик реактивларнинг қисқартирилган номлари ёзилади.

II 606

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ АСОСИЙ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

II.1. АСОСИЙ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Д. И. Менделеев даврий системасининг барча гурппаларнинг асосий гурппачаларига *s*-, *p*-элементлар киради.

Металлмаслар инсониятга қадим замонлардан бери маълум; фосфор (XII—XVII асрда) сийдик қолдигидан олинган, мишьяк XIII асрда олинган, водород XVII асрда, кислород, азот, хлор, теллур XVIII асрнинг охирида кашф қилинган. А. Л. Лавуазье 1789 йилда водород, углерод, фосфор, мишьяк, азот, теллурни металлмаслар рўйхатига киритган. XIX асрнинг биринчи ярмида бром, йод, селен, кремний ва бор кашф этилди. Фтор ва нодир газлар XIX аср охиридагина эркин ҳолда ҳосил қилинди.

Металлмаслар молекулаларини ташкил этган атомлари ўзаро ковалент боғлар орқали бириккан бўлиб, металллардан шу билан ҳам фарқ қилади. Металлмасларнинг кристалл панжараси тугунларини, баъзан нейтрал атомлар банд қилади. Кўпчилик металлмас (C, Si, As, P, Se, Te ва ҳ.к.)лар шундай турдаги кристалл панжаралар ҳосил қилдилар. Уларнинг панжарасида ҳар қайси атомни қуршаган бошқа атомлар сони *n*-га тенг бўлади (*n* — айни металлмас жойлашган гурппанинг тартиб рақами). Масалан, Даврий системанинг олтинчи гурппасига жойлашган селен ва теллурнинг кристалл панжарасида ҳар қайси атом атрофида иккитадан қўшни атом жойлашади. As, Sb кристалларида эса ҳар қайси атом атрофида учтадан қўшни атом ўрнашган. Бу қонуният Юм-Розери қондиаси билан машхур. Демак, ҳар қайси атом саккиз электрондан иборат барқарор сиртқи қават ташкил қилишга интилади. Бу ҳолларда атомлараро боғланиш валентлик кучлари ҳисобига амалга ошади.

Металлмас атомининг сиртки қаватидаги электронлар сони ўша элементга мансуб бўлган группа рақамига мувофиқ келади. Масалан, IVA группа элементи углероднинг сиртки қаватида тўртта электрон мавжуд. Шунга кўра, металлмасларнинг **характеристик валентлиги** группа рақамига тенг бўлади. Масалан, фосфор ва мышьяк учун характеристик валентлик 5 га тенг. Характеристик валентликдан ташқари яна **нохарактеристик валентлик** ҳам маълум. Унинг қиймати характеристик валентликдан иккитага кам бўлади. Масалан, азот учун нохарактеристик валентлик 3 га тенг; бу ҳолда беш электроннинг иккитаси бирлашиб «ажралмас жуфт электрон» (баъзан уларни «тақсимланмаган» ёки «эркин» электрон жуфт деб ҳам аталади) ҳосил қилади.

Водород ва гелийдан ташқари барча металлмаслар *p*-элементлар жумласига киради. Водород билан гелий эса *s*-элементлардир. Металлмаслар ўз атомларига электрон бириктириб олганида кўп миқдорда энергия ажралиб чиқади. Бинобарин, уларнинг электронга мойиллиги катта қийматга эга. Шунингдек, металлмасларнинг электрманфийлиги, яъни *молекуладаги атомнинг ўзига электронларни тортиш хусусияти* ҳам катта сонлар билан ифодаланади. Металлмасларнинг нисбий электрманфийликлари 1,74 дан 4,1 гача ўзгаради. Бу қийматлар металлларникидан анча катта.

Д. И. Менделеев жадвалида ҳар қайси даврнинг бошидан охирига ўтган сари элементларнинг металлмаслик хоссалари кучайиб боради: ҳар қайси группа чегарасида эса юқоридан пастга тушган сари бу хосса заифлашади. Металлмаслар оддий ва мураккаб анионлар ҳосил қилиш қобилиятига эга (масалан, Cl^- , F^- , Br^- , I^- , S^{2-} , O^{2-} , ClO_4^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , ва ҳоказо). Металлмаслар орасида галогенлар энг юқори электрманфийликка эга. Уларнинг электрманфийлиги фтордан аstatга ўтган сайин камаяди.

Металлмаслар водород билан бирикиб, гидридлар ҳосил қилади, оддий гидридлар уй температурисида газсимон ҳолатда бўлади. VII A группача гидридларининг (масалан, HCl нинг) сувдаги эритмалари кучли кислота хоссасига эга. Улар кислород билан оксидлар ҳосил қилади; бу оксидлар сув билан реакцияга киришиб кислота ҳосил қиладилар. Металлмаслар ўзаро бирикканда уларнинг гидрид

(III'), оксид (NO), сульфид (CS_2) йодид (AsI_3), карбид (SiC) ва ҳоказо бирикмалари ҳосил бўлади. Металлмаслар металллар билан бирикиб, металлларнинг гидрид, оксид, сульфид, нитрид, фосфид, карбид, борид, силицид ва ҳоказо бирикмаларини ҳосил қилади. Бу бирикмаларда атомларaro ионли, қутбли ва, баъзан ковалент боғланишлар юзага келиб чиқади. Металлмасларнинг ўзаро ва металллар билан ҳосил қилган бирикмалари жуда катта амалий аҳамиятга эга.

Энди, асосий группача элементлари кимёсига оид умумий қонуниятларини санаб ўтамыз:

1. Бу элементлар атомининг сиртки қаватидаги электронлар сони группа рақамига тенг (фақат H ва He бундан истисно).

2. *s*- ва *p*- элементларда валент электронлар ролини сиртки қават электронлари бажаради:

Группача	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Валент поғона конфигурацияси	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6

3. Тартиб рақами ортган сари A группача ичида атом радиуси катталашиб, ионланиш энергиялари кичиклашади.

4. Тартиб рақами ортган сари давр чегарасида атом радиуси кичиклашиб, ионланиш энергияси катталашиб боради.

5. Тартиб рақами ортган сари давр ичида сиртки *s*- ва *p*-орбитал энергиялари орасидаги айирма катталашиб боради:

Элементлар:	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
<i>s</i> - ва <i>p</i> - орбиталлар энергиялари орасидаги айирмалар, эВ.	2,1	2,7	4,5	5,2	5,6	9,8	11,6	13,5

6. Асосий группача элементларининг оксидланиш даражалари давр ичида қуйидагича ўзгаради:

II A ва III A группача элементлари учун оксидланиш даражалари ҳамма вақт тегишли равишда +1, +2 ва +3 га тенг.

IV A группача элементларида оксидланиш даражаси +4, +2 ва -4 га, VA группачада +5, +3, -3 га ва VI A группачада +6, +4 ва -2 га тенг бўлади.

VIIA группача элементлари учун оксидланиш даража +1, +3, +5; +7 ва —1 (фторда фақат —1, астатда +5, +7, —1) га тенг бўлади.

VIIA группа элементларида оксидланиш даража нолга (He, Ne, Ar); +2 ва +4 га (Kr); +2, +4, +6, +8 га (Xe, Rn) тенг

7. Асосий группача элементларининг атомлари кислородли ва фторли координацион бирикмаларда асосан 2, 3, 4 ва 6 га тенг координацион сонларни намоён қилади.

8. Кимёвий боғланиш давр чегарасида аввал ион боғланишли, кейин қутбли-ковалент ва ниҳоят қутбсиз ковалент хусусиятли бўлиб қолади. NaCl, MgCl₂, AlCl₃, SiCl₄, PCl₅, SCl₂ ва Cl₂ қаторида бу ҳол яққол кўринади.

II. 2. ВОДОРОД

Элементлар кимёсини ўрганишда биз Д. И. Менделеевнинг кимёвий элементлар Даврий системасига асосланамиз, яъни элементларни Даврий система группалари бўйича баён қиламиз; аввал водород, ундан кейин VIIA группача элементларидан бошлаб, сўнгга VIA, VA, IVA, IIIA группачалардаги *s*, *p* — элементлар хоссаларини баён этишга ўтамиз; нодир газларни ҳам шу қисмда ўрганамиз. Охирида металлларнинг умумий тавсифидан кейин IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB группалардаги *d*- ва *f*-элементлар хоссаларига тўхталамиз.

Элементлар кимёсининг мазмунини «Анорганик кимёнинг назарий асослари» номли китобда баён этилган назарий тасаввурлар асосида тушунтирамиз.

Водороднинг Даврий системадаги жойлашган ўрни ҳақида иккита ҳолат маълум. Бир томондан, бу элементнинг ташқи (валент) поғонасида битта электрон бўлиши унинг биринчи гуруппанинг бош группача элементларига ўхшашлигини акс эттирса, унинг кўпчилик физик хоссалари уни VIIA группача элемент (галоген)ларга ўхшашлигини акс эттиради. Водороднинг НЭМ қиймати (2,1 бирлик) энг НЭМ(F)-4,1 элемент билан электрманфийлиги энг кичик бўлган элемент {НЭМ(Fr)-0,7} оралигини егаллайди. Шу сабабли, бу элемент бирикмаларида оксидланиш даражаси +1 ва —1 ҳолатларда бўлишини кутиш асосли ва у катион ёки анион ҳолида бўлиши мумкин. Водороднинг

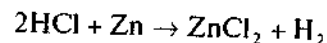
металлар билан ҳосил қилган бирикмалари *гидридлар* деб номланади, металлмаслар билан ҳосил қилган бирикмаларида катион вазифасини бажаради ва уларни анион вазифасини бажарадиган элементлар орқали (галогенводородлар Hg₂, халькогенидлар H₂S, H₂Se, H₂Te ва бошқалар) номланади. Водороднинг металлмаслар билан ҳосил қилган бирикмаларида баъзан оксидланиш даражаси манфий бўлган элементлар умумий қабул қилингандан четланган ҳолда (масалан, H₃N ўрнига NH₃, H₄C эмас CH₄ ҳолида) ёзилади.

Водород даврий системадаги биринчи элемент бўлиб, унинг атоми ниҳоятда содда тузилишга эга, атоми таркибиде 1 та протон ва 1 та электрон мавжуд бўлиб, улар бири-бирига ўзаро тортишув кучи орқали боғланган. Водороднинг электрон конфигурацияси 1s¹. Водород атоми (гелий 1s²) ҳам бошқа элементлар атомлари тузилишидан фарқли ўлароқ, ядро билан электрон орбитали орасида тўсиқ вазифасини бажарадиган электрон қобикларга эга эмас; водород атомида валент электрон бевосита атом ядроси атрофида ҳаракатланади; уни ядро ўзига мустақкам тортиб туради, шу сабабли водороднинг (гелийнинг ҳам) ионланиш потенциали катта қийматга, яъни 13,6 эВ га, гелийники эса 24,59 эВ га тенг (III.1-жадвал 41-бетда). Водороднинг нисбий атом массаси 1,008. Водород кайносимметрик элементлар жумласига кириди, 1s¹-орбитал фақат водород атомида учрайди. Водороднинг учта изотопи маълум. Биринчиси — протий (¹H), иккинчиси — дейтерий (D ёки ²H) ва учинчиси — тритий (T ёки ³H). Протий ва дейтерий — турғун изотоплар бўлиб, тритий ярим емирилиш даври 12,42 йил бўлган радиоактив изотопдир. Унинг нисбий атом массаси 3 га тенг. Уларнинг таркиби қуйидагича: H да биттадан протон ва электрон; ²H да биттадан протон, нейтрон ва электрон бор; ³H да битта протон, иккита нейтрон ва битта электрон мавжуд. Табиий водород бирикмаларида протийнинг миқдори дейтерий миқдоридан 6800 марта ортиқ ёки дейтерий миқдори 0,015% ни ташкил қилади. Табиий водородда ³H миқдори ниҳоятда кам; у атмосферанинг юқори қаватларида Коинот нурлари таъсирида содир бўладиган ядро реакциялари жараёнида уз-

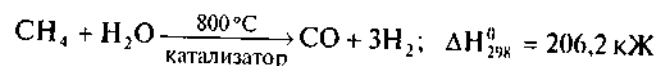
луксиз ҳосил бўлиб туради; унинг миқдори $20,4 \cdot 10^{-17}\%$ га яқин бўлиб β -радиоактивлик намоён қилади.

Водород Коинотда энг кўп тарқалган элемент бўлиб у Қуёш ва юлдузлар массасининг ярмини ташкил қилади. Ерда унинг моль фоизи 3 га тенг. Қуёш системасининг улкан сайёралари Юпитер ва Сатурн асосан водороддан иборат. Бошқа сайёралар, кометалар ва юлдузлараро газ туманликларида ҳам водород бор эканлиги аниқланган. Ерда водород бирикма ҳолда сув, қор ва музликлар таркибида жуда кўп учрайди. Сувнинг таркибида 11,11% водород бор.

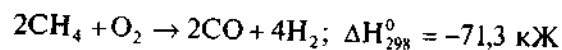
Олиниши. Лабораторияда водород олиш учун рух металига кислота таъсир эттирилади:



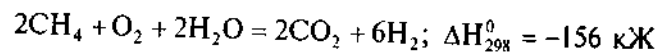
Саноатда водород табиий газлардан, сув газидан, суви электролиз қилиш, кокс гази, нефтни қайта ишлатишда ҳосил бўладиган газлардан олинади. Масалан, табиий газ таркибида метан 800°C да катализатор (никель) иштирокида сув буғи билан реакцияга киритилса, водород ҳосил бўлади:



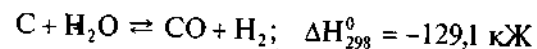
метаннинг чала оксидланишидан CO билан H_2 ларнинг аралашмаси ҳосил бўлади:



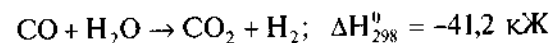
Саноатда водород асосан метанни кислород ва сув буғи орасидаги реакцияси асосида олинади:



Шунингдек, сув буғини чўлганган коксга таъсир эттириш (конверсия) усули билан олинади: 1000°C да кокс билан сув буғи орасида қуйидаги мувозанат қарор топади:



Ҳосил бўлган аралашма ($\text{CO} + \text{H}_2$) **сув гази** дейилади. Сув газидан H_2 ни ажратиб олиш учун газлар аралашмаси ($\text{CO} + \text{H}_2$) катализатор (Fe_2O_3) устидан ўтказилади:

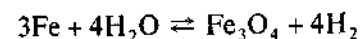


Натижада $\text{CO}_2 + \text{H}_2$ (ва озгина CO) таркибли аралашма олинади. Бу аралашма босим остида сувда эритилади (CO_2 эритмага ўтади). Баъзан аралашма суюқ ҳаво билан қаттиқ совитилади, бунда CO_2 қаттиқ ҳолатга ўтади. CO дан водородни тозалаш учун газлар аралашмаси иссиқ натрий ишқор эритмасига (ёки Cu_2Cl_2 нинг аммиакли эритмасига) юборилади. Натижада CO ютилади, чунки NaOH билан

CO бирикиб $\text{Na}-\text{O}-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ таркибли натрий формиатни

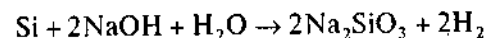
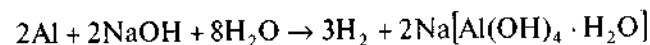
ҳосил қилади.

Чўлганган темирга сув буғи таъсир эттириш усули:



чинни ёки темир қувурга жойланган темир қириндиси ёки михларга юқори температурадаги сув буғи юбориш билан амалга оширилади. Лекин бу усул у қадар катта аҳамиятга эга эмас.

Ишқорга алюминий ёки кремний таъсир эттириш усули:

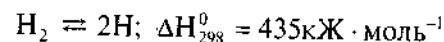


Аэростатларни водород билан тўлдиришда шу усулдан фойдаланилади.

Хоссалари. Водород атоми жуда содда тузилган бўлишига қарамай, бир неча ҳолда, чунончи, эркин водород атомлари (H) ҳолида, молекулалар (H_2 , D_2 , T_2) ҳолида мусбат зарядли молекуляр ион (H_2^+), манфий зарядли молекуляр ион (H_2^-), мусбат зарядли оддий ион (H^+) ва манфий зарядли оддий ион (H^-) ҳолида намоён бўла олади. Булар ичида энг барқарори газ ҳолатда H_2 ва эритмаларда H^+ дир.

Водород молекуласи жуда мустаҳкам, кам қутбланувчан, енгил ва ҳаракатчан кичик заррачадир. Шу сабабди водород ниҳоятда паст температурада (-259°C) суюқланади ва $-252,6^\circ\text{C}$ да қайнайди (бу жиҳатдан водород фақат гелийдан кейин туради); водород сувда ва органик эритувчиларда оз эрийди. Қаттиқ водород гексагонал крист-

талл панжарага эга. Водород молекулалари фақат 2000 °С дан юқоридагина атомларга парчалана бошлайди:



Атомар (атом ҳолатидаги) водород одатдаги водородни милтилловчи электр разряд орқали ўтказиш натижасида ҳосил бўлади. Атомар водород молекуляр водородга қараганда бир неча марта активдир. Атомар водород ёлғиз электронли система бўлиб, у ўз электрони бошқа модда атомининг электрони билан жуфтлаштиришга жуда мойилдир. Атомар водород бевосита фосфор билан, олтингургурт, мишьяк ва ҳатто симоб билан бирикади. Мис, висмут, қўрғошин ва кумуш оксидлари атомар водород таъсирида (одатдаги шароитда) қайтарилади. Атомар водород кислоталар билан паст температурада водород пероксид ҳосил қилади.

Атомар водород бир атомининг иккинчи атоми билан бирикиш реакцияси, рекомбинация жараёнида $\text{H} + \text{H} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 435 \text{ кЖ}$ ажралиб чиқадиган энергияни бирор модда ёки идиш девори ютиб, қаттиқ қизийди. Бу ҳодисага асосланиб Ленгмюр атомар водород горелкасини кашф этган.

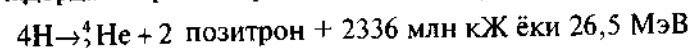
Атомар водород кўпчилик металлларда осонлик билан эрийди. Бунинг натижасида қотишмалар, қаттиқ эритмалар ёки кимёвий бирикмалар ҳосил бўлади. Ўзида водород эритган металл эса мўрт бўлиб қолади.

Молекуляр водород H_2 VIIIБ группа металларида ҳам яхши эрийди. Водороднинг d-элементларга сингишидан қотишмалар ҳосил бўлади. Масалан, I ҳажм палладий одатдаги температурада 900 ҳажмгача водородни эрита олади. Бу жараёнда палладийнинг ҳажми 3,5% катталашади.

Ҳисоблашлар кўрсатишича, палладий ичида водороднинг босими бир неча миллион кПа га етади. Бундан катта босимда водород металл ҳолатида бўлиши керак. Бинобарин, Pd — H_2 системасида Pd_2H таркибли бирикма ҳосил бўлади. Молекуляр водород **пара-** ва **ортоводород** деб аталадиган икки модификацияда бўла олади. Агар H_2 молекуласидаги иккала протон ўз ўқи атрофида бир хил йўналишда айланса, улар параллель спинларга эга бўлади. Бу **ортоводород** ҳолатига мувофиқ келади. Протонлар ўзларининг ўқлари атрофида қарама-қарши йўналишларда ай-

ланса, антипараллел спинли система вужудга келади. Бу система **пароводород** деб юритилади. Ортоводород ва параводородлар бир хил кимёвий хоссалар намоён қилади, лекин улар баъзи физик хоссалари билан (аллотропик шакллар) бир-биридан фарқ қилади.

Водород кимё саноатида кенг қўлланилади, у аммиак синтезида, суюқ ўсимлик мойлардан қаттиқ ёғ ҳосил қилиш ва бошқа мақсадлар учун ишлатилади. Атом техникасида протий, дейтерий ва тритий янги хил ядролар синтез қилиш учун ишлатилади. Масалан, протонлардан 10-20 млн градуса гелий ядроларини синтез қилишда кўп миқдорда энергия ажралиб чиқади:



Водород бомба портлашида содир бўладиган термоядро жараёнида ҳам водороднинг дейтерий ва тритий изотоплари иштирок этади. Бундан ташқари водород жуда паст ва жуда юқори температуралар ҳосил қилиш учун ҳам ишлатилади. Атомар водород ёнганда 3000 °С га қадар юқори температура ҳосил бўлади.

II.3. ВОДОРОДНИНГ БОШҚА ЭЛЕМЕНТЛАР БИЛАН ҲОСИЛ ҚИЛГАН БИРИКМАЛАРИ. ГИДРИДЛАР

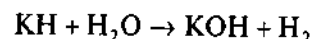
Таркибида бирор элемент ва водород бўлган бирикмалар гидридлар деб аталади. Улар энг оддий бирикмалар жумласига киритилиши керак, чунки водород атоми бошқа барча атомларга қараганда оддий тузилишга эга. Гидридлар ҳам жуда кенг қўлланилади; баъзи гидридларнинг тузилишини ўрганиш натижасида кимёвий боғланиш тўғрисидаги назарий таъаввурлар анча бойиди.

Гидридлар бешта группага бўлинади: 1) тузсимон, 2) оралик, 3) металлсимон, 4) полимер ва 5) учувчан гидридлар. Бундай синфларга бўлиш гидридларнинг ташқи кўриниши ва физик хоссаларига асосланган.

Д. И. Менделеев Даврий системасининг асосий группача элементлари ҳосил қилган гидридларни қуйидаги уч синфга бўлиб ўрганилади: 1) тузсимон, 2) учувчан ва 3) полимер гидридлар. Буларнинг ҳар бирига қисқача тўхталиб ўтамыз.

Тузсимон гидридлар ишқорик ва ишқорий-ер металлларнинг гидридларидир. Уларнинг умумий формуласи Me^+H^- ва $\text{Me}^{2+}(\text{H}^-)_2$. Бу гидридларда металл билан водород орасида

ион боғланиш мавжуд (лекин LiH даги боғланиш қутбли ковалент хоссага эга). Гидридлар ўтга у қадар чидамли эмас. Ишқорий металлларнинг гидридлари (LiH дан мустасно) қиздирилса, 200-450 °С даёқ водород ва металлга ажралади; ишқорий-ер металлларнинг гидридлари эса 600-700 °С да парчаланadi. LiH га келсак, у 680 °С да парчаланмай суюқланади. Тузсимон гидридлар сув таъсирига чидамсиз. Масалан:



бунда гидрид қайтарувчи сифатида реакцияда қатнашади.

Ишқорий металл гидридларининг ҳосил бўлиш стандарт иссиқликлари юқори (масалан, LiH учун $\Delta H^\circ = -92 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$, Ca, Sr, Ba ларники эса мос равишда $-196,65$; $-175,73$ ва $-171,54 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$). Бундай бирикмаларда H^- радиуси 0,15 нм га яқин, бу қиймат водород атоминикидан 2,8 марта катта бўлиши электронлар орасидаги итаришув кучлари катталигидан дарак беради. Қуйида келтирилган қийматлар ҳам ион табиатли гидридларда H^- нинг кучли қайтарувчи хоссага эга эканлигини тасдиқлайди:

Реакция тури	оксидловчининг потенциали, В
$2\text{H}^- - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_{2(\text{r})}$	2,25
$\text{H}_{2(\text{r})} - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+ (\text{C} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль})$	0,41
$2\text{H}_{2(\text{r})} - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+$	0,0

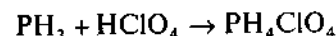
Учувчан гидридлар. Бу гидридларнинг сони тузсимон гидридлар сонига қараганда анча кўп. Даврий системадаги IVA, VA, VIA ва VIIA группачалар элементлари учувчан гидридлар ҳосил қилади. Бу гидридларда элемент билан водород орасида ковалент боғланиш вужудга келади. Ковалент гидридларда элементларнинг оксидланиш даражаси +4 дан —1 гача бўлади. Углерод ва кремний жуда кўп бинар гидридларни ҳосил қилади. Тузсимон гидридлар ҳосил бўлганда ҳамма вақт иссиқлик ажралиб чиқади, лекин баъзи элементларнинг учувчан гидридлари синтез қилинганда эса иссиқлик ютилади. Бу гидридлар ҳосил бўлиш иссиқликларининг қийматлари группачалар ичида юқоридан пастга тушган сари камайд. Ҳосил бўлиш иссиқликлари кичик (ёки манфий) қийматга эга бўлган бирикмалар термик жиҳатдан беқарор бўлади. Шу сабабли учув-

чан гидридларнинг ҳаммасини ҳам бевосита синтез қилиш мумкин бўлавермайди.

Учувчан гидридларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари ҳам турлича. Чунончи, Даврий системанинг группачалари ичида гидридларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари гидридларнинг молекуляр массалари ортган сайин юқорилашиб боради. Лекин HF, H₂O, NH₃ лар бу қоидага бўйсунмайди, чунки бу бирикмаларнинг молекулалари катта диполь моментга эга бўлган қутбли заррачалардир. Улар ўзаро **водород боғланиш** орқали асоциланган йирик маҳсулотлар ҳосил қилади. Масалан: $\text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots$

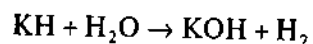
VIA ва VIIA группачалар гидридларининг сувли эритмалари кислоталик хоссаларини намоён қилади.

VA группача гидридларидан фақат NH₃ ва PH₃ асос хоссаларига эга: шунда ҳам PH₃ — фосфин ниҳоятда кучсиз асосдир. У фақат кучли кислоталардангина протонларни тартиб олади. Масалан:



VA группачанинг қолган гидридлари, шунингдек, IVA группа гидридлари, ўзларига протон қўшиб ололмайди. Бор ҳамда галлий элементларининг энг содда гидридлари B₂H₆ ва Ga₂H₆ таркибга эга. Бу турдаги ковалент гидридларни IV—VII группанинг бош группачасидаги элементлар ҳосил қилади, уларда водород катион сифатида бўлади (яъни гидрид ҳосил қилувчи элементларнинг НЭМ лари водородникидан катта), уларнинг таркиби ЭН₄, ЭН₃, ЭН₂ ва ЭН га жавоб беради. Бундай гидридларнинг таркибидаги элементларнинг НЭМ қийматлари кичик бўлса ҳам, масалан, SiH₄, GeH₄, SnH₄ ва элементларнинг оксидланиш даражаси -4 (элементларнинг НЭМ лари мос равишда 1,9; 1,8; 1,8), PH₃, AsH₃, SiH₃, BiH₃ ларда элементларнинг оксидланиш даражалари -3 (элементларнинг НЭМ лари мос равишда 2,2; 2,0; 1,9; 1,9) бўлади. Ҳар бир группа охирида жойлашган элементларнинг гидридлари деярлик нотурғун, масалан, PbH₄, PoH₂, AtH лар олинмаган, BiH₃ эса ҳосил бўлибoқ парчаланиб кетади. Кимёвий боғ табиати ковалент хусусиятга эга бўлган гидридлари сувда эрувчанлиги жуда ёмон (CH₄, SiH₄ ва бошқалар), лекин улар қутбсиз органик эритувчиларда яхши эрийди. Кимёвий боғнинг қутб-

ион боғланиш мавжуд (лекин LiH даги боғланиш кутбли ковалент хоссага эга). Гидридлар ўтга у қадар чидамли эмас. Ишқорий металлларнинг гидридлари (LiH дан мустасно) қиздирилса, 200–450 °C даёқ водород ва металлга ажралади; ишқорий-ер металлларнинг гидридлари эса 600–700 °C да парчаланadi. LiH га келсак, у 680 °C да парчаланмай суюқланади. Тузсимон гидридлар сув таъсирига чидамсиз. Масалан:



бунда гидрид қайтарувчи сифатида реакцияда қатнашади.

Ишқорий металл гидридларининг ҳосил бўлиш стандарт иссиқликлари юқори (масалан, LiH учун $\Delta H^\circ = -92 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$, Ca, Sr, Ba ларники эса мос равишда $-196,65$; $-175,73$ ва $-171,54 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$). Бундай бирикмаларда H^- радиуси 0,15 нм га яқин, бу қиймат водород атоминикидан 2,8 марта катта бўлиши электронлар орасидаги итаришув кучлари катталигидан дарак беради. Куйида келтирилган қийматлар ҳам ион табиатли гидридларда H^- нинг кучли қайтарувчи хоссага эга эканлигини тасдиқлайди:

Реакция тури	оксидловчининг потенциали, В
$2\text{H}^- - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_{2(\text{r})}$	2,25
$\text{H}_{2(\text{r})} - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+ (\text{C} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль})$	0,41
$2\text{H}_{2(\text{r})} - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$	0,0

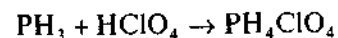
Учувчан гидридлар. Бу гидридларнинг сони тузсимон гидридлар сонига қараганда анча кўп. Даврий системадаги IVA, VA, VIA ва VIIA группачалар элементлари учувчан гидридлар ҳосил қилади. Бу гидридларда элемент билан водород орасида ковалент боғланиш вужудга келади. Ковалент гидридларда элементларнинг оксидланиш даражаси +4 дан -1 гача бўлади. Углерод ва кремний жуда кўп бинар гидридларни ҳосил қилади. Тузсимон гидридлар ҳосил бўлганда ҳамма вақт иссиқлик ажралиб чиқади, лекин баъзи элементларнинг учувчан гидридлари синтез қилинганда эса иссиқлик ютилади. Бу гидридлар ҳосил бўлиш иссиқликларининг қийматлари группачалар ичида юқоридан пастга тушган сари камаяди. Ҳосил бўлиш иссиқликлари кичик (ёки манфий) қийматга эга бўлган бирикмалар термик жиҳатдан беқарор бўлади. Шу сабабли учув-

чан гидридларнинг ҳаммасини ҳам бевосита синтез қилиш мумкин бўлавермайди.

Учувчан гидридларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари ҳам турлича. Чунончи, Даврий системанинг группачалари ичида гидридларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари гидридларнинг молекуляр массалари ортган сайин юқорилашиб боради. Лекин HF, H_2O , NH_3 лар бу қоидага бўйсунмайди, чунки бу бирикмаларнинг молекулалари катта диполь моментга эга бўлган кутбли заррачалардир. Улар ўзаро **водород боғланиш** орқали ассоциланган йирик маҳсулотлар ҳосил қилади. Масалан: $\text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots$

VIA ва VIIA группачалар гидридларининг сувли эритмалари кислоталик хоссаларини намоён қилади.

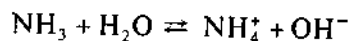
VA группача гидридларидан фақат NH_3 ва PH_3 асос хоссаларига эга: шунда ҳам PH_3 — фосфин, ниҳоятда кучсиз асосдир. У фақат кучли кислоталардангина протонларни тортиб олади. Масалан:



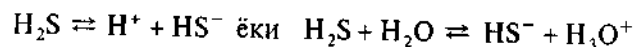
VA группачанинг қолган гидридлари, шунингдек, IVA группа гидридлари, ўзларига протон қўшиб ололмайди. Бор ҳамда галлий элементларининг энг содда гидридлари B_2H_6 ва Ga_2H_6 таркибга эга. Бу турдаги ковалент гидридларни IV–VII группанинг бош группачасидаги элементлар ҳосил қилади, уларда водород катион сифатида бўлади (яъни гидрид ҳосил қилувчи элементларнинг НЭМ лари водородникидан катта), уларнинг таркиби ЭН_4 , ЭН_3 , ЭН_2 ва ЭН га жавоб беради. Бундай гидридларнинг таркибидаги элементларнинг НЭМ қийматлари кичик бўлса ҳам, масалан, SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 ва элементларнинг оксидланиш даражаси -4 (элементларнинг НЭМ лари мос равишда 1,9; 1,8; 1,8), PH_3 , AsH_3 , SiH_3 , BiH_3 ларда элементларнинг оксидланиш даражалари -3 (элементларнинг НЭМ лари мос равишда 2,2; 2,0; 1,9; 1,9) бўлади. Ҳар бир группа охирида жойлашган элементларнинг гидридлари деярлик нотурғун, масалан, PbH_4 , PoH_2 , AtH лар олинмаган, BiH_3 эса ҳосил бўлиб қаттиқ парчаланиб кетади. Кимёвий боғ табиати ковалент хусусиятга эга бўлган гидридлари сувда эрувчанлиги жуда ёмон (CH_4 , SiH_4 ва бошқалар), лекин улар кутбсиз органик эритувчиларда яхши эрийди. Кимёвий боғнинг кутб-

лилиги ортиши билан гидридларнинг сувда эрувчанлиги ҳам сезиларли даражада ортади, улар сувда электролитик диссоциланади ва гидридлари кислота-асос хусусиятларини намоён қилади.

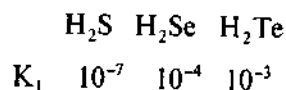
V A группачанинг гидридлари сувли муҳитда эритувчи билан реакцияга киришганда асослик хусусиятларини намоён қилади, масалан:



Боғ табиати кутблроқ бўлган VI A группача элементларининг гидридлари эса диссоциланганда кислоталик хусусиятга эга бўлади:



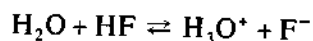
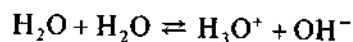
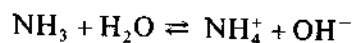
Шу группачадаги элементлар гидридларининг кислоталик хоссаси юқоридан пастга ўтиш тартибида ортиб боради:



VI A группачанинг галоидводородлари (HCl , HBr , HI) нинг сувдаги эритмалари кучли кислоталик хоссасини намоён қиладилар. Бу қаторда H-gal боғининг кутблилиги ортиб бориши ва барқарорлиги камайиб бориши туфайли кислоталик хусусияти ортиб боради.

II даврдаги V—VII группалардаги асосий группача элементларининг гидридлари (NH_3 , H_2O , HF) кейинги даврлардаги айни группачаларнинг гидридларидан кескин фарқ қилади, бунга асосий сабаб уларнинг водород боғи ҳисобига кучли ассоциланган ҳолатнинг пайдо бўлишидир.

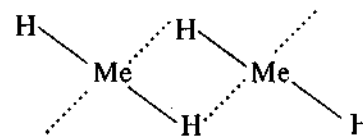
Юқорида келтирилган учта гидриднинг сувли эритмаларидаги диссоциланиши уч хил бўлишини қуйидаги тенгламалардан кўриш мумкин:



Бу моддаларда N—H , O—H ва F—H боғларининг кутблилиги ортиб боради, биринчисида азотнинг тақсимланмаган электрон жуфти сувнинг мусбат кутбли водород иони билан мустаҳкам донор-акцептор боғ ҳосил қилади, H—F даги протон сувнинг кислород атоми билан шундай боғ ҳосил қилади, ҳосил бўлган F^- ионида заряд зичлиги катта бўлиши туфайли HF молекуласи билан HF_2^- нинг ҳосил қилиниши, бу модда H^+ эритмасида эркин H^+ ионлари миқдорининг камайишига олиб келади, яъни HF эритмасида H^+ ионлари миқдори нисбатан камаяди,

Баъзи гидридлар, масалан, $(\text{BeH}_2)_x$, $(\text{BH}_3)_x$, $(\text{MgH}_2)_x$, $(\text{AlH}_3)_x$ лар полимер ҳолатига ўтиши натижасида водород атоми иккита қўшни марказий элемент билан боғланиши натижасида димер ёки полимер тузилиш пайдо бўлади. Бундай ҳолат, асосан, қўзғалган ҳолатдаги атомнинг валент қобигида бўш орбиталь бўлганда, яъни мономер гидрид электрон етишмаган молекула ҳосил қилганда содир бўлади.

Полимер гидридлар. Be , Mg , Al , In , Tl каби элементлар полимер гидридлар ҳосил қилади. Уларнинг формулаларини $(\text{BeH}_2)_n$, $(\text{TH}_2)_n$ шаклида ёзиш мумкин. Бериллий, магний ва бошқа гидридларининг тузилиш формулаларини қуйидагича ёзиш мумкин:



Бу формулада $\text{Me} = \text{Be}$, Mg , Al , In , Ta элементлари бўлиши мумкин. Бу бирикмаларда боғланишлар сони боғловчи электрон жуфтлар сонидан ортиқ бўлганлиги учун уларни **электронга танқис бирикмалар** деб юритилади.

Иккинчи группача тааллуқли бўлган гидридлар оралик, d -элементлар ҳосил қиладилар, улардаги боғланиш табиати металлларга хос бўлган боғланиш билан тавсифланади, уларнинг кўпчилигида водород металл кристалл панжарасига сингиган ҳолатда бўлади, таркибида водород атомлари сони кўп бўлмайди, масалан; ЭН , ЭН_2 , баъзан эса ЭН_3 бўлади. Водород атоми октаэдр тузилишга эга бўлган металллар кристалл панжараларининг бўшлиқларида (бу ҳолда уларнинг

формуласи ЭН бўлади), ёки тетраэдр кристалл панжарасидаги бўшлиқларда жойлашади (бунда уларнинг таркиби ЭН_2 бўлади), бу иккала ҳолатлардаги бўшлиқларга жойланиши ҳам мумкин (уларнинг формуласи ЭН_3 бўлади).

Амалда кристалл панжаралардаги бўшлиқларни эгаллаш даражаси максимал қийматга етмай қолиши натижасида бертоллидлар (ЭН_{1-n} , ЭН_{2-n} , ЭН_{3-n}) нинг ҳосил бўлиши кузатилади. Умуман олганда d -қобикларида электронлари кам бўлган элементлар даврий системанинг чап томонида жойлашган ва улар ўзларига кўпроқ водородни сингдириши кузатилади.

Лантаноидлар ва актиноидлар кўпинча таркиби ЭН_3 (баъзилари, масалан PrH_2 ва PuH_2 ларни ҳосил қилади), Ti ва Zr лар таркиби ЭН_2 га яқинлашиб борадиган no -стехиометрик бирикмалар ҳосил қилади, V ва Hf лар эса таркиби ЭН га яқинлашиб келади. Даврий жадвалнинг ўнг томонидаги d -элементларнинг гидридлари таркибида водород миқдори жуда кам, стехиометрияга жавоб бермайдиган таркибга эга. Нодир металллар орасида палладий ўзининг ҳажмига қараганда 800—900 марта кўпроқ ҳажмдаги водородни сингдирганда ҳам формуласи $\text{PdH}_{0.8}$ га яқинлашади. Мис, кумуш рух турғун бўлмаган CuH , AgH ва ZnH_2 ларни ҳосил қиладилар.

III бoб

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VIIA ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

III. 1. VIIA ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

VII группа ҳам бош ва ёнаки группачалардан ташкил топган. Бош группачага галогенлар (фтор- F , хлор- Cl , бром- Br , йод- I), астат - At ҳамда водород киритилади. VIIБ группачага марганец группачаси — Mn , техний — Te ва рений — Re киради.

VII группа элементлари атомларнинг сиртқи ва сиртқидан олдинги қобик тузилиши асосида қуйидаги группачаларга бўлинади.

1) типик элементлар группачаси (водород, фтор, хлор); 2) бром группачаси (бром, йод, астат); 3) марганец группачаси (марганец, техний ва рений).

Галоген сўзи *юнонча* «галос» (туз) ва «генодос»[^]туғдирувчи) сўзларидан келиб чиққан.

Галогенларнинг дастлабки тўрттаси табиатда анчагина тарқалган, сўнгги галоген — астат эса табиий радиоактив емирилишларнинг оралиқ маҳсулотлари таркибида учрайди; у сунъий равишда, ядро реакциялари ёрдамида ҳосил қилинади. Галогенларнинг даврий системада нодир газлар яқинида жойлашиши уларнинг кимёвий хоссаларида акс этади. Галоген атомларининг сиртқи поғонасини еттитадан электрон ($s^2 p^5$) бўлиши сабабли галоген атоми ўзига яна битта электрон бириктириб олиб, ўзининг сиртқи поғонасини саккиз электронли ($s^2 p^6$) октет конфигурацияга ўтказишга интилади. Галогенларнинг ҳаммаси ҳам эркин ҳолатда кучли оксидловчилар бўлиб, айниқса фтор бизга маълум бўлган барча оксидловчилар орасида энг кучлиси ҳисобланади. Галогенлар группачасининг биринчи аъзоси фтор — бошқа галогенлардан бирмунча фарқ қилади. У кайносиметрик элемент бўлиб, фақат -1 га тенг бўлган оксидланиш даражасига эга. Унинг кислородли бирикмаси F_2O да ҳам фторнинг оксидланиш даражаси -1 дир. Шунинг учун F_2O нинг номи *кислород фторид* деб юритилади. Фторнинг водородли бирикмаси водород фторид — H_2F_2 сувда яхши эрийдиган суюқлик. Водород фторид сувдаги эритмасида икки босқичда ионларга ажралади. Унинг биринчи босқичи худди ўртача кучдаги кислоталарнинг ионларга ажралишидек бўлиб, иккинчи босқичи эса кучсиз кислоталарнинг диссоциланиши кабидир. Шу сабабли фторид кислотани ўртача кучдаги кислоталар қаторига киритиш мумкин.

Хлор, бром ва йод ўзларининг кўпчилик бирикмаларида -1 га тенг оксидланиш даражасини намоён қилади. HCl , HBr ва HI нинг сувдаги эритмалари кучли кислоталар бўлиб, HCl дан HI га ўтган сайин кислотанинг кучи ортиб боради, чунки Cl^- Br^- — I^- қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин ионнинг заряди ўзгармагани ҳолда радиуси катталаша боради. Шу сабабли HCl , HBr ва HI нинг қайтарувчилик хоссалари ҳам шу қаторда кучайиб боради.

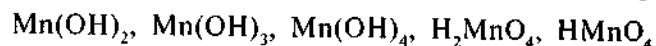
Хлор, бром ва йод ўз бирикмаларида $+1$ дан $+7$ га қадар оксидланиш даражаларни ҳам намоён қила олади.

Уларнинг муҳим гидроксидлари қуйидагилардан иборат:

Э^{+1} учун $\text{HClO}_4, \text{HBrO}_4, \text{H}_5\text{IO}_6$
 Э^{+3} учун $\text{HdO}_2, \text{HBrO}_2, \text{HJO}_2$
 Э^{+5} учун $\text{HClO}_3, \text{HBrO}_3, \text{HJO}_3$
 Э^{+7} учун $\text{HClO}_4, \text{HBrO}_4, \text{H}_5\text{JO}_6$

Келтирилган горизонтал қаторда кислоталарнинг кучи камаяди, вертикал қаторда эса ортиб боради. Кейинги ҳолат, айниқса, хлорнинг кислородли кислоталарида кучли ифодаланган, чунончи HClO_4 ниҳоятда кучли кислота; HJO — амфотер хоссаларни намоён қилади.

VIIБ группача элементлари — марганец Mn , технеций Tc , рений Re атомларининг сиртқи қаватида иккитадан s -электронлар, сиртқи қаватидан олдинги қаватида эса 13 та электрон бор (иккитаси s -электрон, олтитаси p -электрон ва бештаси d -электрон). Улар +2 дан +7 га қадар бир неча оксидланиш даражаларини намоён қилади. Марганецнинг оксидланиш даражалари +2, +3, +4, +5, +6, +7. Уларга мувофиқ келадиган гидроксидлар формулалари:



Бу қаторда чапдан ўнгга ўтган сайин бирикмаларнинг кислотали хоссалари кучайиб боради. Чунончи; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ -асос, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ - кучсиз амфотер хоссалар намоён қиладиган жуда кучсиз асос; у MnO_2 билан сувга осон ажралади. H_2MnO_4 ва HMnO_4 лар кислоталардир. HMnO_4 ҳам Mn_2O_7 билан H_2O га ажралади; H_2MnO_4 беқарор модда, лекин бу иккала кислотанинг тузлари барқарор моддалардир. Mn^{2+} дан Mn^{+7} ўтган сари марганец бирикмаларининг оксидланиш хоссалари кучайиб, қайтарувчилик хоссалари сусаяди. $\text{Mn}(\text{OH})_2$ осон оксидланади; бошқача айтганда, унинг ўзи қайтарувчидир. HMnO_4 нинг тузлари, масалан, KMnO_4 ҳар қандай муҳитда кам кучли оксидловчи ҳисобланади.

Технеций ва рений ўз бирикмаларида асосан +7 га тенг бўлган оксидланиш даражасига эга. Уларнинг бундай оксидланиш даражасига мувофиқ келадиган гидроксидларнинг умумий формуласи HЭO_4 дир. Бу гидроксидларнинг кислоталик ва оксидлаш қобилияти HMnO_4 — HTcO_4 — HReO_4 қаторида чапдан ўнгга ўтган сари кучайиб боради.

Шунингдек, H_2MnO_4 — H_2TcO_4 — H_2ReO_4 ларнинг кислоталик кучлари ҳам чапдан ўнгга томон камаяди.

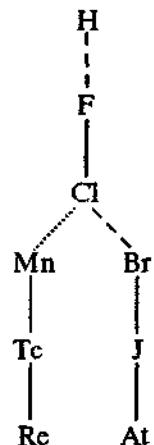
VIIА группача элементларининг асосий хоссалари III.1-жадвалда келтирилган.

III.1.-жадвал

VIIА группача элементларининг асосий хоссалари.

Элемент	1H	9F	17Cl	35Br	53I	85At
Валент электронлар конфигурацияси	$1s^1$	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Атомнинг ковалент радиуси, нм	—	18,988	35,453	79,909	126,904	—
Зичлиги, г·л ⁻¹	0,0899 газ	1,693	3,214	3,1023	4,940 г·см ⁻³	—
Э-ионининг радиуси, нм	0,136	0,133	0,181	0,195	0,220	0,23
Э ⁷⁺ ионининг шартли радиуси, нм	—	—	0,026	0,039	0,050	0,062
Электронга мойиллиги, эВ	0,75	—	3,5	3,5	3,3	—
Ионланиш потенциаллари Э ⁰ →Э ⁺ , эВ	13,6	17,42	13	11,8	10,45	9,2
Ер қобиғидаги % микдори	0,15	$2,7 \cdot 10^{-2}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-5}$	—
Сууюқланиш t °C	-259,1	-219,7	-101	-7,2	113,6	244
Қайнаш t °C	-252,6	-188,2	-34,1	59,82	184,35	309
Ядролараро масофа (Э—Э), нм	0,074	0,142	0,200	0,229	0,267	—
Э ₂ нинг диссоциланиш константаси	$5,1 \cdot 10^{-3}$	$9,2 \cdot 10^{-3}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$	$3,3 \cdot 10^{-5}$	$3,0 \cdot 10^{-3}$	—
Энинг диссоциланиш энтальпияси, ΔH° дис	435	159	243	199	150,7	117
Нисбий электрманфийлик	2,1	4,1	3,0	2,8	2,5	2,2
Электрод потенциаллари E ₂₉₈ , В (Э ₂ + 2ē → 2Э ⁻),	0,00	2,87	1,36	1,07	0,54	—

Жадвалдан кўринишича, F—Cl—Br—J—At қаторида чапдан ўнгга ўтган сари галоген атомларининг радиуслари катталашади, ионланиш энергиялари нисбий электрманфийлик (НЭМ) қийматлари кичиклашади; бинобарин, бу қаторда элементларнинг металлмаслик хоссалари заифлашиб боради.

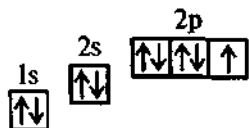


VII группа элементларининг умумий манзарасини 1935 йилда Б. В. Некрасов томонидан таклиф қилинган қуйидаги схема шаклида тасвирлаш мумкин.

Бу схема узлуксиз чизиклар билан бирлаштирилган элементлар **ўзаро тўлиқ ўхшаш** (яъни барча оксидланиш даражаларда ташқи электрон қобиғи бир хил тузилишга эга бўлган) элементлардир; пунктир чизиклар билан бирлаштирилган элементлар **тавсифий валентликларидан ташқари** бўлган барча валентлик ҳолатларда ўзларининг ташқи электрон қобиқлари тузилиши жиҳатидан бири-бирига ўхшайди — уларни **тўлиқсиз ўхшаш элементлар** дейилади; нуқталар билан бирлаштирилган элементлар фақат тавсифий валентликка эга бўлганларидагина бир-бирига ўхшаш бўлади. Тавсифий валентлик деганда элементнинг даврий системасидаги группа рақамига тенг бўлган максимал валентлик ҳолатини тушунмоқ керак.

III.2. ФТОР ВА УНИНГ БИРИКМАЛАРИ

Фтор F, тартиб рақами $Z = 9$, атом массаси 18,9984 м.а.б. Фторнинг фақат битта изотопи бор, унинг масса сони 19, электрон конфигурацияси $1s^2 2s^2 2p^5$, электронларнинг квант катакчада жойланиши: фтор атомида битта жуфтлашмаган p -электроннинг мавжудлиги фтор билан водород орасида ўхшашлик борлигини кўрсатади. Лекин фтор атомида валент электронлар ва орбиталлар сонининг кўплиги туфайли водород билан фтор орасида фарқлар келиб чиқади. Фтор барча элементлар орасида энг катта электрманфийликка эга, у ўз бирикмаларида -1 га тенг бўлган оксидланиш даражасини намоён қилади; у даврий jadвалнинг иккинчи даврида VII A группачада жойлашган энг актив металлмас элемент эканлигини биз I бобда айтиб ўтдик. Фтор (ва бошқа галогенларнинг) нодир газ атоми тузилишига эга бўлиши учун фақат биргина электрон етишмайди. Шунга кўра унинг бирикмаларидаги оксидланиш даражаси -1 га

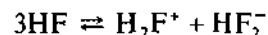


тенг. Фтор бошқа галогенлар билан ClF_3 , ClF_5 , BrF_5 , IF_7 таркибли бирикмалар ҳосил қила олади.

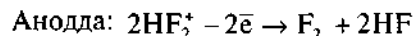
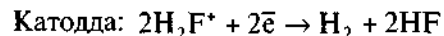
Фтор табиатда деярли кўп тарқалган элемент. Унинг Ер қобиғидаги масса улуши $2,7 \cdot 10^{-2} \%$ ни ташкил этади. Фторнинг энг муҳим минералларидан флюорит CaF_2 , криолит Na_3AlF_6 , фторапатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ маълум. Фтор бирикмалари тиш ва суяклар таркибига (тиш эмали таркибида 0,01% фтор борлиги аниқланган) киради.

Олиниши. Фторни биринчи марта 1886 йилда Муассан сувсиз суяқ водород фторидга араштирилган KF ни электролиз қилиш натижасида олишга муваффақ бўлган. Унинг бирикмалари жумласига HF, металл фторидлари (CaF_2 , KF, CuF, AlF_3 , KNH_2 , AgF, AgF_3 , TlF_3 , CoF_3 , PIF_4 , NdF_3 , DuF_3 , RhF_4 , BiF_5 , MoF_6 , ReF_7 , KN_2F_3 , KN_3F_4 ва бошқалар) киради.

Эркин фтор ҳосил қилиш учун $\text{HF} + \text{KF}$ нинг эвтектик аралашмаси ёки осон суяқланувчан KNH_2 , KN_2F_3 таркибли ацидокомплекслари электролиз қилинади. Электролизни пўлат электролизёрларда амалга оширилади. Катод билан анод бир-биридан диафрагма билан ажратилган бўлиб, анодда фтор, катодда водород ажралиб чиқади. Аслида электролизда KNH_2 эмас, HF иштирок этади; чунки у:



тенгламага мувофиқ диссоциланади:



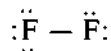
жараёнлар содир бўлади.

Фторни газсимон (ёки суяқ) ҳолатда босим остида баллонларда сақланади; шу ҳолда бир жойдан бошқа жойга олиб борилади. Фтор солинадиган контейнерлар, суяқ ва газсимон фтор билан ишлашда зарур бўлган асбоб ускуналар зангламайдиган пўлат, мис ёхуд алюминийдан тайёрланади. Ҳар доим бу мақсад учун ишлатилган металллар сиртида ўша металлни коррозиядан сақлаш хусусиятига эга бўлган фторид қатламлар ҳосил бўлади.

Фтор оддий модда сифатида икки атомли молекула (F_2) лар ҳосил қилади. Унинг молекуляр орбиталлари қуйидаги электрон конфигурацияга эга

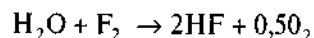
$$F_2: (1\sigma_g)^2(1\sigma_g^*)^2(2\sigma_g)^2(2\pi_{y,z})^4(2\sigma_g^*)^2(2\pi_{y,z}^*)^4$$

ёки боғловчи орбиталларда бўшаштирувчи орбиталлардагига қараганда иккита ортиқча электрон бўлганлиги сабабли F_2 даги боғланиш тартиби 1 га тенг ва F_2 формуласи қуйидагича ёзилади:

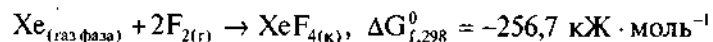


Фторнинг физик ва кимёвий хоссалари. Фтор ўзига хос ўткир хидли сариқ тусли газ. Газ ҳолатдаги фтор суюқ HF да эрийди. Суюқ фтор суюқ кислородда чексиз эрийди. Қаттиқ фтор $-288^\circ C$ дан паст температурада моноклиник тузилишга, ундан ўқорида эса куб шакли молекуляр панжара ҳосил қилади.

Фтор $0^\circ C$ га яқин температурада сувда эритилса, гипофторит кислота $HO\dot{F}$ ҳосил бўлади. Бу модда рангсиз; $t_{суюқ}^\circ = -117^\circ C$ бўлиб, хона температурасидаёқ емирилиб HF ва кислородга айланади. Бинобарин, фтор таъсирида сув емирилади:



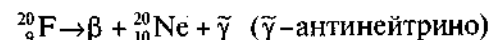
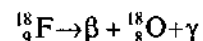
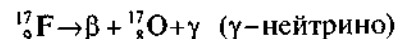
Фтор барча элементлар билан, ҳатто нодир газлар билан реакцияга киришади, масалан:



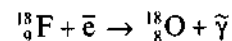
Кислород билан фтор паст температураларда кучсиз электр разряд яратилганида бирикиб, кислород фторидларини ҳосил қилади. Бу бирикмалар эндотермик бирикмалар жумласига киради. C , Si , P ва бошқа металлмаслар, шунингдек, кукун ҳолидаги кўпчилик металллар фтор билан бирикиб фторидларга айланади. Шуни ҳам айтиш керакки, фторнинг кўпчилик реакциялари занжир механизм орқали содир бўлади, шу сабабли реакция кўпинча ёниш ва портлаш билан содир бўлади. Фторнинг муҳим хоссалари III.1-жадвалда қайд этилган.

Элементларнинг НЭМ жадвалида фтор биринчи ўринда жойлашган. Фтор атомининг радиуси кичик бўлганлиги сабабли унинг ядроси электронларини жуда кучли торттиб туради (кайносимметрия концепцияси). Шунинг учун фтор атомининг ташқи қаватидан биронта электронни чиқариб юбориш ниҳоятда қийин. Фтор энг кучли металлмас, у энг кучли оксидловчи, жуда кўп моддаларни оксидлай олади. Кислород ва азот билан бевосита бирикмайди, қолган барча элементлар билан тегишли реакциялар шароитда бевосита бирикади. Фтор водород билан ҳатто қоронғуда ҳам шиддатли реакцияга киришади, $-250^\circ C$ да бу реакция портлаш билан содир бўлади. Фтор олтин, платина сингари нодир металлларга уларни чўғ ҳолатигача қиздирилганда, бошқа кўпчилик металлларга эса одатдаги температурада таъсир этади. Қўрғошин, никель ва миснинг сирти фтор атмосферасида $100^\circ C$ даёқ шу металлларнинг фторидлари қатлами билан қопланиб, металлнинг ички қисмини фтор таъсиридан сақлайди. Фтор билан бирикма ҳосил қилган элементлар кўпинча ўзларининг мумкин бўлган **максимал** валентлигини намоён қилади, масалан, PF_5 , IF_7 , OsF_8 ва ҳоказо.

Фторнинг сунъий усул билан ҳосил қилинган изотоплари ^{17}F , ^{18}F , ^{20}F ларнинг ярим емирилиш давлари катта эмас: ^{17}F учун 66 сек., ^{18}F учун 107 минут ва ^{20}F учун 12 секундни ташкил этади. Унинг беқарор изотопларининг емирилиш реакцияларини қуйидаги тенгламалар билан ифодалаш мумкин:



Фтор ^{18}F ўзининг К-қаватидаги электрони кўчиши ҳисобига қуйидагича емирилиши ҳам мумкин:



Фтор молекуласининг фтор атомларига ажралиш иссиқлиги $-158 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг.

Ишлатилиши. Олинадиган эркин фторнинг асосий миқдори техника учун зарур бўлган фтор тутган органик би-

рикмалар тайёрлаш учун ишлатилади. Замонавий совитгичларда совуқ муҳит ҳосил қилиш учун NH_3 ўрнида) фреон CF_2Cl_2 ишлатилмоқда. Винил фторид $\text{CH}_2=\text{CHF}$ ва тетрафтор этилен $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ сунъий полимерлар олишда мономер сифатида ҳам қўлланилади.

III.2.1. ФТОРНИНГ БОШҚА ГАЛОГЕНЛАРДАН ФАРҚИ

1. Фтор ниҳоятда актив ва заҳарли модда. $\text{F}-\text{F}$ боғланиш энтальпияси кичик ($\Delta H_{\text{F}_2}^0 = -159 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) қийматга эга бўлиши сабабли фтор ўзининг юқори даражада активлиги билан бошқа галогенлардан ажралиб туради.

2. Фторнинг бирикмалари жуда барқарор. Бунинг сабаби шундаки, фтор атомининг радиуси кичик бўлганлиги учун у бошқа галогенларга қараганда кучли ковалент боғланиш ҳосил қилади. Ковалент боғланишга эга бўлган фторидларнинг манфий энтальпиялари катта қийматга эга. Шу сабабдан улар қийинлик билан парчаланаяди.

Фторид иони F^- нинг радиуси кичик бўлганлиги учун металл фторидларнинг кристалл панжара энергиялари катта қийматларга эга. Металл фторидларда металл билан фтор орасида боғланиш кўпинча ионли табиатга эга. Масалан, AlF_3 — ионли тузилишга эга, лекин AlCl_3 — қават-қават тузилишга эга, Al_2Br_6 ва Al_2Cl_6 лар эса молекуляр бирикмалар жумласига киради.

Фторид-ионнинг гидратланиш энтальпияси катта ($\Delta H_{\text{гидр}}^0 = -485,3 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) бўлганлиги сабабли AgF сувда яхши эрийди, ваҳоланки бошқа кумуш галогенидлар сувда кам эрийди.

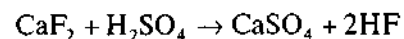
3. Фтор фақат битта (-1) оксидланиш даражасини намояндалайди, чунки унинг L-қобиғида саккиздан ортиқ электрон жойлаша олмайди. Шунга кўра фторнинг углеводородли бирикмалари реакцияларда инерт хусусият намояндалайди.

4. Фторнинг НЭМ қиймати бошқа элементларникидан катта бўлганлиги сабабли, у кучли водород боғланишлар ҳосил қилади. Масалан, HF да $\text{H}-\text{F}$ боғланиш ҳамда водород боғланишлар мавжудлиги туфайли HF деярли кучсиз ($\text{pK}=3,12$) кислота хоссаларига эга; ваҳоланки, HCl , HBr ва HI лар кучли кислоталардир.

5. Фтор билан сув ва ишқорлар орасидаги реакциялар оқибатида оксоионлар ҳосил бўлмайди; ваҳоланки, бошқа галогенларда оксобирикмалар (масалан, NaClO , KBrO_3 , KJO_3 лар) ҳосил бўлади.

III.2.2. Водород фторид

Агар плавик шпат CaF_2 га концентранган сульфат кислота H_2SO_4 таъсир эттирилса, газсимон водород фторид ҳосил бўлади:

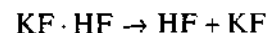


Водород фторид асосан ана шу реакция бўйича олинади. Фторид фторид шишага таъсир этади; шунинг учун бу реакция платина ёки қўрғошдан ясалган идишларда ўтказилади.

Фтор водород билан ниҳоятда шиддатли равишда бирикади:



Ўта тоза водород фторид олиш учун $\text{MeF} \cdot \text{HF}$ типидagi нордон фторидларни қиздиришдан фойдаланилади; масалан:



Водород фториднинг физик хоссалари. Тоza водород фторид $19,5^\circ\text{C}$ дан паст температурада рангсиз, ҳавода кучли тутайдиган суюқлик: $19,5^\circ\text{C}$ дан юқорида эса рангсиз, ниҳоятда ўткир ҳидли ва заҳарли газ. Унинг суюқланиш температураси $-83,1^\circ\text{C}$. Водород фторид қутбли молекулалардан иборат бўлганлиги туфайли суюқ ҳолатда, ҳам, қаттиқ ҳолатда ҳам кучли ассоциланган бўлади; HF молекулалари водород боғланишлар орқали ўзаро бирикиб $(\text{HF})_n$ ни ҳосил қилади; $n = 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8$ бўлиши мумкин. Ҳона температурасида $n = 2$.

Водород фторид ассоциланган бўлганлиги сабабли унинг суюқлинаш ва қайнаш температуралари бошқа галогенводородларникига қараганда юқоридир.

Водород фторид учун бу ҳолатда ҳам деярли ассоциланиш мавжуд эканлиги аниқланган; лекин 90°C дан юқорида водород фторид фақат якка-якка молекулалар (HF) дан иборат бўлади.

Водород фторид сувда яхши эрийди, натижада тахминан 40% ли **плавик кислота** ҳосил бўлади. Бу кислота ички ва ташқи сиртлари парафин билан қопланган шиша идишларда сақланади.

Суюқ водород фториднинг диэлектрик константаси 80 га тенг, яъни сувникига (81) яқин. Шу сабабли кўпчилик тузлар тоза суюқ водород фторидда эриб, ионларга ажралади.

Сувдан бошқа эритувчиларда водород фторид ёмон эрийди. Водород фторид заҳарли модда: агар қўлга томса, узоқ вақт тузалмайдиган яра ҳосил қилади.

Водород фториднинг кимёвий хоссалари.

1. Водород фториднинг сувдаги эритмаси ўртача кучдаги кислота хоссасига эга. H_2F_2 нинг солиштирама электр ўтказувчанлиги $1,6 \cdot 10^{-6} \text{ см}^{-1} \cdot \text{ом}^{-1}$ га тенг.

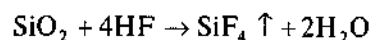
2. Умум эътироф этилган тасаввурларга мувофиқ, водород фториднинг сувдаги эритмаси бир асосли кислота хоссаларини намоён қилади. Сувда HF нинг диссоциланишидан ҳосил бўлган фтор иони водород фториднинг диссоциланмаган молекуласини ўзига қўшиб олиб мураккаб ион HF_2^- га айланади. Бу тасаввурга мувофиқ, водород фториднинг 1 моляр эритмасида 10% га яқин HF_2^- ионлари ва тахминан 1 фоиз F^- ионлари бордир. Бунни қуйидаги тенглама билан тасвирлаш мумкин:



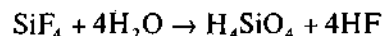
$$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 7,2 \cdot 10^{-4} \quad K_2 = \frac{[\text{HF}_2^-]}{[\text{HF}] [\text{F}^-]} = 5$$

Плавик кислота хлорид кислотага (ва бошқа водород галогенид кислоталарга) қараганда жуда ҳам кучсиз. Плавик кислота олтин ва платинадан ташқари бошқа кўпгина металлларни ҳам ўзида эритади. У қўрғошиннинг фақат сиртига таъсир этади.

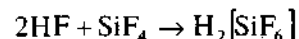
3. Плавик кислота шишани емиради: бу реакцияда шиша таркибидаги SiO_2 плавик кислотада эриб, газсимон кремний(IV) фторид SiF_4 ҳосил қилади:



SiF_4 сув таъсирида гидролизланиб ортосиликат кислота ҳосил қилади:

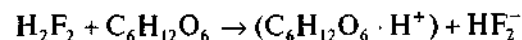


4. Водород фторид SiF_4 билан реакцияга киришиб, гексафтор силикат кислота ҳосил қилади:

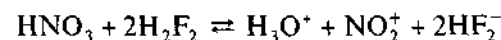
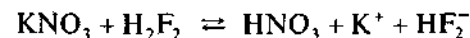


Плавик кислота тузлари NaF , KF ва CaF_2 лар сувда ёмон эрийди; лекин унинг кумуш тузи AgF сувда яхши эрийди. Темир, алюминий, хром, титан ва бошқа металлларнинг фторидлари ишқорий металлларнинг фторидлари билан комплекс фторидлар ҳосил қилади. Масалан, $\text{K}[\text{TiF}_6]$, $\text{K}[\text{CrF}_6]$ ва ҳоказо. Оғир металлларнинг фторидлари учувчан бўлади. Масалан, UF_6 одатдаги шароитда $56,7^\circ\text{C}$ да қайнайди.

Плавик кислотанинг тузлари заҳарли моддалар жумласига киради. Суюқ ҳолатдаги HF глюкоза молекуласини протонлаштиради:



5. Водород фторид ўзининг протонини бошқа моддаларга бериб ўзи F^- ионига айлана олади. Протонга нисбатан акцептор моддалар (масалан, бензол) водород фторид билан реакцияга киришганида C_6H_7^+ ва F^- ҳосил бўлади. Суюқ ҳолатдаги H_2F_2 да KNO_3 , HNO_3 каби моддалар эрийди, бунда эритувчи билан бу моддалар орасида кимёвий жараён содир бўлади:



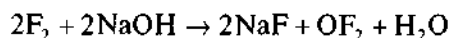
Водород фториднинг 38,3% ли сувдаги эритмаси **азетроп** эритмалар жумласига киради.

III.2.3. Фторнинг кислородли ва бошқа бирикмалари

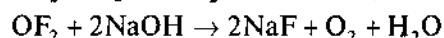
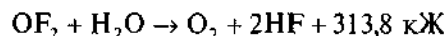
Фторнинг кислородли бирикмалари учта: OF_2 — кислород фторид; O_2F_2 — кислород дифторид, O_3F_2 — озон дифторид.

Фторнинг кислородли кислоталари ва уларнинг тузлари олинган эмас.

Кислород фторид OF_2 . Дебо ва Даминс 1927 йилда суюқлантирилган калий гидрофторидни электролиз қилиб фтор олаётганларида қўшимча модда сифатида озгина миқдорда кислород фторид OF_2 ҳосил бўлганини пайқадилар; кейинчалик бу модда суюқтирилган NaOH эритмасига фтор таъсир эттириш орқали унумли миқдорда олинадиган бўлди:



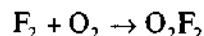
Кислород фторид рангсиз, нафас олиш йўллариغا кучли таъсир этадиган газ. Унинг қайнаш температураси -145°C ; суюқланиш температураси $-223,8^\circ\text{C}$; суюқ ҳолда сарғиш тусга эга, -200°C гача барқарор. Сувда эриганида ёки ишқор таъсирида қуйидаги реакциялар содир бўлади:



Кислород фторид OF_2 билан хлор (I) оксид Cl_2O ўртасида катта фарқ бор. OF_2 портламайди. Cl_2O эса портловчи модда. Кислород фторид қиздирилса ёки ёруғлик оқими таъсир эттирилса аста-секин кислород ва фторга ажралади.

Кислород фторид молекуласининг тузилиши сув молекуласига ўхшайди. OF_2 да кислороднинг валент бурчаги 102°C га тенг. Унинг диполь моменти 0,099 Кл.м. га тенг.

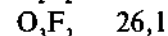
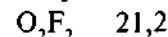
Кислород дифторид O_2F_2 . Руфф ва Менцел 1933 йилда суюқ ҳаво температурасидаги кислород билан фтор аралашмаси орқали кучсиз электр разряд ўтказиб, кислород дифторид ҳосил қилишга муваффақ бўлдилар:



O_2F_2 фақат паст температураларда барқарор модда; у қизғиш рангли қаттиқ жисм; у -57°C да қайнайди ва $-163,5^\circ\text{C}$ да қотади. Қайнаш температурасидан салгина юқорида кислород ва фторга ажралиб кетади.

Озон дифторид O_3F_2 паст температурада олинадиган кўкимтир-қизил суюқлик; унинг -183°C даги зичлиги $1,74 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$. У ҳам эндотермик модда бўлиб, унинг ҳосил бўлиш иссиқлиги $-26,20 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ га тенг. Озон дифторид —

‘С’ли парчаланаяди. Фторнинг кислородли бирикмаларининг ҳосил бўлиш энтальпиялари ($\text{кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ ҳисобида) ушбулар:



Ксеноннинг фторли бирикмалари XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 иккатга сазовордир. Булардан энг барқарори XeF_4 , унинг чун $\Delta G_f^\circ = -256,7$; XeF_2 ники эса $\Delta G_f^\circ = -161,2 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ га тенг. XeF_2 ва XeF_6 га қараганда XeF_4 суюқ HF да камрийди. Бирикиш реакцияларига заиф киришади. Ксеон фторидлари сув таъсирида парчаланаяди. Ксеон фторидлардан фойдаланиб, унинг оксофторидлари (XeOF_2 , XeOF_4 , XeO_2F_2) ҳосил қилинади.

III.3. ХЛОР ВА УНИНГ БИРИКМАЛАРИ

Кимёвий белгиси Cl , $Z=17$, атом массаси 35,453. Электрон конфигурацияси: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ёки $\text{KL } 3s^2 3p^5$.

Хлор VIIA группачанинг иккинчи типик элементи бўлиб, унинг НЭМ 3 га тенг, кучли оксидловчи.

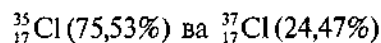
Хлорни 1772 йилда Шееле хлорид кислотага MnO_2 таъсир эттириш орқали кашф этган. Фақат 1810 йилда Дэвинг хизматлари туфайли хлор кимёвий элемент сифатида танилган (*юнонча* — «хлорос» — сарғиш-яшил).

Хлор табиатда кенг тарқалган. У, асосан бирикма олида учрайди. Натрий, магний, калий хлоридлар денгиз ва кўл сувларида эриган ҳолатда, ҳамда қаттиқ ҳолатда конларда учрайди. Масалан, NaCl —**галит** ёки **тош туз**, $\text{[Cl]} \cdot \text{NaCl}$ —**сильвинит**; $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —**карналлит**; [Cl] —**сильвин**; $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —**каннит** номлари билан эритилади.

Тош туз саноат учун зарур хомашё. Унинг уюмлари Германия (машҳур Стассфурт конлари)да, Уралда, Сибирда, Закавказда, Елецкда, АҚШ да, Марказий Осиёда учрайди. Океан сувида ош тузи миқдори 2,5% га яқин. Эльтон ва Юскунчак кўлларида ош тузи миқдори ҳатто 26% га етади, бундай эритма ош тузига тўйиб қолади. Шунинг учун у кўللardan «чўқинди» ош тузи олинади. Бундан ташқари, хлорапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$ таркибида ҳам хлор бўлади.

Инсон аъзоларида қарийб 0,25% гача хлор бўлади. Ошқозон суюқлигида 0,3—0,4% (тахминан 0,1 моль) HCl нинг бўлиши жуда катта физиологик аҳамиятга эга, у инсон ва ҳайвонлар аъзоларидаги ҳужайраларда «сув балансини» бошқариб туради.

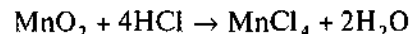
Табиий бирикмаларда хлор иккита изотоп ҳолида учрайди:



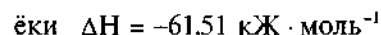
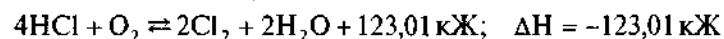
Хлорнинг табиий изотопларидан ташқари 5 та сунъий радиоактив изотоп ^{33}Cl , ^{34}Cl , ^{36}Cl , ^{38}Cl , ва ^{39}Cl лари олинган.

Хлорнинг олиниши. Лабораторияда хлор, асосан, хлорид кислотага оксидловчилар таъсир эттириш йўли билан олинади.

Оксидловчи сифатида кўпинча MnO_2 ишлатилади. Реакция вақтида аввал марганец (IV) хлорид ҳосил бўлади; бу модда беқарор бўлганлиги туфайли MnCl_2 билан Cl_2 га ажратилади.

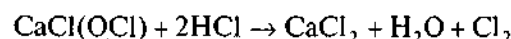


Водород хлорид ўрнида концентранган сульфат кислота билан ош тузидан фойдаланиш ҳам мумкин. Марганец (IV) оксид ўрнида калий перманганат KMnO_4 , калий бихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, хлорли оҳак CaOCl_2 каби оксидловчилар ишлатиш мумкин. Водород хлорид ҳаво кислороди билан 400 °C да фақат катализатор (пемзага шимдирилган CuCl_2) иштирокидагина оксидланади:



Дикон жараёни деб аталадиган ва газ фазада борадиган бу реакциянинг 400 °C даги унуми қарийб 80% га етади. Лекин температура 600 °C дан юқори бўлса, мувозанат чап томонга силжийди.

Яна бир усули:



Техникада хлор фақат ош тузининг сувдаги эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинади; анодда хлор

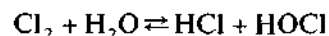
($2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$), катодда водород ($2\text{H}^+ - 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$), ажратилади ва эритмада NaOH ҳосил бўлади. Шундай қилиб бу реакциядан асосий мақсад ўювчи натрийни олиш бўлса-да, қўшимча маҳсулот сифатида жуда кўп миқдорда хлор олинади.

Хлорнинг физик ва кимёвий хоссалари. Хлор сарғиш-яшил тусли газ, унинг қайнаш температураси —34 °C, қотиш температураси —101,0 °C. Хлор молекуласи 727 °C да 0,03, 1727 °C да эса 52% миқдорда парчланади. Хлорнинг критик температураси анча юқори (143,5 °C). Суюқ хлорнинг буғ босими 0 °C да 405 кПа, 20 °C да 608 кПа га етади. Уй температурасида 1 ҳажм сувда 2,3 ҳажм хлор эрийди. Хлор сувдаги тўйинган эритмасидан 8—10 °C да яшил-сарик тусли кристалл модда $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ажратиб олинган, унинг *инконгруэнт** суюқланиш температураси 9,6 °C га тенг. Бундан ташқари, яна $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ таркибли кристаллогидрат ҳам олинган. Бу икки модда комплекс бирикмаларнинг *клатратлар* номли бирикмалари жумласига киради.

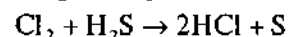
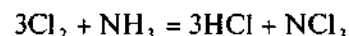
Хлор кучли оксидловчи. Кўпчилик металлмаслар ва металллар (айниқса кукун ҳолатида) хлор билан бирикади: $2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{SbCl}_3$. Водород хлор атмосфера-сида ёниб, рангсиз водород хлорид газига айланади:



Унинг учун $\Delta G_f^0 = -94,79 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$. Хлор сув ва ишқор эритмаси билан диспропорцияланиш реакциясига киришади:

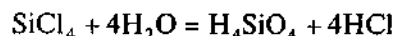


Баъзи гидридлар билан ҳам реакцияда қатнашади:

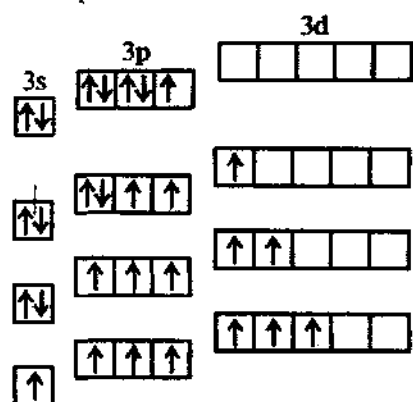


Хлор кўпчилик металлмаслар билан реакцияга киришиб хлоридлар (XeCl_2 , XeCl_4 , SiCl_4 , CCl_4) ҳосил қилади. Уларнинг баъзилари *хлорангидрид* хусусиятига эга:

* *Инконгруэнт равишда суюқланиш* — кимёвий бирикмадан иборат ҳатишма суюқлантирилганда кристалл фазанинг таркиби суюқ фаза таркибидан фарқ қилади.



Хлор атомининг сиртқи валент поғонасида *d*-поғонача мавжуд ва бу поғонача электронлар билан банд эмас: ... $3s^2 3p^5 3d^0$.



Шунга кўра хлор атомида жуфт электронлар бир-биридан ажралиб, тоқ ҳолатга ўта олади; бу ҳолат куйидаги схема-ларда кўрсатилган:

Бу схемалар асосида куйидаги хулосага келиш мумкин:

Биринчи ҳолда хлор +3 га тенг оксидланиш даражасига эга бўлиб, хлорит кислота HClO_2 ни ҳосил қила

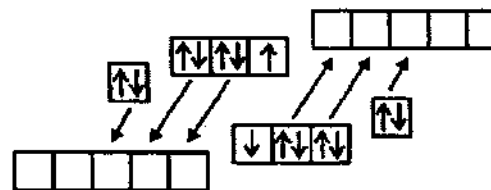
олади, бу кислотага калий хлорит KClO_2 тузи мувофиқ келади.

Иккинчи ҳолда таркибидаги хлорнинг оксидланиш даражаси +5 га тенг бирикмалар ҳосил бўла олади. Бундай бирикмалар жумласига хлорат кислота HClO_3 ва унинг тузлари, масалан, калий хлорат KClO_3 (бертоле тузи) ни киритиш мумкин.

Учинчи ҳолатда хлор +7 га тенг оксидланиш даражани намоён қилади, улар жумласига перхлорат кислота HClO_4 ва унинг тузлари — перхлоратлар, масалан, KClO_4 — калий перхлоратни киритиш мумкин. Демак, хлорнинг оксидланиш даражаси $-1, +1, +3, +5, +6$ ва $+7$ бўла олади.

Хлор молекуласи икки атомдан иборат. Хлор атомида *3p*- ва бўш *3d*-поғоначалар мавжуд бўлганидан Cl_2 молекуласида яна иккита қўшимча боғ вужудга келади. Шунга кўра, Cl_2 молекуласининг диссоциланиш энергияси F_2 молекуласининг диссоциланиш энергияси ($158 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) дан катта ($243 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$).

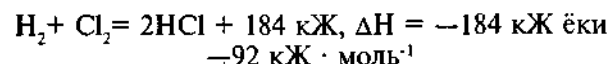
Хлорнинг ишлатилиши. Хлор кимё ва металлургия саноатида кучли оксидловчи сифатида, ичимлик сувни микроблардан зарарсизлантиришда ишлатилади.



Оқлагич оҳак (CaOCl_2), гипохлоритлар (масалан, KOCl) матони оқартириш учун қўлланилади. Шунингдек, хлорли органик моддалар (хлороформ CHCl_3 , тўрт хлорли угле-род CCl_4 , хлорсирка кислота $\text{CCl}_3\text{—COOH}$ ва бошқалар) олишда қўлланилади.

III.3.1. Водород хлорид

Водород хлорид водород билан хлор аралашмасига қуёш нури таъсирида ёки бу аралашмани ёқиш орқали синтетик усулда олиниши мумкин:

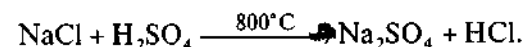
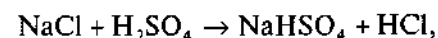


Бу реакция фотохимёвий занжир механизми бўйича со-дир бўлади.

Агар бирор сабаб (актив заррачаларнинг ўзаро тўқна-шуви ёки уларнинг идиш деворига келиб урилиши) би-лан «занжир» узилмаса, реакция хлор ёки водород туга-гунча давом этади.

Кимё заводларида водород хлоридни синтетик усулда олиш учун кварцдан ясалган махсус қурилмаларда хлор атмосферасида водород ёндирилади. Ҳосил бўлган водо-род хлорид кислотага чидамли адсорбцион камераларда сувга юттирилади, бунда концентрланган (34% га яқин концентрациядаги) хлорид кислота олинади.

Водород хлорид олишнинг қадим замонлардан бери қўлланиб келаётган усули — ош тузига концентрланган сульфат кислота таъсир эттиришдир. Реакция икки бос-қичда боради:



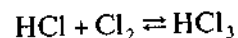
Биринчи босқич одатдаги температурада, иккинчи бос-қич эса юқори температурада (800°C) боради.

Ҳозирги вақтда водород хлорид органик моддаларни хлорлашда қўшимча маҳсулот сифатида кўп миқдорда ҳосил қилинмоқда.

Водород хлорид одатдаги шароитда газ. Унинг қайнаш температураси $-84,9\text{ }^{\circ}\text{C}$, қотиш температураси $-114,8\text{ }^{\circ}\text{C}$, $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ да 1 л сувда 450 л водород хлорид газы эрийди. Унинг сувдаги (37,29% ли) эритмаси кучли кислота бўлиб, *хлорид кислота* номи билан юритилади.

Хлорид кислота эритмаси паст температурага қадар совутилганда $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ таркибли кристаллгидратлар ҳосил бўлади.

Биринчи кристаллгидрат - $\text{HCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ нинг кристалл панжараси H_3O^+ ва Cl^- ионларидан тузилганлиги аниқланган. Хлорид кислотанинг сувдаги эритмаси ўзида бироз миқдорда хлор эритади:



Бу реакциянинг мувозанат константаси $K = \frac{[\text{Cl}_3]}{[\text{Cl}][\text{Cl}_2]} = 0,2$

га тенг. HCl , HBr , HI қаторида бундай жараённинг мувозанат константалари бир-бирига нисбатан 1:85:700 қаторида кескин ортиб боради. Хлорид кислотанинг қайнаши алоҳида эътиборга сазовордир.

Маълумки, тоза суюқлик ўзгармас босимда ўзига ҳос температурада қайнайди; суюқликнинг ҳамма массаси қайнаб бўлгунча қайнаш температураси ўзгармай қолади. Лекин суюқликлар аралашмасининг қайнаш температураси аралашманинг миқдорий таркибига боғлиқ; икки ёки бир неча суюқликнинг маълум нисбатдаги аралашмаси қайнаётганда унинг қайнаш температураси ўзгариб туради, чунки аралашма қайнаган сари унинг таркибидаги осон учувчан суюқликнинг миқдори аралашмада камайиб боради, бу таркибида (дистиллатда) эса ортади.

Лекин ўз таркибини ва қайнаш температурасини ўзгартирмай қайнайдиган суюқликлар аралашмалари ҳам кўп учраб туради. Бундай аралашмаларни азеотроп аралашмалар дейилади. Хлорид кислота сув билан азеотроп аралашма ҳосил қилади.

III.2-жадвалда водород галогенид кислоталарнинг азеотроп аралашмалари таркиби, қайнаш температураси, зичлиги ва водород галогенид молекуласининг диполь моменти берилган.

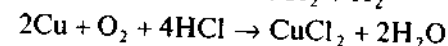
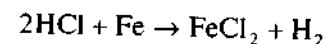
III.2-жадвал

Водород галогенидларнинг азеотроп эритмалари

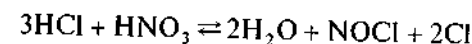
Бирикманинг формуласи	Азеотроп аралашманинг таркиби, %	Азеотроп аралашманинг қайнаш температураси, $^{\circ}\text{C}$	Азеотроп аралашма зичлиги, $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$	Водород галогениднинг диполь моменти, Кл $\cdot$ м
HF	35,4 HF	120	1,1	0,64
HCl	20,24 HCl	110	1,1	0,34
HBr	48 HBr	126	1,6	0,26
HI	57 HI	127	1,7	0,29

Металл хлоридлари хлорид кислота тузларидир. Кўпчилик металлларнинг хлоридлари сувда яхши эрийди. Лекин, кумуш хлорид AgCl , мис(I) хлорид CuCl_2 , симоб(I) хлорид Hg_2Cl_2 , таллий(I) хлорид TlCl , қўрғошин(II) хлорид PbCl_2 лар сувда ёмон эрийди.

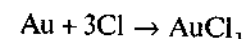
Хлорид кислота кўпчилик металллар билан реакцияга киришади, масалан:



3 моль HCl ва 1 моль HNO_3 (концентрланган эритмалари) аралашмаси («зар суви» ёки «шоҳ ароғи»)да нодир металллар ҳам эрийди; бу эритмада қуйидаги мувозанат система қарор топади:



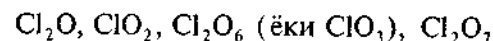
унда олтиннинг эритмага ўтиши қуйидаги тенглама билан ифодаланади:



Хлорид кислота сульфат ва нитрат кислоталар каби кучли минерал кислота ҳисобланади. Хлорид кислота техникада металл хлоридларини олишда ва тиббиётда ишлатилади. Унинг 0,4% ли эритмаси ошқозонида кислота етишмаган беморларга ичиш учун берилади.

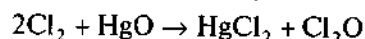
III.3.2. Хлорнинг кислородли бирикмалари

Хлор билан кислород бевосита бирикмайди. Лекин билвосита йўллар билан хлорнинг қўйидаги оксидлари олинган:

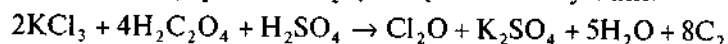


Шунингдек, ClO_2 ва Cl_2O парчаланганда оралиқ маҳсулот сифатида ClO ҳосил бўлиши ҳам исбот қилинган. III. 3-жадвалда хлор оксидларининг ҳосил бўлиш иссиқликлари, қайнаш ва қотиш температуралари, ҳар қайси оксидга мувофиқ келадиган кислоталарнинг формулалари келтирилган.

Cl_2O - хлор(I) оксид, қуруқ симоб(II) оксидга 0°C да хлор юбориш йўли билан ҳосил қилинади:



Уни бошқа реакция орқали ҳам олиш мумкин:

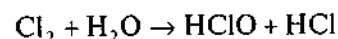


Cl_2O - сарғиш-қўнғир газ, у беқарор модда, портлайди.

III. 3-жадвал

Хлор оксид-нинг формуласи	Хлорнинг оксидланиш даражаси	Оксиднинг ҳосил бўлиш энтальпияси, кЖ·моль ⁻¹	Оксиднинг қайнаш температураси, °C	Оксиднинг қотиш температураси, °C	Мувофиқ келадиган кислота формуласи
Cl_2O	+1	-76,8	+3,8	-116	HClO
	+3	—	—	—	HClO_2
ClO_2	+4	-104,6	+11,0	-59	—
	+5	—	—	—	HClO_3
Cl_2O_6	+6	-154,8	+2,03	+3,5	—
Cl_2O_7	+7	-264,8	+80	-91,5	HClO_4

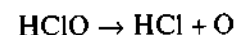
Cl_2O нинг диполь моменти 0,65 Кл.м.; хлор атоми билан кислород атоми орасидаги масофа (Cl-O) 0,168 нм га тенг, ClO^- гипохлорит ион номи билан юритилади. Масалан, NaClO - натрий гипохлорит деб аталади. Гипохлоритларга мувофиқ келадиган кислота гипохлорит кислота, хлоритларга мувофиқ келадиган кислота хлорит кислота HClO_2 дир. Гипохлорит кислота HClO хлорнинг гидролизи натижа-сида ҳосил бўлади (диспропорцияланиш реакцияси):



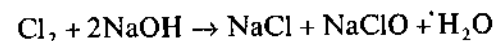
Реакцион аралашмага симоб(II) оксид қўшилса, у HCl билан реакцияга киришиб, мувозанатни ўнгга силжитади, бунинг натижасида HClO нинг суялтирилган эритмаси олинади.

Гипохлорит кислота жуда кучсиз кислота ҳисобланади, унинг диссоциланиш константаси $K = 5 \cdot 10^{-8}$ га тенг.

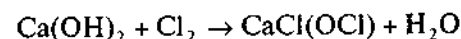
Гипохлорит кислота парчаланиб, атомар кислород чиқариб туради:



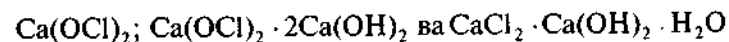
Шу сабабли там хлор оқартириш хоссасига эга бўлади. Гипохлоритларни олиш учун ишқор эритмаларига хлор таъсир эттирилади:



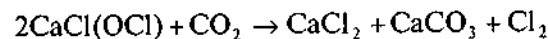
Бу реакция натижасида ҳосил бўлган суяқлик кўп вақтлардан (1820 йилдан) бери Лаборак суви номи билан оқартириш мақсадлари учун ишлатилиб келади. Калий гидроксид эритмасига хлор юборилишидан ҳосил бўлган суяқлик Жавел суви деб аталади (у ҳам матоларни оқартириш учун ишлатилади). Оҳак эритмасига тўйингунча хлор юборилса, хлорид ва гипохлорит кислоталарнинг аралашмаси ҳосил бўлади:



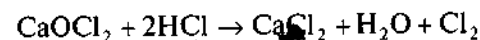
Бу туз хлорли оҳак номи билан юритиладиган модданинг асосий таркибий қисмини ташкил этади. Аслида хлорли оҳак таркибида (энг камида) учта модда бўлади:



У ҳавода парчаланади:



Хлорли оҳак кислоталар билан реакцияга киришганда хлор эркин ҳолда ажралиб чиқади:



Хлорли оҳак матоларни оқартириш ва дезинфекция мақсадлари учун ишлатилади.

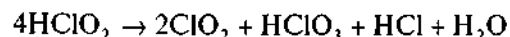
Хлорит кислота ангидриди (Cl_2O_3) олинган эмас. Хлорит (HClO_2) кислотанинг ўзи ҳам фақат суюлтирилган сувли эритмаларда бўлади, ҳалос. У барқарорлиги кам кислота. Унинг диссоциланиш константаси одатдаги шароитда $5 \cdot 10^{-3}$ га тенг.

Хлорит кислота ҳам худди гипохлорит кислота каби кучли оксидловчи модда. Унинг тузлари рангсиз моддалар бўлиб, улар (AgClO_2 ва $\text{Pb}(\text{ClO}_2)_2$ дан бошқа) сувда яхши эрийди.

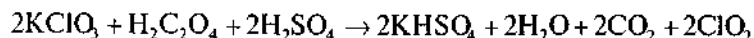
Хлоритлар фақат кислотали муҳитдагина кучли оксидловчи бўла олади; гипохлоритлар эса ҳар қандай муҳитда ҳам оксидловчи хоссаларини намоён қилаверади. Хлоритлар қиздирган вақтда ёки зарб таъсиридан кучли портлаб парчаланadi:



Хлорит кислота HClO_2 парчаланганда хлорат кислота HClO_3 ва ClO_2 ҳосил бўлади:

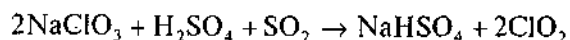


Хлор(IV) оксид ClO_2 га мувофиқ келадиган кислота олинган эмас. Хлор(IV) оксид олиш учун хлоратларни сульфат кислота билан парчалаш ёки уларни бирор қайтарувчи, масалан, оксалат кислота таъсирида қайтариш керак:



Бу реакцияда ҳосил бўладиган карбонат ангидрид хлор(IV) оксидни суюлтириб, унинг портлаб кетишига йўл қўймайди.

Техникада хлор (IV) оксид олишда қайтарувчи сифатида сульфит ангидрид қўлланилади:

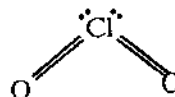


Хлор(IV) оксидга пиридин қўшиб унинг барқарорлиги оширилади. ClO_2 нинг сувдаги эритмаси матоларни оқартиришда ва унга оҳор беришда ишлатилади.

Хлор(IV) оксид — ўткир ҳидли, сарғиш-яшил тусли, ўз-ўзидан портлайдиган газ. Унинг қайнаш температураси 11°C ва -59°C да қотади. У совутилганда қўнғир тусли суюқликка айланади. Хлор(IV) оксиднинг буғ зичлиги асо-

сида ҳисобланган молекуляр массаси ClO_2 формуласига мувофиқ келади ($\Delta H_{f(298)}^0 = 109,5 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$).

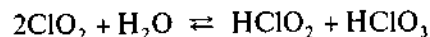
ClO_2 — қутбли модда, унинг диполь моменти $0,26 \text{ Кл} \cdot \text{м}$ га тенг. ClO_2 да хлорнинг валент бурчаги $110,5^\circ\text{C}$. Унда хлор атоми sp^2 — гибридланиш ҳолатида бўлади, унинг тузилиш формуласи:



$\text{Cl} - \text{O}$ масофаси $0,149 \text{ нм}$, у парамагнит модда. Ишқорлар билан хлорит ва хлоратлар ҳосил қилади:

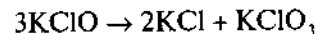


Сув билан эса хлорит ва хлорат кислота эритмаларини ҳосил қилади:



HClO_2 фақат эритмада мавжуд.

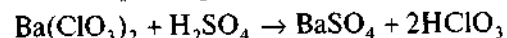
Хлорат ангидрид Cl_2O_7 олинган эмас, у фақат эритмада мавжуд; бошқа Cl(V) бирикмаларидан яна бири — беш фторли хлор — ClF_5 ниҳоятда беқарор модда ва унинг хоссалари ҳалигача яхши ўрганилмаган. Хлоратлар гипохлоритларнинг $50-60^\circ\text{C}$ да парчаланишидан ҳосил бўлади, масалан:



Қайноқ ишқор эритмасига хлор юбориш йўли билан бертоле тузи KClO_3 олинади:



Хлорат кислота ҳосил қилиш учун барий хлоратга сульфат кислота таъсир эттирилади:



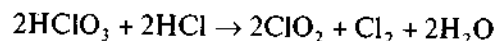
Бу реакцияда ҳосил бўлган чўкмани филтрлаш ва эритмани вакуумда паст температурада буглатиш йўли билан хлорат кислотанинг концентрланган эритмаси олинади. У сувли эритмадагина барқарор.

Хлорат кислота HClO ва HClO_2 га қараганда барқарорроқ модда, лекин у ҳам эркин ҳолатда парчаланиб кетади. Унинг концентрланган (сувдаги 40% ли) эритмалари олин-

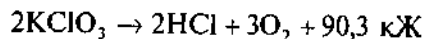
ган. Эритманинг концентрацияси янада оширилганда HClO_3 парчаланиб кетади.

Хлорат кислота бир негизли кучли кислота. Унинг I н эритмасининг диссоциланиш даражаси 79% га тенг. У кучли оксидловчи.

Хлорат кислота ўзининг кўп хоссалари билан нитрат кислота HNO_3 ни эслатади; хусусан, хлорат кислотанинг хлорид кислота билан аралашмаси худди зар суви сингари ниҳоятда кучли оксидловчи ҳисобланади:



Хлорат кислота тузлари — металл хлоратлар MeClO_3 одатдаги температурада тамомила барқарор, сувда яхши эрийдиган рангсиз моддалар бўлиб қиздирилганда (катализатор иштирокида) кислород ажратиб парчаланади:



Катализаторсиз қиздирилганда эса парчаланиш қуйидагича боради:



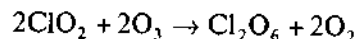
KClO_3 бирданига қаттиқ қиздирилса портлайди, ҳозирги вақтда KClO_3 ва NaClO_3 қайноқ KCl ҳамда NaCl эритмаларини электролиз қилиш йўли билан олинади.

Хлоратлар деярли кучли оксидловчи бўлганлигидан улар қайтарувчи (ва умуман ёнишга қобилиятли моддалар) билан аралаштирилганда портловчи аралашма ҳосил бўлади. Бертоле тузи билан қанд аралашмасига бир томчи концентранган сульфат кислота қўшилса, аралашма ёниб кетади.

Хлоратлардан KClO_3 гугурт тайёрлашда, мушакбозликда, тиббиёт ва бошқа мақсадлар учун ишлатилади.

Натрий хлорат NaClO_3 перхлоратлар олиш ва бегона ўтларни йўқотиш учун ишлатилади. $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ дефолиантлар (барг тўқувчи моддалар) тайёрлаш учун қўлланилади.

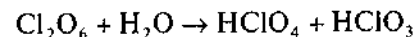
Суялтирилган ClO_2 га 0°C да озон юбориш орқали хлор(VI)оксид олинади:



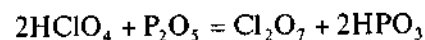
Хлор(VI) оксид одатдаги температурада қорамтир қизил тусли суюқлик ($3,5^\circ\text{C}$ да қотади ва 203°C да қайнайди), тоза ҳолда барқарор, лекин органик моддалар тегса портлаб кетади. Хлор(VI)оксиднинг суюқ ҳолатдаги молекуляр мас-

сиси Cl_2O_6 формулага, буғ ҳолатидагиси эса ClO_3 формулага мувофиқ келади.

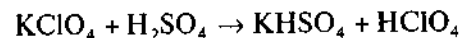
Хлор(VI) оксид аста-секин сувда эриб, хлорат ва перхлорат кислоталарнинг аралашмасини ҳосил қилади:



Cl_2O_7 рангсиз мойсимон суюқлик; унинг қайнаш температураси 83°C , перхлорат кислотада сувни фосфат ангидрид ёрдамида йўқотиш орқали олинади:



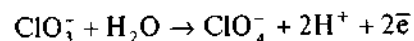
Перхлорат кислота HClO_4 эса перхлоратларга концентранган H_2SO_4 таъсир эттиришдан ҳосил бўлади:



Уни вакуумда ниҳоятда эҳтиётлик билан ҳайдаб, ҳатто сувсиз тоза перхлорат кислота олиш мумкин.

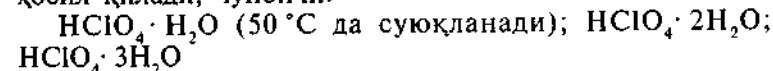
Перхлоратлар ўз навбатида хлоратларнинг катализаторсиз шароитда парчаланишидан ҳосил бўлади.

Техникада перхлоратлар олиш учун хлоратларнинг сувдаги эритмаси анодда оксидлантирилади:



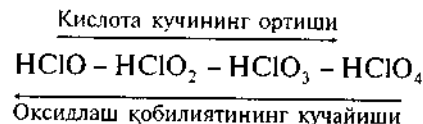
Перхлорат кислота — ҳавода тутайдиган, осон парчаланадиган рангсиз суюқлик; тоза HClO_4 органик моддалар таъсирида тез парчаланиб кетади; у вакуумда $90-150^\circ\text{C}$ да қайнайди — 112°C да қотади. Перхлорат кислота сувда яхши эрийди; сув билан азеотроп эритма (72% HClO_4 ва 28% сув) ҳосил қилади. Унинг бу эритмаси 2,67 кПа босим шароитида 111°C га яқин температурада ҳайдалади. Перхлорат кислотанинг ана шундай эритмаси ёруғлик таъсиридан парчаланмайди ва узок вақт сақланади. HClO_4 ниҳоятда кучли кислотадир.

Перхлорат кислота сув билан бир неча хил гидратни ҳосил қилади, чунончи:

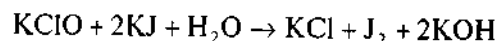


Ишқорий металлларнинг ва ишқорий-ер металлларнинг перхлоратлари гидролизланмайди, лекин металълмасларнинг перхлоратлари, масалан, JClO_4 гидролизланади.

Хлорнинг кислородли кислоталарининг кучи хлорнинг оксидланиш даражаси ортиши билан ошади, лекин уларнинг оксидланиш қобилияти хлорнинг оксидланиш даражаси ортган сайин камаяди:

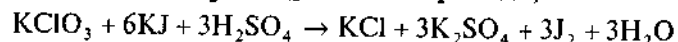
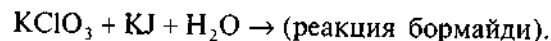


Бу қаторда чапдан ўнгга томон кислоталарнинг барқарорлиги ҳам ортади. Гипохлорит аниони ClO^- нинг ҳосилалари ҳар қандай муҳитда ҳам оксидловчи бўла олади; масалан:

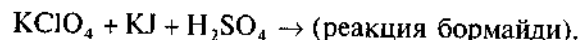


HClO нинг ўзи ниҳоятда кучсиз кислота.

Хлорат аниони ClO_3^- нинг ҳосилалари анча барқарор; улар фақат кислотали муҳитда оксидловчи сифатида реакцияга киришади:



Перхлорат аниони ClO_4^- нинг ҳосилалари одатдаги температурада, ҳатто кислотали муҳитда ҳам, оксидловчи сифатида реакцияга киришмайди;



III.4. БРОМ ГРУППАЧАСИ

Бу группача элементлари бром, йод ва астат атомларининг сиртқи электрон қаватида еттитадан (s^2p^5) электрон бор. Шунинг учун уларнинг кўп хоссалари фтор ва хлорникига ўхшайди, лекин бром группачаси элементлари атомларининг сиртқи қаватидан олдинги ички қаватида 18 тадан ($s^2p^6d^{10}$) электрон бўлганлиги сабабли уларнинг хоссалари фтор ва хлор хоссаларидан анча фарқ қилади.

$\text{Br}_2 - \text{J}_2 - \text{At}_2$ қаторда чапдан ўнгга томон молекулаларда ядролараро масофа катталашади; бинобарин, молекулаларининг диссоциланиш энергияси камай боради, чунончи, Cl_2 нинг диссоциланиш энергияси $243 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га

тег бўлган ҳолда, Br_2 нинг диссоциланиш энергияси $199 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$; J_2 нинг диссоциланиш энергияси $151 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ дир.

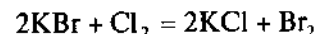
III.4.1. Бром Br

$Z=35$; табиий изотопларнинг масса сонлари 79 ва 81 (табиий бромда $50,5\% \text{ }^{79}_{35}\text{Br}$ ва $49,5\% \text{ }^{81}_{35}\text{Br}$ бўлади. Бромнинг электрон конфигурацияси $\text{KLM } 4s^2 4p^5$).

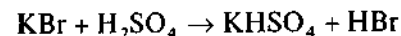
Бром 1826 йилда Балар томонидан денгиз суви тузлари таркибидан ажратиб олинган, денгиз сувида $0,01\%$ бромидлар учрайди.

Табиатда тарқалиши. Бром туз конларининг устки қаватларида бром карналлит $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ва бром силвинит $\text{KCl} \cdot \text{KBr}$ минераллари ҳолида учрайди. NaBr ва KBr денгиз сувида ва туз конларида топилади. Баъзи нефть конларидан чиқадиган сувларда ҳам бир оз миқдорда бром бирикмалари учрайди. Бромнинг масса кларки $1,6 \cdot 10^{-4}\%$.

Олиниши. Бром олишнинг энг арзон усули бромидларга хлор таъсир эттиришдир. Бунда хлор бромидлардан бромни сиқиб чиқаради:



Ҳосил бўлган бром сув буғи билан чиқиб кетади, бромга аралашиб қолган хлорни йўқотиш учун уни яна бир марта калий бромид эритмасидан ўтказиб, сўнгра буғлатилади. Хлор олишда қўлланилган реакциялардан фойдаланиб бром ҳам олиш мумкин. Масалан, лабораторияда MnO_2 билан KBr аралашмасига концентрланган сульфат кислота таъсир эттириш йўли билан бром олинади:



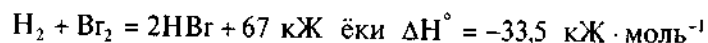
Бром электролиз усулида ҳам олинади.

Физик хоссалари. Бромнинг энг муҳим физик хоссалари қуйидагилардан иборат: молекула таркиби Br_2 ; қайнаш температураси $58,8^\circ\text{C}$, $-7,3^\circ\text{C}$ да суяқланади, солиштирма массаси (20°C да) $3,14 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, 100 г сувда 20°C да $3,55\%$ бром эрийди.

Бром одатдаги шароитда қизғиш-қўнғир рангли суяқ металлмас бўлиб, унинг буғлари ўткир ёқимсиз ҳидлидир.

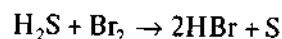
Бром буғлари шиллиқ пардаларни яллиғлантиради ва касалликларга дучор қилади. Суюқ бром териға тушса, узоқ вақт тузалмайдиган яралар ҳосил қилади. Бромли сув совитилганда $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ таркибли кристаллгидрат ажралиб чиқади (-10°C дан пастда).

Кимёвий хоссалари. Бромнинг электронга мойиллиги хлорникдан кичик; шу сабабли бром иштирокида содир бўладиган реакциялар хлор билан бўладиган реакцияларга қараганда сустроқ боради. Масалан, бром водород билан факт қиздирилганда ёки катализатор иштирокида реакцияга киришади:

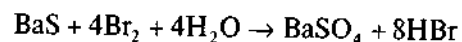


927°C да Br_2 молекулаларининг 2,1 фоизи атомларга парчаланadi.

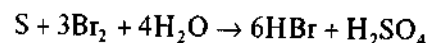
Бром кўпчилик металл ва металлмаслар билан ҳона температурасида реакцияга киришади; лекин кислород, азот, углерод ва нодир газлар билан бевосита бирикмайди. Бром водород сульфид билан қуйидаги тенгламага мувофиқ реакцияга киришади:



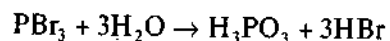
Бромли сув барий сульфидни барий сульфатга айлантиради:



Бром нейтрал шароитда олтингугуртни ҳам оксидаб, сульфат кислотага айлантира олади:



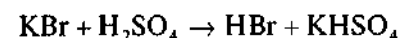
Бром фосфор билан бирикиб PBr_3 ни ҳосил қилади; PBr_3 гидролизга учраганида H_3PO_3 ва HBr ҳосил бўлади:



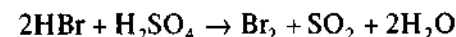
Ишлатилиши. Бром кимё лабораторияларида органик моддаларни синтез қилишда катта аҳамиятга эга. Таркибида бром бўлган баъзи дорилар (масалан, бромурал), тиббиётда ишлатилади. Кумуш бромид фотоплёнкалар тайёрлашда, бромли сув эса оксидловчи сифатида ишлатилади.

III.4.2. Водород бромид

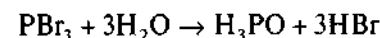
Водород билан бромнинг бевосита бирикишидан водород бромид ҳосил бўлади. Шунингдек, калий бромидга сульфат кислота таъсир эттириш йўли билан ҳам водород бромид олиниши мумкин:



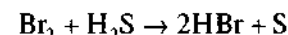
Лекин бу реакция учун қўлланиладиган H_2SO_4 концентрацияси у қадар юқори бўлмаслиги (унинг солиштира массаси 1,4 г/мл дан кам бўлиши) керак. Акс ҳолда ҳосил бўладиган водород бромид оксидланиб бром ажрала бошлайди:



Олинган эритмани фракциялаб ҳайдаш, орқали HBr нинг концентрациясини 48% гача етказиш мумкин. Водород бромид олиш учун асосан PBr_3 нинг гидролизидан фойдаланилади:



Бром фосфор билан аралаштирилганда рангсиз суюқлик PBr_3 ҳосил бўлади. Бу модда сувда ниҳоятда шиддатли гидролизланиб юқорида келтирилган реакция рўй беради. Бромли сувга H_2S юборилганида ҳам HBr ҳосил бўлади:



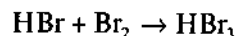
Водород бромид ўткир ҳидли рангсиз газ; ҳавода худди HCl каби тутайди.

Водород бромид сувда яхши (10°C да 1 ҳажм сувда 600 ҳажм) эрийди. Унинг суюқланиш ва қотиш температуралари у қадар паст эмас (-88°C да қотади, қайнаш температураси $-66,7^\circ\text{C}$). Водород бромид сув билан азеотроп аралашма ҳосил қилади; унинг таркибида 48 % HBr бўлиб, 1 кПа босимда 126°C да қайнайди.

Водород бромид анча барқарор; 800°C да парчалана бошлайди.

Водород бромиднинг сувдаги эритмаси жуда кучли кислота. У металлларга, металл оксидларига ва гидроксидларга хлорид кислота каби таъсир этади.

Водород бромид эркин бром билан ўзаро бирикади:



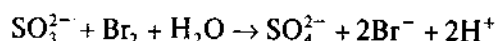
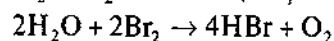
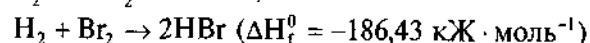
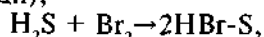
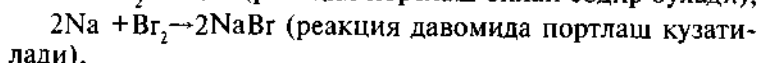
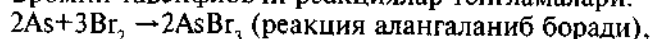
бу реакциянинг мувозанат константаси:

$$K = \frac{[\text{Br}_2^-]}{[\text{Br}_2][\text{Br}^-]} = 17$$

га тенг эканлиги мувозанат сезиларли даражада ўнг томонга силжиганлигини кўрсатади.

Бромид кислота тузлар — металл бромидлар сувда яхши эрийди; фақат баъзи оғир металлларнинг бромидлари (масалан, AgBr ва PbBr_2) сувда оз эрийди.

Бромни тавсифловчи реакциялар тенгламалари:

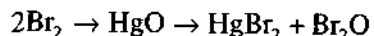


Терига бром тегса кучли оғрийдиган, узок вақтлар давомида тузалмайдиган яралар пайдо бўлади. Бромнинг буғи хатто оз концентрацияда ҳам нафас олиш йўллари учун жуда ҳавфли.

Ишқорий металлларнинг бромидлари табобатда қўлланилади; кумуш бромид ёруғлик таъсирига сезгир модда бўлганидан фотоплёнкалар тайёрлашда ишлатилади.

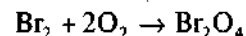
III.4.3. Бромнинг кислотодли бирикмалари

Бром оксидлари қийин ҳосил бўладиган моддалар бўлиб, улар ниҳоятда беқарор. Ҳозиргача бромнинг қуйидаги оксидлари олинган: BrO_2 — бром(IV) оксид, Br_2O — бром(I) оксид ва BrO_3 — бром(VI) оксид. BrO_2 худди Cl_2O каби олинади:



Бром(I) оксид — қорамтир жигарранг қаттиқ модда, у -40°C дан юқорида бром ва кислород ҳосил қилиб парчаланadi.

BrO_2 ёки Br_2O_4 — бром (IV) оксид равшан сариқ рангли қаттиқ модда, уни мийтиллаган разряд таъсирида олиш мумкин:



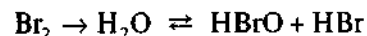
Бу модда -50°C дан юқорида парчаланadi:



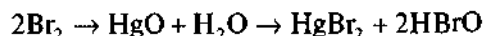
Ҳосил бўлган BrO_3 ҳам беқарор модда.

Бромнинг кислотодли кислоталари учта: HBrO — гипобромит кислота, HBrO_2 — бромат кислота ва HBrO_4 — пербромат кислота. Биринчи кислотада бромнинг оксидланиш даражаси +1 га тенг, иккинчисиди +5 га, учинчисиди +7 га тенг.

Гипобромит кислота бромнинг сув таъсирида диспропорцияланганида оз миқдорда ҳосил бўлади:

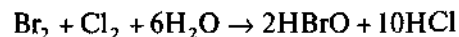


Мувозанатдаги системада HBr ни боғлаш учун бромли сувга симоб(II) оксид қўшилади:



Ҳосил бўлган HBrO эритмасини вакуумда 30°C да буғлатиш билан гипобромит кислота концентрацияси 6 фоизга етказилади.

Бу кислота бошқа усуллар билан ҳам олиниши мумкин:



Гипобромит кислота тузлари гипохлоритлар каби ҳосил бўлади.

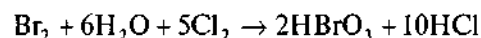
Гипобромитлар беқарор моддалар бўлиб, худди гипохлоритлар каби қиздирганда диспропорцияга учрайди:



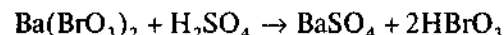
Бу реакция натижасида ҳосил бўладиган KBrO_3 (калий бромат) катта аҳамиятга эга. Техникада KBrO_3 худди KClO_3 каби электролиз йўли билан олинади.

Бромат кислота HBrO_3 калий броматга суюлтирилган сульфат кислота таъсир эттириб олинади.

Бундан ташқари, бромли сувга хлор юборилганида ҳам бромат кислота ҳосил бўлади:

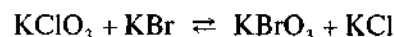


Бу кислотани бошқа усулда ҳам олиш мумкин:



Бромат кислота фақат сувдаги эритмада барқарор модда; унинг кислота кучи хлорат кислотаникидан пастроқ, лекин HClO_3 га қараганда HBrO_3 анча барқарор, унинг концентрациясини 50 фоизга етказиш мумкин.

Хлоратларга бромидлар таъсир эттирилганида ҳам броматлар ҳосил бўлади, масалан:

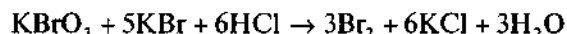


Бу реакция мувозанатининг чапдан ўнгга силжишига сабаб шуки, галогенларнинг тартиб рақами ортиши билан уларнинг кислород бириктириш қобилияти ортиб боради.

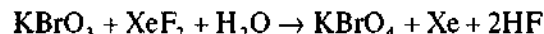
HBrO ва HBrO_2 фақат сувдаги эритмаларда барқарордир. HBrO 30°C дан пастда 6 фоизга, HBrO_2 эса 50 фоизга қадар концентрлаш мумкин.

Бромат кислотанинг ўзи ҳеч қаерда ишлатилмайди, лекин унинг тузлари оксидловчи сифатида қўлланилади.

Броматлар билан бромидлар орасида кислотали муҳитда борадиган реакция диққатга сазовордир:

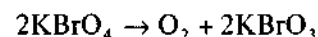


Бу реакцияда ҳосил бўладиган бром қайтарувчилар миқдорини аниқлашда қўлланилади. Бу усул аналитик кимёда броматометрия номи билан юритилади. 1968 йилда перброматлар ҳам олинди. Биринчи марта ўтказилган реакция тенгламаси:

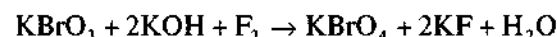


Пербромат кислота HBrO_4 фақат эритмалардагина маълум, уни вакуумда 80% ли ҳолгача концентрлаш мумкин. Қиздирилганда парчаланadi, жуда кучли кислота, эритмаларда ҳам кучли оксидловчи. Уни олиш учун KBrO_4 эритмасини Н-катионит орқали ўтказиш қулай.

Бу кислотанинг тузлари — перброматлар оддий шароитда турғун кристалл моддалардир, 250°C дан юқори температурада парчаланadi:



Пербромат тузлари сувда яхши эрийди, оксидловчилик хоссалари кислотасиникидан заифроқ. Уларни олиш учун NaBrO_3 ёки KBrO_3 ни ишқорий шароитда фтор билан оксидланади:



III.5. ЙОД ВА УНИНГ БИРИКМАЛАРИ

$Z=53$; нисбий атом массаси 126,9044.

Барқарор изотопи $^{127}_{53}\text{J}$.

Атом тузилиши $\text{KLM } 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

Йодни француз олими Куртуа 1811 йили денгиз ўсимликлари қулини текшириш жараёнида камф этди. Йоднинг мустақил элемент эканлигини эса 1815 йилда Гей-Люссак исбот қилди ва йод номини беришни таклиф этди. Унинг масса кларки $3 \cdot 10^{-5}$. Йоднинг Ер қобиғидаги миқдори хлорникидан қарийб 1500 марта кам.

Йод одатда бром билан бирга учрайди. Чили селитраси конларида ва Бразилияда анчагина миқдорда йод учрайди. Чили селитрасининг баъзи қатламларида 0,1% га қадар натрий йодат NaIO_3 бўлади. Шу сабабли Чили селитраси конлари яқин вақтларга қадар йод олиш учун асосий манба ҳисобланиб келди. Ер юзининг бошқа жойларида йод кўп учрамайди, у тарқоқ элементлар жумласига киради.

Йоднинг табиатда тарқалганлиги катта аҳамиятга эга. Йод бирикмалари организмда модда алмашинувини йўлга солиб туришда муҳим роль ўйнайди. Организмда йод етишмай қолганда *эндемик бўғоқ* деб аталадиган касаллик вужудга келади.

Денгиз сувида йод жуда кам миқдорда учрайди, лекин денгизда ўсадиган баъзи сув ўтлари (денгиз карами—ламинария) йод тузларини ўзида тўплайди. Кучли бўрон вақтларидаги тўлқинлар бу ўтларни қирғоққа чиқариб ташлайди, улар қуришиб ёқилади, уларнинг қулидан 2% га қадар йод тузлари олинади. Қул таркибидаги йод хлор таъсирида сиқиб чиқарилади. Бу усул яқин вақтга қадар йод олишда энг кўп қўлланиладиган усуллардан бири эди. Таркибида йод бўладиган баъзи нефть сувлари ва минерал

III.6.1. Модданинг ўзаро аралашмайдиган икки эритувчи қатлами орасида тақсимланиш қонуни

Йод органик эритувчиларда яхши эрийди. Шунга кўра унинг сувли эритмаларидан (оз миқдорини ҳам) ажратиб олишга (экстракция қилишга) имкон беради. Агар озгина йод эриган сувга углерод(IV) хлорид қўшсак, сувдаги йод икки эритувчи орасида тақсимланади; йоднинг асосий миқдори органик эритувчига ўтади.

Бирор модданинг амалда ўзаро аралашмайдиган икки суюқлик (умуман, икки фаза) орасида тақсимланиши 1890 йилда В. Нернст таърифлаган тақсимланиш қонунига бўйсунади; бу қонун қуйидагича таърифланади:

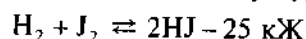
Бир-бири билан аралашмайдиган икки фаза орасида тақсимланган моддалар концентрацияларининг нисбати аynи температурада ўзгармас қийматдир:

$$C_1 / C_2 = D$$

Бу ерда: C_1 —модданинг органик эритувчидаги концентрацияси, C_2 —модданинг сувдаги концентрацияси, D —айни модданинг икки фаза орасидаги тақсимланиш коэффициент. Бу қонун газларнинг суюқликларда эришига оид Генри қонунини эслатади. Йоднинг сув билан CCl_4 орасида тақсимланиш коэффициенти $D = 85$; унинг хлороформ билан сув орасида тақсимланиш коэффициенти $D = 130$ га тенг. Нернстнинг тақсимланиш қонуни аynи модданинг молекуллар ҳолати иккала эритувчида бирдек бўлгандагина ўз кучини сақлаб қолади. Агар модданинг иккала фазадаги молекуллар ҳолатлари бирдек бўлмаса D концентрацияга боғлиқ бўлади. Шунинг учун D нинг концентрация билан ўзгаришига қараб, тақсимланувчи модданинг иккала эритувчидаги молекулар ҳолати ҳақида хулоса чиқариш мумкин.

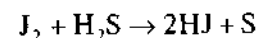
III.7. ВОДОРОД ЙОДИД

Водород билан йод юқори температурада бирикади:

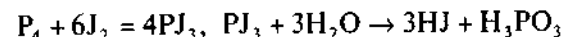


Катализатор (Pt) иштирокида реакция тезда мувозанат ҳолатига келади.

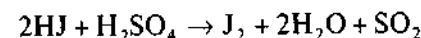
Водород йодиднинг сувдаги эритмасини ҳосил қилиш учун кукун қилиб майдаланган йодга водород сульфид таъсир эттириш мумкин:



Лекин водород йодид олишда энг кўп қўлланиладиган усул фосфор(III) йодиднинг гидролизидир:



Аммо йодидларга концентрланган сульфат кислота таъсир эттириб HJ олиб бўлмайди, чунки ҳосил бўлган водород йодид оксидланиб қолади:



Водород йодид рангсиз, нам ҳавода тутайдиган газ, сувда жуда яхши эрийди. Одатдаги температурада 1 ҳажм сув 410 ҳажм HJ газини эритади. Ҳосил бўлган эритма водород йодид кислота номи билан юритилади. У кучли кислоталар қаторига киради. Бу кислота қизил фосфор иштирокида сақланади.

Водород йодид кислота тузлари—металл йодидлар қайтарувчи хоссаларини намоён қилади. Калий йодид хатто кучсиз оксидловчи нитрит кислота HNO_2 таъсирида J_2 га қадар оксидланади. Водород йодид кислотада эркин йодни эриши бромга хос бўлган жараён (III.7.2 га қаранг) дан ҳам чуқурроқ содир бўлади:



Бу реакциянинг мувозанат константаси:

$$K = \frac{[HJ_3]}{[HJ][J_2]} = 140$$

бром тутган системаникидан тахминан 8 марта катталиги кўриниб турибди.

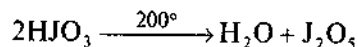
Ишқорий металллар, ишқорий-ер металллар ва кўпчилик бошқа металлларнинг йодидлари сувда яхши эрийди. Кумуш йодид AgJ ёмон эрийди, PbJ_2 эса қайноқ сувда яхши эрийди, лекин совуқ сувда ёмон эрийди.

III.7.1. Йоднинг кислородли бирикмалари

Йоднинг J_2O ва J_2O_3 таркибли иккита оксиди маълум. J_2O_3 йоднинг ягона барқарор оксиди ҳисобланади. Унинг ҳосил бўлиш энтальпияси:



J_2O_5 одатда HJO_3 нинг парчаланишидан ҳосил бўлади:



J_2O_5 экзотермик бирикма, 300°C қиздирилганда йод билан кислородга ажралади. Унинг солиштирма массаси $4,8 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$.

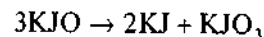
Бундан ташқари J_2O_4 , J_4O_9 каби оксидлар ҳам маълум. Лекин бу моддаларни йодат кислотанинг йод ва JO^+ билан ҳосил қилган тузлари $\text{J}(\text{JO}_3)_3$ ва $\text{JO}(\text{JO}_3)_3$ деб қараш мумкин.

Йоднинг кислородли кислоталари: гипойодит кислота HJO , йодат кислота HJO_3 ва перйодат кислота HJO_4 лардир. Яна перйодат кислотанинг кристаллогидрат сувли иккита кўриниши бор: $\text{H}_3\text{JO}_5(\text{HJO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})$ ва $\text{H}_5\text{JO}_6(\text{HJO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$. Унинг бу уч кўринишини бир-биридан фарқ қилиш учун булар турлича номланади, масалан, HJO_4 ни *метаперйодат кислота*, H_3JO_5 ни *мезоперйодат кислота* ва H_5JO_6 ни *ортоперйодат кислота* деб юритилади.

Мета- ва мезоперйодат кислоталар беқарор моддалар бўлиб, ортоперйодат кислота эркин ҳолда рангсиз, ҳавода ёйилиб кетадиган (суюқланиш температураси 130°C) кристалл моддадир. Перйодат кислотанинг тузлари ичида ортоперйодатлар (M_3JO_6) энг барқарор бўлиб, метаперйодатлар (MJO_4) эса қиздирганда кўпинча портлаб парчаланади.

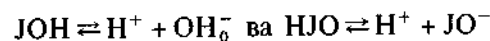
Гипойодит кислота ва унинг тузлари — гипойодитлар (MJO) жуда беқарор моддалар бўлиб, осонлик билан йодатлар (MJO_3) га ўтади.

HJO ва унинг тузлари фақат эритмаларда барқарор. Лекин гипойодитлар (MJO) тоза гипойодит кислотага қараганда барқарорроқ моддалардир, агар йодга ишқорлар таъсир эттирилса, аввал гипойодитлар ҳосил бўлади, сўнгра улар йодатларга ва йодидларга ажралади:



Гипойодит кислота ва унинг тузлари оксидловчилардир.

Гипойодит кислота кучсиз кислота бўлиб, у амфотер хоссага эга:

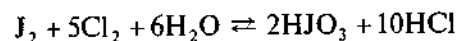


тенгламалари бўйича диссоциланади. $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HJO}$ қаторида модданинг барқарорлиги ва оксидлаш хоссаси чапдан ўнгга томон заифлашади.

Йод(V) оксид J_2O_5 га мувофиқ келадиган кислота йодат кислота HJO_3 дир. Уни ҳосил қилиш учун йодга нитрат кислота HNO_3 ёки хлорли сув таъсир эттирилади:

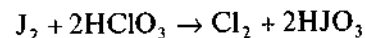


ёки

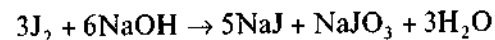


кейинги реакция мувозанатини ўнг томонга силжитиш учун реакцион аралашмадан HCl ни чиқариб юбориш керак; бунинг учун қумуш оксид қўшиб HCl ни AgCl ҳолига ўтказилади.

Агар йодга хлорат кислота эритмаси таъсир эттирилса ҳам йод оксидланиб HJO_3 га ўтади:



Бу тенгламадан кўрамизки, йоднинг мусбат оксидланиш даражасини намоён қилиш қобилияти кучли бўлганлиги учун у HClO_3 таркибидаги хлорни сиқиб чиқаради. Йодат кислота тузини қуйидагича олиш мумкин:

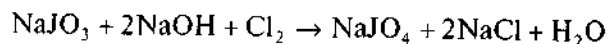


Йодат кислота сувда яхши эрийдиган рангсиз кристаллар ҳолида олиниши мумкин. HJO_3 ($\rho = 4,05 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, $t_{\text{суюқл.}} = 110^\circ\text{C}$) рангсиз шаффоф кристалл модда.

Йодат кислотанинг тузлари MeJO_3 худди броматлар (MeBrO_3) ва хлоратлар (MeClO_3) каби нейтрал ва ишқорий эритмаларда оксидловчи хоссаларини намоён қилмайди. Умуман йоднинг реакцион активлиги хлор ва бромнинг кимёвий активлигидан кейингида туради. Ёнувчан модда билан аралаштирилганда ташқи куч таъсирида йодатлар портлайди.

$\text{HClO}_3 - \text{HBrO}_3 - \text{HJO}_3$ қаторида модданинг барқарорлик даражаси чапдан ўнгга томон кучаяди; лекин оксидлаш таъсири ва кислота кучи чапдан ўнгга томон пасаяди.

Ортоперйодат кислотани ҳосил қилиш учун аввал унинг тузлари олинади. Бунинг учун натрий йодат ишқорий муҳитда оксидланади:



Сўнгра NaJO_4 га сульфат кислота таъсир эттириб H_5JO_6 олинади. H_5JO_6 ўз таркибидаги бешта водородни металлга алмаштириши мумкин. Унинг Ag_5JO_6 ва $\text{Pb}_5(\text{JO}_6)_2$ таркибли тузлари олинган.

Ортоперйодат кислота қиздирилганда метаперйодат кислота HJO_4 ҳосил бўлади.

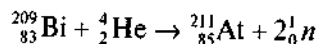
Атом массаси ортиши билан галогенларнинг НЭМ камайиши сабабли перйодат кислота тузлари барқарор моддалардир. Бинобарии, HClO_4 дан кўра HJO_4 барқарордир.

Яна шуни ҳам айтиб ўтиш керакки, галоген атомининг радиуси ортган сари унинг катион бўла олиш қобилияти ортиб боради. Бир валентли йоднинг йод хлорат JClO_3 , йод перхлорат JClO_4 , йод цианид JCN каби бирикмаларининг ҳосил бўлиши йод атомининг ана шу хоссаси асосида тушунтирилади.

III.8. АСТАТ

Белгиси At, $Z=85$; атом массаси 210 (22 изотоп ичида энг барқарори изотопининг масса сони 210), атом тузилиши KLMNO $6s^26p^5$.

Астат табиатда деярли учрамайди; уни 1940 йилда Сегре сунъий усулда, висмут атомларини циклотронда тезлатилган (энергиялари 38 МЭВ га тенг) α - нурлар билан бомбардимон қилиш орқали ҳосил қилди:



Астат—211 нинг ярим емирилиш даври 7,2 соат («Астат» сўзи *юнонча* «беқарор» демакдир).

Астатда металл хоссалари сезиларли даражада намоён бўлади.

Астат бирикмаларининг кислотали эритмаларига сульфит ангидрид ёки бошқа қайтарувчи таъсир эттирилганда эркин ҳолдаги астат чўкади; бундан ташқари, астат бирикмалари электролиз қилинганда катодда эркин астат ажралиб чиқади.

Астат ҳатто одатдаги температурада ҳам сублимацияга учрайди.

Астат сунъий йўл билан ҳосил қилинганидан кейин бу элемент уран, торий ва актиний қаторларидаги изотоплар орасидан топилди. Натижада астат радиоактив элементлар қаторида ҳам учраши (лекин ниҳоятда оз миқдорда) маълум бўлди.

At 210 нинг ярим емирилиш даври 8,3 соатга тенг. Унинг ярим емирилиш даври кичик бўлиши учун унга хос бўлган кимёвий хоссаларни ўрганишни қийинлаштиради. Астатни висмутдан ажратиш учун аралашмани α - нурлар таъсир эттирилган висмутни) шиша найда қиздириб суюқлантирилади. Найнинг устки томони суюқ азот билан совитилади. Висмут суюқланганида у билан аралашган астат буғланади ва найнинг азот билан совитилиб турган сиртида (ич томонида) юпқа парда ҳолида ажралади. Астатнинг кимёвий хоссаларини биринчи марта ўрганиш учун қўлланилган эритма концентрацияси 10^{-10} моль $^{-1}$ · л $^{-1}$ бўлган эди.

Астатнинг кимёвий хоссалари ниҳоятда ажойиб экан. Астат, худди галогенлар каби, органик эритувчиларда (бензолда, CCl_4 да) яхши эрийди, кумуш астатид AgAt сувда эримайди; астат ўз бирикмаларида -1 , $+1$ ва $+5$ оксидланиш даражасида бўлади (масалан, AgAtO_3 ни ҳосил қилади).

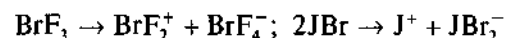
III. 9. ГАЛОГЕНЛАРНИНГ ЎЗАРО ҲОСИЛ ҚИЛГАН БИРИКМАЛАРИ

Улар икки хил галогендан иборат. Бу турдаги бирикмаларни AX , AX_2 , AX_3 , AX_4 лар кўринишида ишоралаб, уларни III. 4-жадвал шаклида намоён қиламиз (A —шартли равишда электрмусбат галоген, X —электрманфий галоген)

Галогенлараро бирикмалар

Хоссалари	AX	AX_2	AX_3	AX_5
$t_{\text{суюқ}}^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{қайн}}^{\circ}\text{C}$ 25 °C да зичлиги, $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$ Ҳосил бўлиш энтальпияси, $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$	ClF -154 -100,8 — —55,64	ClF_2 -83 +12(суюқлик) 1,801 -163	BrF_3 -61 40 2,460 —	JF_5 5(202,65 кПа да) 4 (сублимация) 2,75
$t_{\text{суюқ}}^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{қайн}}^{\circ}\text{C}$ 25 °C да зичли- ги, $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$ Ҳосил бўлиш энтальпияси, $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$	BrF -33 20 — -77	BrF_3 9 126 2,803 (қизил рангли суюқлик) -271,2	BrF_5 -9 100 3,19 -856,5	
$t_{\text{суюқ}}^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{қайн}}^{\circ}\text{C}$ Ҳосил бўлиш энтальпияси, $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$	BrCl -54 5 14,64	JCl_3 101 парчаланиб кетди -88,70		
	JF -10 °C дан юқорида парчала- нади	—	—	—
$t_{\text{суюқ}}^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{суюқ}}^{\circ}\text{C}$	JCl +27,2 +13,9 97,4			
$t_{\text{суюқ}}^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{қайн}}^{\circ}\text{C}$ Ҳосил бўлиш энтальпияси, $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$	JBr 36 116 10,29			

Бу жадвалда келтирилган баъзи бирикмалар, масалан, бромтрифторид BrF_3 ёки йодбромид JBr электролитик диссоциланиш қобилиятига эга:



Йод бромид KBr билан бирикиб K[JBr] таркибли бирикма ҳосил қилади. III.4-жадвалда келтирилган фторли

бирикмалар бошқа моддаларни фторлаш қобилиятига эга ва бу хусусият қуйидаги тартибда ўзгариб боради.

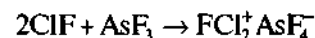


Булардан ташқари, таркибида учта галоген бўлган бирикмалар ҳам учрайди. Масалан, JBrCl таркибли полигалогенид ионда йод, бром ва хлор мавжуд. Икки галогендан иборат AX_n таркибли бирикмаларда одатда A —оғирроқ галоген, X —енгилроқ галоген, n эса $n \geq 1$ бўлиб, тоқ сондан иборат. Булардан учтасини кўриб чиқайлик.

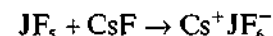
ClF_3 — хлор(III) фторид суюқлик, уни саноатда фтор билан хлорнинг (200—300 °C да) бевосита бирикишидан ҳосил қилинади; агар ClF_3 мўл Cl_2 билан реакцияга киришса, бунинг натижасида газсимон ClF ҳосил бўлади. Уни **хлормонофторид** деб аталади. BrF_3 бром(III) фторид қизил рангли суюқлик. Бром билан фтор орасидаги бевосита реакциядан ҳосил бўлади.

Бу уч модда (ClF_3 , BrF_3 , ClF) — реакцияга жуда мойил моддалар; уларни галоген фторидлар учун *типавий моддалар* деб қараш мумкин. Улар сув билан ва органик моддалар билан тўқнашганида портлаш билан содир бўладиган жараёнлар кузатилади. Улар аноорганик ва органик бирикмалар таркибига фтор киритишга қодир, органик моддалар билан бундай ишларни бажаришда албатта органик моддани кўпгина азот билан аралаштириб, сўнгра ишла-тиш керак.

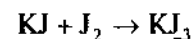
Яна катион ва анион сифатида *интергалогенид* ионлар ҳам учрайди. Галоген фторидлар (масалан ClF) билан AsF_3 орасида қуйидаги тенгламага мувофиқ реакция боради:



Иккинчи мисол тариқасида:



реакцияни келтирамиз. Қўнғир рангли трийодид ион I_3^- бирикмасини ҳосил қилиш учун KI нинг сувдаги эритма-сида J_2 эритилади:

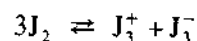


Бинобарин, J_3^- ион сувдаги муҳитда барқарор моддадир. Кўпчилик бундай ионлар сувда беқарор бўлади. Улар билан

борадиган реакцияларни ўрганишда сув ўрнида метил спирт (CH_3OH), ацетонитрил (CH_3CN) каби эритувчилар ишлатилади. Баъзан кристалл ҳолатдаги Cs^+ ёки R_4N^+ ионлари бўлган тузлардан фойдаланилади.

Мисол: $\text{Cl}^-_{(\text{гидрат})} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Cl}^-_{3(\text{гидрат})}$, $K \approx 0,2$

Йод эритмасининг электр токини ўтказишига сабаб:



тенгламанинг амалга ошиши деб топилган.

IV боб

Д. И. МЕНДЕЛЕЕВ ДАВРИЙ СИСТЕМАСИНING VI ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

VI.1. ГРУППАНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ.

VI группа икки группачадан иборат: асосий группача — кислород O, олтингугурт S, селен Se, теллур Te, полоний Po; ёнаки группача — хром Cr, молибден Mo, вольфрам W. Асосий группача элементларининг ўзи яна иккига бўлинади: типик элементлар (кислород ва олтингугурт) ва селен группачаси (селен, теллур ва полоний).

VI группачадаги элементлар электрон тuzилишлари жиҳатидан ўзаро ўхшаш элементларни қуйида келтирилган схема билан тасвирлаш мумкин. Бу схемада кислород ва олтингугурт тўлиқ ўхшашликка эга бўлган элементлар, ўзаро тўлиқсиз ўхшашликка эга бўлган селен, теллур ва полоний элементлари штрих чизиқлар билан бирлаштирилган, нуқталар билан фақат юқори оксидланиш даражадаги (яъни тавсифий валентликка эга бўлган) ўхшаш элементлар бирлаштирилган.

Кислород, олтингугурт, селен ва теллур табиатда учрайди, лекин полоний фақат уран қатори элементларининг радиоактив емирилиш маҳсулотлари сифатида тарқалган бўлиб, уни ядро реакциялари ёрдами билан сунъий равишда ҳосил қилиш мумкин.

Кислород O, олтингугурт S, селен Se, теллур Te ва полоний Po атомларининг сиртқи поғонасида олтитадан

(ns^2np^4) электрон бор. Шунга мувофиқ, бу элементларнинг оксидланиш даражаси +6, +4 ва -2 бўлади. Кислороднинг оксидланиш даражаси -1, -2 ва фторли бирикмаларида +2 га тенг.

Олтингугурт, селен, теллур элементларининг гидридлари H_2S , H_2Se , H_2Te қайтарувчи моддалар бўлиб, уларнинг бундай хоссалари H_2S дан H_2Te га ўтган сайин кучайиб боради.

IV.1-жадвалда VI группача элементларининг хоссалари кўрсатилган.

IV.1-жадвал

VI группача элементларининг баъзи хоссалари

Хоссалар	${}_8\text{O}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{34}\text{Se}$	${}_{52}\text{Te}$	${}_{84}\text{Po}$
Валент электронлар конфигурацияси	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
Атомининг ковалент радиуси, нм	0,066	0,104	0,114	0,132	—
Атомининг металллик радиуси, нм	—	—	0,16	0,17	0,17
Э^- ионининг шартли радиуси, нм	0,136	0,182	0,193	0,211	—
Э^{+6} нинг шартли радиуси, нм	—	0,029	0,035	0,056	—
Ионланиш энергияси I_1 , эВ	13,62	10,36	9,75	9,01	8,43
$\sum_{i=1}^4 I_i$, эВ	181,8	115,84	106,25	96,81	—
Ер қобиғидаги миқдори, фоизларда	47,2	$5 \cdot 10^{-2}$	$6 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$2 \cdot 10^{-16}$
Суюқланиш температураси, °C	-218,75	118,9	220,4	452,0	254,0
Қайнаш температураси, °C	-182,97	444,6	684,8	1087,0	962,0
Нисбий электрманфийликлари	3,5	2,5	2,4	2,1	2,0
Зичлиги, $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$	1,27	2,06	4,82	6,25	9,3
$E^\circ (\text{Э}^-/\text{Э}^{+6})$, В	1,23	-0,51	-0,92	-1,143	-1,0

Жадвалдан кўринадики, $O-S-Se-Te-Po$ қаторида чапдан ўнгга ўтиш тартибида элементларнинг оксидловчилик хоссалари камаёди, қайтарувчилик хоссалари кучая боради. Ундан ташқари, шу қаторда элементларнинг атом ва ион радиуслари, ионланиш потенциаллари, нисбий электрманфийликлари кичиклашиб боради. Бинобарин, элементларнинг металлмаслик хоссалари заифлашиб, металллик хоссалари кучайиб боради.

$H_2S-H_2Se-H_2Te$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин бу моддаларнинг кислотали хоссалари кучайиб боради, чунки ионларнинг радиуслари S дан Te га ўтганда катталашади.

Бу элементларнинг $+6$ оксидланиш даражасига мувофиқ келадиган гидроксидлари H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_6TeO_6 таркибига эга. Бундан кўринадики, селендан теллурга ўтганда марказий ионнинг координацион сони 4 дан 6 га қадар ўзгаради.

Бунинг сабаби ионларнинг радиуси $S^{+6}-Se^{+6}-Te^{+6}$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин катталашиб боришидир. H_2SO_4 ва H_2SeO_4 кучли кислоталар. Селенат кислота сульфат кислотага қараганда бир оз кучсиз кислота ҳисобланади: теллурият кислота H_6TeO_6 буларга қараганда янада кучсиз, чунки Te^{+6} ионининг радиуси S^{+6} ва Se^{+6} ионларининг радиусларидан бирмунча катта. SO_3 , SeO_3 , TeO_3 таркибли оксидлар кучли оксидловчилар қаторига киради. Уларнинг оксидлаш хусусияти сульфат кислотада теллурият кислотага ўтган сари кучайиб боради. Мазкур элементларнинг оксидланиш даражалари $+4$ ҳолатларига мувофиқ келадиган гидроксидларнинг умумий формуласи H_2EO_3 бўлиб, улар ўртача кучдаги кислоталардир (H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3); сульфит кислота H_2SO_3 дан теллурият кислота H_2TeO_3 га ўтган сари бу моддаларнинг кислотали хоссалари заифлашиб боради: ҳатто теллурият кислота амфотерлик хоссасини ҳам намоён қилади; унинг қайтариш хоссаси ҳам кучсиз ифодаланган. H_2SO_3 кучли қайтарувчи бўлган ҳолда H_2TeO_3 оксидловчидир.

VI Б группачанинг элементлари хром, молибден, вольфрам ўз бирикмаларида $+2$ дан $+6$ га қадар оксидланиш даражасини намоён қилади, улар кўпинча $+6$ оксидланиш даражасида бўлади. Хромнинг $+3$ ҳолатдаги бирикмалари ҳам кўп учрайди. Бу элементларнинг гидроксидлари H_2EO_4 кислоталар қаторига киради. $H_2CrO_4-H_2MoO_4-H_2WO_4$

қаторида чапдан ўнгга ўтган сари гидроксидларнинг оксидловчи хоссалари камайиб боради.

Хром, молибден, вольфрам бир қанча изополибирикмалар ҳосил қилади. Масалан, бихромат кислота $H_2Cr_2O_7$, лунга мисол бўла олади. Хромат кислота H_2CrO_4 , бихромат кислота $H_2Cr_2O_7$ ва уларнинг тузлари кучли оксидловчилардир. $Cr^{+6}-Mo^{+6}-W^{+6}$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сари улар бирикмаларининг барқарорлиги ортади ва оксидловчилик хоссалари заифлашади.

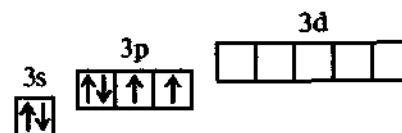
$H_2CrO_4-H_2MoO_4-H_2WO_4$ қаторида кислоталарнинг кучи тезда камайиб кетади.

Хром иони Cr^{+3} нинг радиуси (0,06 нм) алюминий ионининг радиуси (0,057 нм) га яқин, шунга кўра $Cr(OH)_3$ ҳам, худди $Al(OH)_3$ каби амфотерлик хоссаларини намоён қилади.

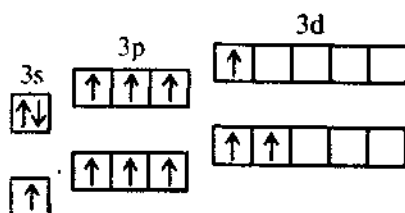
IV.2. VI А ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ БАЎЗИ ХОССАЛАРИ

Олтингугурт ва кислороднинг валентлик ҳолатлари. Кислород гарчи VIA группачага жойлашган бўлса-да, у одатда икки валентли элементлар жумласига киради; олтингугуртнинг максимал валентлиги, олтига тенг, яъни олтингугурт жойлашган группача номерига мувофиқ келади. Бу тафовутнинг сабаби нимада?

Олтингугурт атомларида электронларнинг орбиталларга жойланишини қуйидагича тавсифлаш мумкин:

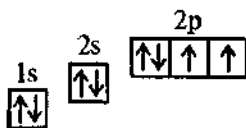


Бу схемадан кўриниб турибдики, олтингугурт атомида иккита тоқ (жуфтлашмаган) электрон мавжуд. Ҳақиқатан ҳам олтингугурт учун оксидланиш даражаси иккига тенг бўладиган бирикмалари (масалан, водород сульфид H_2S) маълум. Олтингугурт атомининг учинчи энергетик поғонасида бўш d -орбиталлар бўлгани сабабли жуфтлашган $3p$ -ва $3d$ -электронлар бир-биридан ажрала олади. Бинобарин, бунинг натижасида тўртга ёки олтига тоқ электронлар ҳосил бўлиши мумкин.



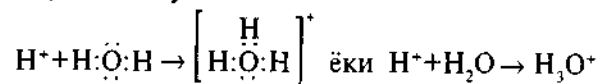
Шу сабабдан олтингугурт(IV) оксид SO_2 ва олтингугурт(VI) оксид SO_3 каби бирикмаларда олтингугуртнинг оксидланиш даражаси +4 ва +6 бўлади.

Кислород атомида электронларнинг орбиталларга жойланиши қуйидагича бўлади:



Худди олтингугурт атомидаги каби кислород атомида ҳам иккита тоқ электрон мавжуд. Лекин кислород атомининг иккинчи энергетик поғонасида бўш орбиталлар йўқлиги сабабли 3s- ва 3p-жуфт электронлар ажралиб тоқ ҳолатларга ўта олмайди. Шу сабабли кислород одатдаги бирикмаларда иккига тенг валентлик намоён қилади.

Биз биламизки, кислороднинг водород билан ҳосил қилган бирикмаси H_2O да кислород атоми ўзининг бир жуфт тақсимланмаган электронларини кислоталардаги водород ионининг бўш орбиталига бериб гидроксоний ионини ҳосил қилиши мумкин:



Демак, кислород атоми ўзининг умумий электрон жуфтини водород ионга бериб, донорлик вазифасини, водород иони эса акцепторлик вазифасини бажаради. Бинобарин, гидроксоний ионида кислороднинг валентлиги учга, оксидланиш даражаси эса манфий иккига тенг.

Гидроксоний (шунингдек, аммоний) ионнинг ҳосил бўлиш жараёни асосида қуйидагича хулоса чиқариш мумкин:

Атомларнинг валентлик имкониятлари фақат боғ ҳосил қилинишида жуфтлашган электронлар сони билангина эмас, балки бошқа элемент атом орбиталларига ўтишига қобил бўлган тақсимланмаган электрон жуфтлари сонига ҳам боғлиқдир.

Валентликни айланиш атомнинг бошқа атомлар билан боғланиш сонлари орқали ўлчаш қабул қилинганлиги сабабли юқорида келтирилган таъриф фақат ковалент боғланишли бирикмалар учун ўз кучини сақлаб қолади; лекин ионлардан тузилган бирикмаларда ионлараро боғланишлар сони валентлик бирликларига мувофиқ келмайди.

Кислороднинг максимал валентлиги тўртга тенг бўлиши мумкин. У ҳолда кислород атомида sp^3 -гибридланиш содир бўлади.

IV.2.1. Кислород

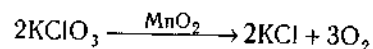
Белгиси O, Z=8; атом массаси 15,9994; атом тузилиши $K 2s^2 2p^4$.

Табиатда тарқалиши. Кислород табиатда эркин ва бирикмалар ҳолида учрайди. Ҳавода ҳажм жиҳатидан 20,9 фоиз, масса жиҳатидан 23,2 фоиз кислород бор. Ер қобиғида кислороднинг масса миқдори (денгиз суви ва ҳавода) 47,2 фоизга тенг. Кислород Ер қобиғида энг кўп тарқалган элемент ҳисобланади. У уч изотопдан ташкил топган: ^{16}O (99,769), ^{17}O (0,037) ва ^{18}O (0,204). Унинг жуда қисқа вақт яшайдиган изотоплари ^{14}O , ^{15}O , ^{19}O сунъий равишда ҳосил қилинган.

Олиниши. Кислородни дастлаб 1774 йилда Пристли симоб оксидни қиздириб парчалаш натижасида ҳосил қилган. Кислород номи Лавуазье томонидан (1770) берилган; унинг тушунишича кислоталарнинг асосий таркибий қисми кислороддан иборат бўлиши керак. Оксигениум латинча сўз бўлиб, «нордонлик ҳосил қиламан» деган маънога эга. Кейинчалик таркибида кислород бўлмаган кислоталар кашф этилса-да, оксигениум номи сақланиб қолаверган.

Лабораторияда кислород калий хлорат KClO_3 , калий перманганат KMnO_4 ва калий нитрат KNO_3 каби кислородга бой моддаларни қиздириб парчалаш йўли билан олинади. Калий хлорат 500°C да кислород билан калий хлоридга ажралади.

Агар калий хлоратнинг 10:1 нисбатда марганец(IV) оксид аралаштирилса, калий хлоратнинг термик парчаланиши 150°C да содир бўлади:



Бу реакцияда марганец (IV) оксид катализатор сифатида иштирок этади.

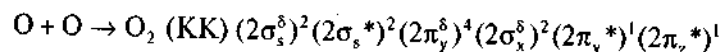
Кўпинча лаборатория мақсадлари учун пўлат баллондаги ($15 \cdot 10^3$ кПа босими остида) кислороддан фойдаланилади.

Техникада кислород суюқ ҳавони фракциялаб ҳайдаш орқали ёки сувни электролиз қилиш йўли билан олинади.

Кислороднинг хоссалари. Кислород рангсиз ва ҳидсиз газ. Унинг молекуласи икки атом (O_2) дан тузилган. Кислород ҳаводан 1,1 марта оғир; 1 литр кислород 0°C ва $101,325$ кПа босимда $1,429$ г келади.

Кислород металлмаслар қаторига киради; унинг нисбий электрманфийлиги $3,5$ га тенг бўлиб, бу жиҳатдан фтордан кейин иккинчи ўринда туради. У деярли ҳамма элементлар билан бирикмалар ҳосил қилади ва бу жиҳатдан фторга ўхшайди. Кислород атомининг тузилиши $1s^2 2s^2 2p^4$, демак, иккита тоқ электронлар ҳисобига унинг ковалентлиги 2 га тенг бўлади. Бундан ташқари кислород атоми яна иккита электрон жуфтнинг донори бўла олади. Демак, унинг энг юқори ковалентлиги 4 га тенг (бунда $3p^3$ -гибридланиш рўй беради) бўлади. Кислороднинг ковалентлиги учга ҳам тенг бўла олиши мумкин (sp^3 -гибридланиш). Лекин кўпчилик бирикмаларда кислороднинг валентлиги 2 га тенг.

Кислород қаттиқ ва суюқ ҳолатда магнитга тортилади. Демак, у парамагнит моддадир. Молекуляр орбиталлар назариясига мувофиқ кислород молекуласида унинг иккита атоми ўзаро шу тарзда боғланганки, O_2 молекуласида иккита тоқ электрон бўлади.



Кислород молекуласи ниҳоятда барқарор, унинг диссоциланиш энергияси $492,33 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг. Кислород молекулалари 1500°C дан бошлаб атомларга ажрала бошлайди. 3000°C да диссоциланиш даражаси 5 фоизга етади. Кислород молекуласи кутбсиз, у -183°C да суюқланади, $-218,9^\circ\text{C}$ да қотади, сувда оз эрийди (0°C да 100 ҳажм сувда 5 ҳажм кислород эрийди).

Кислороднинг аллотропик шакл кўриниши озондир. Паст температурада кислород молекулалари ўзаро димерланиб O_4 ҳосил қилади; у магнитга тортилмайди, диамагнит модда.

Кислород олатдаги температурада пассив модда бўлиб, қиздирилганда ва катализаторлар иштирокида деярли барча элементлар билан бирика олади. Олтингургурт, фосфор, натрий ва ҳатто темир сим ҳам кислородда ҳаводагига қараганда анча равшан ёнади. Ҳаводаги кислород таъсиридан металллар занглайди, органик моддалар чирийди, моддаларнинг ёнишида кислороднинг роли ниҳоятда катта.

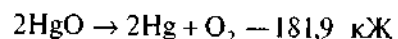
Ёниш — *иссиқлик ва ёруғлик чиқариш билан борадиган шиддатли оксидланиш жараёнидир*. Одатда ёнадиган моддани ёнишдан аввал **алангаланиш температурасига** қадар қиздирилади. Турли моддаларнинг алангаланиш температуралари турлича бўлади: масалан, оқ фосфор ҳавода тахминан 50°C да, ёғоч 270°C да, кўмир 350°C да ёниб кетади; газ ҳолатидаги водород билан газ ҳолатидаги кислород аралашмаси 700°C га яқин температурада портлайди, магний қарийб 800°C да алангаланади.

Фосфор ёнганда P_2O_5 ҳосил бўлади; олтингургурт эса ёниб SO_2 ни, кўмир CO_2 ни ҳосил қилади. Натрий ёнганда натрий пероксид Na_2O_2 ҳосил бўлади. Калий, рубидий ва цезий ёнганда K_2O_4 , Rb_2O_4 , Cs_2O_4 таркибли гипопероксидлар ҳосил бўлади. Бошқа металллар кислород билан бирикканда **оксидлар** олинади. Кўпчилик оксидлар ҳосил бўлганда иссиқлик ажралиб чиқади. Лекин баъзи оксидлар иссиқлик ютиш билан ҳосил бўлади. Масалан, азот билан кислороднинг бирикиш реакциясида иссиқлик ютилади.

Д.И. Менделеев элементлар Даврий системасининг ҳар қайси даврида чапдан ўнгга ўтган сари элементлар оксидларининг хусусияти асослидан кислотали оксид томон ўзгариб боради; шунингдек, элемент атомлари билан кислород атомлари орасидаги боғланишнинг хили ҳам шу давр ичида ўзгариб боради. Давр бошида бу боғланиш ион боғланишдан иборат бўлса, ўрталарида ион-ковалент боғланишга, охириларида - ковалент боғланишга ўтади.

Асосли оксидлар сув билан реакцияга киришганда асосларни, кислотали оксидлар эса кислородли кислоталарни ҳосил қилади. Амфотер гидроксидлар сувда эримайди, лекин улар кислота эритмалари билан ҳам, ишқор эритмалари билан ҳам реакцияга кириша олади.

Катта даврларнинг ўрта қисмларидаги *d*-элементлар ўз оксидларида ўзгарувчан валентлик намоён қилади. Оксиднинг ҳосил бўлиш энтальпияси қанчалик катта бўлса, у шунчалик барқарор бўлади. масалан, ишқорий металлларнинг ва ишқорий-ер металллар оксидларининг ҳосил бўлиш энтальпияси қийматлари жуда катта бўлганидан улар жуда барқарор моддалардир; лекин ҳосил бўлиш энтальпияси кичик бўлган симоб(II) оксид эса озгина қиздирилганда симоб билан кислородга ажрала бошлайди:



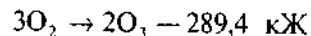
Кислороднинг аҳамияти. Атмосфера кислороди тирик организмлар ҳаёти учун, жумладан инсон ҳаёти учун ниҳоятда катта аҳамиятга эга, чунки қон таркибидаги органик моддаларнинг оксидланиши натижасида ҳаётий жараёнлар учун энг зарур бўлган иссиқлик ажралиб чиқади. Катта ёшдаги киши нафас олганда бир кунда тахминан 750 г ёки 525 л кислородни ўзлаштиради, бунинг учун ўпкага 3000 л ҳаво кириши керак.

Техникада юқори температура ҳосил қилишда кислород кенг қўлланилади. Масалан, Даниэль горелкасида ёнаётган водородга ёки ацетиленга горелканинг ён қисмидаги най орқали тоза кислород юборилса, аланга температураси 3000 °C га қадар кўтарилади. Кислород металлургияда ҳам катта аҳамиятга эга.

IV.2.2. Озон O₃

1840 йилда проф. Шенбейн электростатик машина ишлаётган вақтида ёқимсиз ҳид пайдо бўлганини пайқади. Шу ҳидга сабабчи газ озон (O₃) эканлиги аниқланди («озон» сўзи юнонча «ҳидли» сўзидан олинган).

Озон табиатда момақалдироқ пайтида, чақмоқ чаққанда, 10—30 км баландликда ультрабинафша нурлар таъсир этганда кислороддан ҳосил бўлади:



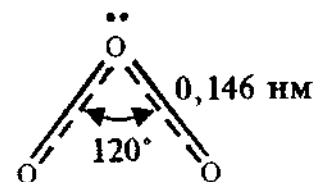
Умуман озон атомар кислород ҳосил бўладиган жараёнларда (пероксидлар парчаланганда, сув радиолизга учраганда ва бошқа ҳолларда) ҳосил бўлади.

Атмосферада озон ҳосил бўлишида Куёшдан келаётган ҳиёт учун зарарли ультрабинафша нурлар ушланиб қолади; ҳосил бўлган озон инфрақизил нурларни ютиб, Ер қобиғини совиб кетишдан сақлайди. Бинобарин, атмосферада озон қаватининг бўлиши Ердаги ҳаёт учун катта хавфни бартараф этади.

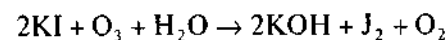
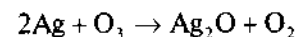
Лабораторияда ва техникада озон олиш учун **озонаторлардан** фойдаланилади.

Лабораторияда ишлатилаётган озонатор орқали ўтган кислороднинг 12—15 фоизи озонга айланади. Озон ва кислород аралашмаси суюқ ҳаво билан совитилаётган идиш орқали ўтказилганда озон конденсатланиб, кислороддан ажралади, озонни суюқ ҳаво солинган идиш билан совитилиб турадиган идишга юбориб, уни батамом тоза ҳолда олиш мумкин.

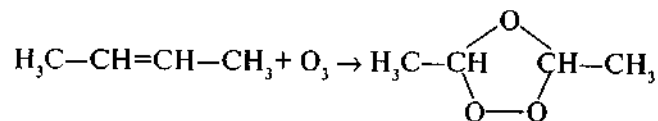
Озон одатдаги температурада ҳаворанг тусли газ, унинг қотиш ва қайнаш температуралари кислородникидан юқори; озон — 112 °C да қайнайди ва — 192,5 °C да қатади. Озон сувда яхши эрийди (100 л сувда 0 °C да 45 л га яқин). Озон ҳар қандай агрегат ҳолатда ҳам зарба таъсиридан портлайди. Озон молекуласи беқарор, шунинг учун озон молекуляр кислородга қараганда анча кучли оксидловчидир. Озон молекуласининг тузилиши қуйида келтирилган.



Озон таъсирида (олтин ва платинадан ташқари) барча металллар оксидланади; аммиак нитрат ва нитрит кислота-лар аралашмасига айланади, спирт ёниб кетади, резина емирилади, озоннинг кумушга ва калий йодид эритмасига таъсирини қуйидаги тенгламалар билан ифодалаш мумкин:



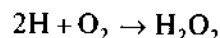
Резинанинг озон таъсирида емирилиши **озонидлар** номи мураккаб моддаларнинг ҳосил бўлишидан келиб чиқади, чунки таркибида қўш боғ бўлган органик моддага озон таъсир этганда озон молекуласи ўша модда молекуласининг қўш боғига келиб бирикади:



Озон диамагнит модда; унинг диполь моменти 0,18 Кл.м. га тенг. Озон кучли оксидловчи бўлганлиги учун ичимлик сувни тозалашда ва дезинфекция мақсадлари учун ишлатилади.

IV.2.3. Водород пероксид

Биз юқорида атомар кислород иштирок этадиган жараёнларда албатта, озон пайдо бўлади, деб айтиб ўтган эдик. Атомар водород ва молекуляр кислород иштирок этадиган реакцияларда албатта водород пероксид ҳосил бўлади:



Водород пероксид H_2O_2 ни 1818 йилда Тенар кашф этган.

Бу модда табиатда кўп хил моддаларнинг ҳаво кислороди таъсирида оксидланиши вақтида қўшимча маҳсулот сифатида ҳосил бўлади. Водород ёнганда ҳам иккита °ОН радикалининг ўзаро бирикиши натижасида қисман водород пероксид ҳосил бўлади. Ёнаётган водород алангасини муз сиртига юбориш билан водород пероксид ҳосил бўлишини тажрибада кузатиш мумкин.

Водород пероксиднинг хоссалари. Тоза водород пероксид шаффоф, рангсиз (аммо қалин қавати ҳаворангли) суюқликдир. Унинг физик константалари қуйидаги жадвалда келтирилган:

Формула	Солиш-тирма массаси, г·см ⁻³	Қотиш температураси, °С	Қайнаш температураси			
			3,7 кПа да	4,8 кПа да	6,1 кПа да	101,325 кПа да
H_2O_2	1,471	0,46	69,7	74,7	80,2	155,5 (экстра-поляция)

Одатдаги босимда водород пероксидни қайнатиб бўлмайди, чунки у парчаланиб кетади. Шунинг учун водород пероксид паст босимда қайнатилади.

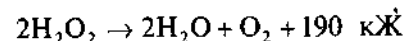
Водород пероксид қотганда игнасимон кристалл ҳосил бўлади. Водород пероксиднинг диполь моменти 0,71 Кл·м га тенг. Унинг диэлектрик константаси 0 °С да 89 га тенг, шу сабабли водород пероксид ионлаштирувчи эритувчилар қаторига киради ва сувда яхши эрийди.

Водород пероксидда О—О атомлар орасидаги масофа 0,148 нм га О—Н атомлар орасидаги масофа эса 0,095 нм га тенг.

Водород пероксиднинг электрон тузилиш формуласи $\text{H} : \ddot{\text{O}} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$ шаклида

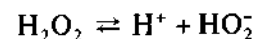
ёзилиши мумкин. Водород пероксиднинг тузилиш формуласи $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ дир.

Ниҳоятда тоза водород пероксид одатдаги температурада барқарор модда; лекин металллар, металл ионлари ва бошқа моддалар иштирокида водород пероксид шиддат билан парчаланаяди:



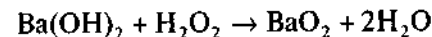
Водород пероксиднинг сувдаги эритмалари анча барқарор бўлади. Одатда водород пероксиднинг 3% ли ва 30% ли эритмаларини сотиб олиш мумкин. Унинг 30% ли эритмаси **пергидрол** деб аталади. Паст босимда H_2O_2 нинг 90% га қадар концентрланган эритмалари олинади. Бу эритма совитилганда водород пероксиднинг кристаллари ҳосил бўлади. Баъзи моддалар, масалан ортофосфат кислота, унинг тузлари, глицерин водород пероксид эритмаларини емирилишдан сақлайди. Улар водород пероксиднинг парчаланиш реакциясида ингибитор вазифасини ўтайди. Лекин MnO_2 аксинча H_2O_2 нинг парчаланишини тезлаштиради.

Водород пероксид эритмаларда диссоциланыди:

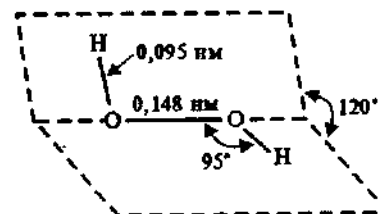


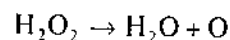
У кучсиз кислотадир. Унинг диссоциланиш константаси $1,6 \cdot 10^{-12}$ га тенг.

Модомики, водород пероксид кислота экан, металл пероксидлар, масалан, Na_2O_2 , BaO_2 водород пероксид кислотанинг тузлари ҳисобланыди. Дарҳақиқат, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ га H_2O_2 таъсир эттирилганда барий пероксид BaO_2 ҳосил бўлади:

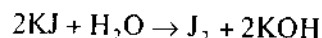


Водород пероксид оксидловчилик ва қайтарувчилик хоссаларини намоён қилади. Унинг оксидлаш хоссаи қуйидаги реакцияга асосланган:

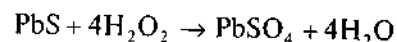




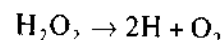
Ҳосил бўлган атомар кислород ўзига 2 электрон бериштириб олиб, моддаларни оксидлайди. Масалан, KI водород пероксид таъсиридан I_2 га қадар оксидланади:



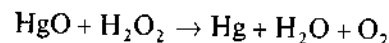
Водород пероксид (ҳатто унинг 65% ли эритмаси) таъсир эттирилган қоғоз, қипиқ ва бошқа ёнувчи материаллар ўз-ўзидан алангаланиб кетади. Қора тусли қўрғошин сульфид водород пероксид эритмаси таъсиридан оқ рангли қўрғошин сульфатга айланади:



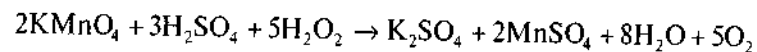
Водород пероксиднинг қайтарувчи сифатидаги хоссаларини изоҳлашда унинг ҳар қайси молекуласи иккита водород атомига ва битта кислород молекуласига ажралади деб тасаввур қиламиз:



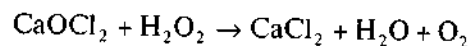
Бу реакцияда ҳосил бўлган иккита атомар водород ўзидан 2 та электрон бериб бошқа моддаларни қайтаради. Масалан, симоб(II) оксид водород пероксид билан қуйидагича реакцияга киришади:



Шунингдек, калий перманганат ҳам водород пероксид таъсирида қайтарилади:



Учинчи мисол тариқасида водород пероксид билан хлорли оҳак орасида борадиган реакция тенгламасини келтирамиз:



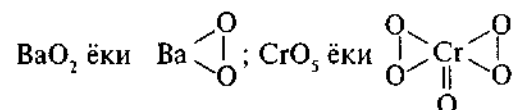
Кимё лабораторияларида бу реакция Кипп аппаратида ўтказилади ва бундан кислород олиш учун фойдаланилади.

Водород пероксид кўп мақсадлар учун ишлатилади. Унинг 3% ли эритмаси яраларни дезинфекция қилишда

ва оғиз чайқаш учун ишлатилади. Шунингдек, ипак, жун мўйна, пат ва бошқа маҳсулотларни оқартиришда ҳам водород пероксиднинг эритмалари қўлланилади. Водород пероксиднинг бу қадар кўп ишлатилишга сабаб шуки, у бўёқни емиради, лекин толанинг ўзига зарар етказмайди. Водород пероксид оксидловчи бўлгани сабабли ундан қўрғошин оқ бўёқ билан ишланган, кейин қорайиб қолган эски суратларни қайтадан ўз ҳолига келтириш учун ҳам фойдаланилади.

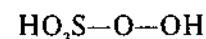
Реактив двигателларда ва сув ости кемаларда бензин, спирт каби ёнилғиларни ёндириш учун водород пероксиднинг 85—100% ли эритмалари оксидловчи сифатида қўлланилади. Водород пероксид торпедаларда ҳам ҳаракатга келтирувчи модда сифатида ишлатилади.

Пероксокислоталар. Юқорида биз металл пероксидлар водород пероксиднинг ҳосилалари эканлигини кўриб ўтган эдик, уларнинг молекулаларида худди H_2O_2 да бўлгани каби кислород атомлари орасида **пероксо-боғ** бор; масалан:

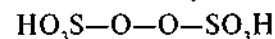


Пероксо-боғлар фақат металлларда эмас, балки металлмас бирикмаларида ҳам учрайди, масалан, Cl_2O_8 нинг тузилиши $\text{O}_3\text{Cl}-\text{O}-\text{O}-\text{ClO}_3$ дан иборат.

Водород пероксиднинг водород атомлари кислоталарнинг водородли қолдиқларига алмашинганида **пероксо-кислоталар** ҳосил бўлади. Масалан, агар H_2O_2 даги бир водород атоми сульфат кислотанинг водородли қолдиғи HSO_3^- га алмашинса, **Каро кислотаси** деб аталадиган пероксокислота H_2SO_5 келиб чиқади.

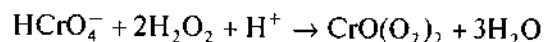


Агар H_2O_2 даги иккала водород атоми HSO_3^- га алмашинса, у ҳолда пероксосульфат кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ формуласини тушунишга имкон пайдо бўлади:



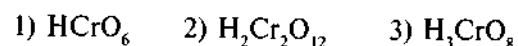
Пероксокислоталар ва уларнинг тузлари кимё лабораторияларида кучли оксидловчилар сифатида ишлатилади.

Хром пероксид CrO_3 зангори тусли модда. Беқарор. Эфир ёрламида экстракция қилинади. У қуйидаги реакция асосида олинади:

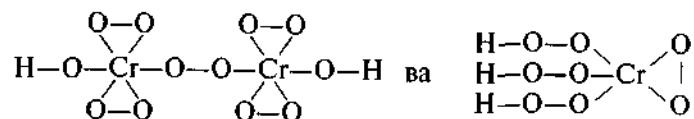


Унга мувофиқ келадиган хром пероксокислоталарнинг сони 3 та.

Уларнинг формулаларини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



Иккинча ва учинчи кислоталарнинг тузилиш формулалари қуйидагича ёзилади:



Кислотада хромнинг оксидланиш даражаси мусбат олтига тенг. Учинчи кислотада хром беш валентли.

Пероксокислоталарнинг тузилиши ҳақидаги назария Бриташивили томонидан таклиф қилинган.

IV.3. ОЛТИНГУГУРТ

Белгиси S. $Z=16$, нисбий атом массаси 32,064; атомнинг электрон конфигурацияси $\text{KL } 3s^2 3p^4$; табиий изотопларининг масса сонлари: 32; 34; 36. Олтингугурт қадимдан маълум элемент.

Табиатда учраши. Олтингугурт табиатда эркин (туғма олтингугурт) ҳолида ва бирикмалар (сульфидлар ва сульфатлар) ҳолида учрайди. Энг муҳим сульфид рудалар (уларнинг кўринишларига қараб) **колчеданлар** ва **металл ялтироқлар** номи билан юритилади. Булар қаторига темир колчедани FeS_2 (уни пирит ва олтингугурт колчедани деб ҳам юритилади), рух ялтироғи ZnS , қўрғошин ялтироғи PbS , мис колчедани CuFeS_2 , мис ялтироғи Cu_2S киради. Ер юзининг кўп жойида (Италия, Португалия, МДХ, Норвегия ва бошқа жойларда) учрайдиган пирит FeS_2 техникада сульфат кислота ишлаб чиқариш учун катта аҳамиятга эга.

Металл сульфатлар туз уюмларини ҳосил қилади; баъзилари денгиз сувида эриган ҳолатда бўлади. Олтингугурт бирикмалари нефть конларида ва шифобахш сувларда учрайди. Энг муҳим сульфатлар қаторига гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ангидрит CaSO_4 , аччиқ туз $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, кизерит $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, офир шпат BaSO_4 , целестин SrSO_4 ва глаубер тузи $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ киради. Органик оламда олтингугурт ўсимлик ва ҳайвон оқсили таркибида бўлади. У углерод, кислород, водород, азот, фосфор каби ҳаёт учун энг зарур элементлардан биридир. Тошкўмир таркибида 1,5% га қадар олтингугурт бўлади.

Табиатда олтингугуртнинг қуйидаги барқарор изотоплари учрайди: 95,02% $^{32}_{16}\text{S}$, 0,75% $^{33}_{16}\text{S}$, 4,21% $^{34}_{16}\text{S}$, 0,02% $^{36}_{16}\text{S}$.

Олиниши. Олтингугурт табиий манбалардан олишда унинг қандай ҳолатда эканлигини, конни қуршаб турган шароит ҳисобга олинади. Агар кон у қадар чуқур бўлмаса, олтингугурт худди тошкўмир каби шахта усулида қазиб чиқарилади. Кўпинча туғма олтингугуртда ҳар хил тоғ жинслари, гипс ва тупроқ аралашган бўлади. Шу сабабли, аввал, уни суюқлантириб кўшимчалардан қисман тозаланади. Италияда арзон кўмир камлигидан, олтингугуртни суюқлантиришда унинг бир қисми ёндирилади.

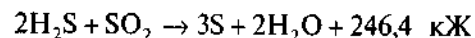
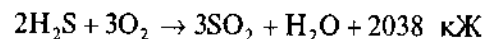
Олтингугуртни янада яхшироқ тозалаш учун уни маҳсус печь ва реторталарда қиздирилади ва унинг буғлари печь ёнидаги катта хоналарга ўтказилади, бу ерда совитилганда у 110°C дан паст температурада сариқ рангли майин кукун — олтингугурт гули кўринишида деворларга ўтириб қолади.

Таёқчасимон олтингугурт олиш учун тоза суюқ олтингугурт маҳсус қолипларда совитилади.

Россияда олтингугуртни тозалашда ўта иситилган (120°C ли) сув буғи иссиқлигидан фойдаланилади. Тозалаш иши маҳсус автоклавларда амалга оширилади.

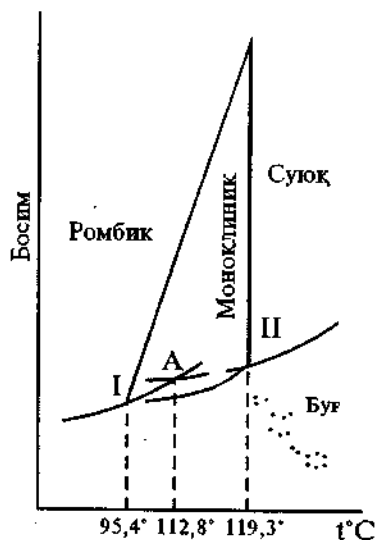
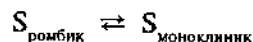
АҚШ да олтингугурт Г. Фраш усулига мувофиқ, чуқурликка ўта иситилган ($160\text{—}170^\circ\text{C}$ ли) сув буғи юбориб олтингугуртни ер остида суюқлантирилади-да, сиқилган ҳаво кучи билан суюқ олтингугурт ер сиртига ҳайдаб чиқарилади.

Баъзан таркибида олтингугурт бўлган газлардан ҳам олтингугурт олинади. Масалан, H_2S дан олтингугурт олиш учун техникада қуйидаги реакциялардан фойдаланилади:



Физик хоссалари. Олтингурутнинг кристалл ҳолатдаги аллотропик модификацияларидан энг муҳими иккита: ромбик ёки октаэдрик олтингурут (α -олтингурут) ва моноклиник ёки призматик олтингурут (β -олтингурут).

Табиатда учрайдиган ромбик олтингурутнинг солиштира массаи 2,07 т $112,8^\circ\text{C}$. Ромбик олтингурут $95,5^\circ\text{C}$ дан паст температурадагина барқарор бўлади, $95,5^\circ\text{C}$ дан юқорида моноклиник олтингурут барқарордир. Моноклиник олтингурут призма шаклидаги тиниқ кристалллардан иборат бўлиб, унинг солиштира массаи $1,96 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, $t_{\text{суюкланиш}} = -119,3^\circ\text{C}$. Ромбик олтингурутни, масалан, 100°C да узоқ вақт тутиб турилса, у моноклиник олтингурутга айланади. $95,5^\circ\text{C}$ да моноклиник олтингурут билан ромбик олтингурут мувозанат ҳолатида бўлади:



IV.1-расм. Олтингурутнинг ҳолат диаграммаси.

Бу температура ромбик ва моноклиник олтингурутларнинг бир-бирига айланиш температурасидир. Ромбик олтингурут моноклиник олтингурутга айланда унинг ҳажми ортади. Агар мувозанат ҳолатида турган олтингурутга босим таъсир эттирилса, Ле Шателье принципига мувофиқ модификацияларнинг бир-бирига айланиш температураси кўтарилади. Босим $101,325 \text{ кПа}$ дан оширилганда модификацияларнинг бир-бирига айланиш температураси $0,05^\circ\text{C}$ га кўтарилади.

Олтингурут ҳолатларини турли босим ва турли

температураларда ўрганиш натижасида олтингурутнинг ҳолат диаграммаси (IV.1-расм) тузилган. Бу диаграммда абсциссалар ўқиға буғ босими қўйилган. Олтингурутнинг ҳолат диаграммаси тўрт соҳадан иборат: ромбик, моноклиник, суюқ гугурт ва газ ҳолатдаги олтингурут соҳалари. Диаграммдаги I нуқта ромбик олтингурутнинг моноклиник олтингурутга ўтиш нуқтасини кўрсатади. A нуқта $112,8^\circ\text{C}$ га мувофиқ келади; II нуқта эса $119,3^\circ\text{C}$ га тўғри келади.

α -S нинг β -S га ва аксинча β -S нинг α -S га айланиш жараёнлари энантроп ўзгаришлар учун мисол бўла олади (бу ўзгаришларда элементнинг бир модификациядан иккинчи модификацияга ўтиш температураси иккала модификациянинг суюқланиш температурасидан паст бўлади).

Ромбик ва қисман моноклиник олтингурут саккиз бурчакли ҳалқасимон S_8 молекулалардан тузилган. Ҳар қайси бурчак $107,5^\circ\text{C}$ га тенг; S—S боғланиш масофаси $0,204 \text{ нм}$.

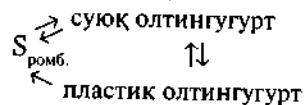
Ундан ташқари олтингурут атомларидан иборат узун очик занжирлар ҳам ҳосил бўлиши мумкин.

Олтингурут тез қиздирилса, у $112,8^\circ\text{C}$ да суюқланади ва унинг ҳажми тахминан 15 фоиз катталашади. Олтингурут ўзининг суюқланиш температурасида сариқ рангли ҳаракатчан суюқлик (S_λ) дир. Агар суюқ олтингурутнинг қизидирилиши давом этаверса, 160°C га етганда у қўнғир тусга ўтиб, қовушқоқ бўлиб қолади (S_μ), чунки 160°C га борганда саккиз бурчакли ёпиқ занжирлар узилиб, уларнинг ўрнини очик занжирлар эгаллай бошлайди. Очик занжирларнинг чеккаларидаги атомлар ёруғлик нурини яхши ютади; шу сабабли сариқ ранг қўнғир рангга ўтади; узун очик занжирлар бир-бири билан чаплашиб кетади, шунинг учун суюқ олтингурутнинг қовушқоқлиги ортади.

250°C да суюқ олтингурутнинг қовушқоқлиги камайиб ҳаракатчанлиги ортади; бу температурада олтингурут атомларидан иборат узун занжирлар емирила бошлайди. 448°C да олтингурут қайнайди. Буғ ҳолатда олтингурут молекулалари (температура қандай бўлишига қараб) S_8 , S_6 , S_4 , S_2 таркибларга эга бўлади.

Олтингурут буғи 448°C дан бир оз юқори температураларда асосан S_8 , қисман S_6 молекулаларидан иборат. Температура кўтарилганда S_4 ва S_2 молекулалари ҳосил бўлади. Фақат жуда юқори температурадагина S_2 молекулалари S атомларига ажралади. Ажралиш даражаси 1727°C да 3,7% га, 2727°C да 72,6% га етади.

Агар 448 °С гача қиздирилган суюқ олтингугуртни совуқ сувга ағдарилса, олтингугуртнинг беқарор модификацияси «пластик» олтингугурт ҳосил бўлади; у худди резина каби чўзилади; у толасимон тузилишга эга; «пластик олтингугурт» CS_2 да оз эрийди. Унинг солиштирма массаси 1,92. Уни ўта совитилган суюқлик деб қараш мумкин. Пластик олтингугурт аста-секин ромбик олтингугуртга айланади; схематик равишда бу ҳодисаларни қуйидагича тасвирлаш мумкин:

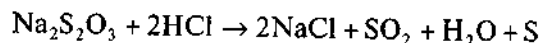


Бу ҳодиса модданинг монотроп ўзгаришларига мисол бўла олади. Монотроп ўзгаришларда аллотропик модификациялардан бири беқарор бўлиб, барқарор модификацияга ўтишга интилади.

Олтингугурт сувда жуда оз эрийди; лекин органик эритувчиларда, масалан, CS_2 да, толуолда олтингугуртнинг турли модификациялари турлича эрийди. Агар толуолда эриган олтингугурт 95,6 °С дан юқорироқ температурада кристалланса, моноклиник олтингугурт кристаллари ажралиб чиқади.

Олтингугурт яна коллоид ҳолатда ҳам бўла олади. Масалан, агар олтингугуртнинг спиртдаги эритмаси сувга қуйилса, коллоид олтингугурт ҳосил бўлади. Коллоид олтингугурт, асосан, аморф олтингугуртдан иборат.

Аморф олтингугурт температура оширилганда кристалланади. Бу жараён қайтмас жараёнлар жумласига киради. Коллоид олтингугурт олиш учун олтингугуртнинг кимёвий реакциялари натижасида сувдаги эритмаларда ҳосил бўлишидан фойдаланиш ҳам мумкин:



Бу реакция натижасида олтингугуртнинг ниҳоятда майда суспензияси ҳосил бўлади.

Олтингугурт худди кислород каби *p*-элементлар қаторига киради. Лекин олтингугурт даврий жадвалнинг III давр элементи бўлгани учун атомининг сиртқи қаватида 3s- ва 3p-орбиталлардан ташқари 3d- орбиталлари ҳам бор (бу орбиталлар кимёвий боғланиш ҳосил бўлишида иштирок эта олади. Шунга кўра кислород билан олтингугурт орасида ўзаро ўхшашлик ва анча муҳим фарқлар кузатилади.

Олтингугуртнинг нисбий электрманфийлиги 2,5. Олтингугурт инерт газлардан ва Pt, Au лардан ташқари, деярли барча элементлар билан бирикмалар ҳосил қилади.

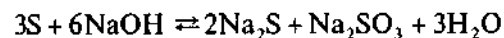
Лекин олтингугуртнинг реакцион қобилияти одатдаги температурада у қадар юқори эмас; унинг ҳавода алангаланмиш температураси 250 °С га яқин. Хона шароитида у ишқорий металллар, мис, кумуш ва симоб билан реакцияга киришади. Олтингугурт хлор билан реакцияга киришиши учун уни суюқланиш температурасига қадар қиздириш керак. Водород билан олтингугуртнинг бирикиши учун 400 °С дан юқорироқ температура талаб қилинади.

Агар, олтингугуртнинг CS_2 даги эритмасига мис кукуни ташланса, қора тусли мис сульфид CuS ҳосил бўлади, иссиқлик ажралиб чиқади. Олтингугурт бугига мис сим киритилса, симнинг усти мис(I) сульфид Cu_2S билан қопланиб қолади. Агар олтингугурт билан симобни ҳовончада эзгиланса, қора тусли симоб сульфид HgS ҳосил бўлади. Олтингугурт ишқорий металллар билан аралаштирилганда портлаш юз беради. Олтингугурт билан темир аралашмасининг бирон қисми қиздирилса:



реакциядан ажралиб чиқадиган иссиқлик ҳисобига аралашманинг ҳаммаси чўғга айланади. Умуман, олтингугуртнинг металллар билан бирикиши экзотермик реакциялар жумласига киради.

Олтингугурт ишқор билар қиздирилганда қуйидаги реакция рўй беради:



Ҳосил бўлган суюқлик қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашишда ишлатилади.

Ишлатилиши. Олтингугурт ва унинг табиий бирикмалари сульфат кислота ва бошқа моддалар (масалан, CS_2) ишлаб чиқаришда хомашё ҳисобланади.

Олтингугурт сода билан қиздирилиб, суюқлантирилгандан кейин сувга қорилса «олтингугурт жигари» номли аралашма ҳосил бўлади. Бу аралашма кўнни қайта ишлашда теридан жун тўқиш учун қўлланилади.

Олтингугурт жуда кўп миқдорда табиий каучукни вулконлашда қўлланилади. Вулконлаш жараёнининг моҳияти

шундаки, каучук ҳавосиз жойда олтингугурт ва бошқа моддалар иштирокида қиздирилади; шу вақтда каучук молекулалари —C—S—C— турдаги боғланишлар («кўприклар») воситасида ўзаро боғланади («тикилади»). Шундай қилиб, каучукдан резина ҳосил бўлади. Вулқонлаш 100—150 °C да олиб борилади. Олтингугуртнинг оз ёки кўп қўшилишига қараб «майин» ёки «қаттиқ» маҳсулот (масалан, қаттиқ эбонит) ҳосил бўлади.

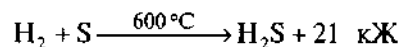
Олтингугурт «қора порох» тайёрлашда, мушакбозлик учун зарур маҳсулотлар тайёрлашда, тиббиётда, қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашда ҳам ишлатилади.

Муборак табиий газни қайта ишлаш заводида табиий газдан соф олтингугурт ажратиб олинади. Чирчиқ капролактама заводида табиий газ таркибидаги моддалардан олинган олтингугуртдан сульфат кислота ишлаб чиқарилади.

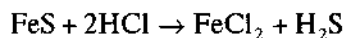
IV.3.1. Водород сульфид

Табиатда водород сульфид баъзи шифобахш минерал сув манбаларида (Мацеста, Пятигорск, Жарқўрғон) ва оз миқдорда вулқон газлари таркибида учрайди. Жуда кўп жойлардан водород сульфид чиқиб туради, лекин у тезда оксидланиб олтингугуртга айланади.

Юқори температурада водород билан олтингугуртни бириктириб ҳам водород сульфидни синтез қилиш мумкин:



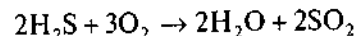
Лабораторияда H_2S олиш учун металл сульфидларига HCl ёки H_2SO_4 нинг суюлтирилган эритмалари таъсир эттирилади:



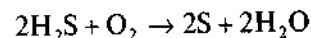
Водород сульфид одатда Кипп аппаратида олинади.

Водород сульфид H_2S — рангсиз, жуда заҳарли газ. Унинг ҳиди худди палағда тухум ҳидига ўхшайди. Унинг музлаш температураси —83,6 °C, —60,75 °C да суюқланади. Суяқ ҳолатдаги H_2S амалда электр токини ўтказмайди.

Қаттиқ қиздирилган H_2S водород ва олтингугуртга ажралади. H_2S ҳавода ёнади:



Агар ҳавода ёниб турган H_2S алангаси совуқ сиртга йўналтирилса, ёниш натижасида ҳосил бўлаётган олтингугурт идиш деворига ўтиради:

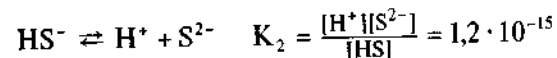
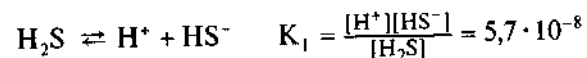


Водород сульфид кучли қайтарувчи.

Водород сульфид молекуласининг тузилиши худди сув молекуласи тузилишига ўхшайди. H—S—H бурчаги 90°20' га тенг (суда эса H—O—H бурчаги 104,5° дир); S—H ма-софасининг узунлиги 0,133 нм. Водород сульфид молекуласининг (суяқ ҳолатда) диполь моменти 0,31 Кл · м; ди-электрик константаси 5,2 дир.

H_2S сувда эритилганда кучсиз сульфид кислота ҳосил бўлади (1 л сувда 0 °C да 4,6 л H_2S , 20 °C да эса 2,6 л H_2S эрийди).

Сульфид кислота икки негизли кислотади:

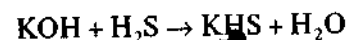


Умумий диссоциланиш константаси $K = K_1 \cdot K_2 = 6,8 \cdot 10^{-23}$.

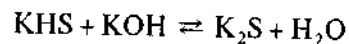
Водород сульфид учун K_2 кичик қийматга эга бўлгани сабабли ионлардан иборат бўлган сульфидларнинг сувдаги эритмаларида асосан HS^- ионлар мавжуддир.

Водород сульфид асос ва туз эритмаларига юборилганда металл сульфидлар ҳосил бўлади. Сувда эримайдиган сульфидлар тегишли тузларнинг эритмаларидан H_2S ўтказиш йўли билан чўкма ҳолида ҳосил қилинади.

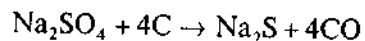
Калий гидроксид эритмаси водород сульфид билан тўйинтирилганда аввал калий гидросульфид ҳосил бўлади:



Эритмага яна ишқор қўшилганда (ишқор мўл миқдорда бўлганда) калий сульфид ҳосил бўлади:

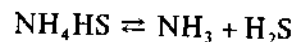


Натрий сульфид табиатда учрайдиган натрий сульфатни кўмир ёрдамида қайтариш йўли билан олинади:



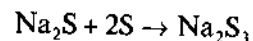
Техникада натрий сульфид ана шу усулда тайёрланади. Na_2S ҳам, K_2S ҳам сувдаги эритмаларда кучли ишқорий реакция намоён қилади.

Аммоний гидроксид эритмасига H_2S юбориш орқали аммоний гидросульфид NH_4HS ҳосил қилинади. Бу модда ҳатто 0°C да ва $46,7$ кПа босимдаёқ қуйидагича парчаланadi:



Аммоний сульфид $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (кристалл), фақат паст температуралардагина ҳосил қилинади. Лабораторияларда қўлланиладиган аммоний сульфид эритмаси NH_4HS ва NH_3 ларнинг эквимолекуляр аралашмаларидан иборат.

Ишқорий ва ишқорий-ер металл сульфидларининг сувдаги аралашмалари беқарор бўлади, чунки бу сульфидлар ҳавода осонлик билан олтингугуртга қадар оксидланади. Ҳосил бўлган олтингугурт эса осонгина металл сульфид эритмасида эриб **полисульфидларни** ҳосил қилади:

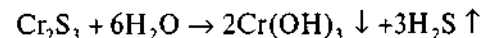


Оғир металлларнинг сульфидлари, масалан, HgS , PbS , Sb_2S_3 , CuS , CoS , ZnS , MnS , NiS ва ҳоказолар ўзларига хос рангга эга бўлиб, сувда ёмон эрийди. Ана шу сабабли катионларни бир-биридан ажратишда бундай сульфидлар ҳосил бўлишидан фойдаланилади, чунки уларнинг баъзилари суюлтирилган HCl эритмасида эрийди, баъзилари сувда ҳам, суюлтирилган HCl эритмасида ҳам эримайди.

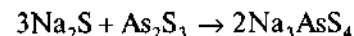
Масалан, рух сульфид ZnS (оқ рангли) сувда эримайди, лекин HCl нинг суюлтирилган эритмасида эрийди; CuS , PbS , HgS лар эса сувда ҳам, HCl нинг суюлтирилган эритмасида ҳам эримайди.

Шунинг учун катионлар аралашмасига, аввал, кислотали муҳитда H_2S , сўнгра кучсиз ишқорий муҳитда H_2S юбориш йўли билан катионларни бир-биридан ажратиш қулай.

Баъзи металлларнинг сульфидлари тўлиқ гидролизга учрайди. Масалан, хром сульфид Cr_2S_3 сувда қуйидагича гидролизланади:

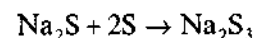
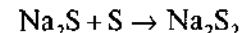


Асосли сульфидлар кислотали ва амфотер гидроксидлари хусусиятга эга бўлган металл сульфидлари билан ўзаро таъсирлашиб тиотузлар ҳосил қилади:

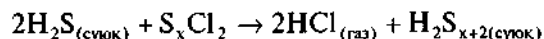


IV.3.2. Сульфанлар

Таркибида Me_2S_2 (бу ерда, Me — ишқорий металл) дан то Me_2S_8 гача, шунингдек, H_2S_2 дан то H_2S_8 гача бўлган бирикмалар сульфанлар (ёки **полисульфанлар**) деб аталади. Улар таркибида $-\text{S}-\text{S}-$ дан то $-\text{S}-\text{S}-\text{S}-\text{S}-\text{S}-$ гача занжирлар бўлади. Уларни қуйидаги реакциялар тенгламалари асосида ҳосил қилиш мумкин:



H_2S_2 ни водород пероксид каби тузилган деб қараш мумкин: $\text{H}-\text{S}-\text{S}-\text{H}$ га $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ ўхшайди. Юқори сульфидларни қуйидаги реакцияга ўхшаш йўллар билан ҳосил қилиш мумкин:

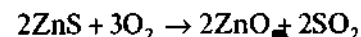


IV.3.3. Олтингугуртнинг кислородли бирикмалари

Олтингугуртнинг учта кислородли бирикмаси олинган. Булар S_2O , SO_2 ва SO_3 . Сульфит ангидрид SO_2 ҳавода олтингугурт ёндирилганда ҳосил бўлади.

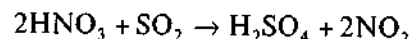


Техникада SO_2 металл сульфидларни куйдириш натижа-сида ҳосил қилинади:

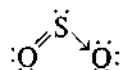


Лабораторияда SO_2 олиш учун мисга концентранган H_2SO_4 таъсир эттирилади.

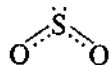
Сульфид ангидрид SO_2 рангсиз, ўткир ҳидли заҳарли газ. 1 л сувда 0°C да 80 л SO_2 эрийди. Унинг критик температураси жуда юқори (157°C) бўлгани учун уни босим остида суюқликка айлантириш мумкин. Суюқ SO_2 100 кПа босимда -10°C да қайнайди ва $-72,5^\circ\text{C}$ да қотади, у кучли қайтарувчидир, у ҳатто нитрат кислотани ҳам қайтарди:



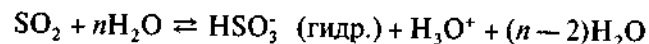
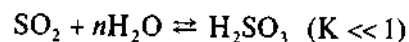
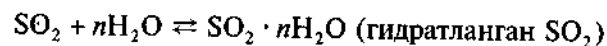
Суюқ SO_2 буғланганда иссиқлик ютилади (муҳит -50°C гача совийди). Шунинг учун суюқ SO_2 совитгич мосламаларда қўлланилади. Суюқ SO_2 нинг диэлектрик константаси $\epsilon = 20$ га тенг. У баъзи моддалар учун эритувчи сифатида ишлатилади. Бу ҳолни қуйидаги тарзда ёзамиз:



Лекин бу молекуладаги иккала кислород атомининг олтингугурт билан боғланиш энергияси, боғлар орасидаги масофалари ҳам бир хил бўлиши (кислород атомлари бири-биридан фарқ қилмайди) бу молекуладаги ҳолатни делокаллашган боғланиш воситасида акс эттириш тўғри бўлади:



Сульфит ангидрид сувда яхши эрийди, унинг эритмасини кўпинча сульфит кислота H_2SO_3 деб юритилади, лекин бу кислота эритмада деярлик жуда оз миқдорда бўлади, уни SO_2 нинг гидрати $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ деб қараш тўғри бўлади. Сувли эритмасида қуйидаги мувозанат ҳолатлар мавжуд:

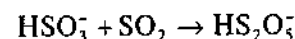
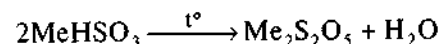


Бу кислотанинг диссоциланиш константасини қуйидагича ифодалаш мумкин:

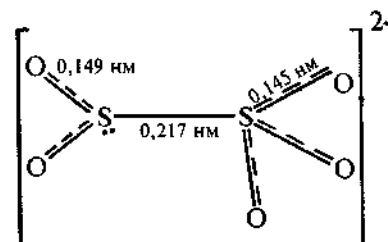
$$K_1 = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{SO}_2 \text{ нинг умумий миқдори}] - [\text{HSO}_3^-][\text{SO}_3^{2-}]} = 1,3 \cdot 10^{-2}$$

Кислотанинг ўзи эркин ҳолда ажратиб олинмаган бўлса ҳам унга хос икки қатор тузлари — бисульфитлар HSO_3^- ва сульфитлари SO_3^{2-} мавжуд.

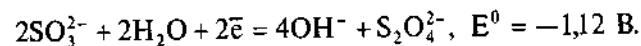
Бисульфитлар қиздиришга чидамсиз, ҳатто сувли эритмада **пиросульфитларга** айланади:



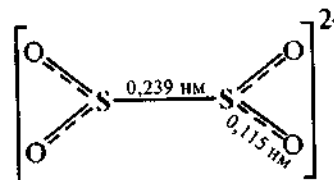
Дисульфит (пиросульфит ёки «метабисульфит») аниони носимметрик тузилишга эга:



Сульфитларни рух кукуни билан қайтарилганда **дитионатлар** ҳосил бўлади:

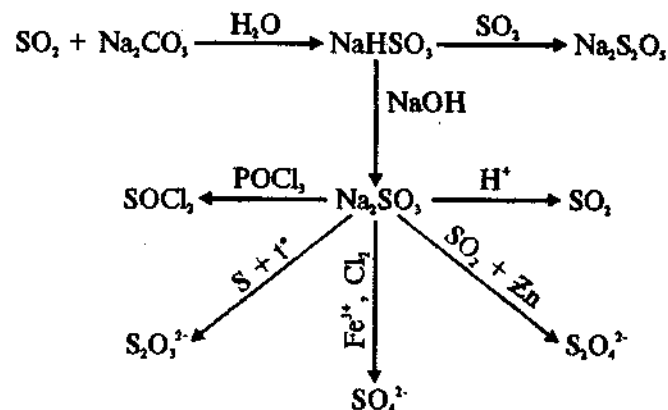


Ионнинг тузилиши:

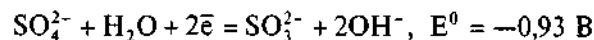
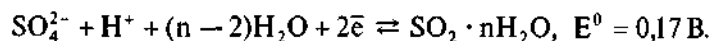


Бу ион жуда кучли қайтарувчи.

Сульфитларга хос жараёнларни қуйидаги схема тарзида ифодалаш мумкин:

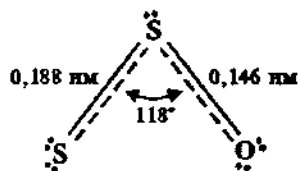


SO₂ эритмалари ва сульфитлар қайтарувчилар сифатида ишлатилади, чунки:



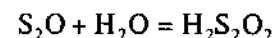
Сульфит ангидрид оқартирувчи ва дезинфекцияловчи восита сифатида, консерва саноатида, асосан, сульфат кислота ишлаб чиқаришда ишлатилади. SO₂ ўсимликлар ўсишига зарар кўрсатади, чунки у ўсимликдаги хлорофилл моддасини парчалайди.

Олтингугурт(II) оксид S₂O нинг фазовий тузилиши қуйидагичадир:

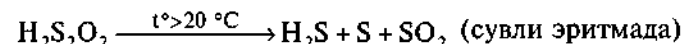


Унинг учун $\mu = 0,49$ Кл.м., $\Delta H_f^0 = -96$ кЖ · моль⁻¹, — 196 °С да зарғалдоқ рангли кристалл моддага айланади. Координацион бирикмаларда, масалан {JrS₂O}[(Ph₂P—CH₂)₂I₂]JO₃ да бидентант лиганд (—S—S—) сифатида қатнашади.

S₂O сариқ рангли, сув билан яхши аралашадиган газ, унинг сув билан реакция тенгламасини қуйидагича ёзиш мумкин:

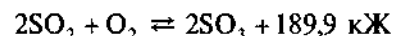


H₂S₂O₂ — тиосульфит кислота. Уни бир кислород атоми олтингугурт атомига алмашинган сульфит кислота деб қараш мумкин, лекин бу кислотанинг ўзи ҳам, тузлари ҳам эркин ҳолатда ажратиб олинган эмас. У ниҳоятда кучсиз кислота бўлиб, осонгина парчланади:



IV.3.4. Сульфат ангидрид

Олтингугурт ёндирилган, асосан, сульфит ангидрид ҳосил бўлади, шу билан бир қаторда SO₂ нинг жуда оз қисми оксидланиши натижасида 4 фоиз чамаси SO₃ ҳам ҳосил бўлади:

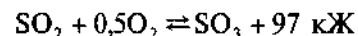


Сульфит ангидриднинг кислород билан бирикиш реакцияси тезлиги 400 °С да ҳам жуда кичик қийматга эга. Бу реакцияни тезлаштириш учун катализатор (платиналанган асбест, ванадий(V) оксид V₂O₅) қўлланилади. Бу реакциянинг мувозанат константаси:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

температура ортиши билан камаёди. 450 °С да $K = 3,51 \cdot 10^4$ бўлса, 600 °С да $K = 2,22 \cdot 10^2$ га тенг бўлади.

SO₃ нинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини:



шаклида ёзиб, мувозанат константасини газларнинг парциал босимлари орқали ифодаласак:

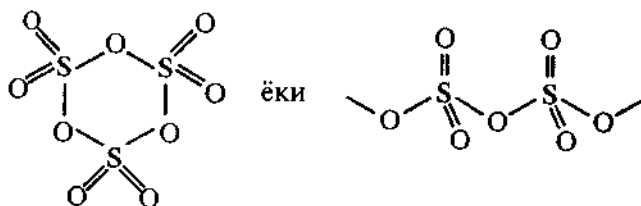
$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}}{P_{\text{SO}_2} \sqrt{P_{\text{O}_2}}} \text{ ёки } \frac{P_{\text{SO}_3}}{P_{\text{SO}_2}} = K_p \cdot P_{\text{O}_2}$$

ни оламиз. Бу ерда, P_{SO_3} — SO₃ нинг, P_{SO_2} эса SO₂ нинг, P_{O_2} — кислороднинг парциал босимлари.

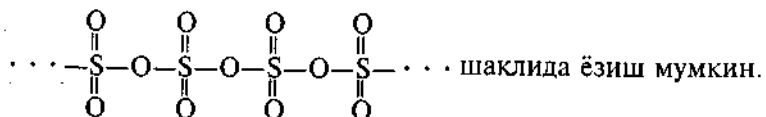
Юқоридаги ифодадан SO_3 парциал босимининг SO_2 парциал босимига нисбати, яъни реакция унумини ифодаловчи қиймат, кислород парциал босими квадрат илди-зига пропорционал эканлигини кўрамыз.

Демак, реакцияда сульфат ангидрид унумини ошириш учун кислороддан мўл миқдорда олиш керак. Газлар катализаторга етмасдан, аввал, тўрт ҳисса ҳаво билан аралаштирилса, реакциянинг унуми 450°C да 80,5 фоизга (400°C да эса 99,5 фоизга) етади.

Сульфат ангидрид буғ ҳолатидагина SO_3 таркибга эга. Суюқ ва қаттиқ ҳолатда эса полимерланган ҳолатда бўлади. SO_3 буғлари конденсатланганида $44,8^\circ\text{C}$ да қайнайдиган суюқлик ҳосил бўлади. Уни $16,8^\circ\text{C}$ га қадар совитилганда қотиб муз каби тиниқ жисмга айланади. Бу — музсимон сульфит ангидрид (ёки $\gamma\text{-SO}_3$) бўлиб, унинг солиштирма массаси $1,995\text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, у циклик тузилишга эга бўлган тримерлардан иборат:



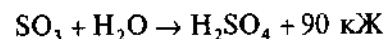
Қаттиқ ҳолатдаги сульфат ангидриднинг умумий формуласи $(\text{SO}_3)_n$. Музсимон сульфат ангидрид узоқ вақт турганда аста-секин **асбестсимон** шаклга ўтади. Асбестсимон сульфат ангидрид ипак каби ялтироқ толалардан иборат ($\beta = \text{SO}_3$) дир. Унинг формуласини



Асбестсимон сульфат ангидрид толалари турли узунликда бўлади. У аморф модда бўлгани учун аниқ суюқланиш температурасига эга эмас. Асбестсимон сульфат ангидриднинг музсимон сульфат ангидридга нисбатан кимёвий активлиги камроқ бўлади. Унинг учун $\Delta H_f^0 = -396\text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Буғ ҳолатдаги SO_3 молекуласининг тузилишини қуйидагича изоҳлаш мумкин: SO_3 молекуласи ҳосил бўлишида олтингургурт атоми ўзининг $3s$ - ва $3p$ -поғоначалари иштирокида гибридланган орбиталларидан икки электронни иккита кислород атомига бериб, S^{+2} ионига айланади; иккала кислород атоми бир валентли O^- ионига айланади. Уларнинг ҳар бири биттадан жуфтлашмаган электронга эга. Бу электронлар олтингургуртнинг иккита жуфтланмаган электрони билан жуфтлашади. S^{+2} нинг қолган иккита жуфтлашмаган электрони билан учинчи кислород атомининг иккита жуфтлашмаган электрони жуфтлашади.

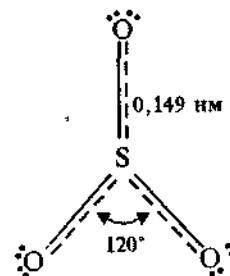
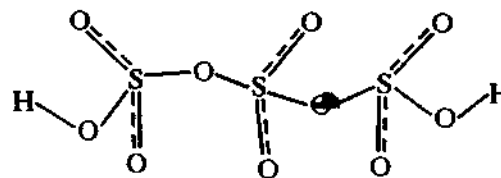
Демак, SO_3 молекуласида олтингургурт атоми учта кислород атоми билан тўртта ковалент ва 2 та ион боғ орқали бириккан бўлади. Сульфат ангидрид сув билан шиддатли реакцияга киришади:



Сульфат ангидрид бўлаги устига бир томчи сув тушса, портлаш реакцияси содир бўлади.

Лекин сульфат кислота олиш учун сульфат ангидридни сувда бевосита эритиб бўлмайди, чунки озгина SO_3 сувда эриганда туман ҳосил бўлиб, унинг бундан кейинги эришига йўл қўймайди. Шунинг учун SO_3 ни 98 фоизли сульфат кислотада эритилади. Натижада, ўз таркибида SO_3 ни эритган тутовчи сульфат кислота — **олеум** ҳосил бўлади. Олеумнинг асосий қисмини **пиросульфат** кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ташкил қилади, унга сув таъсир эттирилганда пиросульфат кислота қайтадан сульфат кислотага айланади.

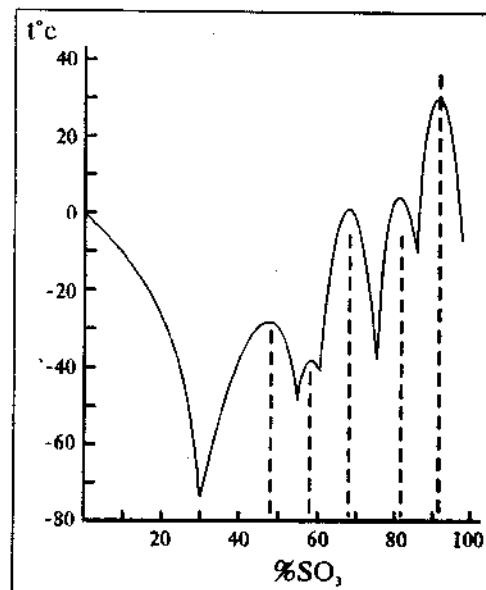
Ҳавода $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ нинг туташига сабаб шуки, у ўзидан сульфат ангидрид чиқариб туради. Тоза $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ $+35^\circ\text{C}$ да қотеди. Олеум таркибида қисман SO_3 , полисульфат кислоталар $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ ва $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_{13}$ бўлади. Трисульфат кислотанинг кимёвий тузилишини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



IV.3.5. Сульфат кислота

Кимёвий тоза сульфат кислота H_2SO_4 (бошқача айтганда **моногидрат**) мойсимон рангсиз суюқликдир. Қадим замонларда темир сульфатни қиздириб H_2SO_4 олинганлиги учун уни «купорос мойи» деб ҳам юритилади.

Сульфат кислотанинг музлаш температураси унинг таркибидаги сульфат ангидрид миқдорига боғлиқ бўлади. IV.2-расмда $\text{H}_2\text{O}-\text{SO}_3$ системасининг фазалар диаграммаси келтирилган. Абсциссалар ўқига SO_3 нинг фоиз миқдори ва ординаталар ўқига суюқланиш температураси қўйилган.



IV.2-расм. $\text{H}_2\text{O}-\text{SO}_3$ системасининг фазалар диаграммаси

Диаграммадаги максимум чизиқлари сульфат кислота гидратларининг суюқланиш температураларини кўрсатади. Масалан, H_2SO_4 моногидрати $10,38^\circ\text{C}$ да музлайди. У сув билан азеотроп эритма ҳосил қилади. Бу азеотроп эритма таркибида $98,3\%$ H_2SO_4 ва $1,7\%$ H_2O бўлиб, у 338°C да қайнайди. $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} -36,7^\circ\text{C}$ да парчаланиш билан суюқланади. $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ эса -25°C да суюқланади. Концен- трланган сульфат кислотанинг солиштирма массаси $d=1,84$ $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$. У сув билан ҳар қандай нисбатда аралашади.

Сульфат кислотанинг электр ўтказувчанлиги унинг таркибидаги H_2O ва SO_3 миқдорларига боғлиқ. Таркибида $20-30\%$ H_2SO_4 бўлган эритма энг юқори электр ўтказувчанликка эга. Шу сабабли аккумуляторларда шундай концентрацияли сульфат кислота эритмаси ишлатилади, чунки шундай кон- центрацияли H_2SO_4 эритмасидан фойдаланилганда аккумулятор энг кичик ички қаршиликка эга бўлади.

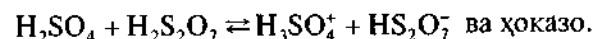
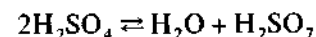
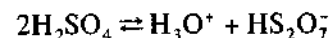
Сульфат кислота кучли кислоталардан ҳисобланади. У икки негизли. Лекин унинг биринчи босқичдаги диссоци- ланиши қарийб 100% га яқин; иккинчи босқичда эса:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{HSO}_4^-]}{[\text{HSO}_4^-]} = 1,29 \cdot 10^{-2}$$

га тенг; бинобарин, сульфат кислота ўзининг иккинчи босқичдаги диссоциланиш константасига кўра ўртача куч- даги электролитдир. У ўрта сульфатлар ва гидросульфат- лар ҳосил қилади. Тоza сульфат кислотада мураккаб му- возанат ҳолатлари кузатилади. Масалан, ўз-ўзидан ион- ланиш:



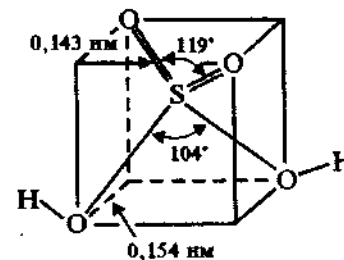
гидратланиш ва дегидратланиш:

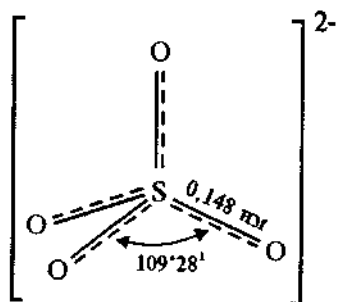


Сульфат кислота молеку- ласида олтингугурт атоми sp^3 - гибридланган ҳолатда бўлади. Молекуладаги SO_4^{2-} группа қисман сиқилган тетраэдр шаклига эга.

Сульфат кислота тузларида- ги SO_4^{2-} аниони эса мунтазам тетраэдрик шаклга эга.

Бу ионда ҳар бир $\text{S}-\text{O}$ боғи электронлар делокаланиши натижасида бир хил узунликка ва боғланиш энергиясига эга бўлади.





2- Таркибида 93% дан ортиқ H_2SO_4 бўлган сульфат кислота эритмасини чўян идишда сақлаш ва ташиш мумкин. Сульфат кислотанинг суёқ эритмалари қўрғошин идишларда сақланади. Суюлтирилган сульфат кислота одатдаги температурада темир билан реакцияга киришади.

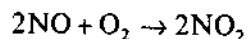
Концентрланган сульфат кислота ўзига намни яхши тортади, шунинг учун *эксикаторларда* қуритувчи сифатида, конденсация реакцияларида эса намни тортиб олувчи модда сифатида ишлатилади.

Сульфат кислота оксидловчи хоссаларни намоён қилади. Суюлтирилган сульфат кислота эритмасида оксидловчи заррача вазифасини H^+ ионлари бажаради. Масалан, суюлтирилган сульфат кислота рух билан реакцияга киришганда водород ажралиб чиқади.

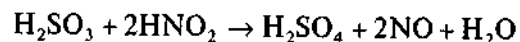
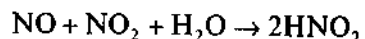
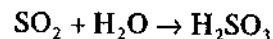
Концентрланган сульфат кислота қиздирилганда металларга таъсир қилади. Бў ҳолда оксидловчи заррача вазифасини S^{+6} атоми бажаради. Кўпинча сульфат кислота SO_2 га қадар қайтарилади.

Сульфат кислота саноатда нитроза ва контакт усуллари билан олинади. Иккала усулда ҳам дастлаб пирит ёки олтингугурт ёндирилиб SO_2 ҳосил қилинади.

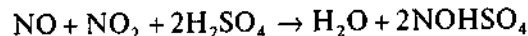
XX асрнинг 20-йилларига қадар сульфат кислотани олиш жараёни нитроза усули билан қўрғошин камераларида амалга оширилар эди. Эндиликда бу усул билан кислота олиш махсус минораларда олиб борилади. Шу сабабли бу усул **минора усули** номи билан юритилади. Бу усулда камераларда ва барча минораларда газ фазада қуйидаги реакция боради:



Камераларда Гловер минорасида суёқ ва газ фаза чегарасида:

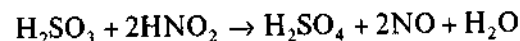
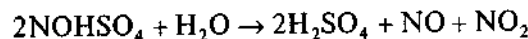


реакциялар боради. Гей-Люссак минорасида ва камераларда суёқ ва газ фаза чегарасида:



реакцияси содир бўлиб, оралиқ маҳсулот — **нитрозил сульфат кислота** (NOHSO_4) ҳосил бўлади.

Гловер минорасида ва камераларда суёқ фазада:

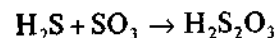


реакциялар содир бўлиб, натижада 80% ли сульфат кислота ҳосил бўлади.

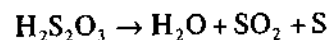
Контакт усулида эса сульфит ангидрид 450°C да катализатор (V_2O_5) иштирокида оксидланиб сульфат ангидрид ҳосил бўлади, сўнгра SO_3 98% ли H_2SO_4 га ютилади. Натижада «олеум» олинади.

IV.3.6. Тиосульфат кислота

Водород сульфид билан сульфат ангидрид -78°C да реакцияга киритилса, тиосульфат кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ҳосил бўлади:

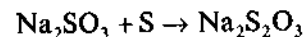


Одатдаги температурада $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ беқарор модда у парчаланadi:



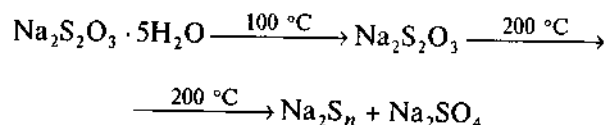
Лекин унинг тузлари — тиосульфатлар барқарор моддалардир. Натрий тиосульфат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ одатда **гипосульфит** номи билан юритилиб, фотографияда, фиксаж сифатида ишлатилади.

Тиосульфатларни ҳосил қилиш учун натрий сульфит эритмасига олтингугурт кукуни қўшиб қайнатилади:

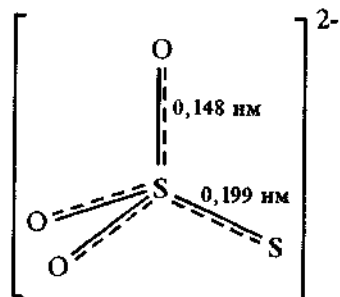


Тиосульфат ион — $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ таркибидаги иккита S атомларидан бирининг оксидланиш даражаси +6 бўлиб, иккинчисиники —2 дир. Натрий тиосульфат сувли эритма-

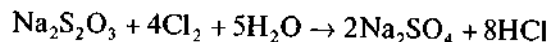
сидан $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади. Уни қиздирилганда (суёқланиш температураси 48°C) сувсизланад ва парчаланади:



$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ аниони тетраэдр тузилишига эга:



Техникада хлорли моддалар таъсирида оқартирилган матоларни хлордан тозалаш учун натрий тиосульфат қўлланилади:

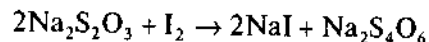


Шунинг учун натрий тиосульфат «антихлор» номи билан ҳам юритилади. Фотографияда $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ нинг қўлланиши қуйидаги реакцияга асосланган:



Натижада фотопластинкада ортиб қолган қумуш бромид ювилиб кетади.

Натрий тиосульфат аналитик кимёда оксидловчи ва қайтарувчиларни йодометрик усулда аниқлаш учун ишлатилади. Унинг йод билан реакциясини қуйидагича ёзиш мумкин:



Реакцияда NaI билан бирга натрий тетрационат $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ ҳосил бўлади. Сувда яхши эрийдиган бу тузнинг тузилиш формуласини $\text{Na}-\text{O}_3\text{S}-\text{S}-\text{S}-\text{SO}_3-\text{Na}$ шакли-

да ёзиш мумкин. Политионат кислоталарнинг умумий формуласи $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ шаклида ифодаланади ($x=3; 4; 5; 6; 7; 20$ гача).

Тетратионат кислота ($\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$) ҳам политионат кислоталар қаторига киради.

Олтингугуртнинг барча кислородли бирикмалари ва уларнинг тавсифий хоссалари IV.2-жадвалда келтирилган.

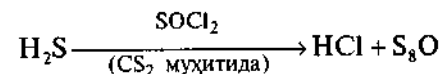
IV.2-жадвал

Олтингугуртнинг баъзи кислородли бирикмаларининг хоссалари

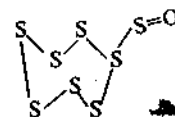
Формуласи	Олтингугуртнинг оксидланиш даражаси	Агрегат ҳолати	Ранги	Қотиш температураси, $^\circ\text{C}$	Қайнаш температураси, $^\circ\text{C}$
S_2O	+1	газсимон	қовоқ рангли	—	—
(SO)	+2	—	—	—	—
S_2O_3	+3	қаттиқ	зангори	—	—
SO_2	+4	газсимон	рангсиз	$-72,5$	$-10,0$
SO_3	+6	қаттиқ	рангсиз	$16,8$	$44,8$
S_8O	0, +2	игнасимон кристаллар	сарик	—	—

IV.3.7. Олтингугуртнинг бошқа кислородли бирикмалари

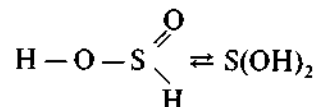
Полисульфид кислотага -40°C да SOCl_2 билан ишлов берилганда сарик рангли игнасимон кристаллар — S_8O ҳосил қилинган:



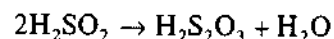
Бу модда тожсимон тузилишга эга:



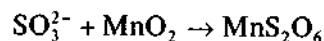
Дитионатларга NaHCO_3 таъсирида NaHSO_2 — сульфоксилат кислотанинг нордон тузи ҳосил бўлади. Бу кислота-нинг фазовий тузилиши:



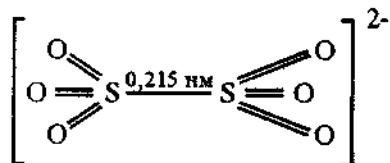
ҳолида акс эттирилиши мумкин. Бу модда дегидратланиши натижасида тиосульфат кислотага айланади:



Сульфит кислота тузларига MnO_2 таъсирида дитионат кислота тузларини олиш мумкин:



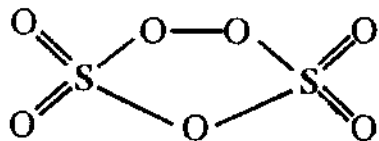
Кислота аниони кесилган тетраэдр тузилишига эга:



Бу моддаларга сульфат кислота таъсирида дитионат кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ ни олиш мумкин.

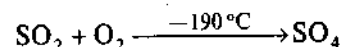
Бу кислота жуда кучли кислоталар қаторига киради, лекин фақат эритмалардагина мавжуд, оксидловчилар таъсирига барқарор.

Сульфат ангидрид SO_3 га озон таъсир эттириб S_2O_7 бирикмаси олинган (0°C да суюлади ва $+40^\circ\text{C}$ да сублиматланади), унинг кимёвий тузилишини қуйидагича тасвирлаш мумкин:

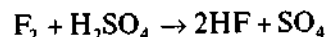


Бу оксид мойсимон суюқлик бўлиб, аста-секин кислотарод ажратиб парчаланади.

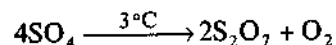
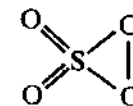
Олтингургуртнинг кислородга бой бўлган бирикмаларидан SO_4 ни сульфит ангидридга вакуум остида кислотарод иштирокида кучсиз электр разряди таъсирида олиш мумкин:



ёки фторнинг концентранган сульфат кислотага таъсири натижасида ҳам олиш мумкин:

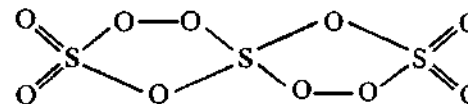


Унинг кимёвий тузилиши қуйидагича:
Бу пероксиднинг суюлиш температураси 3°C (парчаланиш билан содир бўлади):



SO_4 кучли оксидловчи, унинг таъсирида $\text{Cu}(\text{II})$ Cu_2O_3 гача, Mn^{2+} иони MnO_4^- гача оксидланади, бунда парчаланиш давомида ҳосил бўлган кислород оксидловчи вазифасини бажаради.

Олтингургуртнинг кўп миқдорда кислород тутган бирикмаларидан S_3O_{10} ҳам маълум, унинг тузилиш формуласи эса қуйидагича деб тахмин қилинади:



Олтингургуртнинг эритмаларида ҳосил қиладиган бирикмаларини бир неча тоифага бўлиш мумкин.

1. H_2SO_n тоифасида:

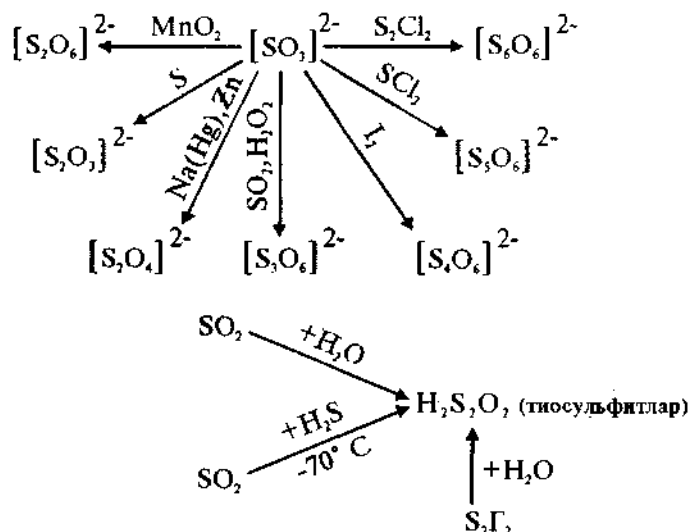
- $n=2$ — сульфоксил кислота ва унинг тузлари,
- $n=3$ — сульфит кислота ва унинг тузлари,
- $n=4$ — сульфат кислота ва сульфатлар,
- $n=5$ — пероксосульфат — Каро кислотаси тўғри келади.

2. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_n$ тоифасига:

- $n=2$ — тиосульфитлар,
- $n=3$ — тиосульфатлар,
- $n=4$ — гидросульфит ёки дитионитлар,
- $n=5$ — пиросульфитлар,
- $n=6$ — дитионатлар,
- $n=7$ — пиросульфатлар,

$n=6$ — гексатионатлар мосдир.

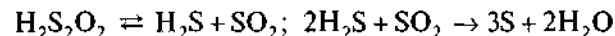
Санаб ўтилган тоифалардаги баъзи муҳим ҳосилаларнинг олиниш реакциялари схемаларини келтирамыз:



5. $n = 8, m = 1$ бўлганда $S_8 O$ ни оламир.

IV.3.8. Олтингугуртнинг галогенид ва оксигалогенидлари

Олтингургуртнинг энг кўп тарқалган галогенли бирик-
малари унинг хлорли бирикмалари (S_2Cl_2 , SCl_2 , SCl_4)
ҳисобланади. Олтингургурт монохлорид S_2Cl_2 суяқлантирил-
ган олтингургурт устидан қуруқ хлор ўтказиш йўли билан

$$\text{S}_2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}$$


Олтингургуртнинг бешта фторли бирикмаси олинган:
 S_2F_2 ; SF_2 ; SF_4 ; SF_6 ; S_2F_{10} .

Олтингургуртнинг фторли бирикмалари ичида олтин-гургурт гексафторид SF_6 юқори кучланиш билан ишлайдиган электр қурилмаларида газсимон изолятор сифатида ишлатилади. У кислородда ҳам, водородда ҳам ёнмайди; у ҳидсиз модда бўлиб, заҳарли ҳам эмас. Олтингургурт гексафторид олтингургуртнинг фтор билан бевосита бирикишидан ҳосил бўлади.

Олтингугурт тетрафторид SF_4 турли моддаларни фторлашда фторловчи восита сифатида қўлланилади, чунки фторланувчи модданинг кислород атомлари унинг иштирокида фтор атомларига алмашинади. Масалан, молибден ва уран оксидлари (MoO_3 ва UO_3) га SF_4 таъсир этганда улар MoF_6 ва UF_6 таркибли фторидларга айланади.

Олтингугурт тетрафториднинг олингиш реакцияси тенгламаси:

ва рух сульфид ZnS рудаларига аралашган бўлади. Бу минераллар куйдирилганда селен SeO_2 ҳолида рудадан чиқиб, SO_2 билан бирга чанг камерасига ўтади ва қаттиқ жисм бўлгани учун пастга чўкиб қолади. Бундан ташқари, SeO_2 билан SO_2 ўртасида борадиган реакция натижа-сида эркин селен ҳосил бўлади. Шу сабабли эркин ҳолат-да ажралиб чиққан селен сульфат кислота ишлаб чиқа-риш жараёнида кўрғошин камераларининг балчиқлари таркибига ўтади.

Селен минералларининг ёлғиз ўзи ниҳоятда сийрак учрайди. Селеннинг табиатда учрайдиган 6 та изотопи бор. Улардан энг кўп тарқалгани ^{80}Se бўлиб, унинг умумий миқ-дори табиатдаги селеннинг 79,9% ини ташкил қилади.

Селенни дастлаб 1817 йилда «кўрғошин камера балчи-қидан» Берцеллиус топган.

Олиниши. Селен сульфат кислота ишлаб чиқариш заво-дининг чанг камерасида тутилиб қолган моддалардан ва кўрғошин камераларнинг балчиқларидан ажратиб олина-ди. Бунинг учун бу моддаларга концентрланган қайноқ сульфат кислота ва натрий нитрат аралашмаси қўшилади, натижада ўша моддалар таркибидаги селен оксидланиб селенит кислота H_2SeO_3 га айланади ва эритмага ўтади. Сўнгра бу эритма орқали сульфит ангидрид ўтказилиб H_2SeO_3 ни эркин селенга қадар қайтарилади. Ҳосил бўлган селен қизил рангли чўкма ҳолида идиш тубида йиғилади.

Хоссалари. Селен ҳам худди олтингугурт каби бир неча шакл кўринишига эга: унинг иккита қизил рангли металл-мас модификацияси ва битта кулранг металлсимон моди-фикацияси бор. Металлмас модификациялар метастабил бўлгани ҳолда, металлсимон модификация барқарордир.

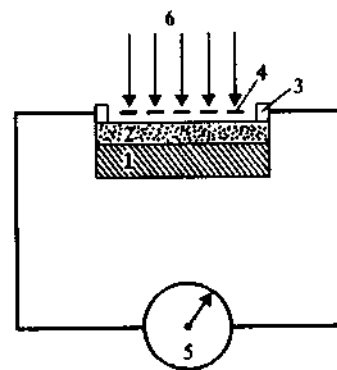
Суюқлантирилган селенни тез совитиш натижасида қизғиш-жигарранг **ялтироқ** селен олинади; буни ҳовонча-да янчиш орқали қизил рангли селен кукуни ҳосил қили-нади. Селеннинг сувда эрийдиган бирикмаларини қайта-риш ёки селен буғларини тез совитиш натижасида ғовак ҳолдаги қизил кукун (аморф, металлмас) селен олинади. Аморф селен сувда эримайди, углерод (IV) сульфидда озроқ эрийди, электр токини ўтказмайди. Селеннинг уг-лерод (IV) сульфиддаги (ёки бошқа эритувчилардаги) эритмаларидан бўғиқ қизил тусли селен ажралиб чиқади. Агар қизил селен $150^\circ C$ да узоқ вақт қиздирилса, бу селен

ўзидан кўп иссиқлик чиқа-риб, кулранг тусли кри-сталл ҳолатдаги металлси-мон селенга айланади. Се-леннинг бу модификацияси барқарордир; у ҳатто углерод(IV) сульфидда ҳам жуда оз эрийди, ўзидан электр токини ўтказади; лекин металлсимон селен қоронғуда электр токини жуда кам ўтказади. Агар селенга ёруғлик берилса, унинг электр ўтказувчанли-ги ниҳоятда (бир неча минг марта) ортиб кетади; ко-ронги жойда яна камади. Бу ҳодисага асосланиб се-ленли фотоэлементлар яратилган. IV.3-расмда селенли фо-тоэлемент схемаси берилган. Селен яримўтказгич модда-лардан ҳисобланади.

Қуйида металлмас ва металлсимон селенларнинг хос-салари таққосланган:

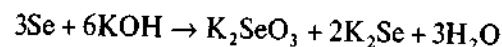
Металлмас қизил селен	Кулранг металлсимон селен
Аморф	Кристалл
CS_2 да қисман эрийди	CS_2 да қарайиб эримайди
Метастабил	Барқарор ($t_{\text{эритиш}} = 220,2^\circ C$ $t_{\text{қуриш}} = 680^\circ C$)
Зичлиги $4,47 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$	Зичлиги $4,8 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$
Электр токини ўтказмайди	Электр ўтказувчанлиги ёруғлик берилганда ортади

Селен ўзининг кимёвий хоссалари жиҳатидан олтин-гугуртга ўхшайди. Одатдаги температурада селен ҳавода ўзгармайди. Селен оксидловчи хоссаларига эга бўлган кис-лоталарда, масалан, нитрат кислотада эрийди. Хлорид кис-лота ва суюлтирилган сульфат кислота селенга таъсир қил-майди. Концентрланган сульфат-кислота селен билан ре-акцияга киришганда яшил тусли $SeSO_4$ эритмаси ҳосил бўлади. Заҳарли.



IV.3-расм. Селенли фотоэлемент.
1 — электрод; 2 — селенли ярим-ўтказгич; 3 — металл ҳалқа; 4 — ол-тин электрод; 5 — гальванометр;
6 — нур оқими.

Ишқорлар билан селен қуйидагича реакцияга киришади:



Селен галогенлар билан ҳам реакцияга киришиб SeF_6 , SeI_4 , SeF_4 , SeCl_4 , SeBr_4 , Se_2Cl_2 ва бошқа бирикмалар ҳосил қилади. Селен бирикмалари жуда заҳарли. Қуйидаги IV.3-жадвалда селен галогенидларнинг баъзи хоссалари келтирилган.

IV.3-жадвал

Селен галогенидларнинг баъзи хоссалари

Формуласи	Қотиш температураси, °C	Қайнаш температураси, °C	Зичлиги, г·см ⁻³
SeF_4	-9,5	106	2,75
SeF_6	-34,6	46,6 (сублимация)	2,26 (-35 °C да)
SeCl_4	—	191	3,80
SeBr_4	—	парчаланаяди	—
SeI_4	—	—	—

Селен билан Na_2SO_3 нинг ўзаро таъсиридан Na_2SSeO_3 , яъни селеносульфат ҳосил бўлади. Калий цианид билан селен орасида селеноцианид KCNSe ҳосил бўлади.

Водород билан селен бевосита бирикиб H_2Se ни ҳосил қилади:



Шунингдек, рух селенидга водород хлорид таъсир эттирилганда ҳам H_2Se ҳосил бўлади.

Водород селенид қўлланса ҳидли, заҳарли, рангсиз газ бўлиб, сувда яхши эрийди. H_2Se сувдаги эритмаларда водород сульфидга қараганда кучлироқ диссоциланади:

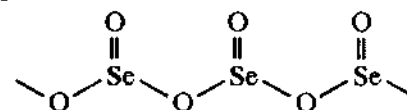


Унинг бу тенгламага мувофиқ диссоциланиш константаси $K_1 = 1,9 \cdot 10^{-4}$ га тенг. Бу кислотанинг тузлари — селенидлар ўз таркибларини ўзгартириб туради.

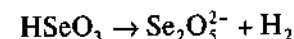
Селен фторидлари MeSeF_3 типдаги, хлоридлари эса Me_2SeCl_6 типдаги комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

Селеннинг SeO , SeO_2 , SeO_3 таркибли оксидлари мавжуд. SeO_2 кучли оксидловчи модда.

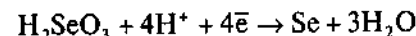
SeO_2 оқ тусли учувчан қаттиқ модда; газ ҳолатида симметрик молекулани ташкил қилади; бошқа ҳолларда занжирсимон тарзда полимерланади:



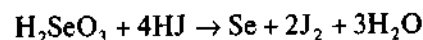
SeO_2 сувда осон эриб селенит кислота OSe(OH)_2 ни ҳосил қиллади. Бу кислота эритмаларида HSeO_3^- ва SeO_3^{2-} ионлар ҳосил қилиб босқичли диссоциланади. Бу кислота концентрланган ҳолатда **пироселенит** ионни ҳосил қилади.



Селенит кислота ва унинг тузлари кучли оксидловчи хоссага эга:



Шунинг учун SO_2 , H_2S ва бошқа моддаларни оксидлайди:



SeF_4 таркиби $\text{Me}[\text{SeF}_3]$ бўлган комплекс ҳосил қилади; SeCl_4 эса $\text{Me}_2[\text{SeCl}_6]$ турдаги комплекслар ҳосил қилади. Шундай қилиб, селен олтингугуртдан кўра кучлироқ электромусбат хоссалар намоён қилади.

IV.5. Теллур

Белгиси — Te . $Z=52$, атом массаси 127,60; табиий изотопларининг масса сонлари: 120, 122, 123, 124, 125, 126, 128, 130. Электрон конфигурацияси: $\text{KLMN } 5s^2 5p^4$.

Теллур, кўпинча, олтингугурт ва селен бирикмаларига аралашган ҳолатда бўлади. Теллурнинг муҳим табиий бирикмалари кумуш теллурид (гессит) Ag_2Te ва олтин теллурид AuTe_2 (калаверит), AgAuTe_2 (сильванит) ҳисобланади. Теллур яна мис, кўрғошин ва кумуш сульфидлари таркибида ҳам учрайди. Теллур металл сульфидларни қайта ишлашда ва электролитик тоза

мис олишда (анод балчиқ таркибида) қўшимча маҳсулот сифатида ажралиб чиқади. Табиатда теллурнинг саккизта изотопи учрайди; улар ичида энг кўп тарқалгани $^{130}_{52}\text{Te}$ бўлиб, у табиий теллурнинг 34,5% ни ташкил қилади.

Олиниши. Таркибида теллур тутган рудаларни қайта ишлаш йўли билан теллурнинг сувда, кислоталарда ёки ишқорларда яхши эрийдиган бирикмалари (масалан, TeO_2) ҳосил қилинади. Агар олинган эритмага SO_2 юборилса, теллур эркин ҳолатга ўтади.

Хоссалари. Теллур одатдаги шароитда икки аллотропик шаклда бўлади. Булардан бири кумушсимон оқ кристалл теллур — α -теллур, иккинчиси эса тўқ-қуланг кукун ҳолатидаги β -теллур шаклидир. Шунини айтиш керакки, кукун ҳолатдаги теллур аморф модда бўлмай, у ҳам худди кристалл теллур каби гексагонал тузилишга эга. Заҳарли.

Теллурит кислота H_2TeO_3 га SO_2 , SnCl_2 ва бошқа моддалар таъсир эттирилганда кукун шаклидаги теллур ҳосил бўлади. Бу теллурни қиздириш йўли билан кристалл ҳолатдаги теллур олинади. 354°C да β -теллур α -теллурга ва аксинча α -теллур β -теллурга айланади. Теллурнинг электр ўтказувчанлиги ёруғлик таъсирида ўзгармайди (шу жиҳатдан у селендан фарқ қилади).

Теллур жуда мўрт модда бўлиб, яримўтказгичларга хос хоссаларни намоён қилади.

Теллур кислородда ёки ҳавода ёндирилганда теллур (IV) оксид TeO_2 ҳосил бўлади. Лекин лабораторияда теллур(IV) оксид олиш учун теллурга концентранган нитрат кислота таъсир эттирилади. Бордию, теллур концентранган сульфат кислотада эритиладиган бўлса, қизил тусли TeSO_3 ҳосил бўлади. Теллур ишқорда ҳам эрийди:



Теллур галогенлар ва металллар билан осон реакцияга киришади. Лекин у водород билан бевосита бирикмайди. Теллурнинг гидриди H_2Te сувдаги эритмада яхши диссоциланади. Бу моддани ҳосил қилиш учун рух теллуридга кислота таъсир эттирилади.

H_2Te қўланса ҳидли газ; у $-1,8^\circ\text{C}$ да қайнайди ва -48°C да қотади. Водород теллурид эндотермик бирикма бўлгани учун беқарор модда; у ёруғлик ва нам таъсирида парчаланadi. H_2Te тузлари металл теллуридлар қимматбаҳо ярим

ўтказгичлар ҳисобланади. Масалан, қўрғошин теллурид PbTe инфрақизил нурларга нисбатан жуда сезгир модда бўлганлиги сабабли ёруғлик детектори сифатида ишлатилади. Bi_2Te_3 ва унинг қотишмалари иссиқлик энергиясини электр энергиясига айлантирадиган термобатареяларда қўлланилади.

Кислородли бирикмалари. TeO_2 рангсиз кристалл модда бўлиб, сувда жуда оз эрийди; бунда кислотали хоссага эга бўлган эритма ҳосил бўлади; бу кислота H_2TeO_3 таркибга эга бўлиб, теллурит кислота деб аталади. Теллурит кислота эркин ҳолатда олинган эмас; у ниҳоятда кучсиз кислота ҳисобланади.

Кучли оксидловчи моддалар (хромат кислота, перхлорат кислота) таъсирида теллурдан орто теллурат кислота H_6TeO_6 олиниши мумкин. H_6TeO_6 сувда яхши эрийди. У жуда кучсиз кислоталардан биридир. Унинг олтита водороди металлга алмашина олади; масалан, кумуш теллурад Ag_6TeO_6 таркибига эга бўлади.

Бу кислота 160°C гача қиздирилса, H_6TeO_4 га айланади; 300°C да эса, сувда эримайдиган сариқ тусли TeO_3 га ўтади.

Теллурнинг галогенли бирикмалари TeF_6 , TeF_4 , Te_2F_{10} , TeCl_4 , TeBr_4 , TeI_4 таркибга эга. Теллур хлорид TeCl_4 ишқорий металлларнинг хлоридлари билан комплекс тузлар (масалан, $\text{Cs}_2(\text{TeCl}_6)$) ни ҳосил қилади.

Селен ва теллурнинг ишлатилиши. Ҳар йили олинадиган селеннинг ярми электротехника саноатида яримўтказгичлар тайёрлаш учун сарфланади. Селен ўзгарувчан токни доимий токка айлантирувчи асбобларда ишлатилади. Бу асбоблар жуда чидамли. Селен шиша ишлаб чиқаришда ҳам қўлланади. Шишага мингдан бир фоиз селен қўшилиши билан шишанинг ранги ўзгаради. Селен махсус пўлатлар тайёрлашда, каучукни вулконлашда, баъзи органик моддаларни олишда катализатор сифатида ҳам ишлатилади.

Ҳар йили ишлаб чиқариладиган теллурнинг миқдори 100 тоннага яқин бўлиб, селен миқдоридан ўн марта кам. У техникада селенга нисбатан камроқ қўлланади. Агар қўрғошинга 0,05—0,1% теллур қўшилса, қўрғошиннинг механик ва коррозияга чидамлилик хоссалари анча яхшиланади. Қалайли баббитларга озгина теллур қўшилган-

да, қотишманинг қаттиқлиги ва чидамлиги ортади. Теллурнинг ўзи ва теллуридлар яримўтказгичлар тайёрлашда, шунингдек, резина саноати ва шиша саноатида ҳам қўлланади.

IV.6. ПОЛОНИЙ

Белгиси — Po. Даврий системанинг VI группа элементи, тартиб рақами 84. Атом массалари 210—218 оралиғидаги изотоплари табиий радиоактив қаторлар таркибида учрайди, улардан энг турғуни $^{210}_{84}\text{Po}$ (ярим емирилиш даври 138,3 сутка), 1898 йилда П. Кюри ва М. Склодовская-Кюри томонидан топилган. Ер шарида тахминан $2 \cdot 10^{-14}\%$ (масса бўйича) мавжуд. Электрон конфигурацияси $[\text{Xe}] 4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$. Юмшоқ кумушсимон металл, иккита: куб ва ромбоэдрик кристалл панжаралар шаклида бўлади (бир фазадан иккинчисига ўтиш температураси 54°C), $t_{\text{қайн.}} = 962^\circ\text{C}$, $S_{298}^0 = 62,8 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, оксидланиш даражалари $-2, +2, +4$ ва $+6$. Ҳавода оксидланади, бирикмалари сувли эритмада кучли гидролиз реакциясида қатнашади. Кислоталарда эрийди, водород билан учувчан гидрид ҳосил қилади. Кучланиш қаторида мис билан симоб оралиғидан ўрин олган ($E^0_{\text{Po}^{2+}/\text{Po}} = 0,65 \text{ В}$). Ҳавода ёниб PoO_2 — оксидлари оралари энг турғун оксидига айланади. Қайтарилганда PoO ва Po_2O_3 ни ҳосил қилади. PoO_2 анодда оксидланиши натижасида ҳосил бўлади. Po^{+6} ҳосилалари кислоталик хусусиятини акс эттиради. Чўкмалар ҳосил қилишда PoTeO_4 билан биргаликда PoPoO_4 ҳолида қўшалоқ чўкма ҳосил қилади.

Оксидланиш даражаси $+3$ бўлган бирикмаларида асос хоссасини (лантан ва СЕЭ лари каби) намоён қилади, фосфатлари ва оксалатлари сувда ёмон эрийди.

Галогенлар билан реакцияга киришиб PoF_2 ва PoF_4 ларни ҳосил қилади, PoF_2 лар тузсимон бирикмалардир, PoF_4 лар ацидобирикма — Me_2PoF_6 лар ҳосил қилади.

Металлар билан полонидлар — Na_2Po , PbPo , HgPo ҳосил қилади. Бошқа тузларидан PoS , Po_2S_3 , Po^{+3} нинг нитратлари, сульфатлари, хроматлари ва йодатлари олинган.

Полоний VI группанинг охириги элементи сифатида бош группача элементларига ўхшаш бўлиб, унинг металл хусусияти кучайиши унда $+3$ оксидланиш даражасининг пайдо бўлиши ва лантаноидларга ҳам қўшни группача висмутга ўхшашлиги билан ажралиб туради.

Полоний α -заррачалар олишнинг арзон манбаи ҳисобланади (бериллий билан аралашмаси). Бунда ^{210}Po нинг табиий емирилишида ҳосил бўлган α -заррачалар Be билан ядро реакцияси натижасида нейтронлар ҳосил қилади, улар ҳаво кемаларида ишлатиладиган атом батареяларини яшашга қўлланилади.

V б о б

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ БЕШИНЧИ ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

V.1. ЭЛЕМЕНТЛАРНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Даврий системанинг бешинчи группача элементлари уч группачага бўлиб ўрганиш анча қулай:

1) **типик элементлар** азот N ва фосфор P;

2) **мишьяк группачаси** элементлари — мишьяк As, сурьма Sb ва висмут Bi;

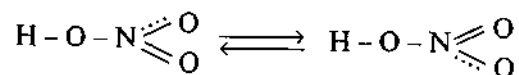
3) **ванадий группачаси** элементлари — ванадий V, ниобий Nb ва тантал Ta ҳақидаги маълумотлар баён этилади.

Асосий группача элементларининг хоссалари азотдан висмутга ўтилганда кескин ўзгаради. Азот одатдаги шароитда реакцияга актив киришмайдиган барқарор газ. Фосфор азот каби барқарор эмас, баъзи реакцияларга тез киришадиган қаттиқ ҳолатдаги металлмасдир. Фосфорнинг металл ҳолатдаги кўриниши ҳам маълум. Мишьякдан висмутга ўтилганда металл хоссалар шу қадар кучайиб кетадики, ҳатто сурьма билан висмут металллар жумласига киради. Бунинг сабаби шундаки, ёнаки группа ичида бир элементдан иккинчи элементга ўтилганида бўш d -орбиталлар электронлар билан тўлиб боради, бош группача элементларида эса электронлар бир элементдан иккинчи элементга ўтилганида бўш p -орбиталларни тўлдириб боради. Бўш s - ва p -орбиталларнинг сони бўш d -орбиталлар сони-га қараганда анча кам бўлганлиги учун улар тезда электронлар билан тўлиб қолади; бўш d -орбиталлар эса тезда тўлмайди (уларнинг сони кўп). Шу туфайли ён группача элементларида металл хоссалар группача ичиде юқоридан пастга тушиш тартибида тезда кучайиб боради.

Элементларнинг металл хоссалари ортиши билан уларнинг нисбий электрманфийликлари камайиб боради. Дарҳақиқат V группанинг асосий группачасида азотдан висмутга томон элементларнинг нисбий электрманфийликлари камайд (V.1-жадвал).

Азот, фосфор, мышьяк, ва висмут атомларининг сиртки поғонасида бештадан (s^2p^3) электрон бўлади. Бу группачада P, As, Sb, Bi атомлари реакция вақтида ўзларининг бир электронини d -поғоначаларга ўтказиб, ковалентликларини 5 га етказишади. Азот эса $2s^23p^3$ электронларини $3d$ -поғоначага ўтказа олмайди, чунки бунинг учун жуда катта энергия талаб қилинади. HNO_3 да азот тўртта ковалент ва битта ион (жами бўлиб бешта) боғланиш намоён қилади; у ўзининг бир электронини кислород атомига беради; натижада кислород манфий, азот эса мусбат заряд-

ланади: $\text{H}-\text{O}-\overset{+}{\text{N}}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O}^- \\ \searrow \text{O} \end{smallmatrix}$ агар π -боғланишни пунктир чизиқлар билан ифодаласак, нитрат кислота формуласи қуйидагича ифодаланади:



Демак, азот ўз бирикмаларида тўртдан ортиқ ковалентлик намоён қилмайди (бунда ион боғланиш эътиборга олинмайди). Азотдан висмутга томон элементларнинг атом радиуслари ортиб боради; чунончи, азот атомнинг якка боғланишдаги ковалент радиуси 0,07 нм га, фосфорники 0,11 нм га, мышьякники 0,116 нм га, сурьманики 0,134 нм га ва ниҳоят висмутники 0,146 нм га тенг. Азот атомлари ўзаро жуда маҳкам уч каррали боғ ($\text{N} \equiv \text{N}$) ҳосил қилади. N_2 нинг атомларга диссоциланиш энтальпияси P_4 никидан тахминан 2 марта катта, шундай бўлганда ҳам азотнинг HЭМ лиги 3,0 га, фосфорники эса 2,1 га тенглиги туфайли азот атомининг активлиги фосфорникидан каттароқ бўлади. Модда ва элемент активликларидаги фарқ шу группача кўзга яққол ташланади. Азотнинг кайносиметрик элемент эканлигини ҳам эътиборга олиш ўринли. Азотнинг бир атоми атрофида фақат учта кислород атоми (радиуси кичик бўлиши сабабли) жойлаша олади; мышьяк, сурьма ва висмут атомлари ўзаро фақат якка боғ ҳосил қилади, уларнинг атомлари атрофида учдан ортиқ кислород атомлари жойлаша олади.

Бу элементларнинг ўз бирикмаларидаги оксидланиш даражалари +5 дан -3 га қадар бўлади. Азотдан фосфорга ўтилганда элементларнинг +5 га тенг оксидланиш дара-

жаси мустаҳкамланади, лекин фосфордан висмутга ўтган сийин +5 га тенг оксидланиш даражасининг мустаҳкамлиги камаёди. $\text{N}_2\text{O}_5-\text{P}_2\text{O}_5-\text{As}_2\text{O}_5-\text{Sb}_2\text{O}_5-\text{Bi}_2\text{O}_5$ қаторида N_2O_5 дан Bi_2O_5 га ўтилганда кислотали хоссалари сусайиб, асослик хоссалари кучаяди.

Бу группача элементларининг +5 га тенг оксидланиш ҳолатидаги гидроксидлари (HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$) да элемент атомининг координацион сон қиймати азотдан сурьмага ўтганда 3 дан 6 га қадар ортади, чунки сурьма атомининг ковалент радиуси нисбатан катта бўлганлиги учун атрофида олтига кислород атоми жойлана олади. Бу бирикмаларнинг оксидловчилик хоссалари қуйидагича: HNO_3 нитрат кислота кучли оксидловчи, лекин ортофосфат кислота H_3PO_4 оксидлаш хоссаларини фақат юқори температурадагина намоён қилади. **Арсенат кислота** H_3AsO_4 ва **стибат кислота** $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ лар кислотали муҳитда маълум даражада оксидловчи моддалардир. Беш валентли висмут бирикмалари кислотали муҳитдагина эмас, ишқорий муҳитда ҳам кучли оксидловчилардир.

V группача асосий группача элементларининг оксидланиш даражасининг +3 ҳолати азотдан висмутга ўтган сари мустаҳкамлана боради. Элементларнинг оксидланиш даражаси +3 ҳолатига мувофиқ келадиган гидроксидларининг асосли хусусияти азотдан висмутга ўтган сари кучаяди; чунончи: HNO_2 ва H_3PO_3 кислота хусусиятига эга бўлиб, H_3AsO_3 амфотер хоссага эга (лекин бунда ҳам кислоталик хоссалар устун туради); $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ҳам амфотер модда, аммо унда асослик хоссалар устун туради; $\text{Bi}(\text{OH})_3$ эса фақат асос хоссаларига эга. Бу гидроксидлар қайтариш ва оксидлаш хоссаларини намоён қила олади. Оксидланиш даражаси +3 ҳолатдаги As Sb ва Bi бирикмаларининг қайтариш хоссалари As дан Bi га ўтган сари камайиб боради.

V группанинг асосий группачасидаги элементлар ўзларининг водородли бирикмалари (уларнинг умумий формуласи ЭН_3) да -3 оксидланиш даражага эга; уларнинг гидридлари кислота хоссаларини намоён қилмайди. Бу гидридлар қайтарувчилардир. Бу хусусият NH_3 дан BiH_3 га ўтган сари кучайиб боради.

V.1-жадвал

V группа элементларининг хоссалари

Хоссаси	N	P	As	Sb	Bi
Ер қобиғидаги миқдори, %	$1 \cdot 10^{-1}$	$8 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-5}$
Атомининг электрон конфигурацияси	$[\text{He}]2s^22p^3$	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^3$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$
Атом радиуси, нм	0,070	0,110	0,121	0,141	0,146
$\sum_{i=1}^3 J_i$, эВ	91,5	60,4	58,0	52,3	52,0
$\sum_{i=1}^5 J_i$, эВ	266,8	176,7	171,0	158,4	153,0
Нисбий электрман-фийлик (НЭМ)	3,0	2,2	2	1,9	1,9
Оксидланиш даражалари	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5	-3, (-2), +1, +3, +4, +5	-3, +3, +5	-3, +3, +5	+3, +5
Суюқланиш температураси, °C.	-210,0	593 (босим остида)	817 (босимда)	630,5	271,4
Қайнаш температураси, °C.	-195,8	429 (қизил Р нинг буғланиб кетиши)	615 (буғланиб кетиши)	1634	1552
Зичлиги, г·см ⁻³	0,808 (суюқ N ₂ учун)	2,0—2,4 (қизил Р учун)	5,72	6,7	9,8
E _{э3+} /э, в	—	—	0,3	0,24	0,2
Солиштирма қаршилиги, Ом·см.	—	10 ¹¹	35·10 ⁻⁶	40·10 ⁻⁶	106·10 ⁻⁶

Юқорида келтирилган азот ва фосфор моддалари ва элементларида кузатиладиган фарқларга қарамай, бу икки элемент бирикмалари инсон, ҳайвон ва ўсимликларнинг муҳим таркибий қисмларини ташкил этади.

V группанинг ёнаки группачаси элементлари ванадий V, ниобий Nb ва тантал Ta d-элементлар ҳисобланади. Уларнинг ўз бирикмаларидаги максимал оксидланиш даражаси +5 га тенг. V—Nb—Ta қаторида бу ҳолатнинг мустаҳкамлиги ортиб боради. V₂O₅ сувда эрийди, Nb₂O₅ ва Ta₂O₅ сувда қарийб эримайди. Бу элементларнинг оксидланиш даражаси +5 ҳолатига мувофиқ келадиган гидроксидлари HVO₃, HNbO₃ ва HTaO₃ кучсиз кислоталардир. Бешдан паст оксидланиш даражасига мувофиқ келадиган гидроксидлари эса асослардир.

V.2. АЗОТ

Белгиси — N. Z = 7, атом массаси 14,0067. Табиатдаги барқарор изотоплари ¹⁴N ва ¹⁵N бўлиб, ¹⁵N табиатдаги барча азотнинг атиги 0,365% ини ташкил қилади, қолгани ¹⁴N дир. Электрон конфигурацияси K2s²2p³.

Азотнинг мавжудлигини 1772 йилда Д. Резерфорд аниқлади. 1774 йилда Лавуазье бу элементга «азот» деб ном берди ва унинг мустақил элемент эканлигини исботлади.

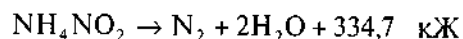
Азот табиатда эркин ва бирикма ҳолда учрайди. Эркин азот N₂ молекула ҳолида, асосан, атмосферада, Чили селитраси (NaNO₃), Ҳинд селитраси (KNO₃) ва оқсил таркибида учрайди. Чилида учрайдиган нартий нитрат қатлами қалинлиги 1,5 км, бўйи 200 км ва эни 30 км дир. Бу манба органик оламдан келиб чиққан бўлиши керак, чунки унинг таркибида йод бирикмалари ҳам бордир. Ер пўстлоғида азотнинг миқдори 0,03 моль улуш фоизга тенг. Атмосферада азот ҳажм бўйича 78,09% нм, масса бўйича 75,53% ни ташкил қилади. Табиатда азотнинг эркин ҳолатда кўп учрашлигига сабаб, унинг барқарор модда эканлигидир.

Қуёш атмосферасида азот ионлари борлиги аниқланган. Уран ва Нептун номли сайёраларда муз ҳолатидаги аммиакнинг борлиги маълум.

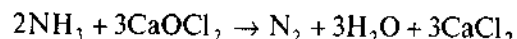
Олиниши. Азотнинг энг катта манбаи ҳаво бўлганлиги сабабли уни ҳаводан олиш мумкин. Бунинг учун аввал ҳавони қурийтиб нами йўқотилади, карбонат ангидрид эса каль-

ций гидроксид ёки ишқор эритмасига юттирилади; шу тариқа тозаланган ҳаво чўғланган мис устидан ўтказилганда мис кислородни ўзига бириктириб олади, азот ва инерт газлар эса ажралиб қолади. Техникада азот олиш учун суюқлантирилган ҳавони фракциялаб ҳайдаш усулидан фойдаланилади. Шундай ҳолатга келтирилган ҳаво асосан азот ва кислороддан иборат. Азотнинг қайнаш температураси $-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ бўлиб, кислородники ($-183\text{ }^{\circ}\text{C}$) дан пақдир; бинобарин, суюқ ҳаводан аввал азот, сўнгга кислород буғланади.

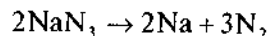
Лабораторияда тоза азот олиш учун аммоний хлорид ва натрий нитритнинг тўйинган эритмалари аралашмаси қиздирилади:



Азот аммиакни хлорли оҳак билан оксидлаш орқали ҳам олинади:



Ниҳоятда тоза азот ҳосил қилиш учун металлларнинг азидларини термик парчаланишидан фойдаланилади:



Хоссалари. Одатдаги шароитда азот рангсиз ва ҳидсиз газ. Азот ва суюқ ва қаттиқ ҳолатларда ҳам рангсиз. Азотнинг критик температураси жуда паст ($-149,9\text{ }^{\circ}\text{C}$); уни суюқ ҳолатга айлантириш анча қийин. Азотнинг қайнаш температураси $-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t^{\circ}_{\text{котил}}$ $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$ га тенг. Азот сувда жуда оз (ҳажм жиҳатидан 2%) эрийди. Азот молекуласи икки атомдан тузилган: $\text{N} \equiv \text{N}$. Азот молекуласи ниҳоятда барқарор (диссоциланиш энергияси $940\text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$). Унинг термик диссоциланиш даражаси 2000 К да $5\cdot 10^{-5}\%$, 3000 К да 0,075%, 4000 К да 2,9% га ва 5000 К да 26% га тенг. Азот кимёвий реакцияларга киришмаслик жиҳатидан нодир газлардан кейинги ўринда туради, лекин баъзи металллар (масалан, литий) билан салгина қиздирилганда бирикиб нитридлар (Li_3N) ҳосил қилади.

Азот кальций, алюминий ва кремний билан фақат юқори температурада реакцияга киришади. Оғир металллар (титан, цирконий, хром, ниобий, тантал, торий, уран)

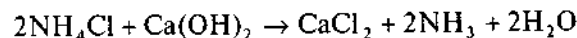
ҳам азот билан нитридлар ҳосил қилади, лекин бу нитридлар (айниқса, торий нитрид) сувда гидролизланмайди.

Актив азот. Молекуляр азот орқали электр разряд ўтказиб ҳосил қилинган атомар азот кимёвий реакцияларга ниҳоятда актив киришади. Актив азот одатдаги температурада кислород, олтингугурт, симоб ва бошқа моддалар билан бирикади.

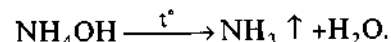
V.2.1. Азотнинг водородли бирикмалари

Аммиак NH_3 , гидразин N_2H_4 ва азид кислота HN_3 азотнинг водородли бирикмаларидир. Гидроксиламин NH_2OH ҳам азотнинг водородли бирикмалари қаторига киради.

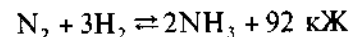
Аммиак. Аммиак табиатда оқсил моддаларнинг чиришидан ҳосил бўлади. Аммоний тузларига кучли асослар таъсир этганида ҳам аммиак ҳосил бўлади, масалан:



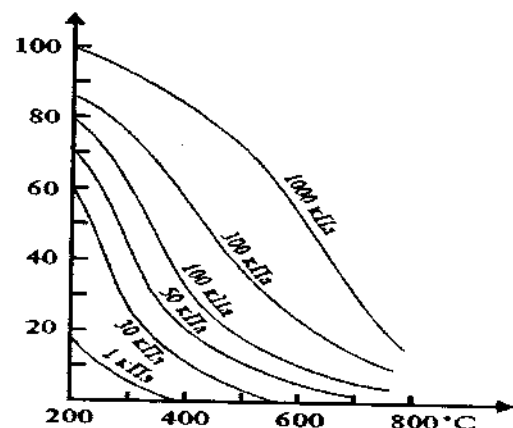
Аммиакли сув — новшадил спиртни қиздириш йўли билан ҳам (лабораторияда) олинади:



Саноатда аммиак олиш учун асосий хомашё эркин ҳолатдаги водород билан азотдир. Бу икки моддадан аммиак синтез қилинади:



Бу реакция 1913 йилда техникага жорий этилган. Азот билан водороднинг ўзаро бирикиши **қайтар реакция** бўлиб, бу реакция иссиқлик чиқиши ва реакция учун олинган газлар ҳажмининг камайиши билан боради. Аммиак синтезининг унумини ошириш учун температурани мумкин қадар пасайтириш ва босимни мумкин қадар ошириш керак. V.1-расмда абсциссалар ўқига температура, ординаталар ўқига аммиакнинг фоизларда ифодаланган унуми қўйилиб, турли босим ва турли температура учун аммиак синтезининг мувозанат ҳолати диаграммаси келтирилган. Бу диаграммадан кўрамизки, реакция **юқори босим ва паст температурада** катта унумга эга. Лекин мувозанат паст температурада ниҳоятда секин қарор топади. Ҳатто $700\text{ }^{\circ}\text{C}$ да ҳам реакция жуда секин боради; реакция тезлигини ошириш мақсадида системани қиздир-



V.1-расм. Аммиак синтезининг унумига босим ва температура таъсири.

сак, аммиак пачаланиб, реакция унуми ниҳоятда пасайиб кетади. Жараённинг унумини ошириш учун реакцияни **катта босимда**, катализатор иштирокида ва 550—600 °C температурада ўтказиш зарур. Катализатор сифатида **темир** қўлланилади (катализаторга промоторлар сифатида калий оксид ва алюминий оксид қўшилади). V.2-жадвалда аммиак синтези реакциясининг назарий жиҳатдан ҳисобланган унумлари турли босим ва турли температуралар учун келтирилган.

V.2-жадвал

Аммиак синтезининг назарий унумлари
(ҳажми % ҳисобида)

Температура, °C	Босим			
	101,325 кПа	120225,5 кПа	160795 кПа	101,325·10 ³ кПа
200	15,3	85,8	—	98,3
300	2,2	62,8	—	92,6
400	0,44	36,3	53,8	79,8
500	0,129	17,6	42,1	57,5
600	0,049	8,25	23,1	31,4

Реакциянинг амалий унуми, албатта, бу жадвалдагига қараганда кам бўлади (20235,5 кПа босимда 500—550 °C да реакциянинг амалий унуми 10% дан ошмайди).

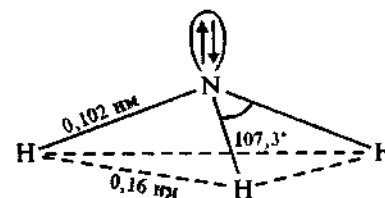
Тошқўмрдан кокс олишда аммиак ҳосил бўлишининг сабаби шундаки, тошқўмир таркибида (органик моддалар

тарзида) 0,5—1,5% азот бор. Тошқўмир қуруқ ҳайдалган вақтда азотнинг 25% га яқин қисми аммиакка, 75% и эса эркин азотга айланади. Ҳосил бўлган аммиак «аммиакли сув» ҳолида ажратиб олинади.

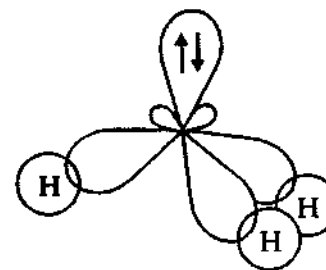
Аммиакни намдан қуритиш учун уни кальций оксид тўлдирилган найлар орқали ўтказилади. Бу мақсад учун сульфат кислота ёки кальций хлориддан фойдаланиб бўлмайди, чунки аммиак сульфат кислота билан бирикиб аммоний сульфат, кальций хлорид билан эса $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$ таркибли комплекс туз ҳосил қилади.

Хоссалари. Аммиак ўзига хос ўткир ҳидли, рангсиз газ. Унинг критик температураси юқори (+132,4 °C) бўлганлиги сабабли у жуда осонлик билан суюқ ҳолатга ўтади. Аммиакнинг қайнаш температураси —33,4 °C, қотиш температураси —78 °C га тенг.

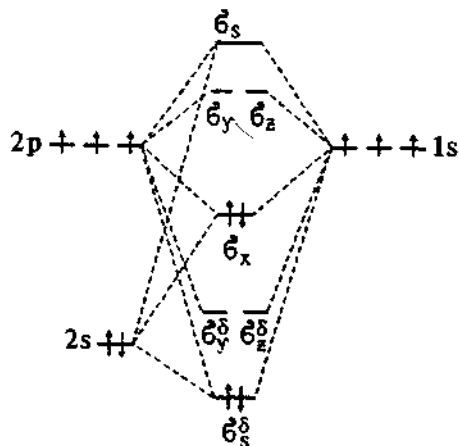
0 °C да 1 л сувда 1150 л, 20 °C да 1 л сувда 700 л NH_3 эрийди. 25% ли аммиак эритмасининг зичлиги 0,9 г·см⁻³ га тенг. Температура кўтарилганда аммиакнинг сувда эрувчанлиги камаяди, эритма қайнатилганда аммиак эритмадан батамом чиқиб кетади. Аммиакнинг сувда эриши экзотермик жараён, унинг эриш иссиқлиги 33,5 кЖ·моль⁻¹ га тенг. Аммиакнинг ротацион молекуляр спектри ва комбинацион спектри текширилганда молекуласи учбурчакли пирамида шаклига эга эканлиги аниқланган. Аммиак молекуласидаги азот атоми пирамида чўққисида жойлашган (V.2-расмга қаранг). V.3-расмда эса аммиакнинг молекуляр орбиталлар назариясига мувофиқ тузилиш схемаси келтирилган. Бу расмдан кўрамизки, азотнинг тўртта sp^3 -гибрид ор-



V.2-расм Аммиак молекуласининг тузилиши.



V.3-расм. Аммиак молекуласида азот атомининг sp^3 -гибридланиши.



V.4-расм. Аммиак молекуласининг соддалаштирилган молекуляр орбиталар диаграммаси.

биталларидан учтаси N—H сигма боғланишда боғловчи орбиталар сифатида иштирок этади. Тўртинчиси эса тақсимланмаган сигма электрон жуфт вазифасини ўтайди:



$$\text{NNH} = 107,3^\circ, \quad l(\text{N}-\text{H}) = 0,1 \text{ нм} \quad l(\text{N}-\text{F}) = 0,07 \text{ нм}$$

Аммиак молекуласи учун $\mu = 0,5$ Кл.м. Боғланиш энергияси $E_{\text{N-H}} = 46,19 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$

$$\text{Боғланиш тартиби} = \frac{6-0}{2} = 3.$$

Газ ҳолатдаги аммиак ассоциланмайди. Аммиак-34 °C температурада суюқ ҳолатга ўтади. Суюқ аммиак рангсиз суюқлик бўлиб, электр токини ўтказмайди, унинг диэлектрик константаси 23 га тенг.

Суюқ ҳолдаги аммиакда молекулалар диссоциланади:



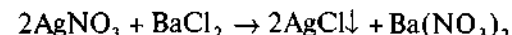
Ҳосил бўлган ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси у қадар катта эмас: -50 °C да $[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{NH}_2^-] = 2 \cdot 10^{-33}$ га тенг.

Суюқ аммиакда ассоциланиш рўй беради; унда турли аноганик моддалар яхши эрийди ва бу эритмалар электр токини яхши ўтказида. Суюқ аммиакда ишқорий ва ишқорий-ер металллар ҳам эрийди. Бу эритмалар ҳам электр токини ўтказида; металл ионлари сольватланиб аммиак молекулалари қуршовида туради.

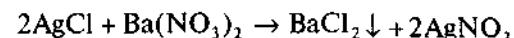
Электрлитлар суюқ аммиакда ионланганда катионлар NH_2^+ ионлари билан, анионлар эса NH_4^- ионлар билан қуршаб олинади.

Суюқ аммиакда эриган моддаларнинг кислота-асослик хоссалари ва улар орасидаги реакцияларнинг хусусияти сувдаги қийматларидан фарқ қилади. Масалан, HCN нинг сувдаги эритмаси кучсиз кислота бўлиб, унинг суюқ аммиакдаги эритмаси худди HNO_3 каби кучли кислотади.

Сувда қумуш нитрат барий хлорид билан реакцияга киришганда қумуш хлорид чўкмаси ҳосил бўлади:



Суюқ аммиакда, аксинча, қумуш хлорид барий нитрат билан реакцияга киришиб барий хлоридни чўктиради:



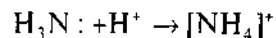
Суюқ аммиак турли синтезлар учун эритувчи сифатида ишлатилади. Суюқ аммиак буғланганда $23,5 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ иссиқлик ютилади (қизиғи шундаки, бу иссиқликнинг ютилиши паст температурада, ҳатто -33,4 °C да ҳам содир бўлади). Суюқ аммиакни паст босимда буғлантириш йўли билан **суяқий совуқ** ҳосил қилинади. Буғ ҳолатига ўтган аммиакка босим таъсир эттирилганда, у қайтадан суюқ ҳолатга ўтади. Босим камайтирилганда суюқ аммиак яна буғланади, атрофдаги муҳитдан иссиқлик ютилади. Аммиакни совитгичларда ишлатиш унинг ана шу хоссасига асосланган. Босимни ошириш ва камайтириш учун компрессорлардан фойдаланилади.

Аммиак одатдаги шароитда барқарор модда, у қуйидаги қатор реакцияларга кириша олади:

1. Аммиак молекулалари металлларнинг тузлари билан бирикиб, **аммиакатлар** ҳосил қилади. $\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ва бошқалар}

2. Аммиакнинг сувдаги эритмаси **асос хоссасига** эга, уни аммоний гидроксид деб аталади. Аммоний иони-

нинг ҳосил бўлишини донор-акцептор боғланиш натижаси деб қаралади; аммиак молекуласидаги бир жуфт тақсимланмаган (эркин) электронларга протон келиб бирикади:

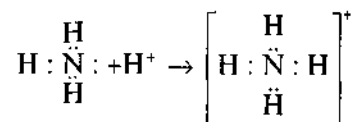


3. Аммиак кислоталар билан бирикиб аммоний тузларини ҳосил қилади:



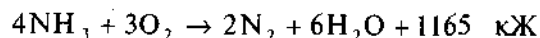
Аммоний тузларида NH_4^+ иони бир валентли ишқорий металл иони вазифасини бажаради.

Аммоний ионининг ҳосил бўлиш жараёни худди гидроксоний H_3O^+ ионининг ҳосил бўлиш жараёни каби содир бўлади:

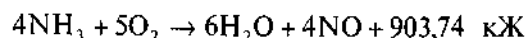


Бу реакцияда аммиак молекуласидаги азот атоми электрон **жуфт донори**, водород иони эса электрон **жуфт акцептори** ролини бажаради. Аммоний ионидаги водород атомлари галоген атомларига ҳам алмашина олади.

4. Аммиак билан кислород (ёки олдиндан қиздирилган ҳаво) аралашмаси ёнганида эркин азот ва сув буғи ҳосил бўлади:

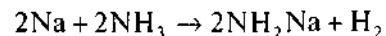


Аммиакнинг бу тенглама бўйича ёниши ҳеч қандай амалий аҳамиятга эга эмас, лекин унинг катализатор (платина) иштирокида 800°C да ҳаво кислороди билан NO га қадар оксидланиши катта техник аҳамиятга эга:



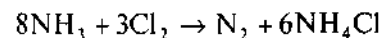
чунки ҳосил бўлган NO ҳаво кислороди билан бирикиб, NO_2 га айланади, NO_2 дан эса нитрат кислота олинади. Аммиакнинг каталитик оксидланиши ҳозирги вақтда нитрат кислота олишнинг асосий усули ҳисобланади.

5. Аммиак оқими 300°C га қадар қиздирилган натрийга (ҳавосиз шароитда) юборилса, натрий амид NH_2Na ҳосил бўлади:

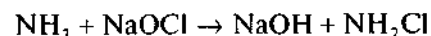


NH_2Na — кристалл модда.

6. Аммиакнинг сувдаги эритмасидан хлор ўтказилса, аммиак оксидланиб азотга айланади:



7. Аммиак молекуласидаги бир водород атомининг хлорга алмашилиш маҳсулоти **хлорамин** NH_2Cl аммиакнинг натрий гипохлорит таъсирида оксидланиши натижасида олинади:

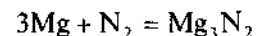


Хлорамин — -66°C суюқладиган ёқимсиз ҳидли газ. Хлораминдан ташқари фторамин NH_2F ва хлорамин NH_2Cl ва фторимин NH_2F лар ҳам маълум.

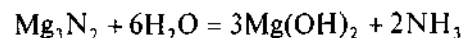
8. Аммиак углерод(IV) оксид билан босим остида ва катализатор иштирокида бирикиб органик табиатга эга бўлган карбамид (мочевина)ни ҳосил қилади (А. И. Базаров усули):



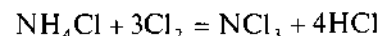
Азот юқори температурада кўпчилик металллар билан бевосита бирикиши натижасида металлларнинг нитридларини ҳосил қилади:



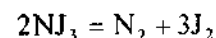
Кўпчилик нитридлар сув таъсиридан батамом гидролизланиб металл гидроксиди ва аммиакка айланади:



Аммоний хлорид эритмасига хлор таъсир эттирилса хлор нитрид NCl_3 ҳосил бўлади:

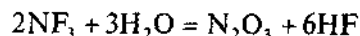
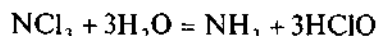


Аммиакка йод таъсир эттириш йўли билан йод нитрид ҳосил қилиш мумкин. У сувда эримайдиган қора тусли кукун. Хўл ҳолда йод нитрид хавфсиз, лекин қуруқ ҳолда кучсиз зарба таъсиридан портлайди. Бу вақтда бинафша тусли йод буғи ҳосил бўлади:



NCl_3 амалда бугдой унини стериллаш учун ишлатилади.

Азот фтор билан барқарор модда азот фторид NF_3 ҳосил қилади. NF_3 барқарор бўлгани ҳолда NCl_3 ва NJ_3 лар беқарор бўлишининг сабаби шундаки, хлор ва йоднинг электрманфийликлари азотнинг электрманфийлигидан кичик, лекин фторнинг электрманфийлиги азотникидан катта. Шунга кўра, NCl_3 ва NJ_3 да азотнинг оксидланиш даражаси -3 га тенг, аммо NF_3 да азотнинг оксидланиш даражаси $+3$ га тенг. Шу сабабли азот фторид ўз хоссалари жиҳатидан хлор ва йод нитридларидан фарқ қилади. Масалан, NCl_3 ва NJ_3 сув билан реакцияга киришганда аммиак ҳосил бўлади, лекин NF_3 эса сув таъсиридан HF билан азот(III) оксидга айланади:



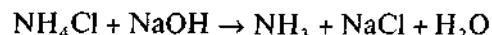
V.2.2. Аммоний тузлари

Аммоний гидроксид асослар қаторига киради. У кучли ва кучсиз кислоталар билан (хатто карбонат кислота билан ҳам) туз ҳосил қилади. Аммоний тузлари ўзларининг сувда эрувчанлиги ва кристалл панжарасининг тузилиши билан ишқорий металлларнинг тузларига ўхшайди. Масалан, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ва $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$ орасида ўхшашликнинг сабаби шундаки, аммоний ионининг радиуси ($0,143 \text{ нм}$) калийники ($0,133 \text{ нм}$) га яқин.

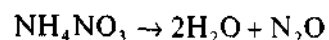
Аммоний тузларининг ўзига хос хоссалари қуйидагилардан иборат:

1. Аммоний тузлари сувдаги эритмаларида гидролизга учрайди.

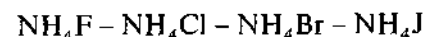
2. Аммоний тузлари ишқорлар таъсирида парчаланadi:



3. Аммоний тузлари иссиқлик таъсирида ҳам парчаланadi:

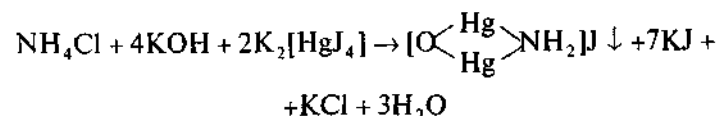


Кислота қанчалик кучли бўлса, унинг аммоний тузи шунчалик қийин парчаланadi. Масалан, қуйидаги



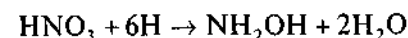
қаторда чапдан ўнгга ўтган сари аммоний тузларининг барқарорлиги ортади, чунки водород галогенид кислота-ларнинг кучи $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин кучайиб боради.

Аммоний ионига сифат реакциясини бажариш учун унга калий тетраодосимоб(II) ва ишқор эритмалар аралашмаси (Несслер реактиви) қўшилганда қизғиш рангли чўкма ҳосил бўлади:

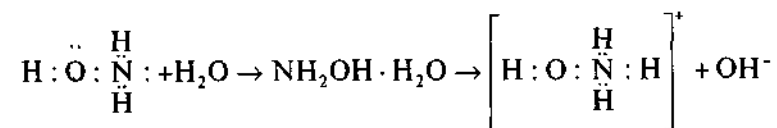


V.2.3. Гидроксиламин

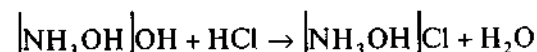
NH_2OH — аммиак молекуласидаги бир водород атомининг OH группасига алмашиниш маҳсулотидир. Гидроксиламин нитрат кислота эритмасини симоб ёки қўрғошин катод ёрдамида электролиз қилиш орқали олинади; бу жаёнда катодда азот қайтарилади:



Гидроксиламин $33,1^\circ\text{C}$ да суюқланадиган рангсиз кристалл модда. 100°C дан юқорида портлаб парчаланadi. Гидроксиламин молекуласида худди аммиакдаги каби эркин (тақсимланмаган) электрон жуфт борлиги сабабли, у сувда эритилганда сувдан ўзига бир протонни тортиб олиб, кучсиз асос хоссаларини намоён қилади:



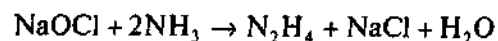
Бу асос кислоталар билан реакцияга киришиб тузлар ҳосил қилади:



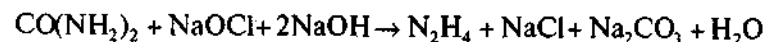
Гидроксиламинда азотнинг оксидланиш даражаси -1 га тенг. Гидроксиламин ва унинг хосилалари қайтарувчилар ҳисобланади.

V.2.4. Гидразин

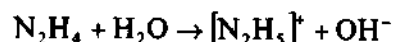
N_2H_4 — аммиакнинг чала оксидланиш маҳсулоти бўлиб, ниҳоятда катта амалий аҳамиятга эга. N_2H_4 да азотнинг оксидланиш даражаси —2 га тенг. Гидразин ҳосил қилиш учун аммиак $5 \cdot 10^3$ кПа босимда 180°C да натрий гипохлоритга таъсир эттирилади:



Гидразиннинг суюлтирилган эритмаларини олиш учун ишқорий муҳитда натрий гипохлоритни карбамид билан 100°C да қиздирилади:

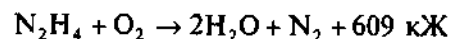


Тоза гидразин $+1,4^\circ\text{C}$ да қотадиған ва $113,5^\circ\text{C}$ да қайнайдиган суюқлик. Ҳавода тутайди. Сув билан истилган нисбатда аралашади. Гидразин худди гидроксилламин каби, сувдаги эритмада кучсиз асос хоссаларини намоён қилади:



Гидразин молекуласи ўзига сув молекуласини бириктириб, гидразин гидрат $N_2H_4 \cdot H_2O$ ни ҳосил қилади. Бу модда -52°C да суюқланадиган ва 119°C да қайнайдиган рангсиз суюқлик бўлиб, кучсиз асосдир ($K = 8 \cdot 10^{-7}$). Гидразин кислоталар билан нейтралланганда икки хил туз (масалан, $N_2H_4 \cdot HCl$ ва $N_2H_4 \cdot 2HCl$) ҳосил бўлади. Гидразин одатда гидразин сульфат ҳолида харид қилинади.

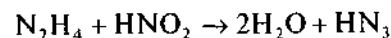
Гидразиннинг ўзи ҳам, тузлари ҳам қайтарувчи сифатида ишлатилади. Гидразиннинг диметилгидразин номли органик бирикмаси билан суюқ кислород ёки водород пероксид аралашмаси ракета ёқилғиси сифатида ишлатилади, чунки гидразин буғи ҳавода ёнганда кўп иссиқлик чиқади:



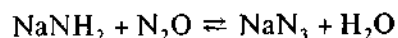
Гидразин заҳарли модда.

V.2.5. Азид кислота HN_3 (азотимин)

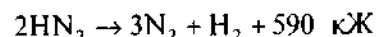
Гидразин нитрит кислота билан реакцияга киришганда азид кислота HN_3 ҳосил бўлади:



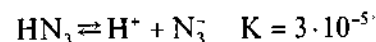
Азид кислота -80°C да қотадиған ва $+36^\circ\text{C}$ да қайнайдиган ўткир ҳидли рангсиз суюқлик, у кучсиз кислота. Техникада унинг натрийли тузи олинади. Бунинг учун натрий амиди азот(I) оксид билан биргаликда 190°C гача қиздирилади:



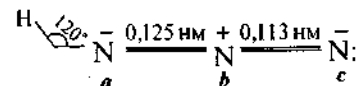
Азид кислота 300°C дан юқорида кучли портлаб парчаланаяди:



Лекин азид кислотанинг сувдаги суюлтирилган эритмалари барқарор бўлиб, эритмадаги HN_3 қуйидагича диссоциланган бўлади:



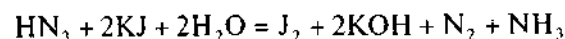
Азид кислотанинг тузилиш формуласини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



унинг иони эса $\left[\text{N} \xrightarrow{0,115 \text{ нм}} \text{N} \xrightarrow{0,115 \text{ нм}} \text{N} \right]^-$

Молекуладаги *a* атоми sp^2 —, *b* атоми эса sp -гибридланган ҳолатда бўлади. *e* атомнинг ковалентлиги 4 га, электрвалентлиги эса 1 га тенг, *c* атомининг электрвалентлиги 1, ковалентлиги 2 га тенг, *a* атоми эса уч валентли эканлиги аниқ кўриниб турибди.

Азид кислота оксидланиш хоссасига ҳам эга. Масалан, KJ ни J_2 га қадар оксидлайди:



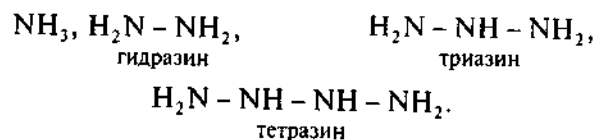
Азид кислота билан HCl кислота аралашмасига олтин ёки платина солиб қиздирилса, бу металллар эриб кетади. Азид кислота тузлари амалий аҳамиятга эга. Масалан, кўрғошин азид $Pb(N_3)_2$ портловчи моддалар учун детонатор сифатида ишлатилади.

Электрмусбат элементларнинг азидлари, (масалан, NaN_3) портламайди. Бу тузлар ўзларининг кимёвий хосса-

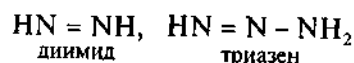
лари жиҳатидан ўша металлларнинг галогенидларини эс-
тади. Азид кислота жуда заҳарли.

Азотнинг фақат водород тутган бошқа бирикмаларини
тўрт қаторга бўлиш мумкин:

1. Умумий формуласи N_xH_{x+2} бўлган тўйинган хусу-
сиятга эга бўлган бирикмалари:



2. Умумий формуласи N_xH_x бўлган битта π -боғли би-
рикмалари:



3. Формуласи N_xH_{x+2} га жавоб берадиган бирикма — азид
кислота (HN_3);

4. Формуласи N_xH_{x+4} бўлган октазон:



Ҳаво таркибидаги азотни боғланган ҳолатга ўтказиш
ҳозирги вақтда кимёгарлар олдида турган муҳим муаммо
ҳисобланади, чунки азот бактерияларнинг оддий шароит-
да азотни боғлаш каби энергияни кам талаб қилиш орқа-
ли арзон азотли ўғитларни тайёрлаш жараёни халқ хўжа-
лиги учун жуда ҳам муҳим.

Шу борада ўтказилган тадқиқотларнинг кўрсатиши-
ча, молекуляр азотда оралиқ металлларнинг бирикмала-
ри иштирокида осонлик билан аммиак, гидразин ёки
ароматик аминларга айлантириш имконияти мавжуд экан.
Бундай реакцияларда Ti, V, Cr, Mo, Fe ларнинг актив-
лиги юқорироқ, қайтарувчи сифатида литий, магний ва
алюминий органик бирикмалар, металллар гидридлари,
ишқорий металллар, уларнинг ароматик углеводородлар
билан ҳосил қилган аддуктларининг активлиги яхши
экан. Бир металл иони бир, икки ёки учта азот молеку-
ласини боғлай олар экан: масалан: $[\text{CoH}(\text{N}_2)\{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{P}\}_3]$,
цис — $[\text{Mo}(\text{N}_2)_2\{(\text{CH}_3)_2\text{C}_6\text{H}_3\text{P}\}_4]$, $[\text{Mo}(\text{N}_2)_3\{(\text{C}_3\text{H}_7)_2\text{C}_6\text{H}_3\text{P}\}_3]$.
Бундай бирикмаларда азот молекуласи битта металл билан

бирикади, ёки иккита металл билан кўприксимон лиганд
ҳолатида $\text{M}-\text{N}\equiv\text{N}$ ва $\text{M}-\text{N}\equiv\text{N}-\text{M}$ бўлиши аниқланган.

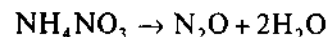
V.2.6. Азотнинг кислородли бирикмалари

Азот кислород билан бир қатор бирикмалар ҳосил қила-
ди (V.3-жадвал).

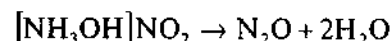
Уларнинг олиниши ва структур формулаларини қуйи-
дагича тасвирлаш мумкин:

N_2O — азот(I) оксид «кулдирувчи газ» (чунки бу модда
наркозлаш хусусиятига эга).

Олиниши. Аммоний нитратни қиздириш билан ҳосил
қилинади:

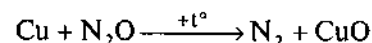


Бу реакцияда аммонийнинг азот атоми ўзидан нитрат иони-
даги азот атомига тўртта электрон беради, натижада нит-
рат ионидаги азот оксидловчилик ролини бажаради.

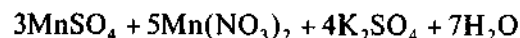
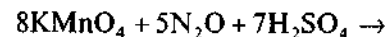


N_2O нинг тузилиш формуласи: $\text{N} \xrightarrow{0,115 \text{ нм}} \text{N} \xrightarrow{0,115 \text{ нм}} \text{O}$:

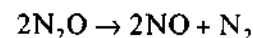
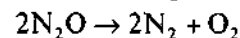
N_2O — рангсиз газ, у эндотермик бирикма. Шунга қара-
масдан хона температурасида N_2O активлиги кам бирикма.
Қиздирилганда унинг кимёвий активлиги ортиб, водород-
ни, металлларни, фосфор, кўмир, олтингугурт, органик
моддалар ва ҳоказоларни оксидлай олади, масалан:



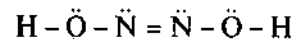
N_2O ўзидан кучли оксидловчиларга нисбатан қайтарув-
чилик хусусиятни намоён қилади:



700 °C гача қиздирилганда N_2O емирилади:



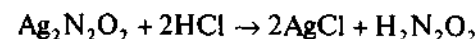
N_2O сув билан реакцияга киришмайди, лекин унинг
 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ таркибли гипонитрит кислотаи маълум. Азот атоми
кислотада ҳам +1 га тенг оксидланиш даража намоён қилади:



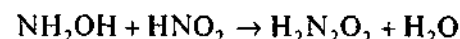
Азот оксидларининг хоссалари

Азот- нинг оксид- ланиш дара- жаси	Оксид- нинг форму- ласи	Газ ҳолати- даги оксид- нинг ҳосил бўлиш эн- тальпияси, $\Delta H^0 = 298$ кЖ·моль ⁻¹	Критик температу- раси, °C	Қайнаш температу- раси, °C	Суюқл. температу- раси, °C	Агрегат ҳолати	Ранги	Кислотаси- нинг формуласи	Тузининг формуласи
+1	N ₂ O	+80	+36,5+	-89,5	-102,4	газ	рангсиз	H ₂ N ₂ O ₃	Me ₃ N ₂ O ₃
+2	NO	+90,25	-93	-151,8	-163	газ	рангсиз	—	—
+3	N ₂ O ₃	+83,4	—	+3,5	-102	суюқлик	қўнғир	HNO ₃	MeNO ₂
+4	NO ₂	+33	+158,2	+102	-11,2	газ	қўнғир	HNO ₂ +HNO ₃	MeNO ₂ +MeNO ₃
+4	N ₂ O ₄	+10	—	+21,2	—	суюқлик	рангсиз	HNO ₂ +HNO ₃	MeNO ₂ +MeNO ₃
+5	N ₂ O ₅	+42,7	—	+45	+30	кристалл	рангсиз	HNO ₃	MeNO ₃

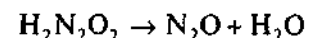
Гипонитрит кислотани олиш учун кумуш гипонитритга бирор кислота, масалан, HCl таъсир эттирилади:



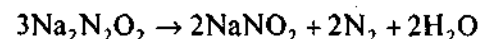
ёки гидразин NH₂OH билан нитрит кислота HNO₂ ораси-
даги реакция оқибатида оз миқдорда гипонитрит кислота
ҳосил қилиш мумкин:



Гипонитрит кислота кучсиз кислоталар жумласига киради
(pK₁ = 8 ва pK₂ = 12). Агар озгина қиздирилса емирилиб
кетади:



Бу реакция қайтмас хусусиятга эга бўлиб, ҳатто нейтрал
шароитда (pH = 7 да) ҳам портлаш билан содир бўлади.
Бу кислотанинг тузлари — гипонитритлар сувда кучли гид-
ролизга йўлиқади. Улар қиздирилганида ҳам диспропор-
цияланиб емирилади:



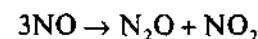
NO — азот(II) оксид. Жуфт рақам билан ифодаланади-
ган оксидланиш даражалари азотда кам учрайди. Лекин
NO ниҳоятда диққатга сазовор бирикмалар жумласига
киради. NO — фарқсиз (индеферент) оксид, рангсиз газ,

тузилиш формуласи: :N $\overset{0,115 \text{ нм}}{\text{-----}}$ Ö. Унда уч электронли

боғланиш намоён бўлади. NO молекуласи парамагнит хос-
сага эга. Молекуляр орбиталлар назариясига мувофиқ NO

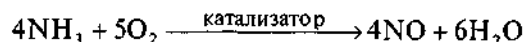
нинг электрон формуласи $(\sigma_s^2)(\sigma_s^*)^2(\pi_{2,y}^2)(\sigma_x^2)(\pi_{2,x}^*)^2$ дан ибо-

рат. Унда боғланиш тартиби: $\frac{8-3}{2} = 2,5$ га тенг. NO термо-
динамик жиҳатдан беқарор, лекин молекуляр орбиталлар
диаграммасида кўринишича бўшаштирувчи электрон сони
кислород молекуласиникига нисбатан кам бўлиши унга
турғунлик бағишлайди. Бу газ термик турғун, атомларга
парчаланиши қийин бўлса ҳам диспропорцияланиш реак-
циясида қатнашади (~100 °C):

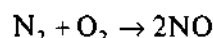


Молекула тоқ электронга эга бўлиши сабабли парамагнит хусусиятга эга, у қаттиқ ҳолатда заиф боғланган димер — N_2O_2 ҳолида бўлади.

NO аммиакнинг катализатор (Pt—Rh) иштирокида оксидланиши натижасида ҳосил бўлади:



Бундан ташқари электр ёйи температурасида содир бўладиган қайтар реакция оқибатида ҳам ҳосил бўлади:

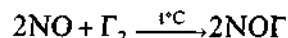


Бу реакциянинг мувозанати $3000^\circ C$ да дарҳол қарор топади.

Лабораторияда NO ни суюлтирилган нитрат кислота-нинг мис билан реакцияси натижасида олинади:

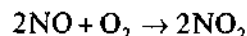


NO галогенларни ўзига қўшиб олиб **нитрозилгалогенидлар** ҳосил қилади:



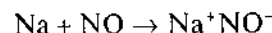
NOF — рангсиз, NOCl — сариқ рангли, NOBr — қорамтир-жигарранг тусли модда. NO нинг галогенлар билан реакцияси писта кўмир ва бошқа моддалар катализаторлигида қиздириш билан амалга оширилади.

NO кислород иштирокида бир зумда қўнғир тусли NO_2 га айланади:

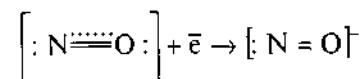


NO молекуласида тоқ электрон борлиги ва бу реакция вақтида азот атомидаги электрон жуфтларнинг яккаланмаслиги сабабли NO турли нитрозил комплексларда лиганд сифатида қатнашади. Масалан, бундай нитрозил комплекслар жумласига $[Fe(NO)_4]$, $[Fe(NO)_2(CO_2)_2]$ (тетраэдрик тузилишга эга), $Co(CO)_5NO$, $[Fe(NO)]SO_4$, $[Fe(NO)_4]I_2$, $[Fe(NO)_2NH]_2$, $Na_2[Fe(CN)_5NO] \cdot 2H_2O$ ва бошқалар киради.

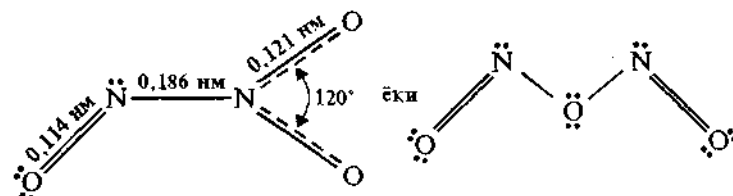
Суюқ аммиакда NO ўзига актив металлдан электрон қўшиб олиб, оксидловчи модда сифатида хизмат қилади. Масалан:



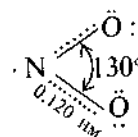
NO^- ионнинг ҳосил бўлишини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



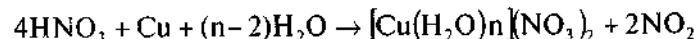
N_2O_3 — **азот(III) оксид** — барқарорлиги кам бўлган зангори рангли қаттиқ жисм. Унинг таркибидаги азотнинг оксидланиш даражаси +3 га тенг. Унда электрон булут зичлиги электрманфийлиги катта элементга, яъни кислород томон силжиган бўлади. N_2O_3 нинг электрон тузилишларидан иккитасини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



Азот(IV) оксид NO_2 — қўнғир тусли заҳарли газ. Унда азотнинг оксидланиш даражаси +4 га тенг. Тузилиш формуласи:



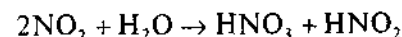
NO_2 ни олиш учун концентранган нитрат кислотага мис ёки темир таъсир эттирилади:



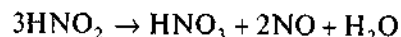
ёки қўрғошин нитратни термик парчаланиши орқали NO_2 ни ҳосил қилиш мумкин:



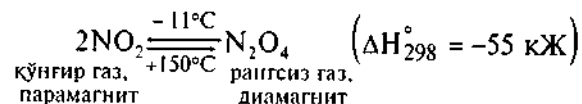
NO_2 сув билан реакцияга киришганида нитрат ва нитрит кислоталар ҳосил бўлади.



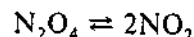
Лекин HNO_2 бекарор бўлганлиги учун у парчланади:



NO_2 ҳатто буғ ҳолатда ҳам қисман димерланган бўлади:

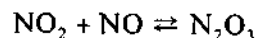


Қаттиқ ҳолатда NO_2 батамом N_2O_4 ўтади, суюқ ҳолатда қисман N_2O_4 диссоциланади:



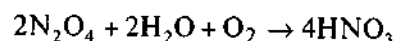
Температура -11°C да 0,01 % NO_2 ҳосил бўлади; система қўнғир тусга ўтади.

NO_2 билан NO стехиометрик миқдорларда ўзаро бирикиб N_2O_3 ни ҳосил қилади:



N_2O_3 фақат паст температуралардагина (-100°C дан пастда) қаттиқ ҳолатда барқарор. Суюқ N_2O_4 молекуласида NO^+ ва NO_2^- ионлар мавжуд бўлганлиги сабабли $(\text{NO})\text{HSO}_4$, $(\text{NO})\text{ClO}_4$, $(\text{NO})_2\text{SeO}_4$ каби нитрозоний тузлари ҳосил қилинган.

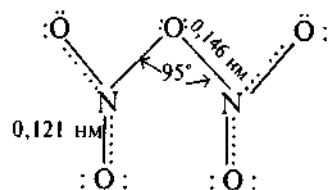
Суюқ N_2O_4 га 5 мПа босимда ва 75°C да сув ва кислород таъсир эттирилса концентрдланган нитрат кислота ҳосил бўлади:



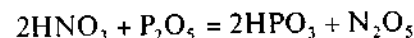
N_2O_4 ишқорий муҳитда (кислород иштирокида) нитратларга айланади:



Азот(V) оксид N_2O_5 — барқарорлиги кам оқ кристалл модда. Унинг молекуляр структура формуласи (фақат газ ҳолатда) қуйидагича:



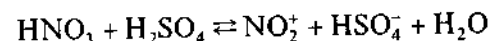
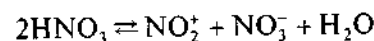
N_2O_5 ни ҳосил қилиш учун HNO_3 га P_2O_5 таъсир эттирилади:



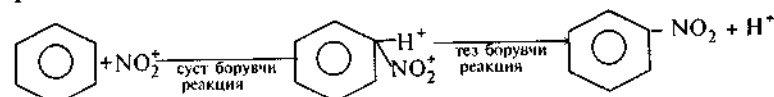
N_2O_5 — нитрат кислота ангидриди. У қаттиқ ҳолатда нитроний нитрат $\text{NO}_2^+\text{NO}_3^-$ дан иборат.

Нитроний катион. Азот(IV) оксид NO_2 ўздан бир электронини осонгина йўқотиб, нитроний катиони NO_2^+ га айланади. Нитроний катиони HNO_3 ва азот оксидлари эритмаларида диссоциланиш маҳсулоти сифатида пайдо бўлади. Дарҳақиқат, нитроланиш реакцияларини ўрганиш натижасида бу катион энг муҳим вазифани бажариши аниқланган. Органик моддаларни нитролаш жараёнида қуйидаги реакциялар содир бўлади:

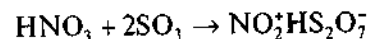
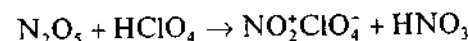
Аввал H_2SO_4 , CH_3NO_2 ёки CH_3COOH да эриганда нитрат кислота диссоциланади:



Сўнгра нитроний катион иштирокида органик модда нитроланади:



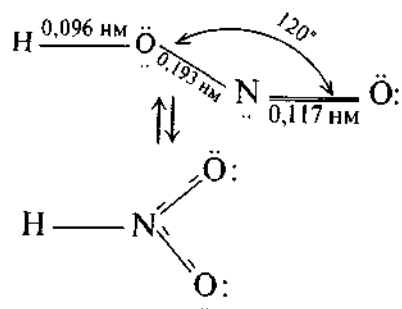
Нитроний тузларини тайёрлаш қийин эмас:



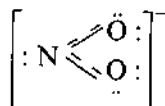
Нитроний тузлари барқарор моддалар жумласига киради. Лекин улар осонгина гидролизга йўлиқади.

V.2.7. Нитрит кислота HNO_2

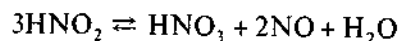
Суюлтирилган эритмалардагина мавжуд. Уни металл нитритларнинг сувдаги эритмасига бирор кислота қўшиш орқали олинади. Нитрит кислота жуда кучсиз кислоталар қаторига киради ($K = 7 \cdot 10^{-4}$). Бу кислота учун иккита таутомер (структури изомерларининг бир-бирига ўтиб туриши) структура маълум:



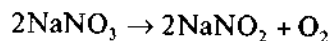
Нитрит ионида N атоми донорлик вазифасини бажаради:



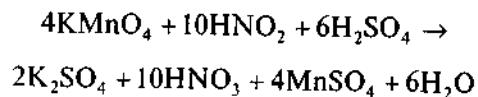
бу анион кўпгина координацион бирикмалар таркибида N ёки O атоми орқали боғланган ҳолатда бўлади. Нитрит ионидаги электронлар сони озондаги электронлар сонига тенг. Шунинг учун HNO_2 беқарор. Нитрит кислота сувдаги эритмаларида ҳам барқарор эмас. У эритмада қуйидаги қайтар реакцияга мувофиқ парчаланиб туради:



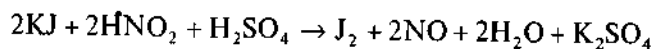
Ишқорий металлларнинг нитритларини ҳосил қилиш учун ўша металлларнинг нитритлари қайтарувчилар (кўмир, темир) иштирокида қиздирилади:



Нитрат кислота кучли оксидловчиларни қайтариб, ўзи нитрат кислотага қадар оксидланади:

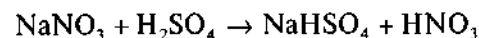


Лекин кучли қайтарувчилар таъсирида эса нитрит кислота қайтарилиб NO га айланади:



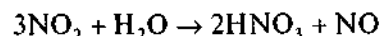
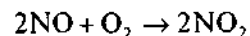
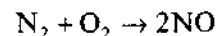
V.2.8. Нитрат кислота HNO_3

XX асрнинг бошларига қадар нитрат кислота Чили селитрасига сульфат кислота таъсир эттириш йўли билан олинар эди:



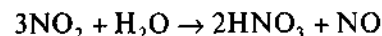
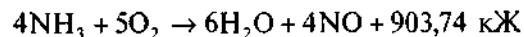
Ҳозирги вақтда бу усулдан ниҳоятда кам фойдаланилади.

1905 йилдан бошлаб Норвегияда саноат миқёсида нитрат кислота олишнинг электр ёй усули жорий этилди. Бу усулнинг моҳияти шундан иборатки, аввал ҳаво орқали электр ёйи ўтказилади, бунда азот билан кислород ўзаро реакцияга киришиб NO ни ҳосил қилади. NO ҳавода тез совитилганда ҳаво кислороди ва сув билан бирикиб нитрат кислотага айланади:

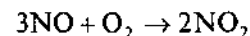


Агар азот оксидларидан иборат газлар аралашмаси кальций гидроксидга юттирилса, кальций нитрат (Норвегия селитраси) ҳосил бўлади. Ёй усулида электр энергия кўп сарф бўлади. Масалан, 1 кг кислота тайёрлаш учун 70 кВт энергия кетади. Шунинг учун бу усул кам қўлланилади.

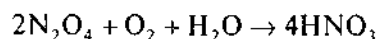
Ҳозирги вақтда саноатда нитрат кислота асосан аммиакни катализатор иштирокида оксидлаш йўли билан олинади. Аммиак билан ҳаво аралашмаси 600—800 °C да платинадан ясалган тўр (катализатор) орқали ўтказилганда NO ҳосил бўлади. Бу газ ҳаво кислороди билан дарҳол бирикиб NO_2 га айланади. Азот(IV) оксид эса сув ва ҳаво кислороди билан ўзаро таъсирлашиб HNO_3 ҳосил қилади:



Нитрат кислота ишлаб чиқаришда NO ни мумкин қадар тўла HNO_3 га айлантириш ниҳоятда муҳим:

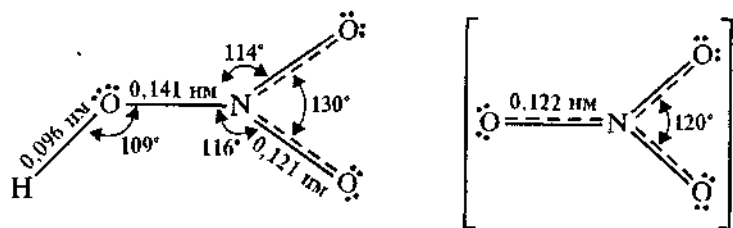


реакциясининг суёт бориши ва нитрат кислота концентрацияси ортган сайин NO_2 нинг эрувчанлиги камайиши бу муаммони хал қилишни анча қийинлаштиради. Нитрат кислота ишлаб чиқариш заводларида NO_2 дан кўпроқ фойдаланиш мақсадида кетма-кет жойлаштирилган катта ҳажмли бир неча ютувчи қурилмалардан фойдаланилади. Бу қурилмаларда ҳосил бўладиган нитрат кислота концентрацияси 50% га яқин бўлади. Босимни ошириш билан $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ реакция тезлиги ва NO_2 нинг сувга ютилиши осонлашади. Босим 1 МПа га етганда ҳосил бўладиган нитрат кислота концентрацияси 65% гача кўтарилади. 5 МПа босим ва 70 °С да суёқ N_2O_4 ва кислород сувда эритилса, 98% ли нитрат кислота ҳосил бўлади:

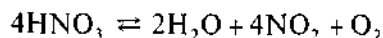


Бу усул «нитрат кислотанинг бевосита синтези» номи билан юритилади. Ҳосил қилинган нитрат кислота алюминийдан ясалган цистерналарда сақланади:

Ҳоссалари. Тоза нитрат кислота рангсиз суёқлик, зичлиги $1,525 \text{ г·см}^{-3}$ (15 °Сда); унинг музлаш температураси 41,3 °С, 86 °С да қайнайди; сув билан исталган нисбатда аралашади. Таркибида 68% HNO_3 бўлган нитрат кислота эритмаси ($d = 1,4 \text{ г·см}^{-3}$) ўз таркибини ўзгартирмай 120,5 °С да қайнайди. HNO_3 ва ионининг структура формуласи:

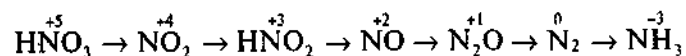


Концентрланган нитрат кислота (айниқса ёруғлик таъсирида) қисман парчаланади:



Ҳосил бўладиган азот(IV) оксид кислотани қўнғир рангга бўяйди. Ўзида NO_2 ни эритган нитрат кислота **тутовчи нитрат кислота** номи билан юритилади.

Нитрат кислота кучли кислота ҳисобланади. У жуда кучли оксидловчи. Нитрат кислота бошқа моддаларни оксидлаганда азотнинг оксидланиш даражаси +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2 ва -3 га қадар ўзгара олади. Натижада NO_2 , HNO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_2OH , N_2H_4 ва NH_3 лар ҳосил бўлиши мумкин. Бу ўзгаришларнинг схематик ифодаси қуйидагича:

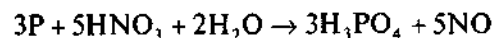
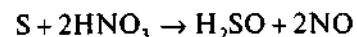


Нитрат кислотанинг қандай оксидланиш даражасига қадар қайтарилиши унинг концентрациясига ва қайтарувчи модда активлигига боғлиқ.

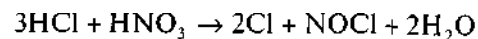
Масалан, концентрланган нитрат кислотада қўрғошин ва қалай эриганда NO_2 ажралиб чиқади, кумуш эриганда эса NO билан NO_2 аралашмаси ҳосил бўлади. Суёлтирилган нитрат кислота мисга ва темирга таъсир эттирилганда NO гази ажралиб чиқади.

Нитрат кислота рухга таъсир этганда кислотанинг концентрациясига қараб, N_2O ёки N_2 , NH_3 ҳосил бўлади (охирги ҳолда аммиак ортиқча HNO_3 билан бирикиб NH_4NO_3 ҳосил қилади).

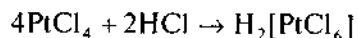
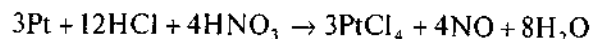
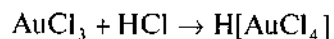
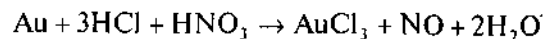
Концентрланган нитрат кислотага солиб қиздирилган олтингугурт сульфат кислотага, фосфор фосфат кислотага, кўмир эса карбонат ангидридга айланади:



Баъзи металллар (масалан, темир, хром, алюминий ва бошқа баъзилар) суёлтирилган нитрат кислотада эрийди-ю, аммо концентрланган нитрат кислотада эримайди; бу металллар концентрланган нитрат кислотага туширилганда уларнинг сиртида мустаҳкам оксид парда ҳосил бўлади, бу ҳодиса **пассивлашиш** дейилади. Умуман, концентрланган нитрат кислота кўпчилик металллар учун эритувчи ҳисобланади. Бир ҳажм концентрланган нитрат кислотанинг 3 ҳажм концентрланган хлорид кислота билан аралашмаси — зар суви — кучли оксидловчи, чунки бу аралашмада актив хлор ва нитрозил хлорид мавжуд.

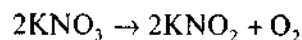


Бу аралашма ниҳоятда кучли оксидловчи бўлгани учун ўзида олтин ва платинани эритади:

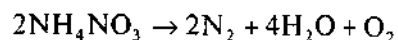
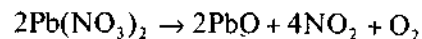


Концентрланган нитрат кислота органик моддаларга таъсир этганда органик моддалар ё оксидланади, ёки нитроланади. Бензол нитроланса, унинг таркибидаги 1 водороднинг ўрнига битта нитрогруппа бирикиб нитробензол $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ҳосил бўлади.

Нитрат кислота тузларининг кўпчилиги оқ кристалл моддалар бўлиб, сувда яхши эрийди. Ишқорий металлларнинг нитратлари оҳиста қиздирилганда парчаланмай суюқланади. Лекин улар суюқланиш температураларидан юқорида қиздирилганда парчаланади:



Бошқа металлларнинг нитратлари эса суюқланиш температурасига етмасдан парчаланиб кетади. Металл нитратларининг парчаланиши нитрат таркибидаги катионнинг табиатига боғлиқ. Энг актив (кучланишлар қаторида магнийдан чапда турувчи) металлларнинг нитратлари парчаланганда кислород ажратиб **нитритларга** айланади. Кучланишлар қаторида магний билан мис орасида турувчи металлларнинг нитритлари парчаланганда азот(IV) оксид ва ўша металл оксиди ҳосил бўлади. Активлиги жуда кам металлларнинг нитратлари эса эркин металл ва азот(IV) оксидга парчаланади. Бундай металл нитратлари парчаланганда юқорида айтиб ўтилган моддалар билан бир қаторда албатта кислород ҳам ажралиб чиқади:



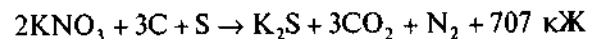
Бу реакцияларнинг турли йўналишда боришига сабаб шундаки, турли металлларнинг нитратлари, нитритлари ва

оксидлари мустақамлик ҳидатидан бир-биридан кескин фарқ қилади.

NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 лар **селитралар** деб аталади. Улар сувда эриганида металл ва нитрат ионга диссоциланади.

Нитрат кислотанинг саноатда ишлатилиши унинг оксидланиш ва нитролаш хоссаларига асосланади. Бундан ташқари нитрат кислота нитратлар, минерал ўғитлар, айниқса аммиакли селитра олишда жуда кўп ишлатилади.

Нитрат кислота тузлари саноат ва халқ ҳўжалигининг турли соҳалари учун ниҳоятда катта аҳамиятга эга. Масалан, калий нитрат ўғит сифатида ишлатилишдан ташқари ундан қора порох тайёрланади. Қора порох таркибида 68% KNO_3 , 15% S ва 17% C бўлади. Қора порох ёнганда:



кўп миқдорда газлар аралашмаси ажралиб чиқади. Аммоний нитрат иссиқлик таъсирида парчаланганда ҳам катта ҳажмда газлар (O_2 ва N_2) ажралиб чиқади, шу сабабли бу туз ҳам **аммонал** номли портловчи аралашма таркибига киради. Аммонал таркибида 72% аммоний нитрат, 25% алюминий кукуни ва 3% кўмир бўлади.

Ҳозирги вақтда «Аммиакли селитра» деб аталувчи аммоний нитрат муҳим азотли ўғит ҳисобланади. Унинг таркибида 34% N_2 бор. Яқин вақтларгача бу ўғитнинг нам тортиб йирик бўлақлар ҳосил қилиб қотиб қолиши, уни ишлатишни анча қийинлаштирар эди. Эндиликда бундай нуқсондан ҳоли бўлган донатор аммиакли селитра ишлаб чиқарилмоқда. Бунинг учун аммиакли селитрага фосфоритларнинг нитрат кислота билан парчаланиш маҳсулотларидан қўшилади.

Азотли ўғит сифатида кальций нитрат (кальцийли селитра) ҳам ишлатилади. Унинг таркибида 17% азот бор. Бу ўғитга 5% NH_4OH қўшиш йўли билан унинг сифати анча яхшиланади.

Табиатда азот бирикмаларининг ҳосил бўлиши. Табиий шароитда азот бирикмалари қуйидаги йўллар билан ҳосил бўлади:

1. Ҳавода электр разряд вақтларида азот билан кислороддан азот оксидлари ҳосил бўлади. Улар ёмғир.сувида эриб ерга тушади.

Шу йўл билан ҳар йили 1 гектар ерда 15 кг азот бирикмалари тўпланади.

2. Тупроқда бўладиган азот бактериялар атмосфера азотини ўзлаштириб азотли бирикмаларга айлантириб туради. Шу йўл билан ҳар гектар ерда 50 кг га қадар боғланган азот тўпланади.

3. Дуккакли ўсимликлар илдиэларининг тугунларида яшайдиган туганак бактериялари атмосфера азотини ўзлаштириб, мураккаб бирикмаларга айлантиради. Бунинг натижасида 1 гектар ерда 150 кг га қадар боғланган азот тўпланади.

Ҳар йили ердан олинadиган экин ҳосили билан ўрта ҳисобида 1 гектардан 0,8 кг дан 250 кг га қадар азот тупроқдан чиқиб кетади. Экинлардан мўл ҳосил олиш учун йўқолган азот ўрнини тўлдириб туриш керак. Бунинг учун ерга меъёри билан азотли ўғитлар солинади.

V.3. ФОСФОР

Белгиси — P. Z = 15. Нисбий атом массаси 30,9738. Электрон конфигурацияси $KL3s^23p^3$. Табиатда фосфор фақат ягона изотоп ^{31}P ҳолида учрайди. Унинг сунъий радиоактив изотопи ^{32}P (ярим емирилиш даври 14,22 кун) нишонли атом сифатида қўлланилади.

Эркин фосфорни дастлаб XII асрда яшаган А. Бехил (Башир) сийдикдан олган. Кейинчалик 1669 йилда Гамбурглик савдогар ва алхимёгар Бранд худди Башир ишлаган усулда, яъни сийдикни буғлатишдан ҳосил бўлган қолдиқни кўмир иштирокида қуруқ ҳайдаш йўли билан оқ фосфор олишга муваффақ бўлган. «Фосфор» юнонча сўз бўлиб, «ёруғлик ташувчи» демакдир. Фосфорнинг элемент эканлигини Лавуазье исбот қилган. Шееле 1771 йилда фосфорни суякдан ажратиб олиш усулини кашф қилган.

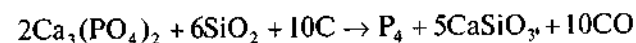
Фосфорнинг энг муҳим минераллари фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ва апатитлар: $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксил апатит, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ — фторли апатит ҳамда $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ — хлорли апатит. Фторли апатитда фторнинг ўрни қисман хлорга алмашина олади. Апатит рудаси 30% га қадар P_2O_5 , бойитилган рудада эса 40% гача P_2O_5 бўлади. Фосфоритларнинг муҳим уюмлари Кола ярим оролида, Тунис, Марокаш, Флорида, Марказий Осиёда Қора Тоғда, Перуда учрайди. Фосфор инсон

ва ҳайвон организмнинг нерв, мия, суяк, тиш, мушак ва ҳоказо қисмлари таркибига киради. Ўсимлик организмнинг қуруқ моддасида 0,5—2% фосфор бўлади. Ўсимлик организмда фосфор «қариган» барглардан «ёш» баргларга, поядан уруғга кўчиб туради. Одам организмда 0,5—0,8% га қадар фосфор бўлади.

Фосфор инсон организмнинг ҳаракатланиш, озиқланиш, насл қолдириш, нафас олиш ва фикрлаш фаолиятида актив иштирок этади. Шунинг учун акад. А. Е. Ферсман фосфорни «ҳаёт ва тафаккур элементи» деб атаган.

Тупроқда фосфорнинг миқдори (P_2O_5 ҳисобида) 0,05—0,2% га қадар бўлади.

Олиниши. Эркин фосфор кальций фосфатни кум иштирокида электр печда кўмир билан қайтариш орқали олинади:



Ҳосил бўлган фосфор буғлари сув остида оқ фосфор шаклида конденсатланади.

V.3.1. Фосфорнинг хоссалари

Физик хоссалари. Фосфорнинг учта аллотропик шакл ўзгаришлари маълум: оқ, қизил ва қора фосфорлар. Уларнинг ҳар бири полимер моддалар бўлиб, ҳозирги вақтда фосфорнинг 10 дан ортиқ модификацияси аниқланган.

Оқ фосфор суюқ ҳолатда ҳам, қаттиқ ҳолатда ҳам P_4 таркибли тетраэдр шаклидаги молекулалар ҳосил қилади. P—P боғланишнинг узунлиги 0,221 нм га тенг. Унинг зичлиги $1,8 \text{ г·см}^{-3}$, 44 °Сда суюқланади, 281 °Сда қайнайди. Оқ фосфор углерод сульфид CS_2 да эрийди. Оқ фосфор ҳавода тез оксидланиб, алангаланadi. Шунинг учун уни сув остида сақланади. Оқ фосфор ҳаво кислороди, олтингугурт ҳамда бир қатор металллар билан бевосита бирикади. Қиздирилганда фосфор платина билан ҳам бирикади. Оқ фосфор жуда заҳарли. У жуда секинлик билан қизил фосфорга айланади, бу жараёнда ўзгариш иссиқлиги ажралиб чиқади:

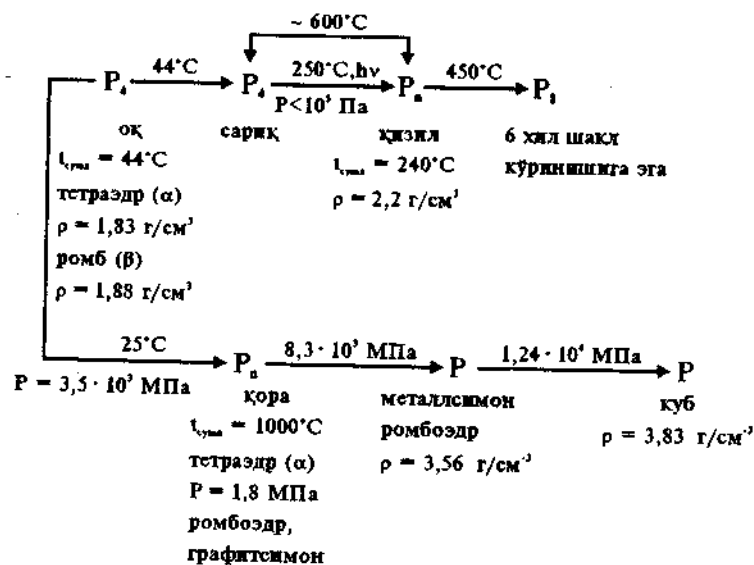
$$P_{\text{оқ}} = P_{\text{қизил}} + 16,7 \text{ кЖ}$$

800 °С дан пастда фосфор буғлари асосан P_4 таркибли молекулалардан иборат. Тетраэдрик оқ фосфор —76,9 °С гача

совитилганда гексагонал тузилишга эга бўлган кристалл ҳолатдаги оқ фосфорга айланади. 1000 °C да P_4 нинг 50% миқдори P_2 таркибли бугга айланади. Оқ фосфор суюқланган ҳолатда сариқ фосфорга айланади.

Қизил фосфор оқ фосфорни 400 °C да қиздириш натижасида олинади. Қизил фосфор суюқ ҳолатга айланмасдан буғланиб кетади, унинг буғлари совуқ буюм сиртида конденсатланиб оқ фосфор ҳосил қилади, 260 °C да алангаланadi. CS_2 да қизил фосфор эримайди. Қизил фосфор 4367 кПа босимда 589,5 °C да суюқланади. Қизил фосфор ҳавода барқарор.

Қора фосфор. Оқ фосфорни 25 °C да жуда юқори босим остида саккиз кун қиздириш натижасида олинган. Қора фосфор 490 °C да алангаланadi. CS_2 да қора фосфор ҳам эримайди. Электр токини ўтказadi, оқ ва қизил фосфор эса ток ўтказмайди. Қуйида фосфорнинг аллотропик ҳолатлари келтирилган:



Кимёвий хоссалари. Фосфор актив металлмас. У V группанинг p -элементлари қаторига киради. Бинобарин, p -орбиталлар қатнашиши билан амалга ошадиган боғланишлар ҳосил бўлганда фосфор азотга ўхшаш хоссалар намо-

ён қилади, лекин d -орбиталлар қатнашганда эса фосфор билан азотнинг кимёвий хоссалари орасида анча тафовут нуждга келади. Фосфор атомида III даврнинг бошқа элементлар атомларидаги каби орбиталларида электронлар қўзғалган ҳолатга ўтади:



Демак, фосфорнинг ковалентлиги 3 ва 5 га тенг бўлиши мумкин. Фосфорнинг оксидланиш даражалари +5, +3, +1, 0 ва -3 га тенг. Энг барқарор бирикмаларида фосфор беш валентлидир. Фосфорнинг координацион сонлари 4 ва 6 га тенг. Масалан, PH_4Cl , H_3PO_4 , $K[PF_6]$.

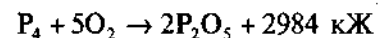
Фосфорнинг оксидланиш даражаси -3 га тенг бўлган бирикмалари бирмунча беқарор ҳисобланади. Бу жиҳатдан фосфор азотдан кескин фарқ қилади.

Фосфор атомида учта тоқ электронли орбиталлар ($3p^3$) борлиги сабаби, фосфор атомлари ўзаро бирикиб, бир неча атомдан иборат заррачалар ҳосил қилади.

Юқори температура ~1000 °C да фосфор буғлари асосан

P_2 молекулалари ҳолида $\left(: P \overset{0,19 \text{ нм}}{=} P : \right)$, ~200 °C да тўла диссоциланиб моноатомларга айланади. Пастроқ температурада эса, фосфор буғлари тетраэдриқ шаклдаги P_4 молекулалардан тузилган бўлади.

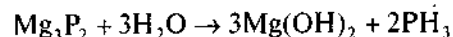
Қизил ва қора фосфорлар эса P_4 молекулаларининг полимерларидан тузилган. Оқ фосфорнинг кимёвий жиҳатдан активлиги қизил фосфорникидан юқори туради. Кукун ҳолатдаги оқ фосфор ҳавода ҳатто одатдаги температурада ўт олиб кетади. Йирик бўлак ҳолатдаги оқ фосфор ҳавода 40 °C атрофида алангаланadi. Шунинг учун ҳам оқ фосфорни сув остида сақлаш ва сув остида кесиш керак. Фосфор ҳавода қўзни қамаштирадиган даражада оқ-сарғиш аланга бериб ёнади:



Фосфор галогенлар, олтингугурт ва бошқа элементлар билан осон бирикади.

Оқ фосфор қоронғу жойда шуьланади, чунки унинг сиртида жуда оз миқдорда ажралиб турадиган буғлар ҳавода ёруғлик чиқариб ёниб туради. Фосфор қиздирилганда металлари оксидлайди.

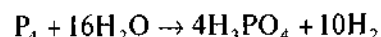
Иккинчи гурппадаги *s*-элементларнинг фосфидлари $\text{Э}_3\text{P}_2$ таркибга эга. Улардаги кимёвий боғланиш ион-ковалент хусусиятга эга бўлади. Бу бирикмалар **тузсимон фосфидлардир**. Улар сув билан таъсирлашганда гидролизга учрайди:



I гурппанинг *s*-элементлар фосфидлари $\text{Э}_3\text{P}$ ва $\text{Э}_2\text{P}$ таркибли бўлиб, улар сув ва кислоталар таъсиридан парчалаНади.

Катта даврларнинг *d*-элементлари ЭP , $\text{Э}_2\text{P}$, $\text{Э}_3\text{P}$ таркибли фосфидлар ҳосил қилади. Бу фосфидлар **металлсимон фосфидлардир**. Улар электр токини ўтказадиган кимёвий инерт моддалар ҳисобланади. Улар яримўтказгич хоссаларига эга.

Фосфор буғлари фақат 600 °C га яқин температурада сув буғи билан қуйидагича реакцияга киришади:

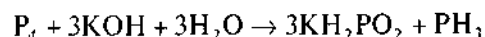


Фосфор водород билан бевосита бирикмайди. Шунинг учун фосфор гидридлари билвосита йўллар билан олинади.

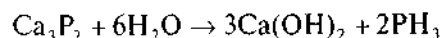
V.3.2. Фосфорнинг водородли бирикмалари

Фосфорнинг учта гидриди маълум. Фосфин PH_3 — газ, дифосфин P_2H_4 — суюқлик ва P_2H_6 ёки P_{12}H_6 — қаттиқ моддалардир.

Газсимон фосфин PH_3 ни дастлаб Жан-Жандр олган. У фосфorni олтингугуртга ўхшаш модда деб ўйлаган. Унинг фикрича олтингугуртни ишқор билан қиздирилганда «олтингугурт жигари» ҳосил бўлганидек, фосфorni ишқор билан қиздирилганда «фосфор жигари» олинаши керак эди. Лекин унинг тажрибасида сасиган балиқ ҳидли газ ҳосил бўлди. Жан-Жандр бу газ билан H_2S орасида маълум ўхшашлик борлигини кўп излади. Лекин ҳеч қандай ўхшашлик топилмади. Жан-Жандр бажарган тажриба ҳозир қуйидаги тенглама билан ифодаланади:



PH_3 ни кальций фосфидга сув таъсир эттириш билан ҳам олиш мумкин:



Таркибида фосфор бўлган органик моддаларнинг қолдиқлари чириганда ҳам фосфорнинг водородли бирикмалари ҳосил бўлади. Балчиқда ва эски қабрларда кечаси кўринадиган «чироқлар» фосфор гидридларининг ўз-ўзидан алангалинишидан келиб чиқади.

Фосфин PH_3 — рангсиз, сасиган балиқ ҳидли жуда заҳарли газ. Унинг қайнаш температураси -85°C , -133°C да суюқланади. Фосфинда P—H боғланиш энергияси $322 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг. Фосфин молекуласи пирамида шаклида бўлиб, H—P—H бурчаги $98,7^\circ$ га тенг. Ниҳоятда тоза фосфин ўз-ўзича алангаланмайди; унинг таркибида жуда оз миқдорда P_2H_4 ёки фосфор буғининг борлиги PH_3 нинг ҳавода алангалинишини таъминлайди. PH_3 ва P_2H_4 нинг структура формулаларини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



Унинг структура формулалари аммиак ва гидрозинларнинг структура формулаларига ўхшайди.

Ҳаво билан фосфин портловчи аралашмалар ҳосил қилади.

Фосфин суюқ ҳолатда ассоциланмайди (аммиак эса ассоциланади). Фосфиннинг сувдаги эритмалари на асос, ва на кислота хоссаларига эга. Лекин фосфин кучли кислоталар билан реакцияга киришиб фосфоний тузларини ҳосил қилади (масалан, PH_4Cl , PH_4J). Фосфин кучли қайтарувчи ҳисобланади.

Дифосфин P_2H_4 доимо газсимон фосфин билан бирга ҳосил бўлади. У рангсиз суюқлик, 65°C да қайнайди, -99°C да қотади. Кислоталар билан реакцияга киришмайди. Дифосфин ўз-ўзича алангаланади. Узоқ вақт сақланса, ўзидан аста-секин PH_3 чиқариб, қаттиқ фосфин P_{12}H_6 га айланади. Қаттиқ фосфин сувда ҳам органик эритувчиларда ҳам эримайдиган сариқ рангли аморф кукун.

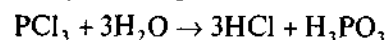
V.3.3. Фосфорнинг галогенидлари

Фосфор галогенидлари ҳақидаги баъзи маълумотлар V.4-жадвалда келтирилган.

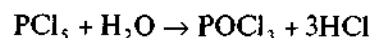
Фосфор хлор билан бевосита бирикиб PCl_3 ни ҳосил қилади:



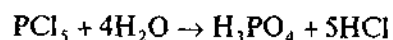
PCl_3 — ўткир ҳидли суюқлик, $74,1^\circ\text{C}$ да қайнайди, $-111,8^\circ\text{C}$ да қотади. Сувда тўлиқ гидролизланади:



PCl_5 — беш хлорли фосфор PCl_3 нинг мўл хлор билан бирикишидан ҳосил бўлади. Буг ҳолатидаги PCl_5 нинг тузилиши электронлар оқими ёрдами билан текширилганда, унинг тригонал бипирамида шаклига эга эканлиги аниқланган. Қаттиқ ҳолатдаги беш хлорли фосфор тетраэдрик $[\text{PCl}_4]^+$ ва октаэдрик $[\text{PCl}_6]^-$ ионлардан тузилган. PCl_5 нинг-нитробензол, ацетонитрил каби кутбли эритувчилардаги эритмалари электр токини ўтказида. PCl_5 сув билан ўзаро таъсирлашиб иккита маҳсулот беради:



Бу реакцияда сув мўл миқдорда олинса фосфат кислота ҳосил бўлади:



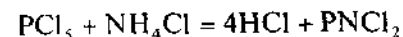
V.4-жадвал

Баъзи фосфор галогенидларининг физик хоссалари

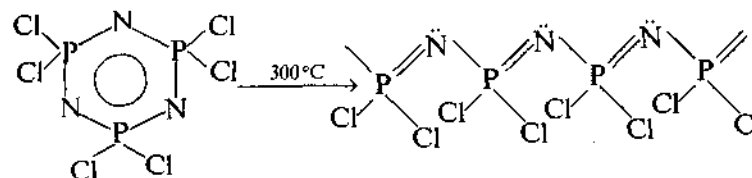
Формуласи	Агрегат ҳолати	Ранги	Қотиш температура-си, $^\circ\text{C}$	Қайнаш температура-си, $^\circ\text{C}$
PF_3	газ	рангсиз	$-151,5$	$101,2$
PF_5	газ	рангсиз	$-93,7$	$-81,5$
P_2Cl_4	суюқлик	рангсиз	-28	$+180$
PCl_3	суюқлик	рангсиз	$111,8$	$+74,1$
PCl_5	қаттиқ жисм	рангсиз	167°C да суб-лиматланади	—
PBr_3	суюқлик	рангсиз	$-40,5$	$+172,8$
PBr_5	қаттиқ жисм	сарик-қизғиш	$+100$	$+106^\circ$ дан юқорида парчаланаяди
P_2I_4	қаттиқ жисм	қизғиш-сарик	$+124,5$	
PI_3	қаттиқ жисм	қизил	$+61$	200° дан юқорида парчаланаяди
POF_3	газ	рангсиз	$-39,4$	$-39,8$
POCl_3	суюқлик	рангсиз	$1,3$	$+108,7$
POBr_3	қаттиқ жисм	рангсиз	$+56$	$+192$

Шу сабабли PCl_5 ни фосфат кислотанинг хлорангидриди деб қараш мумкин.

Фосфор(V) хлорид юқори босим остида аммоний хлорид билан реакцияга киришганда **фосфонитрил хлорид** ҳосил бўлади:



Бу модда 150°C да ёпиқ занжирли тримерни ҳосил қилади, бу занжир 300°C да узилади ва очик занжирли полимер ҳосил бўлади:



Ҳосил бўлган модда учувчанлигини йўқотади, сувда эримайди. Физик хоссаси чала вулконланган каучукка ўхшайди (уни баъзан **анорганик полимер** деб ҳам юритадилар).

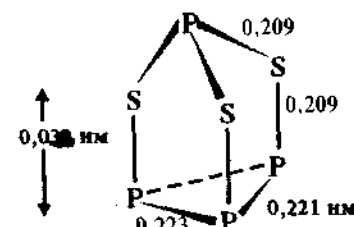
PCl_5 фосфат ангидрид билан реакцияга киришганда фосфат окси-хлорид POCl_3 ҳосил бўлади.

PCl_5 ёруғликни кучли равишда синдирадиган, ҳавода тутайдиган суюқлик, $d = 1,69 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, $108,7^\circ\text{C}$ да қайнайди ва $1,3^\circ\text{C}$ да қотади. Бу модда органик синтезда ишлатилади.

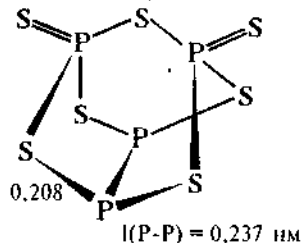
V.3.4. Фосфорнинг сульфидлари

Таркиби P_nS_m ($n = 3,4$ ва $m = 3,5,7,10$) бўлган бирикмаларда $n:m$ нисбати реакция учун олинган бошланғич моддаларнинг миқдориға боғлиқ. Реакция учун олинган фосфорнинг аллотропик шакллари оқ ёки қизил бўлса, моддалар орасидаги реакция шиддатли ёки суст бориши кузатишган. Бошланғич моддаларнинг массалар нисбати $1:1$ бўлганда P_4S_3 ($t_{\text{қотиш}} = 174^\circ\text{C}$ ва $t_{\text{қайн}} = 408^\circ\text{C}$) сарик тусли, CS_2 да жуда яхши эрийдиган кристалл модда бўлиб, унинг фазовий тузилиши қуйидагича:

P_4S_3 қўшимча миқдорда олтингурутни CS_2 эритмасида



бириктириб P_4S_5 ни ҳосил қилади. P_4S_5 ҳам сариқ рангли кристалл ($t_{\text{қотиш}} = 310^\circ\text{C}$, $t_{\text{қайн}} = 514^\circ\text{C}$) унинг фазовий тузилиши:

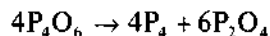


Таркиби P_4S_{10} ($t_{\text{қотиш}} = 290^\circ\text{C}$, $t_{\text{қайн}} = 523^\circ\text{C}$) бўлган маҳсулотнинг фазовий тузилиши P_4S_{10} никига ўхшаш, бу модда олтингугуртга фосфор қўшиб қиздириш йўли билан олинади. Булар «гугурт» чўпни тайёрлаш учун керак бўладиган аралашмаларга қўшилади.

В.3.4. Фосфор оксидлари ва кислоталари

Фосфорнинг P_2O_3 ва P_2O_5 таркибли оксидлари маълум. Буларда фосфорнинг оксидланиш даражаси +3 ва +5 га тенг. Бу иккала оксид молекулалари димер ҳолларда, яъни P_4O_6 ва P_4O_{10} шаклида мавжуд. Булардан ташқари, яна P_2O_4 таркибли оксид ҳам маълум. Бу моддада фосфорнинг оксидланиш даражаси +4 га тенг.

Фосфор ҳавода чала оксидланиши натижасида P_4O_6 ҳосил бўлади. Фосфор(III) оксид 22°C да суюқландиган рангсиз қаттиқ модда. У $173,1^\circ\text{C}$ да қайнайди. Бу модда 200°C дан юқорида қизил фосфор ва P_2O_4 га парчаланади (диспропорцияланади):



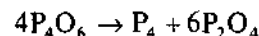
Ҳосил бўлган тиниқ P_2O_4 тезда оксидланиб P_4O_{10} га айланади.

Фосфор(III) оксид паст температурада сув билан реакцияга киришганда фосфит кислота H_3PO_3 ҳосил бўлади. У сув билан юқори температурада реакцияга киришганда эса кислоталар, қизил фосфор ва фосфор гидрид аралашмаси ҳосил бўлади. Шунга қўра, тоза фосфит кислота олиш учун бошқа усуллардан фойдаланилади.

Фосфор(III) оксид худди оқ фосфор каби ниҳоятда заҳарли моддадир.

Фосфор(V) оксид P_2O_5 фосфорнинг кислород мўл бўлган шароитда ёнишидан ҳосил бўлади. У рангсиз ниҳоятда гигроскопик модда бўлиб, $101,325 \text{ кПа}$ босимда 360°C да сублиматланади. Уни бошқа аралашмалардан тозалашда шу хоссасидан фойдаланилади. Фосфор(V) оксид намни ютувчи восита сифатида ишлатилади. Фосфор(V) оксиднинг ҳосил бўлиш иссиқлиги жуда катта — $2984 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг. У фосфат кислота ангидридидир.

Фосфор(IV) оксид P_2O_4 . Бу модда фосфор(III) оксиднинг 200°C да парчаланишидан ҳосил бўлади:



Бу оксиднинг молекуляр массаси асосида топилган формуласи P_4O_8 билан ифодаланади. У сув билан реакцияга киришганда фосфат ва фосфит кислоталар ҳосил бўлади.

Фосфор кислоталари. Фосфорнинг бир неча хил кислоталари маълум. Улардан фақат 5 тасини қараб чиқамиз.

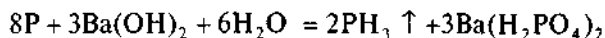
1. **Гипофосфит кислота H_3PO_2** . Унинг структура тузилиши қуйидаги расмда келтирилган.

Гипофосфит кислота аниони $H_2PO_2^-$ да фосфор атоми шакли бир оз ўзгарган тетраэдр марказида, иккита кислород ва иккита водород атомлари тетраэдр чўққиларида жойлашган.

Эркин гипофосфит кислота барий гипофосфитнинг сульфат кислота билан ўзаро таъсирлашидан олинади:

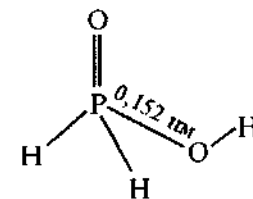


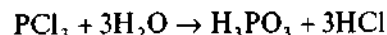
Барий гипофосфит эса оқ фосфорга барий гидроксил таъсир эттириб олинади:



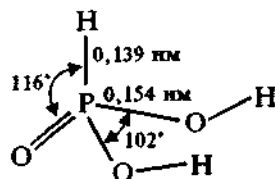
Тоза гипофосфит кислота оқ рангли кристалл модда, унинг зичлиги $d = 1,49 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, $26,5^\circ\text{C}$ да суюқланади. Агар гипофосфит кислота 140°C дан юқори температурада қиздирилса PH_3 , қизил фосфор, H_3PO_4 ва H_2 дан иборат аралашма ҳосил бўлади. У бир асосли кислота, унинг диссоциланиш константаси $K = 8,9 \cdot 10^{-2}$, сувда яхши эрийди. Гипофосфит кислота кучли қайтарувчи модда ҳисобланади. У ниҳоятда заҳарли.

Фосфит кислота H_3PO_3 фосфор(III) оксидга мос келувчи кислотадир. Бу кислотани ҳосил қилиш учун фосфор(III) хлориднинг гидролизидан фойдаланилади:

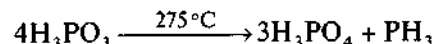




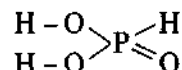
Фосфит кислота 70,1 °C да суюқланадиган рангсиз кристалл модда:



Фосфит кислота кучсиз кислоталар қаторига киради, у қайтарувчи хоссага эга. H_3PO_3 қиздирилганда парчаланиб ортофосфат кислота ва фосфин ҳосил қилади:



Фосфит кислота молекуласи таркибида учта водород атоми бўлишига қарамай, бу кислота **икки асосли** кислотадир.

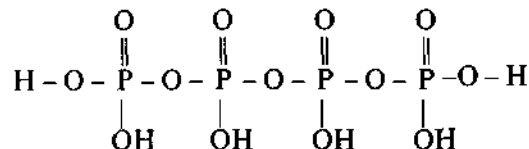


Унинг тузлари — **фосфитлар** сувда ёмон эрийдиган рангсиз моддалардир. Фақат натрий, калий ва кальций фосфитлар сувда яхши эрийди.

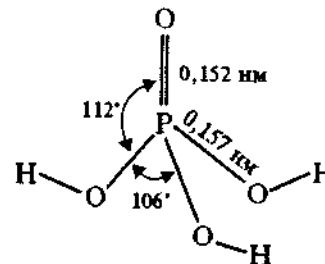
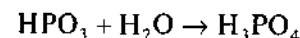
Фосфит кислотанинг пероксо шакли $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ ва полимер меташакли $(\text{HPO}_3)_n$ лар ҳам мавжуд.

V.3.6. Фосфат кислоталар

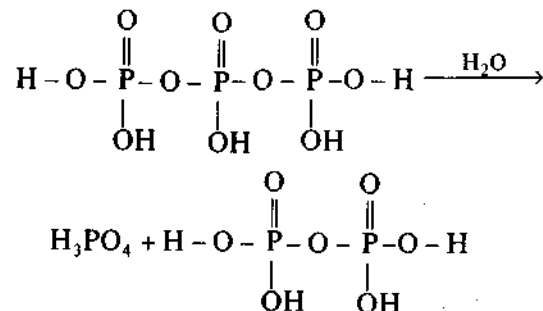
Фосфат ангидрид ва сувнинг ўзаро реакцияси иссиқлик ажралиб чиқиши билан шиддатли боради. Сувга P_2O_5 солинганда сув лойқаланади, чунки бу вақтда сувда ёмон эрийдиган метафосфат кислотанинг тетрамери — тетраполифосфат кислотаси $[(\text{HPO}_3)_4]$ ҳосил бўлади:



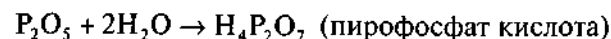
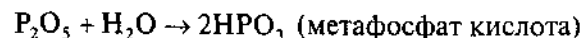
Агар яна сув қўшиб қайнатилса, гидратация жараёни давом этиб, сувда яхши эрийдиган **ортофосфат** кислота H_3PO_4 га айланади:



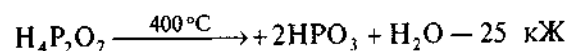
Оралик маҳсулотлар сифатида триметафосфат ва диметафосфат кислоталар ҳосил бўлади:



Бир молекула P_2O_5 билан неча молекула сув бирикишига қараб уч хил кислота олиниши мумкин. Бу реакцияларни схематик равишда қуйидагича ёзиш мумкин:

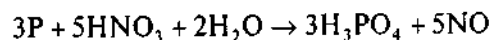


Булар орасида энг муҳими ортофосфат кислотадир. Уни кўпинча фосфат кислота деб ҳам аталади. Фосфат кислота 42 °C да суюқланадиган, ҳаво намини ютиб, ёйилиб кетадиган қаттиқ модда. Унинг зичлиги $d = 1,88 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$. Саноатда ишлаб чиқариладиган фосфат кислота қушқоқ суюқлик. H_3PO_4 қиздирилса, кислотада сув чиқиб кетиб, аввал пирофосфат кислота, кейин метафосфат кислота ҳосил бўлади:

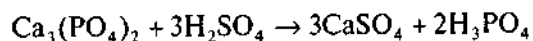


Аксинча, метафосфат кислотага сув қўшиб қайнатилганда ортофосфат кислота олинади.

Лабораторияда фосфат кислота олиш учун эркин ҳолатдаги фосфор 32% ли нитрат кислотада эритилади:



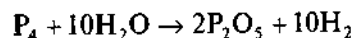
Техникада фосфат кислота **экстракцион** ва **термик** усуллар билан олинади. Экстракцион усул майдаланган ва озроқ фосфат кислота қўшилган табиий фосфоритни сульфат кислотада эритишдан иборат:



Ҳосил бўлган фосфат кислота филтратга ўтади. Уни чўкмадан филтрлаб олинади. Термик сулда эса, аввал, электр печларда фосфоритдан эркин фосфор олинади, сўнгра уни қуйдириб фосфор(V) оксид ҳосил қилинади. Бу моддага сув таъсир эттириб уни H_3PO_4 га айлантирилади.

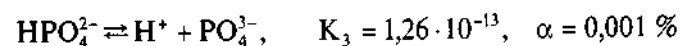
Термик усулда олинган фосфат кислота тозалиги ва концентрациясининг юқорилиги билан экстракция усулида олинган кислотада анча юқори туради.

Фосфат кислота олишнинг келгусида ривож топадиган усули фосфор буғларини катализаторлар иштирокида сув билан оксидлашдир:



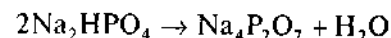
Ҳосил бўлган P_2O_5 ортиқча сув буғи билан бирикиб H_3PO_4 га айланади, водород эса саноатнинг тегишли соҳаларига юборилади.

Ортофосфат кислота уч асосли кислота бўлиб, унинг диссоциланиш константалари ва даражалари ($\text{C} = 0,1 \text{ н}$) қуйида келтирилган:



Фосфат кислота уч хил туз ҳосил қилади. Масалан, KH_2PO_4 — калий дигидрофосфат (ёки бирламчи фосфат); K_2HPO_4 — калий гидрофосфат (ёки иккиламчи фосфат); K_3PO_4 — калий фосфат (ёки учламчи фосфат).

Гидрофосфат тузини қиздириш натижасида пирофосфат олиш мумкин:



Натрий пирофосфат қўрғошин тузлари эритмаси билан реакцияга киришганда қўрғошин пирофосфат $\text{Pb}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ҳосил бўлади. Унга водород сульфид таъсир эттириб **пирофосфат кислота** $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ олинади.

Пирофосфат кислота ортофосфат кислотага қараганда анча кучли кислотадир, у тўрт асосли. Оғир металлларнинг пирофосфатлари (рух, қўрғошин ва мис пирофосфатларидан ташқари) сувда ёмон эрийди. Пирофосфат кислота ортофосфат кислотанинг конденсатланиш маҳсулотидир. Ортофосфат кислота конденсатланганида **полифосфат кислоталар** ҳам ҳосил бўлади.

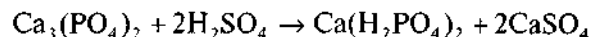
Метафосфат кислоталар — орто ёки пирофосфат кислотани қиздириш орқали олинади. У қовушқоқ суюқлик. Унинг тузлари метафосфатлар, масалан, натрий гексаметафосфат $\text{Na}_6\text{P}_6\text{O}_{18}$ «қаттиқ» сувларни юмшатишда ишлатилади.

V.3.7. Фосфорли ўғитлар

Фосфорнинг жуда кўп бирикмалари минерал ўғит сифатида ишлатилади. Лекин ўсимликлар фосфорнинг ҳар қандай бирикмасини ҳам ўзлаштиравермайди. Ўсимликлар сувда ёки суюлтирилган органик кислоталарда эрийдиган фосфорли бирикмаларнигина осон ўзлаштиради. Энг кўп қўлланиладиган фосфорли ўғитлар қуйидагилардир:

1. **Фосфорит ёки апатит** уни майин кукунсимон ҳолдаги фосфорит ёки апатитдан иборат. Бу ўғит таркибида 16—35 % га қадар P_2O_5 бўлиши мумкин. Лекин фосфорит уни ёки апатит унидаги фосфор — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ таркибли модда шаклида бўлади; бу модда сувда ёмон эрийди, шу сабабли нордон бўлмаган тупроқларда фосфорит ёки апатит унини ўсимликлар кам ўзлаштиради.

2. **Суперфосфат.** Фосфорит ёки апатитнинг сульфат кислота билан ўзаро таъсиридан сувда эрувчан фосфорли бирикма ҳосил бўлади:



Унинг таркибида 20% га қадар P_2O_5 бўлади (Қора Тоғ фосфоритидан олинадиган суперфосфатда 14% P_2O_5 бўлади). Суперфосфат таркибидаги $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ сувда яхши эриши туфайли ўсимликлар уни яхши ўзлаштиради.

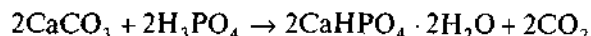
Кукунсимон оддий суперфосфат сақлаб қўйилганда нам тортиб йирик бўлакчаларга айланиб қолади. Бу эса уни машиналар ёрдамида тупроққа сочишни анча қийинлаштиради. Шу сабабли бу ўғит ёпишиб қолмайдиган донатор шаклда ишлаб чиқарилмоқда. Бундан ташқари, суперфосфатга аммиак ёки карбамид $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$ қўшиб, унинг сифатини яхшилаш мумкин. Суперфосфатнинг озиклик қиймати кам бўлгани учун ҳозирги вақтда уни ишлаб чиқариш анча камайтирилган.

3. **Қўш суперфосфат** таркиби фақат кальций дигидрофосфатдан иборат бўлган қимматли ўғитдир. Унинг таркибида 40—50% P_2O_5 бўлади. Қўш суперфосфат табиий фосфоритга концентрланган фосфат кислота таъсир эттириш йўли билан олинади:



Қўш суперфосфатга аммиак юбориб юқори сифатли ўғит аммонийли суперфосфат олинади.

4. **Преципитат** сувда камроқ эрийдиган кальций гидрофосфатдан иборат бўлиб, кукунсимон оҳактошнинг фосфат кислота билан ўзаро таъсиридан олинади:



Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ оқ кукун бўлиб ҳавода сақланганда нам тортиб ёпишиб қолмайди. Унинг таркибида 30—35% P_2O_5 бўлади. Бу ўғит кучсиз кислотали тупроқларга солинганда ўсимликлар яхши ўзлаштиради.

5. **Термофосфатлар** (ёки фтордан тозаланган фосфатлар). Табиий фосфоритни турли қўшимчалар (сода, поташ, натрий сульфат ва ҳоказолар) билан бирга юқори температурада суюқлантириб, фосфорит таркибидаги фтор йўқотилади. Бунинг натижасида таркибида 32% га қадар P_2O_5 бўлган ўғит термофосфат ҳосил бўлади.

Юқорида кўриб ўтилган фосфорли ўғитлардан ташқари, таркибида ҳам фосфор, ҳам азот, ҳам калий бўладиган мураккаб ўғитлар ҳам тайёрланади. Улардан аммофос

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, диаммофос $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, лейнафос $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ лар ана шундай азот ва фосфорли мураккаб ўғитлардир. Аммофос таркибида 10% азот ва 50% P_2O_5 бўлади. Аммофос олиш учун фосфат кислота аммиак таъсирида нейтралланади:



Аммофос донатор маҳсулот сифатида чиқарилади.

Аммофосларнинг таркибида ўсимлик фаолияти учун муҳим бўлган иккита (фосфор ва оксидланиш даражаси — 3 бўлган азот) элементгина бўлса, улар билан калий нитрат аралашмаси бўлган **азофоска** эса иккинчи турдаги азот ва муҳим макроўғит компонентларидан калий ионига ҳам эга.

6. **Нитрофоска** ёки **азофоска** номи аралаш ўғит таркибида азот, фосфор ва калий элементлари бўлади.

Нитрофоска тайёрлаш учун аммоний фосфат, аммоний нитрат, калий хлорид ёки калий сульфат аралашмаси қиздирилади. Нитрофоска таркибида тахминан 15,7% азот, 16% P_2O_5 ва 16% K_2O бўлади.

Ўсимликларнинг яхши ривожланиши учун одатдаги ўғитлар таркибига қиладиган азот, фосфор ва калий элементларидан ташқари жуда оз миқдорда бўлса ҳам марганец, бор, мис, рух, молибден, кобальт ва бошқа элементлардан ҳам керак бўлади. Таркибида бундай элементлар бўладиган ўғитлар **микроўғитлар** деб аталади. Улар экин ҳосилини оширибгина қолмай, ўсимлик ҳамда ҳайвонларни турли касалликлардан ҳам сақлайди.

Микроўғитлар организмда биокимёвий жараёнлар учун катализатор сифатида зарур бўлган ферментларнинг активлигини оширади. Ўғитда озгина Mo , B , Cu нинг бўлиши фотосинтезни кучайтириб, ўсимликнинг ривожланишига ижобий таъсир кўрсатади.

Металлургия саноатининг чиқитлари (куйиндилари) ерга солинганда улар тупроқ учун мисли, рухли, кобальтли ва молибденли микроўғитлар вазифасини бажаради. Баъзан бу элементларнинг тузларидан ҳам микроўғитлар сифатида фойдаланилади.

V.4. МИШЬЯК

Белгиси — As . $Z = 33$, электрон конфигурациси $\text{KLM } 4s^2 4p^3$. Табиий мишьякнинг фақат битта изотоп ^{75}As бор.

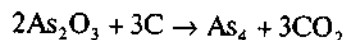
Мишьякнинг бир неча радиоактив изотоплари олинган бўлиб, улардан ^{75}As (ярим емирилиш даври 26,8 кун) нишонли атом сифатида ишлатилади.

Мишьякнинг As_2S_3 ва As_4S_4 таркибли бирикмаларидан қадимги замонлардан бери одамлар бўёқ ва дори-дармон тайёрлаш учун фойдаланишган. Мишьякнинг мустақил кимёвий элемент эканлигини дастлаб 1789 йилда Лавуазье исбот қилган. «Арсеник» юнонча «кучли» демакдир. Унинг энг муҳим минераллари жумласига **арсенопирит** — FeAsS , **мишьяк пирити** FeAs_2 , **реальгар** — As_4S_4 , **аурипигмент** — As_2S_3 лар киради.

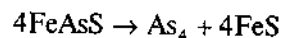
Оқар сувда ҳам жуда оз миқдорда мишьяк бирикмалари бўлади.

Мишьяк минераллари Швецияда, Норвегияда, Россия ва бошқа МДХ да (Шарқий Сибирь, Ўзбекистон) ва бошқа мамлакатларда учрайди.

Олиниши. Мишьяк минералларидан ва полиметалл сульфид рудалардан аввал As_2O_3 ҳосил қилинади; сўнггра уни кокс билан қайтарилади:



Ундан ташқари арсенопиритни куйдириш билан ҳам мишьяк олинади:



Буг ҳолида ажралиб чиққан мишьяк совитиб қаттиқ ҳолатга ўтказилади.

Мишьяк олишда ва у билан ишлашда хавфизлик техникасига алоҳида аҳамият бериш керак. Мишьяк бирикмалари ошқозон ширасида эриб, одамни заҳарлайди. Шунинг учун оз миқдордаги мишьяк бирикмалари билан ишлашда герметик аппаратура, яхши вентиляция, кўзойнак, махсус кийим, қўлқоп ва тиббий назорат жорий этилади.

V.4.1. Мишьякнинг хоссалари

Мишьяк бир неча аллотропик шакл ўзгаришлари ҳосил қилади, улардан муҳими учта:

α -мишьяк ёки кулранг металлсимон мишьяк, унинг зичлиги $5,7 \text{ г·см}^{-3}$. Электр токини ёмон ўтказидади, мўрт, сублимацияланади. 633°C да буг босими $101,325 \text{ кПа}$, 817°C

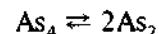
да $1,6 \text{ МПа}$ босимда суюқланади. Кулранг мишьяк ярим-ўткиргич хоссаларини намоён қилади.

β -мишьяк қора рангли аморф модда, унинг зичлиги $4,7 \text{ г·см}^{-3}$.

γ -мишьяк сариқ тусли модда, унинг зичлиги $2,08 \text{ г·см}^{-3}$; бу модда худди оқ фосфорга ўхшаб, мишьяк буглари тез совиганда ҳосил бўлади. Сариқ мишьяк 285°C ёки ёруғлик таъсирида кулранг мишьякка айланади. Қора мишьяк қора фосфор каби кристалланади.

Мишьякнинг атом радиуси $0,148 \text{ нм}$. Ковалент атом радиуси $0,121 \text{ нм}$. As^{3+} ион радиуси $0,092 \text{ нм}$ бўлиб, As^{3+} нинг радиуси $0,047 \text{ нм}$ дир. Мишьякнинг ионланиш потенциалли $J_1 = 9,81 \text{ эВ}$.

Мишьяк молекулалари буг ҳолатида As_4 дан иборат. Юқори температурада мишьяк буги молекулалари икки атомлидир, чунки у диссоциаланади:

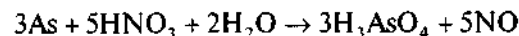


800°C дан юқорида мишьяк бир атомли молекулалардан иборат. Мишьяк буги саримсоқ ҳидини эслатади.

Одатдаги шароитда кулранг мишьякка ҳаво ҳам, сув ҳам таъсир этмайди. Лекин қиздирилганда у водород, бир қанча металл ва металлмаслар билан реакцияга киришади.

Мишьякнинг стандарт электрод потенциалли $E^\circ = 0,3 \text{ В}$. Мишьяк ўз бирикмаларида $+3$, $+5$, -3 га тенг оксидланиш даражасини намоён қилади.

Мишьяк концентранган нитрат кислота билан худди металлмаслар каби реакцияга киришади:

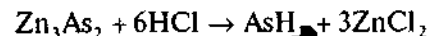


Умуман, мишьякда амфотер хосса мавжуд, лекин металлмаслик хоссалар устун туради.

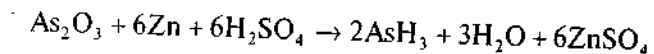
V.4.2. Мишьякнинг водородли бирикмалари

Мишьякнинг AsH_3 ва As_2H_4 таркибли гидридлари маълум.

Арсин AsH_3 металл арсенидларга HCl таъсир эттириб олинади:



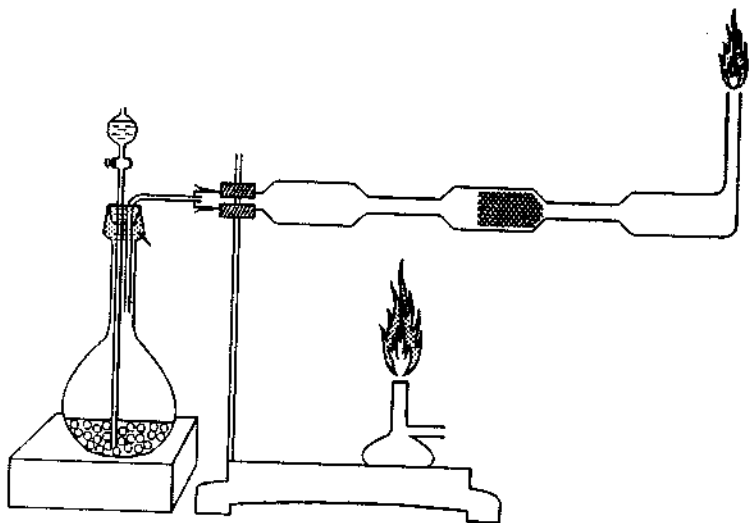
Ундан ташқари мишьяк бирикмаларига атомлар водород таъсир этганида ҳам AsH_3 ҳосил бўлади:



Арсин рангсиз газ, ниҳоятда заҳарли, $-113,5^\circ\text{C}$ да музлайди ва -55°C да қайнайди. У 230°C да парчаланеди. Арсин эндотермик модда. У фосфинга нисбатан беқарор. AsH_3 кучли қайтарувчи. У сув ва кислоталар билан реакцияга киришмайди, NH_3 ва PH_3 лар бундай реакцияларга киришар эди.

Арсиннинг осон ҳосил бўлиши ва тез парчаланишидан фойдаланиб, бирор модда таркибида мишьяк борлигини **Марш усули**да аниқлаш мумкин. Бунинг учун икки оғизли шиша колбага тоза рух метали ва мишьяк борлиги синалаган модда солинади, колбага ўрнатилган томизгич воронкага H_2SO_4 ёки HCl эритмаси қуйилади. Колбанинг иккинчи оғзига кальций хлорид тўлдирилган идиш сўпоқ най билан бириктирилади; найнинг учи очик бўлади. Асбоб йиғилгач томизгич воронкадан колбага кислота туширилади (V.5-расм).

Колбада ҳосил бўлган атомар водород мишьяк бирикмасини қайтаради ва AsH_3 ҳосил қилади. Бу газ ортиқча водород билан бирга кальций хлоридли найдан ўтиб сўпоқ



V.5-расм. Жуда оз миқдорда мишьяк бирикмаларини тутган намунани анализ қилиш ускунаси.

найга боради. Сўпоқ найнинг учидан чиқаётган газ ёндирилади. Агар газлар аралашмаси таркибида AsH_3 бўлса, аланга кўкимтир тусда бўлиб, оқ тутун (As_2O_3 буғлари) ҳосил бўлади. Агар газлар аралашмасини сўпоқ найнинг ўртасида қиздирилса, AsH_3 парчаланеди, ҳосил бўлган мишьяк сўпоқ найнинг ички деворининг совуқ қисмида қора ранг (мишьяк кўзгуси)ли доғ шаклида ёпишиб қолади.

Мишьякнинг водород билан яна бир ҳосиласи — рангсиз газ диарсин As_2H_4 маълум. Уни олиш учун арсин AsH_3 ни қайта-қайта милтиллаган электр учкунли найчадан ўтказиш лозим. Бу модда -100°C да қаттиқ ҳолатда бўлганида ҳам $(\text{As}_2\text{H})_n$ (қизғиш сариқ рангли) оддий шароитда водородга ва AsH_3 га парчаланеди.

Арсин суюлтирилган аммиакда эритилган натрий билан реакцияга киришиб натрий дигидроарсенидни NaAsH_2 ҳосил қилади.

Арсиннинг қаттиқ ҳолдаги таркиби AsH_x ($0,5 < x < 1$) бўлган гидридлари бор эканлиги ҳақида маълумотлар адабиётда бор.

V.4.3. Мишьякнинг галогенли бирикмалари

Мишьякнинг галогенли бирикмаларидан энг муҳими оқ рангли мишьяк(III) хлорид мишьякнинг хлор атмосферасида ёнишидан ҳосил бўлади.

Мишьякнинг галогенли бирикмаларининг баъзи физик хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган:

Формулasi	Агрегат ҳолати	Ранги	Суюқланиш температураси, $^\circ\text{C}$	Қайнаш температураси, $^\circ\text{C}$	ΔH_{298}° кЖ моль $^{-1}$
AsF_5	газ	рангсиз	$-78,9$	$-5,94$	1236,7
AsF_3	суюқлик	рангсиз	$-5,95$	$+57$	957,0
AsCl_5	қаттиқ	рангсиз	$-79,8$	$-53,2$	—
AsCl_3	суюқлик	рангсиз	-16	$+130$	315,5
AsBr_3	қаттиқ	рангсиз	$+31,2$	$+221$	199,0
AsI_3	қаттиқ	қизил	$+142$	$+414$	64,8

AsCl_3 — гигроскопик, осон буғланувчан, рангсиз заҳарли суюқлик; баъзи анорганик моддалар учун эритувчи сифатида ишлатилади.

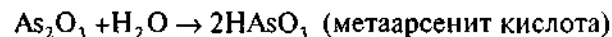
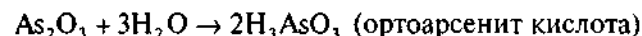
Мишьякнинг барча галогенидлари сувда гидролизланади, улар NH_3 , SiCl_4 каби моддаларни ўзига қўшиб олиш қобилиятига эга.

V.4.4. Мишьякнинг кислородли бирикмалари

Улар учта: As_2O_3 , As_2O_5 ва As_2O_6

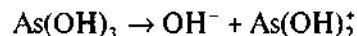
Арсенит ангидрид As_2O_3 ёки «оқ мишьяк» соф мишьяк ёнганда ва таркибида мишьяк бўлган рудалар куйдирилганда ҳосил бўлади. 800°C дан паст температурада оқ мишьяк As_4O_6 таркибга эга. У жуда заҳарли модда; $d = 3,68 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$. Қиздирилганда суюқланмай буғланиб (сублимацияланиб) кетади.

As_2O_3 сувда эриб орто- ва мета- арсенит кислоталарни ҳосил қилади.

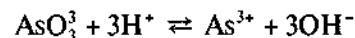


Бу икки кислота ниҳоятда кучсиз кислоталар жумласига киради.

Арсенит кислота ҳам амфотер хоссаларини намоён қилади. Унинг эритмада диссоциланишини куйидагича ёзиш мумкин:



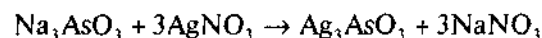
Унинг кислота тарзида диссоциланиш константаси $K = 4 \cdot 10^{-10}$ бўлса, асос тарзидаги диссоциланиш константаси $K = 1 \cdot 10^{-14}$ дир. Агар H_3AsO_3 асосан учинчи босқич билан диссоциланади деб фараз қилсак, эритмадаги ионлар орасида куйидаги мувозанат қарор топади:



Эритмада водород ионларининг концентрацияси ошганда бу мувозанат ўнгга, OH^- ионлари концентрацияси ошганда эса чапга силжийди:

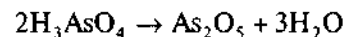
Арсенит кислота уч негизли бўлгани учун уч хил арсенитлар ҳосил қилади. Унинг CaHAsO_3 таркибли тузи чигирткага қарши курашишда ишлатилади. Метаарсенит кислотанинг яшил тусли мис тузи $\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ «Шееле кўки» номи билан юритилади.

$\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ таркибли тузи яшил тусли «Париж кўки» — экин зараркунандаларига қарши курашишда ишлатилади. Натрий арсенит кумуш нитрат билан сариқ чўкма беради (сифат реакцияси):

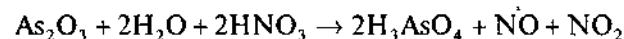
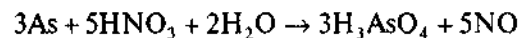


H_3AsO_3 ишқорий муҳитда кучли, кислотали муҳитда кучсиз қайтарувчидир.

Мишьяк(V) оксид ёки **арсенат ангидрид** As_2O_5 . Бу модда мишьякнинг ҳавода ёнишидан ҳосил бўлмайди. Уни олиш учун арсенат кислотани қиздириб, таркибидаги сув йўқотилади:

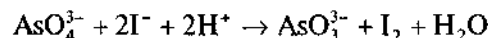


Арсенат кислотанинг ўзини эса мишьякни нитрат кислотада эритиш ёки арсенит ангидридни нейтрал шароитда оксидлаш орқали олинади:



Мишьяк(V) оксид рангсиз аморф модда, $d = 4,086 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$. У 315°C да As_2O_3 билан O_2 га ажралади. Сувда яхши эрийди (100 г сувда 16°C да 150 г эрийди). Бу ангидридга уч кислота мувофиқ келади. Улар орто- мета- ва пиро-кислоталардир.

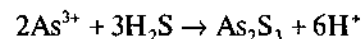
Орто-арсенат кислота H_3AsO_4 ўртача кучга эга бўлган уч негизли кислотади. Унинг учун $K_1 = 5,6 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 1,7 \cdot 10^{-7}$ ва $K_3 = 3 \cdot 10^{-12}$. Орто-арсенат кислота кислотали муҳитда оксидловчи хоссаларини намоён қилади, масалан KI ни I_2 га қадар оксидлайди:



Бу реакциянинг мувозанати кислотали муҳитда кескин ўнг томонга силжийди, нейтрал ва ишқорий муҳитда аксинча, чап томонга силжийди. У ҳолда арсенит арсенатга қадар оксидланади.

V.4.5. Мишьякнинг сульфидлари

Мишьяк олтингугурт билан As_2S_3 , As_2S_5 , As_4S_4 ҳосил қилади. Мишьяк(III) сульфид As^{+3} га эга эритма орқали кислотали муҳитда H_2S ўтказиш натижасида чўкма ҳолида ҳосил бўлади:



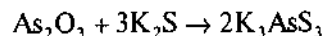
Чўктириб олинган мишьяк(III) сульфид сувда, кислота-ларда (хатто концентранган HCl да) эритмаслиги сабаб-ли, бу мода заҳарсиздир. У 310 °C да суёқланади ва 707 °C да қайнайди(вакуумда). Мишьяк(III) сульфид буглари As_4S_6 таркибли димер молекулалардан иборат.



Мишьяк(III) сульфид ишқорий ва ишқорий-ер метал-ларнинг сульфидлари эритмасида яхши эрийди. Ишқор эритмаларида As_2S_3 эриганда AsO_2S^{3-} ва $AsOS_2^{3-}$ таркибли оксо- тιοарсенитлар ҳосил бўлади:

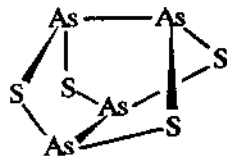


Ишқорий металлларнинг сульфидлари эритмаларида As_2S_3 тιοарсенитга айланади:



Тιοарсенитлар кислота таъсирида парчаланиб As_2S_3 , H_2S ажратиб чиқаради.

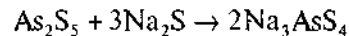
Реальгар As_4S_4 табиатда қизғиш-қовоқ рангли монокли-ник кристаллар ҳолида учрайди. Уни мишьяк(III) оксид-ни олтингугурт билан қиздириш орқали ҳам олиш мум-кин. У 450 °C да парчаланмасдан буғланади:



Реальгарнинг селитра билан аралашмаси оқ нур тарқатиб ёнади, шу сабабли реальгар мушакбозликда ишлатилади.

Мишьяк (V) сульфид As_2S_5 (аслида As_4S_{10}) сариқ рангли қаттиқ модда. Кучсиз кислота қўшилган арсенатлар эритма-сига H_2S гази юборилганда сариқ чўкма ҳолида ҳосил бўла-ди. Агар эритмада кислота кўп бўлса, беш валентли мишьяк қисман қайтарилиб уч валентли ҳолатга ўтиши мумкин. У ҳолда As_2S_5 билан As_2S_3 нинг аралаш чўкмаси ҳосил бўлади.

As_2S_5 қиздирилса, As_2S_3 ва S га ажралади. As_2S_5 ишқорий металлларнинг сульфидлари ва аммоний сульфид эритма-сида эриб тιοарсенатларга айланади:



Тιοарсенатларга мувофиқ келадиган тιοарсенит кислота H_3AsS_4 беқарор моддадир. Шунинг учун тιοарсенатлар кис-лоталар таъсирида парчланади.

Мишьякнинг қўлланиши: сочма ўқ тайёрладиган қўрго-шинга 0,5—1% мишьяк қўшилганда суёқ қотишманинг сирт таранглиги ортиб сочма ўқ сферик шакли (шар) ҳолида ҳосил бўлади ва унинг қаттиқлиги ошади. Мишьякнинг баъзи металлик қотишмалари антифрикцион ва матбаа қотишмаси таркибига киради. Асосан мишьякдан унинг бирикмалари тайёрланади. Унинг баъзи бирикмалари қиш-лоқ хўжалик зараркунандалари билан курашишда ишла-тилади 1960-йиллардан бошлаб мишьяк бирикмалари ярим-ўтказгичлар техникасида кенг қўлланиладиган бўлди.

V.5. СУРЬМА

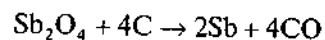
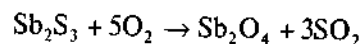
Белгиси — Sb. Z=51; электрон конфигурацияси KLM $4s^2 4p^4 4d^{10} 5s^2 5p^3$; табиий сурьма иккита барқарор изотопдан иборат: улардан бири ^{121}Sb (57,25 %) ва иккинчиси ^{123}Sb (42,75 %). Сурьманинг бир неча сунъий радиоактив изотоплари олинган бўлиб, улардан ^{122}Sb , ^{124}Sb ва ^{125}Sb муҳим аҳамият-га эга.

Сурьма инсониятга қадим замонлардан бери маълум. Шарқ мамлакатларида милoddан 3000 йиллар чамаси олдин сурь-мадан турли идишлар тайёрланган. Сурьманинг табиий ми-нерали — **сурьма ялтироғи** (Sb_2S_3) қадим замонлардан бери пардоз воситаси бўлиб келган. «Сурьма» номи ҳам ана шун-дан келиб чиққан. Ундан ташқари сурьманинг баъзи бирик-малари дори-дармон сифатида ишлатилган. Алкимёгарлар сурьмани хомаки олтин билан қиздириб, олтинни бошқа металллардан тозалай олганлар. Шунинг учун алкимёгарлар сурьмани «металларни ейувчи бўри» деб атаганлар. Сурьма-нинг иккинчи номи «антимон» сўзининг келиб чиқиш тари-хи қуйидагича: монах Василий Валентен 1604 йилда бетоб мо-нахларни тузатиш мақсадида уларда сурьма бирикмаларини бериб кўрган; сурьма бирикмаларини истеъмол қилган мо-нахлар тузалиш ўрнига ҳалок бўлганлар. Шундан кейин сурь-ма «монахларнинг душмани», яъни «антимон» деб аталган.

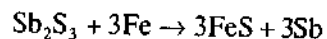
Сурьма бирикмалари қадим замонлардан бери маълум бўлганлиги сабабли унинг баъзи ҳосилалари учун эски номлари сақланиб келади. Масалан, унинг актив металллар билан ҳосил қилган бирикмалари MeSb (Sb нинг оксидланиш даражаси — 3) **антимонидлар** (улардан баъзилари — AlSb , GaSb , InSb лар яримўтказгич хоссалари муҳимдир), оксидланиш даражаси +3 бўлган бирикмаларининг сувда гидролизланиш маҳсулотларида оксидланиш даражаси +1 бўлган катиони — SbO^+ ни тутган тузлари **антимониллар**, ва ниҳоят, сурьма кислотасининг тузларини эса **антимонатлар** деб аташ ҳозирги вақтларгача сақланиб келади.

Сурьманинг табиатда учрайдиган муҳим бирикмалари **сурьма ялтироғи** Sb_2S_3 , **брейтгаунтит** NiSb , **дискразит** Ag_3Sb лардир. Шунингдек, сурьма табиий ҳолда ҳам учрайди. Сурьма бирикмалари асосан қўрғошин, мис, кумуш ва бошқа металлларнинг сульфидлари билан бирга, масалан, $2\text{PbS} \cdot \text{Sb}_2\text{S}_3$; $\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{Sb}_2\text{S}_3$; $4\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Sb}_2\text{S}_3$ лар ҳолида учрайди. МДХ да сурьма рудалари Қозоғистон, Шарқий Сибирь ва Марказий Осиёда (масалан, Қадамжойда) Арабистонда учрайди.

Олиниши. Сурьма олиш учун сурьма ялтироғини ҳавода қиздириб, ҳосил бўлган оксид писта кўмир (кокс) билан қайтарилади:



Бундан ташқари сурьма ялтироғи темир билан қиздирилганда ҳам сурьма ҳосил бўлади:



V.5.1. Сурьманинг хоссалари

Сурьма икки шакл ўзгаришда мавжуд бўлиб, уларнинг бири металл ҳолда, иккинчиси эса металлмас кўринишга эга. У сариқ рангли, ниҳоятда беқарор бўлгани учун сурьма деганда фақат металлсимон модификациясини тушуниш керак. Сурьма кумуш каби оқиш металл; у мўрт, уни ҳатто ҳавончада туйиш мумкин. Унинг зичлиги $6,69 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, суюқланиш температураси $630,5^\circ\text{C}$, қайнаш температураси 1635°C . Ионланиш потенциали $I_1 = 8,64 \text{ эВ}$; металл ҳолда

атом радиуси $0,161 \text{ нм}$, Sb^{5+} ион радиуси $0,062 \text{ нм}$. Сурьма электр токини ёмон ўтказди. Сурьма электрманфийлик жадвалида металллар жумласига киритилган бўлса ҳам, кимёвий жиҳатдан унда металл хоссалари яққол ифодаланган эмас. Унинг стандарт электрод потенциали ($E_{\text{Sb}^{5+}/\text{Sb}^{3+}}^0 = 0,2 \text{ В}$) мусбат қийматга эга.

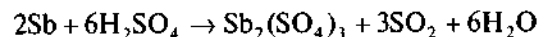
Сурьма одатдаги температурада ҳавода барқарор молекула; лекин $500\text{—}600^\circ\text{C}$ гача қиздирилганда ёниб оқ рангли Sb_2O_3 ҳосил қилади. Сурьма галогенлар билан SbCl_3 , SbBr_3 , SbI_3 , SbF_3 , SbCl_5 , SbF_5 ларни ҳосил қилади. Хлор тўлдирилган цилиндрга сурьма кукуни солинса, у одатдаги температурадаёқ хлорда ёниб кетади.

Сурьма олтингугурт ва селен билан қиздирилганда Sb_2S_3 ва Sb_2Se_3 ҳосил бўлади.

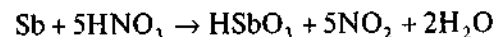
Сурьма азот билан реакцияга киришмайди; кўпчилик металллар билан қотишмалар ҳосил қилади. Таркибида $72,7\%$ Pb , 20% Sb , $7,3\%$ Sn тутган қотишма матбаа қотишмаси номи билан машҳур.

Актив металлларнинг сурьмали қотишмаларида ўша металл билан сурьма орасида интерметалл бирикмалар ҳосил бўлади. Ҳатто никель, кумуш, қалай ҳам сурьма билан интерметалл бирикмалар ҳосил қилади.

Сув одатдаги шароитда сурьмага таъсир этмайди. 500°C дан юқорида сув буғи сурьмани аста-секин оксидлайди. Хлорид кислота ва суюлтирилган сульфат кислота сурьмага таъсир этмайди. Агар сурьма концентрантланган сульфат кислота билан қиздирилса, эриб кетади:



Концентрантланган ва суюлтирилган нитрат кислота сурьмани оксидлаб уч, ҳатто беш валентли ҳолатга ўтказди:

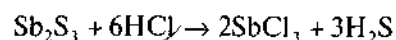


Сурьма ўз бирикмаларида +3 ва +5 оксидланиш даражаларини намоён қилади. Беш валентли сурьма бирикмалари кислотали муҳитда оксидловчи хоссаларига эга.

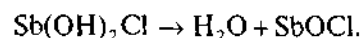
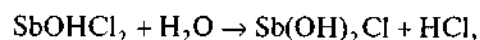
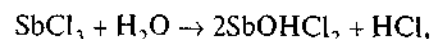
Сурьманинг водородли бирикмаси. Сурьма гидриди SbH_3 (стибин) — рангсиз, бадбўй ва жуда заҳарли газ. Кучли қайтарувчи хоссаларига эга. SbH_3 атомар водороднинг сурьма бирикмаларига таъсир қилишидан ҳосил бўлади. Ундан ташқари, сурьманинг магнийли қотишмасига кислоталар

таъсир этганида ҳам SbH_3 ҳосил бўлади. SbH_3 да сурьма билан водород орасида типик ковалент боғланиш мавжуддир. SbH_3 нинг ҳосил бўлиши ва қиздирилганда осон парчаланишига асосланиб сурьма Марш усулида аниқланади.

Сурьма галогенидлари. Сурьма галогенидларидан SbCl_3 сурьма ялтироғини хлорид кислотада эритиб олинади:



SbCl_3 мишьяк(III) хлорид каби суюқлик эмас, $73,4^\circ\text{C}$ да суюқланадиган қаттиқ модда, у сурьма мойи деб ҳам аталади. Бу модда CS_2 да эфирда яхши эрийди. SbCl_3 сувда қисман эрийди. Эритма суюлтирилганида гидролизга учраб, чўкма ҳосил қилади:



Кислотали муҳитда бу реакция мувозанати чап томонга силжиб, чўкма эриб кетади. Гидролизнинг асосий маҳсулоти SbOCl антимонил хлориддир.

$\text{K}(\text{SbO})\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ таркибли туз — калий антимонил тартрат — тиббиётда қайт қилдирувчи дори сифатида ишлатилади.

SbCl_3 ишқорий металлларнинг галогенидлари билан координацион бирикмалар ҳосил қилади, масалан, $\text{Na}_3[\text{SbCl}_6]$. Суюқлантирилган (сувсиз) SbCl_3 нинг диэлектрик константаси ($\epsilon=33,2$) ва диполь моменти анча катта ($\mu=1,07$ Кл.м.) бўлганлиги сабабли кўпчилик тузлар бу суюқликда диссоциланади. Суюқлантирилган SbCl_3 нинг криоскопик константаси жуда катта ($K=18,4$) бўлгани учун у баъзи моддаларнинг молекуляр массасини аниқлашда эритувчи сифатида ишлатилади. Ундан ташқари SbCl_3 тўқимачилик саноатида хуруш сифатида ишлатилади: ўқ отар қурола-рининг стволини занглашдан сақлаш учун уни аввал SbCl_3 билан қорайтирилади; бу жараён вақтида металлнинг сирти юлқа сурьма қавати билан қопланади.

Сурьма(V) хлорид SbCl_5 . Суюқлантирилган SbCl_3 га хлор юбориш натижасида ёки сурьманинг хлор билан бевосита бирикишидан SbCl_5 ҳосил бўлади. Бу модда хлороформда ва хлорид кислотада эрувчан рангсиз суюқлик; у баъзи

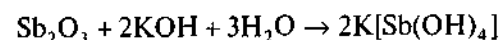
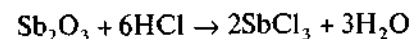
моддаларга ўзининг бир қисм хлорини бериб, уларни хлор-лидди. SbCl_5 ишқорий металлларнинг хлоридлари билан комплекслар (масалан $\text{K}[\text{SbCl}_6]$) ҳосил қилади.

Сурьма(V) хлорид катализаторлик хоссаларига ҳам эга. Масалан, метан билан хлордан CCl_4 олишда катализатор сифатида ишлатилади.

V.5.2. Сурьманинг кислородли бирикмалари

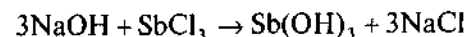
Уч валентли сурьма оксиди ва гидроксиди. Сурьма оксид(III) Sb_2O_3 (ёки Sb_4O_6) сурьманинг ҳавода ёнишида ҳосил бўлади. У кўп жиҳатдан Al_2O_3 га ўхшайди. Унинг куб ва ромб кўринишидаги иккита шакл ўзгариши маълум. Унинг куб шаклидаги структураси димер молекулалардан тузилган, ромб шаклидаги структураси полимер тузилишга эга. Sb_2O_3 қиздирилганда Sb_2O_4 га айланади. Sb_2O_3 сувда эримайдиган оқ тусли кукун, $d=5,2-5,3 \text{ г·см}^{-3}$; 656°C да суюқланади, 1456°C да қайнайди.

Sb_2O_3 амфотер оксид бўлиб, унда асос хоссалари устун туради. У хлорид кислота ва ишқорлар билан реакцияга киришади:



$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ — антимонит дегидратланган ҳолда KSbO_2 кўринишда ёзилади.

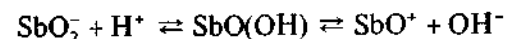
Сурьма(III) гидроксид $\text{Sb}(\text{OH})_3$ сурьманинг сувда эрийдиган тузларига ишқор таъсир этишидан ҳосил бўлади:



Сурьма(III) гидроксид ўздан бир қисм сув йўқотиб, антимонил гидроксидга айланади:

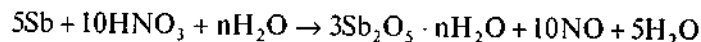


Антимонил гидроксид ҳам амфотер модда. У ҳам кислота, ҳам асос тарзида диссоциланади:

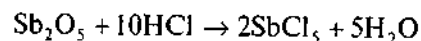


HSbO_2 — метастибит ёки метантимонит кислота деб аталади.

Сурьма(V) оксид Sb_2O_5 . Сурьмага концентранган нитрат кислота таъсир эттирилганда турли даражада гидратланган сурьма(V) оксид («антимонат кислота») ҳосил бўлади:



Ҳосил бўлган «антимонат» кислотани сувсизлантириш натижасида сурьма(V) оксид олинади. Sb_2O_5 сувда ёмон, хлорид кислота ва ишқорларда яхши эрийди.



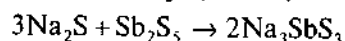
Sb_2O_5 куб тузилишга эга бўлган оч-сарик кристалл модда; $d = 7,86 \text{ г·см}^{-3}$, 357°C га қадар барқарор, бундан юқори температурада парчаланиб Sb_2O_4 га айланади. Бу модда таркибидаги сурьма атоми уч ва беш валентли деб тушуномқ керак: Sb_2SbO_4 .

Сурьма(V) оксид дори-дармон тайёрлашда, бўёқ, резина, тўқимачилик саноатларида, «неон» лампаларнинг ич томонига суркаладиган люминесцент қопламалар учун ишлатилади. Сурьма(V) оксидга бир нечта антимонат кислота мувофиқ келади: **гексагидроксиантимонат кислота** $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ — **ортоантимонат кислота** деб аталади. Бу кислота кучсиз кислоталар жумласига киради. $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ — калий антимонатнинг сувдаги эритмаси натрий ионини чўктириш учун ишлатилади, чунки натрий антимонат $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ сувда кам эрувчан моддadir.

Пироантимонат $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ ва **метаантимонат** HSbO_3 кислоталарнинг тузлари маълум.

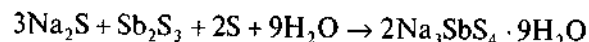
Сурьма сульфидлари. Сурьманинг иккита сульфиди бор: Sb_2O_3 ва Sb_2O_5 . Улар сувда ёмон эрийди.

Сурьма(III) сульфид ишқорий металлларнинг сульфидлари билан **тиоантимонитлар** ҳосил қилади:



Сурьма(V) сульфид каучукни вулконлаштиришда ишлатилади, бунда ҳосил бўлган резина қизил рангли бўлади.

Техникада Sb_2O_5 олиш учун сурьма(III) сульфид, натрий сульфид ва олтингугурт аралашмаси сув билан реакцияга киритилади:



Ҳосил бўлган туз сульфат кислота таъсиридан парчаланиб, Sb_2O_5 ни ҳосил қилади.

V.6. ВИСМУТ

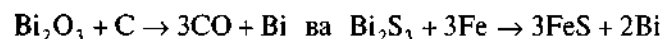
Белгиси — Bi, Z=83. Барқарор изотопининг масса сони 209 (табиатдаги висмутнинг ҳаммаси шу изотопдан иборат).

Электрон конфигурацияси $\text{KLMNO } 6s^2 6p^3$. Висмут ва унинг бирикмалари Европада (XV аср) алхимёгарларга маълум эди. Лекин уни сурьма, қалай ёки қўрғошиннинг бири тури деб қаралган. Унинг мустақил кимёвий элемент эканлиги XVIII асрнинг ўрталарида исботланди. Табиатда висмут минераллари айрим ҳолда ва қўрғошин, қалай, мис, кумуш, никель, вольфрам рудаларига аралашган ҳолда учрайди. Ер пўстлоғидаги висмутнинг миқдори $2 \cdot 10^{-4}\%$ га тенг.

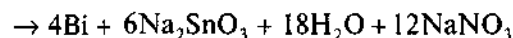
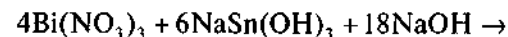
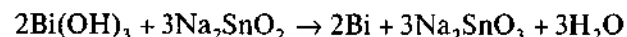
Висмут минералларидан энг муҳимлари Bi_2S_3 — **висмут ялтироғи** ва Bi_2O_3 — **висмут охрасидир**.

Висмут минераллари Боливия, Австралия ва МДХ да (Шарқий Сибирь, Ўзбекистон ва Қозғистонда қўрғошин рудаларига аралашган ҳолда) учрайди.

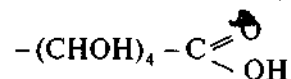
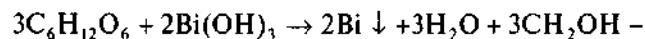
Висмут олиш учун унинг оксиди кўмир билан ёки сульфиди темир билан қайтарилади:



Висмут ҳосил қилиш учун яна қуйидаги реакциялардан фойдаланилади:



Ниландер реакцияси билан висмут ҳосил қилиш учун глюкозанинг 1% ли эритмасидан 2 мл олиб, унга Ниландер реактиви [Сегнет тузи + $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$] қўшилади ва 1—2 минут қайнатилади. Вақт ўтиши билан қора чўкма ҳосил бўлади. Реакция тенгламасини қуйидагича ёзиш мумкин:



Хоссалари. Висмут — мўрт, кўкимтир-қизил рангли металл. 271 °C да суюқланади ва 1559 °C да қайнайди; зичлиги 9,8 г·см⁻³; висмутнинг атом радиуси 0,182 нм.

Висмут электр токини ёмон ўтказди. Унинг солиштира қаршилиги қумушникига қараганда қарийб 70 марта катта. Висмут аномал диамагнит хоссага эга; унинг электрга қаршилиги магнит майдонида ошиб кетади.

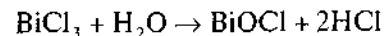
Висмут пассив элемент, у ҳавода ҳам, сувда ҳам ўзгармайди. Висмут нитрат кислотада ва қайноқ сульфат кислотада эрийди. Висмутни чўғ ҳолатига қадар қиздирилса, у ёниб висмут(III) оксид Bi₂O₃ га ўтади. Висмут юқори температурада галогенлар ва олтингугурт билан бевосита бирикади. Висмут паст температурада суюқланидиган қотишмалар олиш учун ишлатилади. Масалан, 50% Bi, 25% Pb, 12,5% Sn ва 12,5% Cd дан иборат Вуд қотишмаси 60,5 °C да; 50% Bi, 26,5% Pb, 13,5% Sn ва 10% Cd дан иборат Липовиц қотишмаси 70 °C да; 50% Bi, 30% Pb, ва 20% Sn дан иборат Розе қотишмаси 91,6 °C да суюқланади. Булардан ташқари, висмутнинг яна 39,5 °C да суюқланидиган қотишмаси (36,4% Bi, 28% Pb, 5,6% Cd ва 30% Hg) ҳам бор.

Висмут ўз бирикмаларида +3, +5, —3 га тенг оксидланиш даражалар намоён қилади. Висмутда металлик хосса анча кучли ифодаланганлиги сабабли у BiO⁺ таркибли барқарор висмут ил оксикатионини ҳосил қилади. Бу катионнинг барча галогенидлари олинган (масалан, BiOCl, BiOBr). Висмут гидрид BiH₃ (висмутин) беқарор модда. Висмут гидрид магний билан висмут қотишмасига хлорид кислота таъсирдан ҳосил бўлади. Висмут гидриднинг парчаланишини худди AsH₃ даги каби «кузгу» ҳосил бўлишидан аниқ кўриш мумкин (Марш усулини эсланг).

Висмут(III) оксид Bi₂O₃ сарғиш кукун; d=8,7 г·см⁻³; у бир неча полиморф модификациялар ҳосил қила олади. У экзотермик бирикма (ΔH°=—578,2 кЖ·моль⁻¹). Висмут(III) оксид кислоталарда яхши эрийди. Бу эритмага ишқор таъсир эттирилса, оқ висмут(III) гидроксид чўкади; бу модда тезда BiO(OH) таркибли висмут(III) оксигидратга ўтади.

Висмут(III) сульфид Bi₂S₃ табиатда учрайди; висмут билан олтингугуртнинг ўзаро бевосита бирикишидан ҳосил бўлади. У яшил кристалл модда. Висмут(III) сульфид тиобирикмалар ҳосил қилмаслиги билан As₂S₃ ва Sb₂S₃ дан фарқ қилади.

Сувда эрувчан висмут(III) тузлари гидролизланганда қийин эрувчан висмутнинг оксобирикмалари ҳосил бўлади:



Висмут(III) фторид — куб шаклидаги оқ кристалл модда d=5,32 г·см⁻³; 725 °C да суюқланади. сувда жуда оз эрийди.

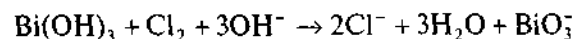
Висмут(III) хлорид — висмутни зар сувида эритиш билан олинади. У оқ рангли модда, 232 °C да суюқланади ва 447 °C да қайнайди, зичлиги 4,6 г·см⁻³. Висмут(III) хлорид ҳаво нами таъсирида BiOCl га ўтади. Ишқорий металлларнинг хлоридлари билан комплекс бирикмалар ҳосил қилади, масалан, K[BiCl₄].

Висмут(III) бромид BiBr₃ ўз хоссалари билан висмут(III) хлоридга ўхшайди; у 217 °C да суюқланади ва 460 °C да қайнайди (d=5,6 г·см⁻³).

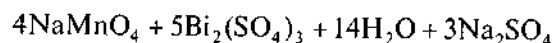
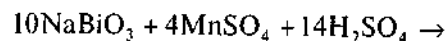
Висмут(III) йодид BiI₃ тўқ жигарранг қаттиқ модда, ўз хоссалари билан висмут(III) хлоридни эслатади, лекин сувда эрийди. Унинг суюқланиш температураси 500 °C га яқин (d=5,8 г·см⁻³). Фақат сув билан қайнатилганда BiOI га айланади. BiI₃ нинг тўқ жигарранг бўлишига сабаб, катта радиусли йод ионига Bi³⁺ катиони кучли қутбловчи таъсирини кўрсатишидир.

Bi(NO₃)₃·5H₂O — висмут нитрат — висмутнинг нитрат кислотадаги эритмасини буғлатиш натижасида ҳосил бўлади. Бу модданинг гидролизланиши ёки қиздирилиши натижасида висмут ил нитрат BiONO₃ пайдо бўлади. BiONO₃ тиббиётда ошқозон касалликларини даволашда дори сифатида ишлатилади.

Висмутнинг оксидланиш даражаси +5 бўлган бирикмалари оксидланиш даражаси +3 бўлган бирикмаларидан (кучли оксидловчилар таъсирида) ҳосил бўлади:



Bi₂O₃ оксидланганида ҳам висмут(V) бирикмалари ҳосил бўлади. Агар Bi₂O₃ натрий пероксид билан бирга суюқлантирилса, NaBiO₃ ҳосил бўлади. Агар NaBiO₃ га кучли нитрат кислота қўшилса, висмут(V) оксигидрат Bi₂O₅·xH₂O пайдо бўлади. Висмут(V) нинг кислородли кислоталари эркин ҳолда олинган эмас. Висмут(V) бирикмалари кучли оксидловчилардир. Масалан, NaBiO₃ кислотали муҳитда MnSO₄ ни оксидлаб NaMnO₄ га ўтказди:



BiF_5 висмут (III) фторидга фтор таъсиридан ёки суёқ висмутни 500°C да қиздириб фтор юбориш натижа-сида ҳосил бўлади.

BiF_5 550°C да сублиматланади; у игнасимон рангсиз кристалл модда. BiF_5 ишқорий металлларнинг фторидлари билан комплекслар ҳосил қилади, масалан, $\text{K}[\text{BiF}_6]$.

Ишлатилиши. Висмут металл ҳолида магнит майдони кучланишини ўлчайдиган асбоблар яшаш учун қўлланилади. Висмут ажойиб физик хоссалари (чунончи, паст температурада суёқланиши, сув, туз ва органик моддаларга қараганда иссиқни яхши ўтказиши, мустаҳкамлиги, нейтронларни қамраб олиш учун кесма юзаси катта бўлгани)-га асосланиб, ядро реакторларида **иссиқ ташувчи** восита сифатида қўлланилади. Висмутнинг жуда кўп органик бирикмалари тиббиётда ишлатилади.

Мишьяк, сурьма ва висмут бирикмалари (айниқса улар учга тенг оксидланиш даражасини намоён қилганда) заҳарлидир. Булар ичида энг заҳарлиси мишьяк(III) бирикмалари бўлиб, арсин (AsH_3) жуда ҳам хавфлидир. Бирор киши мишьяк бирикмалари билан заҳарланиб қолса, унга янги тайёрланган темир(III) гидроксид суспензиясини ичириш керак. Бу суспензияни тайёрлаш учун темир(III) тузи эритмасига магний гидроксид кукуни солиб аралаштирилади.

Лекин мишьякнинг жуда оз миқдори организмнинг қон ишлаб чиқаришига ёрдам беради ва организмнинг ҳаёт фаолиятини кучайтиради.

5.7. ҚИШЛОҚ ХЎЖАЛИК ЗАРАРКУНАНДАЛАРИГА ҚАРШИ ИШЛАТИЛАДИГАН КИМЁВИЙ МОДДАЛАР

Бундай моддалар зараркунандаларга қарши биологик чоралар билан бир қаторда ишлатилади. Бундай моддаларни **пестицидлар** деб ҳам номланади. Пестицидлар микро-организмларга, одамлар ва ҳайвонлар ҳаёти учун ёки қишлоқ хўжалигида зарарли бўлган ўсимликларга ёки ҳашаротларга қарши курашиш мақсадида ишлатилади. Бундай моддалар бир неча группани ташкил этади.

Инсектицидлар зарарли ҳашаротларни, уларнинг тухумини ва личинкаларини ўлдирувчи моддалар гуруҳини ташкил этади. Баъзилари ўсимлик ва ҳайвонларнинг каналарини (инсектоакарицидлар), ўсимлик бити-шира (официдлар), нематодларни ўлдириш учун қўлланилади. Бундай хусусиятга эга бўлган моддалар қаторига кальций ва қўрғошнинг арсенатлари, Na_2SiF_6 , органик моддалардан баъзиларини (пиретринлар, никотин, анабазин) ҳам ишлатилади. Органик моддалардан энг муҳимлари фосфорорганик бирикмалар (хлорофос, бензофосфат, карбофос, фосфамид), хлор тутган бирикмалар (γ-гексахлорциклогексан, гепта-хлор, метоксихлор ва бошқалар) катта аҳамиятга эга.

Фунгицидлар ўсимлик фаолиятига хавfli бўлган микроорганизмлар ва замбуруғларга қарши ишлатиладиган моддалар: мис купроси $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, мис хлороксида $3\text{CuO} \cdot \text{CuCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, рух хромати ZnCrO_4 (бу модда ўрнига $\text{ZnCrO}_4 \cdot 4\text{Zn}(\text{OH})_2$ ҳам ишлатилади), формалин (чумоли альдегиднинг 40% ли эритмаси), пентахлорфенол, мис, хром ва мишьяк тузлари аралашмаси ҳам ишлатилади.

Зооцидлар — кемирувчи (юмронқозиқ, сичқон, каламуш) ларга қарши кураш воситаларидир. Бундай хусусиятга эга бўлган моддалар: рух фосфиди Zn_3P_2 ни кўшиб тайёрланган заҳарли озуқа. Бу модда кемирувчи ошқозонидаги хлорид кислота билан реакцияси натижасида кучли заҳар фосфин PH_3 ҳосил қилади ва кемирувчи ҳалок бўлади.

Гербицидлар ёввойи ўсимликларга танлаб таъсир қиладиган заҳарли моддалардир. Аногганик моддалардан $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{NH}_4$, кальций цианамид CaCN_2 , KOCN лар, органик моддалардан феноксикислоталар, арилмочевиналар, карбаматлар, тиокарбаматлар, бензой кислота ҳосилалари, гетероциклик бирикмалар (ТошДУ проф. А. А. Зияев таклиф этган «Эдил» деб аталган бир неча моддалар аралашмасининг эритмаси шу қаторга киради) ишлатилади.

Фитонцидлар баъзи ўсимликлардан анқиб турадиган учувчан моддалар (саримсоқ пиёз, аччиқ турп, қорағат ва ҳ.к) бактерицид хусусиятга эга. Қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши кураш мақсадида баъзи ўсимликлар поясидан тайёрланадиган қайнатмалар ҳам арзон, ҳам хавфсиздир.

Пестицидлардан тўғри фойдаланиш атроф муҳитни ҳимоя қилишнинг асосий талабларидан бири бўлиши керак.

VI бoб ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ ТЎРТИНЧИ ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

VI. 1. ЭЛЕМЕНТЛАРНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Даврий системанинг IV группаси ҳам икки группачадан иборат. Асосий группачага углерод C, кремний Si, германий Ge, қалай Sn ва кўрғошин Pb киради. Ёнаки группачани титан Ti, цирконий Zr ва гафний Hf ташкил этади. IV группани элементлари хоссаларини ўрганишда типик элементлар группачаси (углерод, кремний), германий группачаси (германий, қалай ва кўрғошин) ва титан группачаси (титан, цирконий ва гафний)га айрим тўхталиб ўтамиз. IV группанинг асосий группача элементлари ўз бирикмаларида икки хил (+2, +4) оксидланиш даражасини намоён қилади. Углероддан кўрғошинга ўтган сайин бу элементларнинг +2 га тенг оксидланиш даражаси ҳолати мустаҳкамлана боради. Углерод ва кремний фақат CO ва SiO₂ дагина +2 оксидланиш даражасига эга. Бу икки элемент ўзларининг кўпчилиги бирикмаларида +4 га тенг оксидланиш даража намоён қилади.

Ge(OH)₂, Sn(OH)₂ ва Pb(OH)₂ таркибли гидроксидлар амфотер бирикмалар бўлиб, уларнинг асос хоссалари Ge дан Pb га томон кучайиб боради. Ge (OH)₂ нинг эритмаларида кислота тарзида диссоциланиш кучлироқ ифодаланган бўлиб, Pb(OH)₂ эритмада кўпроқ асослар каби диссоциланади. Таркибида икки валентли германий бўлган бирикмалар кучли қайтарувчи хоссаларни намоён қилади. Тўрт валентли кўрғошин бирикмалари эса кучли оксидловчилардир.

IV группанинг асосий группачасидаги элементларнинг +4 оксидланиш даражали ионлари радиуси +2 оксидланиш даражали ионлар радиусидан кичик. Шу сабабдан Э⁴⁺ — О боғланиш Э²⁺ — О боғланишга қараганда анча мустаҳкам. Демак, ўз таркибида Э⁴⁺ — О — Н группачасига эга бўлган моддалар кислота хоссаларини намоён қилмоғи лозим.

Тўрт валентли углерод гидроксиди H₂CO₃ (карбонат кислота) ниҳоятда кучсиз кислотадир. H₄SiO₄, H₂[Ge(OH)₆], H₂[Sn(OH)₆], H₂[Pb(OH)₆] таркибли гидроксидлар янада кучсиз кислоталар ҳисобланади. Бу кислоталар ўз таркибидаги сувни чиқариб осонгина парчаланади; лекин улар-

нинг тузлари анча барқарор моддалардир. Ge⁴⁺, Sn⁴⁺ ва Pb⁴⁺ ионлари ўзларининг ташқи қаватида 18 электрон бўлгани учун уларга мувофиқ гидроксидларнинг кислоталик хоссалари C — Si — Ge — Sn — Pb қаторида ниҳоятда суст ўзгаради. Ge⁴⁺—Sn⁴⁺—Pb⁴⁺— қаторида ион радиусларининг катталашуви ниҳоятда суст боради. Гидроксидлар хоссаларининг суст ўзгариши ҳам ана шунга боғлиқдир.

IV группанинг асосий группачасида диагональ ўхшашлик мавжудлигига тўхталайлик. Чунончи, Si⁴⁺ ўз хоссалари билан B³⁺ га ўхшайди. Кремний ҳам, бор ҳам изополикислоталар ҳосил қиладилар.

IV группанинг барча элементлари водородли бирикмалар ҳосил қилиш қобилиятига эга. Лекин бу бирикмаларнинг барқарорлиги углероддан кўрғошинга ўтган сайин камайиб боради. Чунончи, углероднинг водородли бирикмалари ниҳоятда кўп бўлгани ҳолда, кремнийда водородли бирикмалар у қадар кўп эмас, германийнинг фақат бир неча, қалайнинг иккита, кўрғошиннинг эса фақат битта водородли бирикмаси (ниҳоятда беқарор модда) олинган.

Бу группача элементларининг водородли бирикмаларидан биронтаси ҳам кислота хоссасига эга эмас, бу ҳол шу элементлар ўзларининг водородли бирикмаларида юқори валентлик намоён қилишидан келиб чиқади.

Тўртинчи группанинг қўшимча группача элементлари титан, цирконий ва гафний ҳам +4 га тенг бўлган оксидланиш даражасига эга. Уларнинг Э(OH)₄ таркибли гидроксидлари амфотер бирикмалардир. Уларнинг оксид ва гидрооксидларида кислоталик хоссалар титандан гафнийга томон сусайиб боради. Бу элементлар водород билан бирикма ҳосил қилмайди.

IV группанинг бош группача элементлари (C, Si, Ge, Sn ва Pb) нинг асосий хоссалари VI.1-жадвалда келтирилган.

Жадвалдан кўрамизки, элементларда физик хоссалар ўзгаришининг умумий йўналиш тавсифи айни қаторда кристалл структураларнинг ўзгариш хусусиятига мувофиқ келади.

Биз биламизки, модданинг қаттиқлик даражаси ҳақида фикр юритиш учун ўша модда таркибидаги атомлар орасида мавжуд бўлган кимёвий боғланиш хусусияти-

ни билишимиз керак, чунки модданинг қаттиқлиги унинг тузилиши билан боғлиқ. Масалан, германий элементида ҳам қаттиқлик ҳам мўртлик хоссалар мавжуд бўлгани учун унда атомлар аро ковалент боғланиш мавжуд деб хулоса чиқарамиз.

VI.1- жадвал

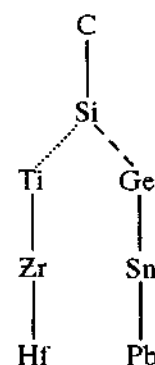
Тўртинчи группа бош группаси элементларнинг баъзи хоссалари

	C	Si	Ge	Sn	Pb
Ер қобигидаги миқдори, %	$1 \cdot 10^{-1}$	27,6	$7 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Атомнинг электрон конфигурацияси	$[\text{He}]2s^2 2p^2$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^2$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^2$	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^2$	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
Атом радиуси, нм	0,077	0,118	0,139	0,158	0,175
Э^{+4} нинг ион радиуси, нм	0,26	0,271	0,272	0,294	0,313
Э^{+4} нинг ион радиуси, нм	0,015	0,041	0,053	0,071	0,084
Ионланиш потенциаллари, В					
$I_1: \text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + e$	11,26	8,151	7,899	7,344	7,417
$I_2: \text{Э}^+ \rightarrow \text{Э}^{2+} + e$	24,382	16,342	15,934	14,632	15,032
$I_3: \text{Э}^{2+} \rightarrow \text{Э}^{3+} + e$	47,883	33,53	34,21	30,502	31,981
$I_4: \text{Э}^{3+} \rightarrow \text{Э}^{4+} + e$	64,482	45,141	45,141	40,73	42,32
НЭМ	2,5	1,8	1,8	1,8	1,9
Суюқланиш температураси, °C	3900	1414	958,5	231,8	327,4
Қайнаш температураси, °C	4347	2630	2690	2337	1751
Зичлиги, г·см ⁻³	3,51	2,33	5,32	5,8	11,34
Қаттиқлиги, кг·мм ⁻²	10 ⁴	980	385	30,2	3,9
Таққ зонасининг кенглиги, эВ	5,2	1,21	0,78	0,08	—
$E^\circ (\text{Э}^{4+}/\text{Э}), \text{В}$	—	—	—	0,009	0,80
$E^\circ (\text{Э}^{2+}_{\text{эритма}}/\text{Э}), \text{В}$	—	—	0,2	-0,136	-0,126

Тўлиқ ва нотўлиқ ўхшашликлар қуйидаги сҳемида келтирилган:

тўлиқ ўхшаш элементлар,
— элементни тавсифловчи валентликдан тинчқари барча валентликларда ўхшаш элементлар,

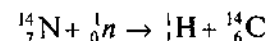
..... — айнан характеристик валентликларда ўхшаш элементлар.



VI.1.2. Углерод

Белгиси C. Z-6. Электрон конфигурацияси $1s^2 2s^2 2p^2$.

Табиий углерод таркибидаги барқарор изотоплари: $^{12}_6\text{C}$ (98,89%), $^{13}_6\text{C}$ (1,11%), $^{14}_6\text{C}$ углероднинг радиоактив изотопи бўлиб, унинг ярим емирилиш даври 5600 йил. У паст энергияли β -нурлар чиқариб парчаланади. Углероднинг бу изотопи ҳавонинг устки қаватларида азотнинг нейтронлар билан тўқнашуви натижасида ҳосил бўлади:



Бу ядро реакциясининг боришига коинотдан келадиган нурлар ёрдам беради. Реакция натижасида ҳосил бўлган $^{14}_6\text{C}$ ҳавода эркин ҳолатда бўлмайди, балки у кислород билан бирикиб $^{14}_6\text{CO}_2$ га айланади. Ҳосил бўлган карбонат ангидрид C нинг асосий изотопи $^{12}_6\text{C}$ нинг оксидланиш даражаси +4 бўлган оксиди билан биргаликда биологик жараёнларда иштирок этиб, ўсимликларга ютилади, шунинг учун ҳам ўсимликлар маълум даражада радиоактивлик намоён қилади. Агар ўсимлик биологик жараёндан четлаштирилса, унинг радиоактивлиги камай боради ва 5600 йилдан кейин ўсимликнинг радиоактивлик қуввати икки марта пасаяди. Шунга асосланиб, археологлар ердан топиладиган қазилма ёғоч буюмларнинг радиоактивлигини ўлчаш асосида ўша ёғоч буюмнинг «ёшини» аниқлайдилар.

Углероднинг турғун изотопи $^{12}_6\text{C}$ ниҳоятда катта аҳамиятга эга.

У органик оламнинг асосини ташкил этувчи моддалар таркибига кирази. $^{13}_6\text{C}$ ҳам маълум даражада аҳамиятлидир, чунки у ЯМР спектрини ҳосил қилишда иштирок этади. Ваҳоланки $^{12}_6\text{C}$ бундай спектр бермайди.

Эркин углерод бир неча аллотропик шакл ўзгариш: олмос, графит, курум, карбин ва лонсдейлит (бу шакли метеоритларда учрайди ва сунъий усулда олинади) ҳолларида маълум.

Минералларда углерод асосан карбонатлар (сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, магнезит MgCO_3 , доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, оҳактош CaCO_3 , витерит BaCO_3 , темир шпати FeCO_3 ва бошқалар ҳолида учрайди. Сувда кальций, магний ва қисман темир гидрокарбонатлари $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ эриган ҳолда бўлади.

CO_2 ҳажм жиҳатидан ҳавонинг 0,03–0,06% ини ташкил қилади.

Қадимий геологик даврларда мавжуд бўлган органик моддаларнинг емирилиш маҳсулотлари сифатида қазилма кўмир, нефть, табиий газлар, ёнувчи сланецлар ҳам маълум.

Тошкўмир қора ва қўнғир тусли бўлади, у қадимий ўсимлик ва ҳайвонлар организмнинг катта босим остида, юқори температурада ҳавосиз шароитда чиришидан мингнинг йиллар давомида ҳосил бўлган маҳсулотдир. Тошкўмирнинг энг кўҳна ҳолдаги кўриниши антрацит бўлиб, унинг таркибида 75–90% C, 6% гача H, 5–1,8% O ва 1,5% га қадар N бордир. Кўнғир кўмирда углероднинг миқдори 65–75% га қадар бўлади.

Нефть — суюқ қазилма ёқилғи ва муҳим хомашё. Унинг таркиби асосан турли углеводородлар, 10–20% ини «асфальт моддалар» ташкил этади. Асфальт моддалар таркибида углерод ва водороддан ташқари олтингугурт ва ксилород ҳам бордир.

Табиий газ асосан метандан иборат. МДХ да табиий газ жуда кўп жойда (Боку, Грозний, Саратов, Бухоро, Муборак ва бошқа конларда) учрайди.

Ёнувчи сланецлар таркибида ёнувчан органик моддалар бўлган чўкинди жинслардан иборат. Куруқ сланецда органик модда миқдори хатто 75% га боради. Ёнувчи сланецлар амалий аҳамиятга эга.

VI.2.1. Углероднинг физик хоссалари

Углероднинг барча шакл ўзгаришлари ҳидга ҳам, мазага ҳам эга эмас, улар сувда ҳам, органик эритувчиларда ҳам эримайди.

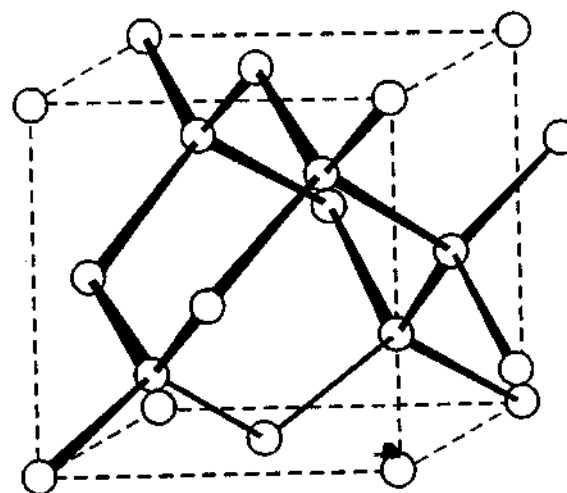
VI.2-жадвал

Углерод шакл ўзгаришларининг энг муҳим физик хоссалари

Муҳим хоссалари	Олмос	Графит	Аморф углерод /курум/
Ранги	рангсиз	қуланг	қора
Зичлиги	3,514	2,255	1,8
Моос шкаласидаги қаттиқлиги	10	0,5–1	—

Олмос кристаллари кубик системага киради. Олмоснинг кристалл панжарасида ҳар бир углерод атоми sp^3 - гибридланган бўлиб, бошқа тўртта қўшни углерод атомлари билан бир хил мустаҳкамликка эга бўлган сигма (σ) боғлар ҳосил қилади. Унда ҳар қайси углерод атоми тетраэдр марказига ҳамда тетраэдр чўққисига жойланади (VI.1-расм). Олмоснинг кристалл панжара энергияси катта, 480 кЖ·моль⁻¹ га тенг. Шу сабабли олмос жуда пишиқ.

Олмос рангсиз, тиниқ каттиқ жисм, у ёруғлик нуруни кучли равишда синдиради, олмоснинг ёруғликни синдириш константаси 2,5 га тенг. Олмосга (α) нурулар тушганида флюоресценция ҳодисаси намоён бўлади. Олмоснинг массаси **каратлар** билан ўлчанади.



VI.1-расм. Олмос кристалл панжарасининг тузилиши.

1 карат 0,2 г га яқин келади. Ердан топилган энг катта олмос «Кулинан»нинг массаси 3024 каратни ташкил қилади. Уни жанубий Африкада Кулинан исмли ишчи топган.

Тиниқ ва рангсиз олмослардан ташқари хира (нотиниқ) олмослар ҳам учрайди; улар **карбонадо** ва **борт** номи билан юритилади. Бундай олмослар техникада кенг қўлланилади.

Тарашлаб қирраланган тиниқ олмослардан **«бриллиантлар»** тайёрланади. Олмос углероднинг мустақамлиги камроқ модификацияси бўлиб, у хатто юқори температурада ҳам ниҳоятда секинлик билан графитга айланади. Юз йиллар давомида ҳам олмосда ҳеч қандай ўзгариш рўй бермайди.

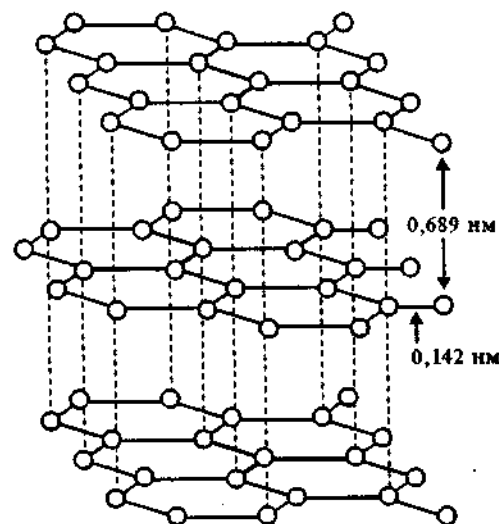
XIX асрнинг охириларида кўп олимлар (Ф.А.Муассан 1893 йили, В. Нернст 1911 йили, Леба 1924 йили ва бошқа. сунъий йўл билан олмос тайёрлашга ҳаракат қилдилар ва бу ишда қисман муваффақият ҳам қозондилар. Лекин уларнинг ҳосил қилган олмослари сифатсиз бўлиб, ниҳоятда қимматга тушди. Фақат 1955 йилда графитдан олмос ҳосил қилиш усули очиқ-ойдин амалга оширилди.

Бу усул билан 3000 °C ва 125 килобар босимда (суюқ ҳолатдаги хром, молибден ва платина каби катализаторлар иштирокида) графитдан олмос ҳосил қилинди. Бу жараёнда аввал графит сиртида суюқ металл — катализаторнинг юпқа пардаси ҳосил бўлиб, у ўзида маълум миқдор углеродни эритади ва уни суюқ ҳолатга айлантиради. Сўнгра бу суюқликдан олмос кристаллари ҳосил бўлади.

Академик Л.Ф.Верещагин раҳбарлигида 1966 йилдан бошлаб олмоснинг «Карбонадо» номи хирароқ ва қорароқ хили тайёрланадиган бўлди. Бу хил олмос асосан техник мақсадлар учун қўлланилади.

1000-1500°C да ҳавосиз шароитда олмос графитга ўтади.

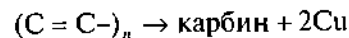
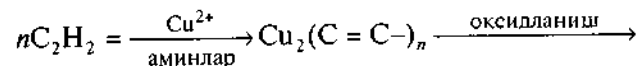
Графит қора-кулранг тусли қаттиқ модда бўлиб, қўл билан ушлаганда худди ёғлиқ буюм каби сезилади. У, олмоснинг аксича, табиатда катта-катта графит уюмлари ҳолида учрайди. Сибирь, Шри Ланка ва бошқа жойларда графитнинг катта конлари бор. Графит сўзи «графо» - ёзаман деган сўздан келиб чиққан, чунки қадимги замонлардан бошлаб графит тупроқ билан аралаш ҳолда қалам тайёрлаш учун ишлатилиб келган. Графитдан электродлар, металлларни суюқлантириш учун тигеллар тайёрланади. Графит сурков мойлари, қора бўёқлар тайёрлашда ҳам ишлатилади.



VI.2-расм. Графитнинг кристалл тузилиши.

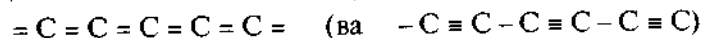
Графитни сунъий йўл билан олиш учун кокс ва кумдан тайёрланган бўтқасимон аралашма электр печда 1-2 сутка давомида куйдирилади.

Сунъий графит атом реакторларида нейтронлар ҳаракатини сусайтирувчи восита сифатида ва электродлар тайёрлаш учун ишлатилади:



Карбин. Бундан бир неча йил аввал МДХ олимлари томонидан углероднинг ярим ўтказгич хоссасига эга бўлган барқарор шакл ўзгариши *карбин* кашф этилди. Уни ацетилендан ҳосил қилинди.

Карбин тўғри чизикли занжирлардан иборат полимер модда. У 2000 °C дан юқори температурадагина графитга айланади. Карбин қора тусли кукун (зичлиги 1,9-2 г·см⁻³), у гексагональ панжара ҳосил қилиб кристалланади. Карбин таркибидаги ҳар бир углерод атоми ўзига қўшни углерод атоми билан σ ва π-боғлар орқали бирикади:



Курум — аморф кўмирнинг энг оддий кўринишидир. Кокс, суяк кўмири, ҳайвон кўмири ҳам аморф кўмир ҳисобланади. Аморф кўмирлар табиатда учрамайди, улар фақат сунъий йўллар билан олинади. Масалан, қоракуя (курум) нафталин, бензол, керосин, чирк ва баъзи табиий газларни ёндириш натижасида ҳосил қилинади.

Курум қора бўёқ, тушъ олишда ва каучукдан резина буюмлар тайёрлашда кенг қўлланилади.

Ёғочни қуруқ ҳайдаш йўли билан писта кўмир олинади. Писта кўмирни юқори температурада сув буғи билан ишлаш орқали **активланган кўмир** ҳосил қилинади. Активланган кўмир катта сиртга эга бўлганлиги сабабли **адсорбент** сифатида ишлатилади.

Писта кўмир металлургияда қайтарувчи сифатида, шунингдек, кимё саноатида, ҳарбий ишда ва бошқа соҳаларда кенг қўлланилади.

Турли табиий ва сунъий кўмирларни қайта ишлаш натижасида ҳосил қилинган активланган кўмир билан (1915 йилда академик Н. Д. Зелинскийнинг таклифига мувофиқ, газ ниқоб (противогаз)лар тўлдирилган: немислар биринчи жаҳон урушида Россия қўшинларига қарши хлор газини ишлатганида рус қўшинларини ҳимоя қилиш учун фойдаланилган), чунки актив кўмир ўзига хлор ютиб нафас олиш учун ҳавони тозалаб беради. Лекин бундай кўмир билан тўлдирилган газ ниқоб ис газини (СО) ни ушлаб қолмайди, чунки активланган кўмир СО учун адсорбент вазифасини ўтай олмайди. Т. Х. Раҳимов 1993 йилда СО ни ҳам ушлаб қолдирган адсорбент - комплекс бирикма яратишга муваффақ бўлди.

Кокс — тошкўмирни ҳавосиз шароитда қиздириш (яъни қуруқ ҳайдаш) орқали олинади.

Суяк кўмири — суякларни ҳавосиз шароитда қиздириш йўли билан олинади. Унинг таркибида кальций фосфат ва 10-15 % углерод бўлади.

Ҳайвон кўмири — ҳайвон қонини ёки ҳайвон организмнинг бирор қисмини поташ билан ҳавосиз шароитда қиздириш орқали олинади. Бу кўмирлар (айниқса активланган кўмир) -рангли, ҳидли моддаларни яхши ютиши сабабли техникада **адсорбент** сифатида кенг қўлланилади.

VI.2.2. Углероднинг кимёвий хоссалари

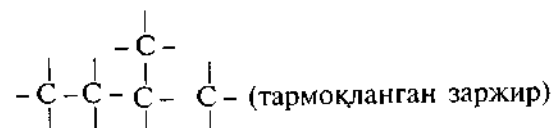
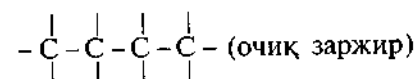
Углероднинг барча аллотропик шакл ўзгаришлари кимёвий жиҳатдан анча чидамли ва инерт моддалардир.

Олмосга фақат фтор, кислород ва зар суви таъсир этади: 800 °С дан юқорида олмос фтор билан бирикиб, углерод(IV) фторид, кислород билан эса карбонат ангидрид ҳосил қилади. Юқори температурада кучли оксидловчилар (перхлоратлар, перманганатлар, хлоратлар, дихроматлар) ҳам олмосни оксидлай олади. Олмосга кислоталар, ишқорлар ва металллар таъсир этмайди.

Графит кимёвий реагентлар таъсирига олмосдан кўра осонроқ йўлиқади. Графит кислородда ёниб карбонат ангидридга айланади.

Углерод ўз бирикмаларида асосан тўрт валентли бўлади. Углероднинг CH_4 , CCl_4 каби бирикмаларида sp^3 гибридланиш юзага чиқади. Кўмирга кимёвий реагентлар аморф графитга қараганда кучлироқ таъсир этади.

Углерод атомлари бирикиб жуда барқарор занжирлар ҳосил қила олади. Углерод атомлари бир-бири билан «очиқ», «тармоқланган» ва «ёпиқ» занжирлар ҳосил қилади:

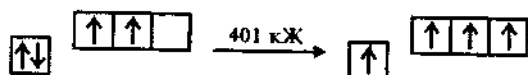


яққол мисол бўлади. Углерод ўзаро бирикиши учун баъзан иккита, баъзан учта валентлик сарф этиши мумкин. Бу ҳолда каррали боғланишлар вужудга келади (масалан, $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ ва $\text{HC} \equiv \text{CH}$). Углерод атомларининг занжири мураккаблашганида айна эмпирик формулага мувофиқ келадиган изомерлар сони ортиб боради.

Углероднинг турли элементлар билан боғланиш энергиялари қуйидаги қийматларга (кЖ·моль⁻¹) эга:

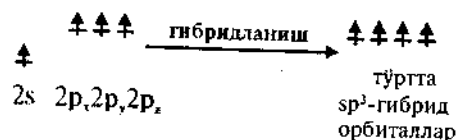
C—C 374	C—F 487
C—O 358	C—Cl 338
C—H 415	C—Br 285
C—S 272	C—I 213

Углерод атоми ғалаёнланмаган (асосий) ҳолатда $1s^2 2s^2 2p^2$ конфигурацияга эга. Унинг ғалаёнланиш (қўзғалиш) энергияси 401 кЖ·моль⁻¹ га тенг. Ғалаёнланиш натижасида $2s^2$ жуфт электронларнинг бири $2p$ -орбиталга ўтади ва улар яққолашади:

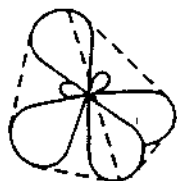


Ғалаёнланмаган ҳолатда углерод атоми учта ковалент боғланиш ҳосил қилади, буларнинг иккитаси алмашилиш механизм ҳисобига, биттаси эса донор-акцептор механизм ҳисобига амалга ошади. Бундай ковалент боғланиш СО молекуласида рўёбга чиқади. Бу ҳолда углерод атомида $2s^2$ -электронлар донор-акцептор боғланишда иштирок этади. Бу вақтда углерод атомининг $2s$ -орбиталидаги бир жуфт электрон боғланишда иштирок этмайди. Ғалаёнланиш натижасида эса углерод атоми 4 та тоқ электронларга эга бўлади. s - ва p -электронлар орасидаги энергетик фарқ йўқолади. Бу ҳолатда sp -, sp^2 - ва sp^3 -гибридланишлар содир бўлиши мумкин:

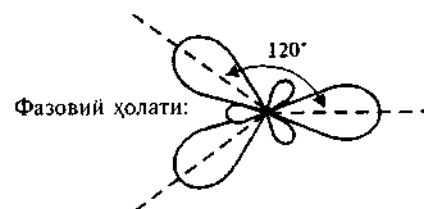
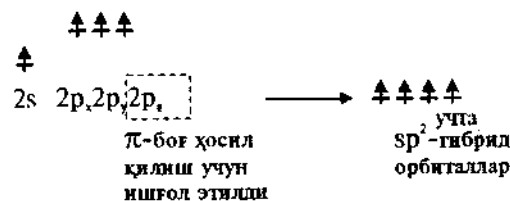
1. 1 та s - ва 3 та p -орбиталлар гибридланганда тўртта sp^3 -гибрид орбиталлар юзага келади:



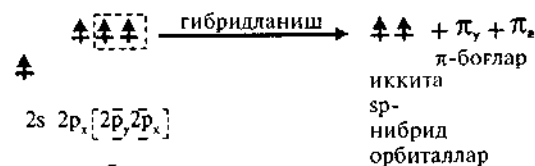
Фазовий ҳолати:



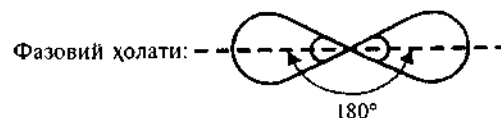
2. $2p_z$ -орбиталь π -боғ ҳосил қилишда қатнашгандан қолган s - ва $2p_x$ ҳамда $2p_y$ -орбиталлар 3 та sp^2 -гибрид орбиталарни ҳосил қилади:



3. Иккита π -боғларни ҳосил қилишда $2p_z$ -ва $2p_y$ -орбиталлар қатнашганда:



π-боғ ҳосил қилишда қатнашади



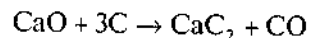
Кўриб ўтилган ҳолатларнинг ҳар бирида гибрид орбиталлар

(sp^3 -да), ёки гибрид орбиталлар билан π -орбиталларнинг умумий сони 4 та (атомдаги орбиталларнинг сони билан молекуладаги орбиталлар сони бир-бирига тенг) бўлади. Углерод атомлари бошқа элементлар билан ҳам, ўз атомлари билан ҳам бирика олади.

VI.2.3. Карбидлар

Углероднинг электрумусбат элементлар билан бирикмалари мавжуд бўлиб, улар турли усуллар билан олинади.

Масалан, кальций оксиднинг юқори температурада углевод билан таъсирлашишидан кальций карбид ҳосил бўлади:



Эркин металлларнинг 2000 °C дан юқорида углеводга ва металлнинг углеводородларга таъсиридан ҳам карбидлар олинади. Карбидлар уч хил бўлади: а) ковалент, б) ионли, в) интерметалл (металлсимон) карбидлар. Ковалент карбидлар жумласига SiC ва B₄C лар киради. Уларни олиш учун SiO₂ (ёки B₂O₃) га кўмир қўшиб қиздирилади. Бу иккала карбид ниҳоятда қийинчилик билан суюқланадиган қаттиқ жисмлардир.

Ионли карбидлар энг кўп учрайдиган карбидлардир. Уларни I ва II группа металлари, Al, In, Ce, Th ва U ҳосил қилади. Ионли карбидларнинг сув билан гидролизланиш маҳсулотлари таркибига қараб, уларни **метанидлар** (сув билан реакцияга киришганида метан ҳосил қилувчилар, масалан, Be₂C, Al₄C₃), **ацетиленидлар** (яъни сув таъсирида ацетилен ҳосил қилувчилар) деб икки гурппачага ажратиш мумкин. Ag₂C₂ ва Cu₂C₂ таркибли ацетиленидлар беқарор моддалар бўлиб, қиздирилганда портлайди. Бундай ацетиленидларни металл тузлари эритмаларига ацетилен юбориш орқали олинади.

Магний, кальций, барий, лантан, церий, торий ва уран каби металллар MC₂ таркибли карбидлар ҳосил қилади. Бу карбидларда металлнинг оксидланиш даражаси +2 га тенг. Улар гидролизланганда CH₄, C₂H₄ ва C₂H₂ каби газлар ҳосил бўлади.

Ковалент табиатли карбидларни бор ва кремний элементлари ҳосил қилади. Уларда углевод атоми sp-, sp²-ва sp³-гибридланган ҳолатда бўлади.

Интерметалл карбидлар. Титан, цирконий, гафний, ванадий, ниобий, тантал, молибден, вольфрам ва темир каби d-элементлар углевод билан MC, MC₂ ва баъзан бошқа таркибли (Mo₂C, Fe₃C) карбидлар ҳосил қилади. Бу карбидларда металл ўз кристалл структурасини ўзгартирмайди, углевод атомлари металл атомлариаро бўшлиқларга жойланади. Интерметалл карбидлар электр токини худди металл каби яхши ўтказиши: улар жуда қаттиқ ва 3000—

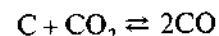
5000 °C дагина суюқланади. Кичик атом радиусли d-элемент (Cr, Fe, Ni, Co, Ru) ларнинг карбидлари ҳосил бўлганда металлнинг кристалл панжараси ўз структурасини бирмунча ўзгартиради. Уларнинг формулалари Fe₃C, Co₃C, Ni₃C, Ru₃C лар билан ифодаланади. Улар сувда гидролизланганда таркибига C — C занжири бўлган углеводородлар ҳосил бўлади.

1960—70 йилларда собиқ СССР ФА нинг кимёвий физика институтининг бир группа олимлари (А.Г. Мержанов, И.П. Боровинская, В.М. Шкиро) ўз-ўзидан давом этадиган юқори температурали синтез жараёнини кашф этидилар (бундай жараёнлар ташқаридан кўрсатилган таъсир натижасида бошланган кимёвий реакцияда қатнашувчи моддалар тугагунча ўз-ўзидан давом этади ва унда системанинг температураси ~3000 К гача кўтарилади) ва Ti, Zr, Hf, Ta каби ўтга чидамли металлларнинг углевод билан аралашмасидан ЭС таркибга эга бўлган карбидларни синтез қила олдилар.

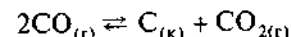
VI.2.4. Углероднинг кислородли бирикмалари

Углерод кислород билан учта оксид ҳосил қилади: а) углевод(II) оксид CO, б) углевод(IV) оксид CO₂ ва в) углевод субоксид C₂O₂.

Углерод (II) оксид CO. Рангсиз, жуда заҳарли газ (унинг қайнаш температураси —190 °C га, қотиш температураси —205 °C га тенг. Унинг ҳавога нисбатан зичлиги 0,97 критик температураси —140,2 °C, критик босими 3,5·10³ кПа га тенг). У, углеводнинг кислород етишмайдиган шароитда ёниши натижасида ҳосил бўлади:

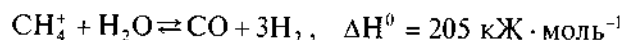


Маълумки ҳар қандай температурада ҳам:

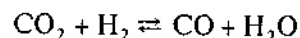


мувозанат мавжуд. Лекин бу мувозанат фақат юқори температурада тезда қарор топади.

Саноатда углевод (II) оксид, метан ёки нефтнинг енгил углеводородларни тахминан 750 °C да катализатор — никель иштирокида сув буғи билан парчалаш орқали олинади. Бу мураккаб жараён давомида асосан куйидаги тенглама билан ифодаланадиган реакция содир бўлади:



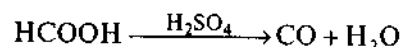
Углеводородлар тўлиқсиз ёнганда ҳам СО ҳосил бўлади. Шунингдек, углерод (IV) оксид билан водород орасидаги реакция:



натijasида ҳам СО олинади. СО + Н₂ дан иборат аралашма синтез-газ номи билан аталади, бу аралашма саноатда альдегид ва спиртлар ҳосил қилишда қўлланилади.

Умуман, СО жуда кўп жараёнларда (масалан, кўмирнинг чала ёнишида, фосфатларни кўмир билан қайтариш вақтида, автомобиль, коинотга учирладиган кема ҳаракатида ва бошқа ҳолларда) ҳосил бўлиб туради, у доимо атмосферада учрайди.

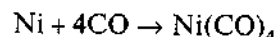
Расмий жиҳатдан қаралганда СО ни чумоли кислота НСООН нинг ангидриди деб талқин қилмоқ мумкин:



Бу реакциядан лабораторияда СО олиш учун фойдаланилади. СО ниҳоятда кучсиз асос хоссалар намоён қилади. У оралиқ металлларнинг комплекс бирикмаларига лиганд сифатида кириша олади. Бу вақтда металл билан СО орасида - d_π - p_π-боғланиш рўй беради:

[V(CO)₆]³⁺, Cr(CO)₆, Mo(CO)₆, Ni(CO)₄, Mn₂(CO)₁₀, Fe₂(CO)₉, HMn(CO)₅ ва ҳоказо комплексларни мисол сифатида кўрсатиш мумкин].

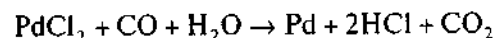
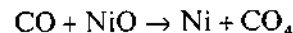
Одатдаги шароитда темир, никель ва бошқа металллар СО билан бевосита реакцияга киришади:



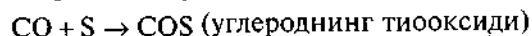
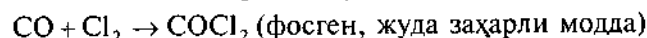
Ҳаво таркибида 0,01—0,1% СО бўлса, у билан нафас олган киши ҳалок бўлиши мумкин. Ферромиоглобин ва феррогемоглобин СО билан барқарор координацион бирикма ҳосил қилади, чунки унинг темир иони билан бирикшига мойиллиги кислородникига нисбатан 25 минг марта кучлироқ (сувли эритмаларда). Лекин гемоглобин ёки миоглобин таркибидаги темир атоми эса бу нисбатни анча камайтиради (200 мартагача). СО билан заҳарланган кишини дарҳол тоза ҳавога олиб чиқилса, СО молекулалари билан банд бўлган кислород ташувчи қизил таначалар таркибидаги СО ни парциал босими катта бўлган кислород сиқиб чиқариши осонлашади.

СО сувда эримайди, ишқорларда ҳам эримайди, туз ҳосил қилмайди, лекин оксидланади. У фарқсиз оксидлар жумласига киради.

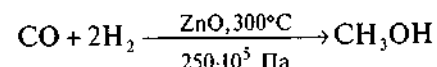
СО муҳим қайтарувчи сифатида реакцияларга киришади, масалан, СО хона температурасида баъзи асл металлларни уларнинг бирикмаларидан қайтара олади, масалан:



У кислород, хлор ва олтингугурт билан қуйидаги тенгламаларга мувофиқ бирикади:

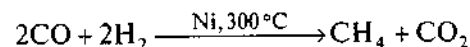


Водород билан ZnO (катализатор) иштирокида, 300 °С ва 250 · 10⁵ Па босимида СО бирикиб метанол ҳосил қилади:

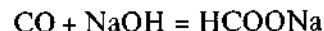


Бу реакция CH₃OH олишда эндиликда устивор реакция ҳисобланади.

Никель (катализатор) иштирокида эса шу моддалардан CH₄ ва CO₂ ҳосил бўлади:



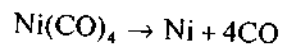
СО билан NaOH орасида:



(200 °С ва 15,2 · 10⁵ Па босимда) реакция кетади: Ҳосил бўлган НСООНa да С нинг оксидланиш даражаси —2 га тенг, ундан ташқари бу реакцияда СО кислоталик хосса намоён қилади. СО нинг структура формуласи: :C::O: бўлиб, у азот билан изоэлектронликни намоён қилади. (Азот молекуласининг формуласи :N::N: дан иборат.) Бу бирикмада углерод ва кислород валентликлари учга тенг.

СО техникада ниҳоятда муҳим аҳамиятга эга. Масалан, тоза металл олишда металл карбонилларнинг парчаланишидан фойдаланилади. Металл карбонил ҳосил бўлишида

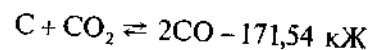
СО билан фақат металл атомлари бирикиб, тоза модда — металл карбонил ҳосил қилади. Карбониллар суюқлик ёки қаттиқ жисм шаклида бўлади. Металл карбонил қиздирилганида координацион боғланиш узилиб, СО ва тоза металл ажралиб чиқади:



Углерод(II) оксид мис(I) хлорид билан $\text{CuCl} \cdot \text{CO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ таркибли комплекс ҳосил қилади. Бу ҳодисадан газларни СО дан тозалашда фойдаланилади.

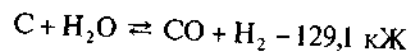
Техникада СО ни кўп миқдорда генератор газы, сув газы ва аралаш газ тарзида олинади:

а) генератор газыни олиш учун кўмир ҳавода чала ёндирилади:



Генератор газынинг (ҳажм жиҳатидан) таркиби: 25% СО, 70% N_2 , 4% CO_2 ; яна оз миқдорда CH_4 , O_2 ва H_2 дан иборат. Генератор газынинг иссиқлик бериш қобилияти $3300-4200 \text{ кЖ} \cdot \text{м}^{-3}$.

б) сув газы олиш учун чўғ ҳолатидаги кўмирга сув буғи юборилади:



Сув газы таркибида 40% СО, 50% H_2 , 5% CO_2 , 4% N_2 ва 1% бошқа газлар бордир. Сув газынинг иссиқ бериш қобилияти $12000 \text{ кЖ} \cdot \text{м}^{-3}$.

Сув газы ҳосил бўлиш реакциясини давом эттириб туриш учун аввал тошкўмир ёндирилади, ёниш реакциясидан чиққан иссиқлик кўмирни чўғ ҳолатига ўтказилади. Бундан кейин ҳаво юборишни тўхатиб, сув буғи берилади, чўғ совитиш билан, сув буғи бериш тўхатилиб, яна ҳаво юборилади.

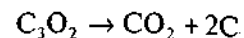
в) агар чўғ ҳолатидаги кўмирга ҳам ҳаво, ҳам сув буғи юборилса, аралаш газ ҳосил бўлади. Унинг ўртача таркиби: 30% СО, 15% H_2 , 5% CO_2 ва 50% N_2 дан иборат. Унинг иссиқлик бериш қобилияти $5500 \text{ кЖ} \cdot \text{м}^{-3}$ га тенг.

Углерод субоксид. C_3O_2 — рангсиз бўғувчи газ, $+7^\circ\text{C}$ да қайнайди суюқлик. Малон кислотани сувсизлантириш натижасида ҳосил бўлади:



Бу модданинг структура формуласи: $\text{O}=\text{C}=\text{C}=\text{O}$ бўлиб, унинг таркибида углерод атомлари *sp*-гибридланган ҳолатда бўлади. σ -боғланишдан ташқари p_x-p_x -боғланишнинг ҳам мавжудлиги аниқланган.

Узоқ вақт сақланганида ёки эҳтиётлик билан қиздирилганда C_3O_2 қизил рангли полимер $(\text{C}_3\text{O}_2)_n$ га айланади, бунда диспропорцияланиш жараёни содир бўлади:

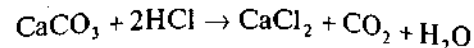


Бу реакциянинг оралик маҳсулоти икки атомли углерод молекуласи C_2 — кейинчалик графитга айланиб кетади.

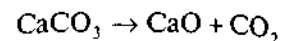
Углерод(IV) оксид. CO_2 ҳавода 0,03% миқдорда учрайди. У вулқон газларида ва баъзи минерал сувларда учрайди.

Табиатда CO_2 органик моддаларнинг чириши, бижгиши ва куйиши каби суств оксидланиш жараёнлари натижасида ҳосил бўлади. Инсон ва ҳайвонларнинг қонида содир бўладиган суств оксидланиш жараёнларида ҳам, органик моддалар (ёғоч, нефть, кўмир) ёнганида ҳам CO_2 пайдо бўлади.

Лабораторияда CO_2 ни олиш учун CaCO_3 билан HCl нинг ўзаро таъсиридан фойдаланилади:

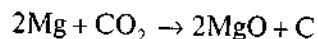


Бу реакция Кипп аппаратида амалга оширилади. Техникада CO_2 оҳактошни куйдириб оҳак олишда қўшимча маҳсулот сифатида ҳосил бўлади:



Углерод(IV) оксид рангсиз газ бўлиб, унинг салгина ширин мазаси ва ўзига хос ҳиди бор. CO_2 нинг графитдан ҳосил бўлиш иссиқлиги $393,77 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг. CO_2 нинг нормал шароитдаги зичлиги $1,977 \text{ г} \cdot \text{л}^{-1}$, ҳавога нисбатан зичлиги 1,53. Углерод(IV) оксид осонлик билан суюқ ҳолатга ўтади, чунки унинг критик температураси $31,3^\circ\text{C}$, критик босими $7,4 \cdot 10^3 \text{ кПа}$ дир, CO_2 қаттиқ совутилганида қор каби оқ тусли қаттиқ моддага айланади; суюқ CO_2 тез буғланганда ҳам қаттиқ CO_2 ҳосил бўлади. Қаттиқ карбонат ангидрид нормал босимда $-78,5^\circ\text{C}$ да суюқланмасдан тўғридан-тўғри газ ҳолатига ўтади. Қаттиқ CO_2 $2,5 \cdot 10^3 \text{ кПа}$ босимда $-56,7^\circ\text{C}$ да суюқланади. Қаттиқ CO_2 «курук муз» деб аталади унинг кристалл панжара тугунларида молекулалари жойлашган. Суюқ CO_2 ўзидан электр токини ўтказмайди.

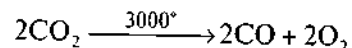
CO₂ одатдаги шароитда бошқа моддаларнинг ёнишига ёрдам бермайди. Лекин актив металлар CO₂ атмосферасида ёнишни давом эттиради, масалан:



Чўғ ҳолатидаги кўмир билан CO₂ реакцияга киришиб CO га айланади:



CO₂ 3000 °C да углерод(II) оксид билан кислородга айланади:



VI.2.5. Нефть ҳақида қисқача маълумот

Нефть — Ер бағрида топиладиган ёнишга мойил модда. Унинг таркибини углеводородлар билан бошқа (олтингургуртли, азотли, кислородли) органик бирикмалар ташкил этади. Нефть кимё саноатини суюқ ёқилғи, сурков мойлар ва бошқа нефть маҳсулотлари билан таъминлаб туради. Дунё бўйича Ердан олинadиган нефтнинг миқдори бир неча миллиард тонналар билан ўлчанади. Нефть Саудия Арабистони, АҚШ, Ироқ, Кувайт, Россия, Татаристон, Венесуэла, Нигерия, Хитой, Ливан, Канада, Индонезия, Ўзбекистон, Тожикистон, Озарбайжон, Литва ва бошқа мамлакатларда учрайди. Бу жиҳатдан мустақил Ўзбекистон Республикаси қудратли энергетик базага эга. Ўзбекистонда 140 дан ортиқ нефть конлари бор.

Нефтнинг келиб чиқиши ҳақида бир неча назария таклиф қилинган. Улардан энг муҳимлари анорганик, космик ва органик назариялардир. Д.И. Менделеев таклиф қилган анорганик назарияга кўра, нефть Ернинг бағрида чўғ ҳолатида эриб турган металл карбидлар билан Ернинг дарз жойлари бўйлаб оқиб тушган сувнинг реакцияга киришиш маҳсулотлари етарли температура ва босимда нефть ҳосил қилади.

Космик назарияга кўра, Ер шаклланаётган вақтда водород билан углероднинг бирикишидан нефть ҳосил бўлган. Баъзи планеталарда метан газы борлигини бу назариянинг исботи деб қаралади.

Жуда кенг тарқалган органик назарияга мувофиқ, денгиз ҳайвонлари организмлари, паст даражада ташкил топган фауна (ҳайвонот дунёси) ва флора (ўсимликлар дунёси) қолдиқларидан нефть келиб чиққан. Бу қолдиқлар миллион-миллион йиллар мобайнида етарли температура ва катта босимда углеводородларга айланиб ва бошқа органик моддалар билан аралашиб нефтни ҳосил қилган. Ҳозирги замонда Ер бағирларида янги нефть манбаларининг топилиб туриши нефтнинг келиб чиқишида анорганик назария тўғри тафсилот берганлигини тасдиқлайди. Шу билан бирга органик назария ҳам эътибордан холи эмас.

Нефтнинг кимёвий таркиби. Нефть таркибига кирадиган асосий элементлар водород ва углерод элементлари ҳисобланади. Нефтьда водороднинг миқдори 11-14%, углерод миқдори 82-87%, олтингургурт миқдори 0,1-5% ни ташкил қилади. Азот ва кислород миқдорлари 1% дан кам. Масалан, АҚШ нинг Калифорния нефтида 1,7% N ва 1,2% O учрайди. Бу нефть энг кўп миқдорда азот ва кислород тутовчи нефть ҳисобланади. Нефть алкан, нафтен ва ароматик углеводородлар, кислородли, олтингургуртли, азотли органик бирикмалар аралашмасидан иборат. Нефтнинг кислородли бирикмалари жумласига нафтен, кислоталар, феноллар, асфальт-смолали моддалар киради. Унинг олтингургуртли бирикмалари асосан водород сульфид, меркаптанлар, бошқа элементларнинг сульфидлари, тиофенлар ва тиофанлар бўлиб, азотли бирикмалари пиридин, гидропиридин ва гидрохинон қаторидаги моддалардир.

Нефть компонентлари жумласига нефтьда эриган газлар, сув ва минерал тузлар киради.

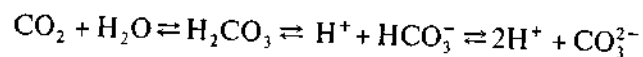
Нефть бир неча синфга бўлинади. Бу синфлар унинг таркибига асосланган ва технологик ишланиши асосида яратилган.

VI.2.6. Карбонат кислота ва унинг тузлари

Углерод (IV) оксид кислотали оксиддир.

101,325 кПа босимда 100 л сувда 0 °C да 171 л, 10 °C да 119 л ва 20 °C да 88 л CO₂ эрийди. Босим ортганда CO₂ нинг сувда эрувчанлиги ортади. Унинг сувдаги эритмасида молекуляр ҳолдаги CO₂, гидрокарбонат ион HCO₃⁻, карбонат ион CO₃²⁻ ва карбонат кислота H₂CO₃ бўлади. Эритма-

да куйидаги тенглама билан ифодаланадиган мураккаб мувозанат қарор топади:



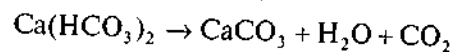
Карбонат кислотанинг диссоциланиш константалари куйидаги қийматларга эга:

$$K_1 = 4,31 \cdot 10^{-7}; \quad K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$$

Карбонат кислота кучсиз ва беқарор кислота. Аммонинг тузлари барқарор моддалардир. Энг муҳим карбонатлар қаторига Na_2CO_3 (сода), K_2CO_3 (поташ), CaCO_3 (оҳактош, оқ бўр, мрамар), BaCO_3 (оғир шпат) ва бошқалар киради. Гидрокарбонатлардан NaHCO_3 (ичимлик сода), $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — кальций гидрокарбонатларни кўрсатиб ўтамиз.

Гидрокарбонатлар сувда яхши эрийди, ичимлик содагина сувда кам эрийди.

Гидрокарбонатлар куруқ ҳолатда ҳам, эритмада ҳам қиздирилганда парчаланиб карбонатларга айланади, масалан:



Ишқорий металлларнинг карбонатлари ва аммоний карбонатларгина сувда яхши эрийди. Қолган металлларнинг карбонатлари сувда ёмон ярийди.

Ишқорий металл карбонати қаттиқ қиздирилганда суюқланади. Бошқа металлларнинг карбонатлари эса, қаттиқ қиздирилганда тегишли металлнинг оксиди билан карбонат ангидридга парчаланadi. Карбонатларга сульфат, хлорид, нитрат ва сирка кислота таъсир эттирилганда CO_2 ҳосил бўлади.

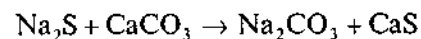
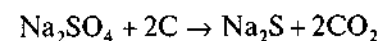
Аммоний карбонат анча беқарор модда, у эритмада диссоциланади, гидролизланади ва яна иссиқлик таъсиридан парчаланиб NH_3 чиқариб туради.

Сода. Таркибида 100-96% Na_2CO_3 бўлган маҳсулот сода деб юрилади. Соданинг бир неча кўриниши бор: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристалл сода, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — кристалл-карбонат, Na_2CO_3 — кальцинацияланган сода, Na_2CO_3 нинг кукуни сувсиз сода, деб аталади; NaHCO_3 — ичимлик сода-

дир. Ҳозир сода уч усулда ишлаб чиқарилади: а) Леблан усули, б) Сольвей усули, в) электролитик усул.

а) Леблан усули аввал ош тузига концентрланган сульфат кислота таъсир эттириб натрий сульфат ва водород хлорид ҳосил қилинади. Сўнгра ҳосил қилинган натрий сульфат оҳактош ва кўмир билан аралаштирилиб печда қиздирилади.

Бунда куйидаги реакциялар содир бўлади:

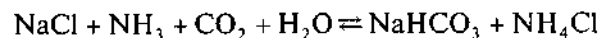


Ҳосил бўлган маҳсулот сув билан аралаштирилади ва буғлатиб қаттиқ маҳсулот олинади, сўнгра уни қаттиқ қиздириб кальцинацияланган сода Na_2CO_3 тайёрланади.

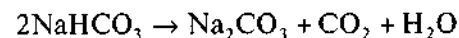
Леблан усулида олинган сода таркибида 97% га қадар Na_2CO_3 бўлади. Сода ишлаб чиқаришнинг қўшимча маҳсулотлари HCl ва CaS бўлиб, уларнинг биринчисидан хлорид кислота, иккинчисидан эса олтингутурт олинади.

б) Сольвей усули натрий гидрокарбонатнинг сувда ёмон эрувчанлигига асосланган.

Бу усулда кальций ва магний тузларидан тозаланган ош тузи эритмаси аммиак ҳамда карбонат ангидрид билан тўйинтирилади. Реакция натижасида ҳосил бўлган NaHCO_3 чўкмага тушади:



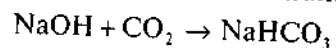
Реакциянинг иккинчи маҳсулоти NH_4Cl эритмада қолади. Натрий гидрокарбонатни қиздириб (кальцинация қилиб) сода олинади:



NaCl , NH_3 , CO_2 , H_2O дан NaHCO_3 нинг ҳосил бўлиш реакцияси қайтар реакциядир. Бу реакциянинг мувозанати температура ва реакция учун олинган моддаларнинг концентрацияларига боғлиқ. Шунинг учун ҳосил бўлган NaHCO_3 нинг бир қисми эритмада қолади. Заводда олинadиган NaHCO_3 нинг унуми назарий жиҳатдан 68% ни ташкил қилади. Реакция учун керакли CO_2 , CaCO_3 нинг парчаланишидан олинади. CaCO_3 куйдирилганда CO_2 ва CaO ҳосил бўлади. CaO ни аммоний хлоридга таъсир эттириб,

аммиак олинади. Сольвей усулида олинadиган сода ниҳоятда тоза бўлади, унинг таркибида 98,5% Na_2CO_3 , 0,75% NaCl , 0,03% Na_2SO_4 ва 0,5% га яқин H_2O бўлиши мумкин.

в) содани электролитик усулда олиш NaCl эритмасининг электролизи натижасида ҳосил бўладиган натрий гидроксидга CO_2 таъсир этишига асосланган:



Ҳозирги вақтда бутун дунёда олинadиган соданинг асосий миқдори Сольвей усулида ишлаб чиқарилади, баъзи мамлакатлардагина ҳануз Леблан усули сақланиб келмоқда. Агар Na_2SO_4 сунъий йўл билан олинadиган бўлса, албатта, Леблан усулини қўллаш мақсадга мувофиқ эмас.

Саноатда олинган у қадар тоза бўлмаган маҳсулотни қайта кристаллаш йўли билан ниҳоятда тоза сода олиш мумкин.

Сода, шиша, совун, тўқимачилик, бўёқчилик ва бошқа соҳалар учун зарур маҳсулот бўлиб, ультрамарин, хромпик, бура, фосфатлар, эрувчан шиша ва ҳоказо моддалар олишда, буг қозонлар учун ишлатилadиган сувни юмшатишда қўлланилади.

Натрий гидрокарбонат (ичимлик сода) — оқ кристалл модда, $d = 2,2 \text{ г·см}^{-3}$, 0°C да 1 л сувда 70 г NaHCO_3 эрийди. Унинг сувдаги эритмаси гидролиз туфайли кучсиз ишқорий реакция кўрсатади.

Тоza натрий гидрокарбонат олиш учун соданинг тўйинган эритмасига CO_2 юбориш керак.

NaHCO_3 — тиббиётда ва сунъий хамиртуруш сифатида қўлланилади.

Калий карбонат K_2CO_3 (поташ) оқ кристалл модда, зичлиги $d = 2,3 \text{ г·см}^{-3}$, 897°C да суюқланади, кучли гигроскопик модда, сувда яхши эрийди, 0°C да 1 л сувда 1050 г K_2CO_3 эрийди. Поташ Леблан усулида худди сода каби олинади. Лекин Сольвей усули билан поташ олиб бўлмайди, чунки KHCO_3 сувда жуда яхши эрийди. Поташ совун пиширишда, бўёқчилик саноатида ва бошқа мақсадларда ишлатилади.

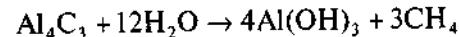
Кальций карбонат CaCO_3 табиатда оҳактош, оқ бўр, мрамор, доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ҳолида учрайди. Оҳактош ва оқ бўр уюмлари катта-катта тоғ гумбазларини ҳосил қилади. CaCO_3 гексагональ системада кристалланади.

CaCO_3 — оқ тусли қаттиқ жисм, унинг зичлиги $d = 2,71 \text{ г·см}^{-3}$. Кальций карбонат CO_2 ва сув таъсирида сувда яхши эрувчи кальций гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ га айланади.

MgCO_3 табиатда магнезит MgCO_3 , доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ва гидромагнезит $2\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ҳолида учрайди. У оқ тусли қаттиқ модда, зичлиги $d = 3,08 \text{ г·см}^{-3}$. Унинг кимёвий хоссалари кальций карбонатникига ўхшайди.

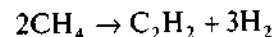
VI.2.7. Углероднинг водородли бирикмалари

Метан. Углероднинг газ ҳолатдаги гидриди - метан CH_4 дир. Одатдаги шароитда углерод водород билан реакцияга киришмайди. Метанни углерод ва водороддан синтез қилиш ниҳоятда юқори температурада никель кукуни (катализатор) иштирокида амалга ошади. Лабораторияларда метан алюминий карбидни сув билан парчалаш натижасида олинади:

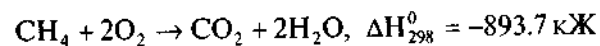


Метан табиатда органик моддаларнинг ҳавосиз шароитда аста-секин парчаланиши натижасида ҳосил бўлади. Метаннинг кимёвий тузилишида углерод атомида sp^3 —гибридланиш содир бўлади. Метан молекуласи мунтазам тетраэдрдан иборат, унинг марказида углерод атоми, чўққиларида эса водород атомлари жойлашган.

Хоссалари. Метан ҳаводан енгил газ, сувда эримади 1000°C га қадар барқарор. 1000°C дан юқорида парчалана бошлайди:



Кимё нуқтаи назаридан қараганда метан инерт модда, кислоталар билан ҳам, ишқорлар билан ҳам реакцияга киришмайди. Кислород билан метан фақат қиздирилганда реакцияга киришади:



Бу реакциянинг иссиқлик эффекти катта бўлганлиги туфайли метан ёқилғи сифатида ишлатилади. Ёқилғи сифатида ишлатилadиган табиий газларда метаннинг миқдори 99% га қадар бўлади. CCl_4 , CBr_4 ва умуман CF_4 ларни (бу ерда, F-галоген атоми) метаннинг ҳосиласи деб қараш

мумкин. $СГ^{\wedge}$ лар умуман, кутбсиз молекулалар булиб, улар $\backslash\wedge$ м тетраэдрик тузилишга эга.

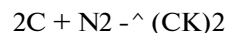
Органик моддалар таркибига углерод ва водороддан ташқари кислород, азот, олтингугурт, фосфор ва купгина бошка элементлар атомлари кириши мумкин. Уларнинг хоссалари молекула таркибидаги функционал группалар билан борланган, ундан ташқари я-бор тутган бирикмаларда бор узилиши хисобига бирикиш, оксидланиш жараёнларида ҳам қатнашиши мумкин. Органик кимё фани урганадиган моддалар табиатда жуда кенг тарқалган, улар $\backslash\wedge$ ёт учун му[^]им бирикмалардир, ундан ташқари органик моддаларнинг узгариши имкониятлари турли-туман, табиатда булмаган қимматбах[>]о ма[^]сулотлар тайёрлаш имкониятлари чексиз десак булади. Агар IV группа элементларининг биринчиси (углерод) тирик олам асосини ташкил этган бирикмалар \осил килса, иккинчиси (кремний) жонсиз табиат асосини ташкил этувчи бирикмалар таркибига киради.

Органик кимё фанининг ривожланиши 1861 йилда А.Н. Бутлеров яратган «Органик бирикмаларнинг кимёвий тузилиш назарияси» асосида жуда жадал ривожланаётган назарий ва амалий аҳамияти жуда катта булган фанлар орасида уз урнини эгаллаган.

VI.2.8. Углероднинг азотли бирикмалари

Дициан $(CN)_2$, цианид кислота $HSCN$ ва унинг тузлари (цианидлар), цианат $\backslash\wedge$ мда изоцианат кислоталар ($HOСK$, $NO\backslash C$), роданид кислота $H_5C\backslash$ ва уларнинг тузлари углерод бирикмаларининг алохвда группасини ташкил этади.

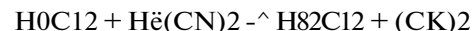
Юқори температурада углерод азот билан бевосита бирикиб, рангсиз, реакцияга қобил, захарли газ — дицианни ҳосил қилади:



Бу реакция азот атмосферасида графит электродлардан иборат Электр ей шароитида амалга оширилади. Агар ана шу жараён водород иштирокида бажарилса, водород цианид кислота $HSCN$ ҳосил булади:

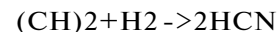
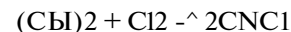


Дицианни бевосита усуллар билан ҳам олиш мумкин;

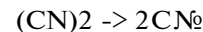


Сунгги реакция салгина қиздириш билан боради.

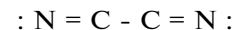
Дициан $(CN)^{\wedge}$ — аччик, бодом хидини эслатувчи уткир хидли, рангсиз, захарли газ. У одатдаги босимда $-20,5^{\circ}C$ да тезда суюқхоломга утади. Зичлиги $\rho = 0,86 \text{ гсм}^{-3}$ — $34,4^{\circ}C$ да қотади. У сувда, спирт ва эфирда яхши эрийди. Кимёвий реакцияларда оксидловчи ва қайтарувчи хоссаларини намоён қилади:



$(C\backslash)_2$ термик жихатдан жуда барқарор. У фақат $1000^{\circ}C$ дан юқори температурада эркин радикалларга ажрала бошлайди:



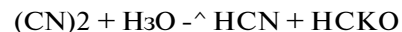
Дицианнинг термик барқарорлигига сабаб шундаки, унинг молекуласида, атомлар узаро кучли боғлар ҳосил қилади. Унда углерод атомлари марказга жойлашган ва $\backslash\wedge$ -гибридланиш ҳолатида булади. Углерод атомлари азот билан уч боғ орқали бириккан. Шундай шароитда молекуладаги ҳар қайси атомда делокаллашган (я-электронлар молекуланинг бошка боғлари томон ҳам силжиган) $p^{\wedge}-p^{\wedge}$ -борланишлар юзага келиб чиқади, бу эса молекуланинг мустахкамлигини оширади:



Кимёвий хоссалари жихатидан дициан худди галогенлар (фтордан бошка)га ухшайди. Масалан, у ишқор билан таъсирлашганида:

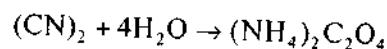


У гидролизланганида худди хлорнинг гидролизланиши каби реакция содир булади:



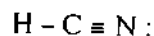
Шунга кура $CN^{\wedge}$ ионии «сохта» галогенид-ион деб ҳам аталади.

Дицианнинг чуқур гидролизи натижасида аммоний оксалат ҳосил бўлади:

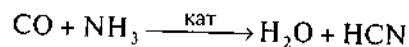


Ишқор эритмасига дициан таъсир этганда HCN ва HCNO кислота тузлари ҳосил бўлиши юқорида қайд этилган эди.

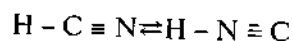
Водород цианид (цианид кислота) чизиқсимон тузилишга эга:



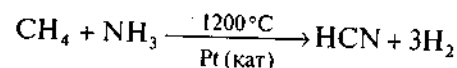
500°C дан паст температурада CO билан NH_3 орасидаги реакция туфайли HCN ҳосил қилиш мумкин:



Унинг изоцианид номли таутомер шакли ҳам маълум:



Изоцианид кислота цианид кислотага қараганда барқарорроқдир. Саноатда цианид кислота олиш учун метан билан аммиак орасидаги реакциядан фойдаланилади:



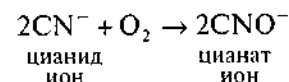
Водород цианид рангсиз, осон қўзғалувчан суюқлик, унинг зичлиги $0,097 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$, у $26,5^\circ\text{C}$ да қайнайди. Ўзига хос (худди наشا каби) —ҳид чиқаради. Суюлтирилган эритмасидан аччиқ бодом ҳиди келади. -15°C да қотади, бу жараёнда толасимон кристалл массага айланади. Цианид кислота ва унинг тузлари ниҳоятда заҳарли. Суюқ ҳолатдаги HCN аста-секин полимерлана боради. HCN эндотермик бирикмалар жумласига киради ($\Delta H_{298}^0 = 109 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$).

CN^- —ион d -элементларнинг комплексларини ҳосил қилишда муҳим лигандлик хусусиятга эга.

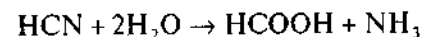
Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг цианидлари сувда яхши эрийди, лекин оғир металлларнинг цианидлари сувда ёмон эрийди.

HCN кучсиз кислоталар жумласига киради ($K=7\cdot 10^{-10}$).

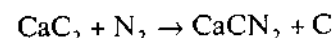
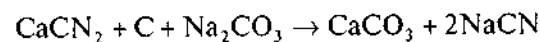
Цианид кислота тузлари қайтарувчилик хоссаларини намоён қиладилар:



Цианид кислота ҳам гидролизга учрайди:



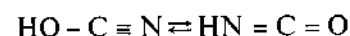
Цианидлардан натрий цианид энг кўп ишлатилади. Натрий цианид ҳосил қилишда энг кўп тарқалган усуллардан бири кальций цианидни қўмир ва сода билан бирга қиздиришдан иборат:



Кальций цианамид CaCN_2 муҳим аҳамиятга эга. Уни ҳосил қилиш учун юқори температурада кальций карбид азот билан оксидланади:

Кальций цианамид ўғит сифатида ва углевод бирикмалари ҳамда аммиак олишда ҳам ишлатилади.

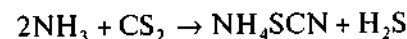
Цианат кислота HCNO ўзининг таутомер шакли изоцианат кислота $\text{HN}=\text{C}=\text{O}$ га эга:



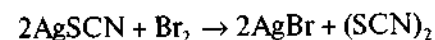
Цианат ва изоцианат кислоталарнинг таутомери қалдироқ кислота $\text{HO} - \text{C} \equiv \text{N}$ ёки $\text{HN} = \text{C} = \text{O}$ дир. Бу кислотанинг симоб тузи (қалдироқ симоб) детанатор сифатида ишлатилади. Цианид кислота қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашда, органик синтезда ва бошқа мақсадлар учун ишлатилади.

Калий цианид ва натрий цианид олтин ажратиб олишда, гальванопластика ва гальваностегияда, шунингдек, бошқа металлларнинг цианидларини олишда ишлатилади.

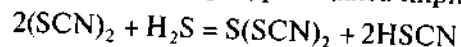
Роданид (тиоцианид) кислота HSCN — мойсимон жуда учувчан суюқлик. HSCN худди HCl каби кучли кислота. Роданид кислота фақат суюлтирилган эритмалардагина мавжуд. Бу кислотанинг аммонийли тузи аммиак ва углевод(IV) сульфиддан олинади:



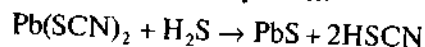
Роданид кислота кумуш тузининг бром билан ўзаро таъсиридан **диродан** ҳосил бўлади (Содербек, 1919 йил):



Диродан -3°C да суюқланадиган модда. Эркин родан кимёвий жиҳатдан йодга жуда ҳам ўхшайди. У металллар билан бирикади. Диродан $(\text{SCN})_2$ водород сульфид билан қуйидаги тенгламага мувофиқ реакцияга киришади:



Водород тиоцианат кислота рангсиз ёғсимон, жуда учувчан, ўткир ҳидли, $+5^{\circ}\text{C}$ да қотадиган суюқлик. Бу кислота соф ҳолда беқарор модда. Сув билан яхши аралашади. Уни соф ҳолда қуйидагича олиш мумкин:

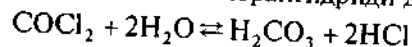


Роданид кислота — кучли кислоталар жумласига киради. Унинг тузлари роданидлар (тиоцианатлар) ҳосил қилиш учун металл цианидларни олтингугурт билан реакцияга киритилади. Тиоцианатлар кимёвий жиҳатдан хлоридларни эслатади. SCN^- — ион Fe^{3+} ион билан тўқ-қизил тусли, сувда эрийдиган, лекин ёмон диссоциланадиган $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ ни ҳосил қилади.

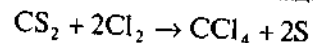
VI.2.9. Углероднинг хлорли ва олтингугуртли бирикмалари

Углероднинг COCl_2 — фосген, CCl_4 — тетрахлорметан, COS - олтингугуртли оксиди, CS_2 — углерод(IV) сульфид, H_2CS_3 — тиокарбонат кислота ва ҳоказо бирикмалари ҳам маълум.

COCl_2 — фосген рангсиз, жуда заҳарли, бўғувчи газ. Фосгенни карбонат кислотанинг хлорангидриди деб қаралади:



Тетрахлорметан CCl_4 — ёруғликни яхши синдирадаган рангсиз суюқлик, зичлиги $d=1,593 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$, $76,7^{\circ}\text{C}$ да қайнайди, $-22,9^{\circ}\text{C}$ да қотади, сувда эримайди. Кимёвий жиҳатдан пассив модда. Бу модда ё метанни хлорлаш, ёки CS_2 га хлор юбориш йўли билан олинади:

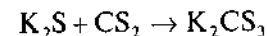


Тетрахлорметан смоласимон моддалар учун эритувчи сифатида, тиббиётда ва ўт ўчириш ишида ишлатилади.

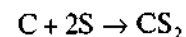
Углерод(IV) сульфид CS_2 - ўзига хос ҳидли, рангсиз, ёруғликни яхши синдирадиган суюқлик, $d=1,262 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$.

$+46,3^{\circ}\text{C}$ да қайнайди, $-112,1^{\circ}\text{C}$ да қотади. CS_2 нинг молекуласи қутбсиз, у осон алангалади.

CS_2 билан K_2S аралаштирилганда, калий тиокарбонат ҳосил бўлади:



Углерод(IV) сульфид техникада чўғ ҳолидаги писта кўмир устидан олтингугурт буғи ўтказиш орқали олинади:



CS_2 ҳам турли моддалар (ёғлар, смолалар) учун эритувчи сифатида қўлланилади, лекин унинг ўтга хавфли эканлиги ундан кенг фойдаланишга имкон бермайди. CS_2 вискоза усулида сунъий ипак ишлаб чиқаришда ва қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашда ишлатилади, у заҳарли.

VI.3. КРЕМНИЙ

Белгиси Si, Z=14, электрон конфигурацияси $(\text{KL } 3s^2 3p^2)$. Унинг табиий барқарор изотоплари $^{28}_{14}\text{Si}$ (92,2%), $^{29}_{14}\text{Si}$ (4,7%), ва $^{30}_{14}\text{Si}$ (3,09%) ни ташкил этади.

Силиций — латинча Silex — «тош» сўзидан олинган.

Кремний асосан кремний(IV) оксид ва силикатлар ҳолида учрайди. Масалан, альбит $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$. Силикатлар формуласини силикат таркибига кирган элементларнинг оксидлари тарзида ёзиш анча қулай бўлгани учун, альбит формуласи $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ шаклида ёзилади.

Ортоклаз: KAlSi_3O_8 ёки $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

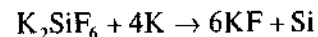
Каолин: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Калийли слюда: $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

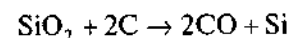
Асбест: $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Кварц: $(\text{SiO}_2)_n$

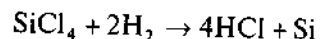
Кремний 1823 йилда Берцелиус томонидан олинган. У қуйидаги реакцияни амалга оширди:



Олиниши. Техникада қум ва кварцни юқори температурада кокс билан қайтариш орқали аморф кремний олинади:

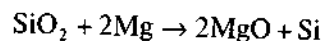


Ярим ўтказгичлар саноати учун керак бўлган тоза кремний олишда, аввал яхши тозаланмаган кремнийга хлор таъсир эттириб SiCl_4 ҳосил қилинади, бу модда учувчан бўлгани сабабли уни фракцион ҳайдаш йўли билан яхши тозаланади, сўнгра у иссиқ найда водород билан қайтарилади:



Ҳосил қилинган кремний зоналар бўйлаб суюқлантириш усули билан тозаланади. Шу тарзда таркибидаги қўшимчаларнинг миқдори $10^{-9}\%$ дан кам бўлган кремний олинади.

Лабораторияда кремний ҳосил қилиш учун кремний (IV) оксид магний билан қайтарилади:



Бу реакцияда магнийдан мўлроқ олинса, магний силицид Mg_2Si ҳам ҳосил бўлади. Реакция давомида портлаш рўй беришининг олдини олиш учун дастлабки моддалар аралашмасига 25% MgO ҳам қўшилади. Бу вақтда аморф кремний ҳосил бўлади.

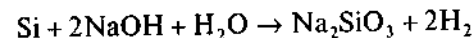
Ферросилиций. Техникада кремний (IV) оксидни темир рудаси иштирокида кўмир билан электр печда қайтариб кремний олинганда кремний ва темир ўзаро ферросилиций номли қотишма ҳосил қилади. Ферросилиций таркибида 25% темир бўлади. Умуман техникада олинadиган кремний («тоза» ва «металлсимон» кремний) таркибида энг камида 2-5% Fe бўлади.

Физик хоссалари. Кремний иккита аллотропик шакл ўзгариш ҳосил қилади: кристалл кремний ва аморф кремний. Кристалл кремний жуда қаттиқ ва мўрт кулранг тусли ялтироқ октаэдр шаклидаги кристалллардан иборат. Унинг зичлиги $d = 2,328 \text{ г·см}^{-3}$. У 1423°C да суюқланади ва 2600°C да қайнайди. Унинг Моос шкаласидаги қаттиқлиги 7 га тенг, у электр токини ўтказиши.

Аморф кремний кўнғир тусли кукун. Унинг бирор суюқ металлдаги эритмасини совитиш йўли билан кристалл ҳолдаги кремний олинади. Кристалл ҳолдаги кремний мўрт бўлганлиги учун майдаланганда осонлик билан аморф кремнийга айланади. Шунинг учун аморф кремний аслида кристалл ҳолдаги кремний синиқларидан иборат.

Аморф кремний кристалл кремнийга нисбатан кимёвий реакцияларга тезроқ киришади.

Кимёвий хоссалари. Кремний нисбатан инерт модда. У кучли оксидловчилар билан ҳам, кучли қайтарувчилар билан ҳам реакцияга киришади. Аморф кремний оддий температурада фтор билан бирикиб учувчан SiF_4 ни, 400°C да хлор билан SiCl_4 ни, 600°C да кислород билан SiO_2 ни, 1000°C да азот билан Si_3N_4 ни, 2000°C да кўмир билан SiC ни, бор билан SiB_3 ва SiB_6 ни ҳосил қилади. Кремний HF ва унинг HNO_3 билан аралашмасидан ташқари бошқа кислоталарда эримади. Лекин ишқорларнинг суюлтирилган эритмалари кремний билан реакцияга киришади. Натижада металл силикати ва водород ҳосил бўлади:



Кремний ўз бирикмаларида асосан тўрт валентли. Фақат SiO да икки валентли. Кремнийнинг турли элементлар билан боғланиш энергиялари қуйидаги қийматларга эга (кЖ·моль^{-1});

Si—Si	226	Si—F	567
Si—O	445	Si—Cl	392
Si—H	323	Si—Br	310
Si—S	228	Si—I	235
Si—SiC	328	Si—N	340

Бундан кўрамаизки, Si нинг электрманфий элементлар (O, Cl, I, Br) билан боғланиши углероднинг ўша элементлар билан боғланишига қараганда кучлироқ. Лекин Si—H ва Si—S боғланишлар C—H ва C—S боғланишлардан кучсизроқдир.

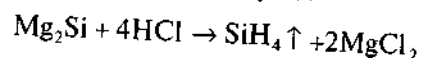
Ишлатилиши. Махсус тозаланган кремний яримўтказгичлар тайёрлаш учун ишлатилади. Кремний кислоталар таъсирига чидамли ва 300°C га қадар катта электр қаршиликка эга бўлганлиги сабабли жуда қимматли яримўтказгич материал ҳисобланади. Техник кремний кислота ва ўтга чидамли қуйма буюмлар тайёрлашда, водород олишда, пўлат ва темир ишлаб чиқаришда, кремний(IV) хлорид олишда ишлатилади. Таркибида 4% Si бўлган пўлат трансформаторлар тайёрлаш учун жуда зарур материалдир.

Кремний карбиди карборунд SiC чарх-тошлар ва силкловчи асбоблар тайёрлашда қўлланилади.

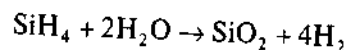
VI.3.1. Кремнийнинг водородли бирикмалари

Кремнийнинг водородли бирикмалари $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ формла билан ифодаланади. Масалан, SiH_4 , Si_2H_6 , Si_3H_8 , Si_4H_{10} ва ҳоказо. Si—Si боғланиш C — C боғланишга қараганда кучсиз бўлганлиги сабабли кремний атомлари ўзаро узун занжирлар ҳосил қилмайди. Силанлар ўз физик хоссалар билан алканларни эслатади, лекин силанлар ҳавода ва сувда беқарор бўлади.

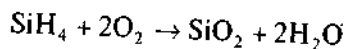
Моносилан SiH_4 магний силицидга хлорид кислота таъсир эттириш натижасида ҳосил бўлади:



Моносилан метандан кўра беқарордир, у 400°C да кремний билан водородга ажралади. Моносилан сув билан қуйидагича реакцияга киришади:



Моносилан ҳавода ўз-ўзидан ёниб кетади:



Силанлар кучли қайтарувчи моддалардир.

Силицидлар кремнийнинг электрумусбат элементлар билан ҳосил қилган бирикмаларидир.

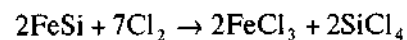
Силицидларнинг ташқи кўриниши металлларнинг қотишмаларини эслатади.

Силицидларни олиш учун умумий усул — металлни кремний билан бевосита бириктириш ва кремний (IV) оксидга юқори температурада ортиқча миқдорда металл қўшишдан иборат. Силицидлар катта амалий аҳамиятга эга.

VI.3.2. Кремнийнинг галогенли бирикмалари

Si—F, Si—Cl боғланишлар анча мустаҳкам бўлганлиги сабабли кремнийнинг галогенлар билан ҳосил қилган бирикмалари силанларга қараганда барқарордир. Улар тўйинган ва тўйинмаган бўлиши мумкин.

$180\text{--}200^\circ\text{C}$ да ферросилицийга хлор таъсир эттириб SiCl_4 ҳосил қилинади:



Бу жараёнда Si_2Cl_6 ва Si_3Cl_8 лар ҳам ҳосил бўлади. SiCl_4 кремний органик моддалар синтез қилишда кенг қўлланилади. SiCl_4 — рангсиз суюқлик, зичлиги $d=1,5237\text{ г·см}^{-3}$ (0°C да), $\text{SiCl}_4 + 57,6^\circ\text{C}$ да қайнайди, сувда гидролизланади.

Кремний(IV) фторид SiF_4 ўткир ҳидли рангсиз газ. $202,65\text{ кПа}$ да -87°C да қайнайди. SiF_4 сувда гидролизланади. Бунда ҳосил бўлган HF билан SiF_4 бирикиб, гексафторсиликат кислота $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ ҳосил қилади.

Бу кислота одатдаги температурада HF ва SiF_4 га парчаланадиган беқарор модда. Лекин унинг сувдаги эритмаси HF ва SiF_4 га парчаланмайди. $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ худди сульфат кислота каби кучли кислотади. У икки негизли, унинг $0,1\text{ н}$ эритмадаги диссоциланиш даражаси 76% га тенг. Бу кислота дезинфекциялаш хоссасига эга бўлганлигидан озиқ-овқат саноатида турли идишларни дезинфекция қилишда ишлатилади. Кўпчилик металлларнинг фторсилкатлари сувда яхши эрийди. Фторсилкатлар силикат саноатида ишлатилади.

VI.3.3. Кремнийнинг кислородли бирикмалари

SiO ва SiO_2 лар кремнийнинг кислородли бирикмаларидир. Кремний(II) оксид SiO ни Si билан қайтарилганда ҳосил бўлади. Қайтарувчи сифатида водород, углеводородлар ишлатилиши мумкин. Бу моддани SiO_2 нинг 1800°C да диссоцилаб ҳам олиш мумкин. Бу модда газ ҳолда турғун, унинг учун $\Delta H_{\text{г},298}^0 = -100\text{ кЖ·моль}^{-1}$, газ ҳолидаги SiO тез совитилганда оч жигарранг аморф маҳсулотга айланади.

Ҳавода қиздирилганда қисман оксидланади, 500°C да сув буғи билан ва CO_2 билан реакцияга киришади (бунда водород ва SiO ҳосил бўлади), 800°C да хлор билан бирикиб SiCl_4 га айланади.

Кремний (IV) оксид SiO_2 табиатда бир неча кристалл ҳолдаги шакл ўзгаришда учрайди: кварц, тридимит, кристобалит. SiO_2 дан иборат минералларнинг умумий номи кремнезем (қумтупрок)дир. Булар қаторига кварц, тридимит, кристобалитдан ташқари, чақмоқтош, иنفузор тупроқ ва бошқалар киради. SiO_2 , жуда барқарор модда, унинг ҳосил бўлиш иссиқлиги $911,6\text{ кЖ·моль}^{-1}$

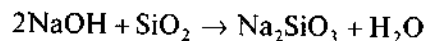
га тенг. Кварц гексагонал системада кристалланади, у ўзининг кристалл шаклини 870 °C га қадар сақлайди. 870 °C дан юқорида кварц α-тридимитга айланади. Кварц икки кўринишда бўлади. Унинг бири қутбланган ёруғлик нурининг қутбланиш текислигини ўнг томонга, иккинчи хил кварц чап томонга буради. Бу оптик антипод кристаллар бири иккинчисининг гўё кўзгудаги аксига ўхшайди.

Кварц кўп учрайдиган минерал бўлиб тоғ биллури, хра топаз, агат, аметист, чакмоқтош ва бошқа минераллар кварцнинг айрим кўринишларидир.

Тридимит ромбик системада кристалланади. Кремнезём 1710 °C да суюқланади.

Аморф кремний (IV) оксид инфузор тупроқ ёки трепел (ёки кизельгур) шаклида бўлади. **Кизельгур** геологик жиҳатдан қадимда яшаган микроорганизмларнинг қобиклари, қолдиқларидан пайдо бўлган.

У жуда кучли адсорбент ҳисобланади. У ўзига кўп миқдордаги суюқликни шимганда ҳам қуруқ қолаверади. SiO₂ кимёвий жиҳатдан жуда инерт модда. У сувда ҳам, турли (HF дан бошқа) кислоталарда ҳам эримайди, лекин SiO₂ ишқор эритмасида аста-секин эрийди. Уни ишқор билан аралаштириб қиздирилса силикат кислота тузлари — металл силикатлар ҳосил бўлади;



SiO₂ кислотали оксиддир. Бирор металнинг силикат тузига хлорид кислота таъсир эттирилганда силикат кислота ҳосил бўлади.

Шунга кўра SiO₂ ни силикат ангидрид деб юрилади.

VI.3.4. Силикат кислота ва унинг тузлари

Силикат кислотанинг умумий формуласи $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. Янги тайёрланган силикат кислота қиёмсимон модда бўлиб, $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ таркибига эга. H₂SiO₃ метасиликат кислота, H₄SiO₄ — ортосиликат кислота, H₂SiO₃ пиросиликат кислота номлари билан аталади. Силикат кислота сувда коллоид эритма ҳосил қилади. Силикат кислотанинг янги тайёрланган гели сувда, кислота ва ишқорларда маълум даражада эрийди. Силикат кислота таркибида сув миқдори камайган сари унинг сувда, ишқор ва кислоталарда эрувчанлиги камая боради. Силикат кислота қиздирилганда сувга ва силикат ангидридга ажралади.

Шуни ҳам айтиш керакки, энг охирги сув кислотада жуда қийинлик билан йўқолади.

Силикат кислота жуда кучсиз икки негизли кислота-дир. Унинг диссоциланиши икки босқичда боради. Ишқорий металлларнинг силикатларигина сувда яхши эрийди. Бошқа металлларнинг силикатлари деярли эримайди. Сувда эрувчан силикатлар гидролиз туфайли ишқорий реакция намоён қилади.

Силикат кислота олиш учун силикатларга HCl ёки NH₄Cl таъсир эттириш керак. SiCl₄ гидролизланиб парчаланганда ҳам силикат кислота ҳосил бўлади. Кремний-органик моддалар парчаланганда ҳам силикат кислота олинади. Биринчи усулда силикат кислота олишда, аввал коллоид эритма ҳосил бўлади, бирмунча вақт (баъзан жуда узоқ вақт) ўтгач, силикат кислота чўкмага тушади.

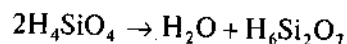
Силикат кислотани электролитлар қўшимчасидан диализ орқали тозалаш мумкин. Бунинг учун силикат кислотанинг коллоид эритмасини яримўтказгич тагли (пергамент қоғоз, коллодий) халтага солиб тоза сувга ботириб қўйилади. Сув тез-тез янгилаб турилади.

Халтадаги электролитлар сувга ўтиб кетади-да, силикат кислота тозаланиб қолади. Шундай йўл билан тозаланган силикат кислотанинг коллоид эритмасини вакуумда буғлатиш орқали тиниқ ивиқ ҳолдаги силикат кислота олинади. Бу ивиқ қуритилганда силикагель ҳосил бўлади. У жуда яхши адсорбент бўлиб, буғ, ёғ, нефть ва бошқа моддаларни тозалашда кенг қўлланилади.

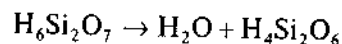
Юқори сифатли силикагель олиш учун ортосиликат кислотанинг ортоэфирларини гидролитик парчаланишидан фойдаланилади. Кремний-органик моддаларни парчалаш йўли билан олинadиган силикат кислота тиббиётда ўпка, артериосклероз ва бошқа касалликларни даволаш учун зарур бўлган турли препаратлар тайёрлашда ишлатилади.

Полисиликат кислоталар — молекуласи таркибида бирдан ортиқ кремний атомлари бўлган кислоталардир.

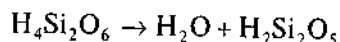
Уларни мета ва ортосиликат кислотанинг конденсатланиш маҳсулотлари деб қараш керак. Масалан, агар ортосиликат кислотанинг иккита молекуласидан 1 молекула сув чиқиб кетса, қуйидаги конденсатланиш реакцияси содир бўлади:



Яна бир молекула сув чиқиб кетса:

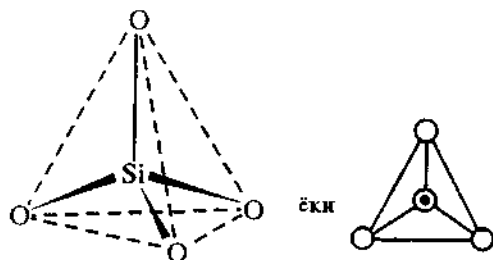


Яна бир сув молекуласи чиқиб кетганида эса:

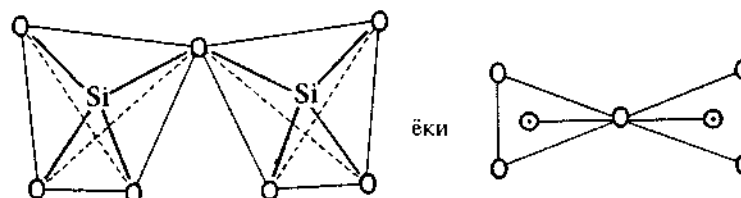


ҳосил бўлади. Бу реакциялар натижасида учта **дисиликат кислота** вужудга келади. Агар учта ортосиликат кислота молекуласидан кетма-кет бир неча сув молекулалари чиқиб кетса, $\text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_{11}$, $\text{H}_8\text{Si}_3\text{O}_{10}$, $\text{H}_6\text{Si}_3\text{O}_9$, $\text{H}_4\text{Si}_3\text{O}_8$, $\text{H}_2\text{Si}_3\text{O}_7$ лар ҳосил бўлади. Ортосиликат кислотанинг тўрт, беш ва олти молекулалари ўзаро конденсатланганда бир неча **тетра, пента, ва гексасиликат** кислоталар ҳосил бўлади, масалан, $\text{H}_6\text{Si}_6\text{O}_{14}$, $\text{H}_4\text{Si}_4\text{O}_{13}$, $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_{12}$. Бу мулоҳазалардан кўра мизки, **полисиликат кислотанинг** хиллари жуда кўпдир. Демак, уларнинг тузлари — полисиликатлар ҳам кўп. Табиатда кремний минераллар турларининг кўп учрашига сабаб ҳам ана шунда. Силикат ва полисиликатларни рентген нурлари билан текшириш бу моддаларнинг кристалл панжарасида тетраэдр шаклига эга бўлган SiO_4^{4-} — анионлари борлигини, улар бир-бири билан кислород атомлари орқали бирикканлигини тасдиқлайди. Тетраэдрнинг марказига Si атоми жойланган бўлиб, унинг чўққиларида кислород атомлари туради. Силикатларни кристалл тузилишига қараб қуйидаги олти синфга бўлинади:

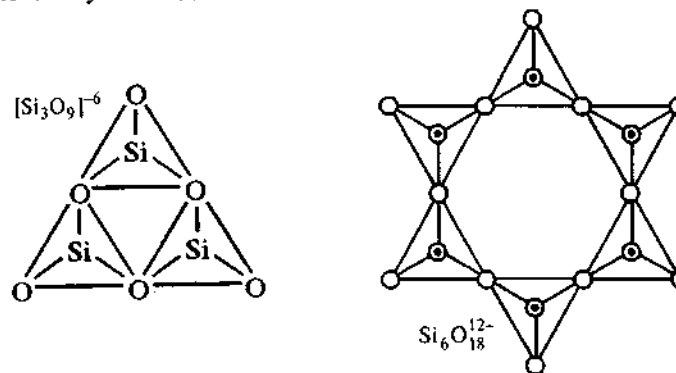
1. **Якка-якка (бир аъзоли) силикат иони** SiO_4^{4-} — тетраэдрлардан иборат ортосиликатлар, буларга оливин номли ортосиликат $(\text{Fe}, \text{Mg})_2\text{SiO}_4$, фенакит Be_2SiO_4 , циркон ZrSiO_4 ва бошқалар мисол бўла олади.



2. **Пиросиликат (ёки дисиликат)лар** — буларда иккита SiO_4^{4-} тетраэдри ўзаро битта умумий кислород атоми орқали бирлашган, масалан, $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$; **гемиморфий** $\text{Zn}_4\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot (\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



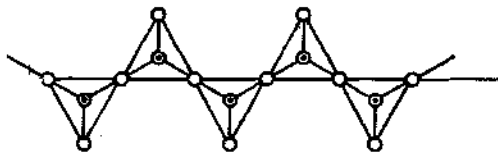
3. **Циклик силикатлар** — таркибида бир неча SiO_4^{4-} тетраэдрлари бир-бири билан ўзларининг иккита кислород атомлари орқали бирлашган бўлади. Масалан, берилл минерали $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{Si}_2\text{O}_3)_6$ циклик (ҳалқасимон) силикатларга мисол бўла олади:



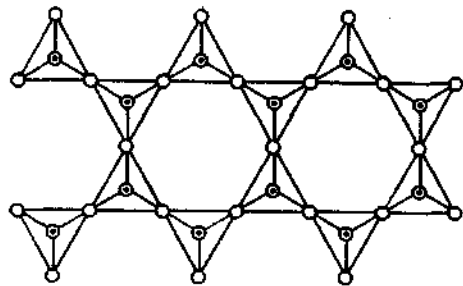
4. **Чексиз занжирдан иборат силикатлар (пироксенлар ва амфиболлар)**. Пироксенлар таркибида бир-бири билан кетма-кет боғланган SiO_4^{4-} ионлари бўлади. Уларда занжир ҳосил қилишда тетраэдр чўққиларидаги иккита кислород атоми қатнашади. Бундай занжирларда кремний атомларининг сони чексиз ҳам бўлиши мумкин.

Мисол тариқасида сподумен — $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ ни келтириш мумкин.

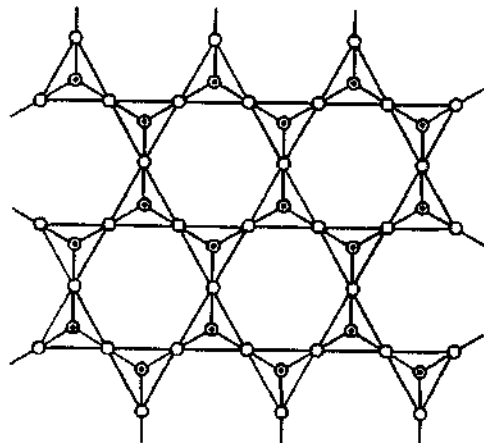
Амфиболлар таркибида $\text{Si}_4\text{O}_{11}^{6-}$ дан ташкил топган тасмасимон занжир тузилишига эга бўлган звеноларнинг такрорланиши ҳисобига кетма-кетликда учта кислород атоми



қатнашади. Бундай моддаларга мисол тариқасида тремолит $\text{Ca}_2\text{Mg}_5(\text{Si}_4\text{O}_{11})_2(\text{OH}, \text{F})_2$ ва табиий **асбестларни** келтириш мумкин. Шу турнинг янада мураккаброқ кўриниши кремний атоми қатнашган қатор сони ортиқроқ бўлиши мумкин. Бундай тузилишга эга бўлган муҳим



минераллардан **каолинит** $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$, тальк $\text{Mg}_6(\text{Si}_8\text{O}_{20})(\text{OH})_4$, **слодалар** тоифасига биотит $\text{K}(\text{MgFe})_3 \cdot (\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH})_2$ ёки **мусковит** $\text{K}_2\text{Al}(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})_2(\text{OH} \cdot \text{F})_4$ ни айтиб ўтамиз. Слодалар занжир ҳосил қилувчи кремний атомидан ташқари алюминий атоми ҳам иштирок этадиган ҳолатларга мисол бўла олади.



5. Чексиз қаватлардан тузилган силикатларнинг таркибида бир-бири билан батамом кўндаланг бирлашган SiO_4^{4-} тетраэдрлари кетма-кет равишда жойлашади. Уларда $(\text{Si}_2\text{O}_5)_n^{2-}$ ионлар ўзаро кислород атомлари орқали бирлашади, бунда n-чексиз катта қийматга эга бўлиши мумкин.

6. Уч ўлчамли **фазовий тўрлардан** иборат силикатлар асосида, бир-бири билан тўртала кислород орқали ўзаро бириккан $(\text{SiO}_4^{4-})_n$ ётади. Фазовий турлардаги кремний атомлари алюминий атомларига алмашилиши натижасида **алюмосиликатлар** ҳосил бўлади. Дала шпати ана шу охирги синфга мисол бўла олади.

Табиий **силикатларда** — кремний ва алюминий ўзаро кислород атомлари орқали бириккан бўлади.

Юқорида санаб ўтилган бирикмалардаги кремний атоми миқдори ортиб борган сари кислород атомлари фақат кремний атомлари билангина боғланган ҳолат юзага келади ва улар табиий минерал **тоғ биллури** $(\text{SiO}_2)_n$ га айланади.

Бир вақтнинг ўзида ҳам кремний, ҳам алюминий тутган алюмосиликатларнинг уч турига кирадиган минераллар катта аҳамиятга эга. Улар кристалл панжаралари уч ўлчамга эга бўлган тетраэдрлар тўридан иборат бўлган $[(\text{Al}, \text{Si})\text{O}_4]$ структура ҳосил қиладилар.

Бу группаларнинг биринчиси **дала шпати** деб аталган $\text{M}[(\text{Al}, \text{Si})_4\text{O}_8]$ — минералларда металл катионининг хусусиятига қараб яна икки хил минерал ҳосил қилади. Агар M ўлчами катта (K^+ , Ba^{2+} каби) бўлган **ортоклаз** $\text{K}(\text{Al}, \text{Si}_3\text{O}_8)$ ва **цельзон** $\text{Ba}(\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8)$ группачаси ва ўлчамлари кичик бўлган ионлар (Na^+ ёки Ca^{2+}) тутувчи **альбит** $\text{Na}(\text{Al}, \text{Si}_3\text{O}_8)$ ва **анортит** $\text{Ca}(\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8)$ группачалари бир-биридан фарқ қилинади. Улар қуррамининг қурилиш минералларидир: Ернинг тахминан 50% ини ташкил қилувчи **гранитлардир**.

Иккинчи группани умумий формуласи $\text{M}_x^{\text{I}}\text{M}_y^{\text{II}}(\text{Al}_{x+2y}\text{Si}_z\text{O}_{2x+4y+2z}) \cdot n\text{H}_2\text{O}$ бўлган алюмосиликатлар ташкил этади. Улар ғовакли кенг туйнукли каналчаларда сув молекуласига алмашина оладиган катионларга эга бўлади. Бундай минераллар **цеолитлар** деб аталади (сунъий усулда ҳам тайёрланади) ва кўп миқдорда катионини алмашина оладиган, баъзиларининг сувини қочиргандан ке-

йин молекуляр элак сифатида ҳам ишлатилади. Цеолит ғоваклариди зарядсиз молекулалар (CO_2 , NH_3 ва бошқалар) ҳам ютилиши маълум, улар кислотали катализаторлар вазифасини ҳам бажараолади.

Учинчи хил алюмосиликатлар сунъий ва табиий **ультрамаринлар** [масалан, $(\text{Na}, \text{Ca})_8(\text{Al}, \text{Si})_2\text{O}_{24}(\text{S}, \text{SO}_4)$] кўк ва зангори рангли сув тутмаган бирикмалардир. Уларнинг равшан тиниқ ранги S_3^- (кўк ранг ҳосил қилувчи хромофор) ёки S_3^- ва S_2^- (яшил рангли хромофорлар) ёхуд S_4^- (қизил рангли) анион-радикаллар мавжудлигидан келиб чиқади.

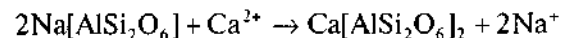
Клатратлар тўрсимон ғовакли, қатлам-қатлам, каткли ёки каналсимон бўшлиқларга эга бўлган моддалардир. Бундай моддаларда атомлар, ионлар ёки молекулалар «меҳмон» сифатида асосий модда *клатрат* — «меэбон»нинг бўшлиқларида жойлашади. Бундай қаватлараро бўшлиқларда сув молекулалари қиздирилганда осон чиқиб кетиши мумкин. Масалан, вермикулит $(\text{Ca}, \text{Mg})_7(\text{MgFe}^{+3}\text{Al})_6(\text{Al}, \text{Si})_8\text{O}_{20} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ сувсизлантирилгандан сўнг минерал қаватлари бир-бирдан ажралади, бундай ҳолда уларнинг зичлиги камайтирилади ва енгил тўлдирувчи сифатида қоғоз, пластиклар ва мойли бўёқларга қўшиш учун қулайдир.

Табиий силикатлардан **шиша**, **керамика** (сопол буюмлар), **чинни ва фаянс**, қурилиш материаллари ҳамда қовуштирувчи аралашмалар ишлаб чиқарилади.

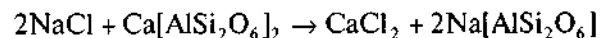
Цеолитлар ҳам 6 та синфга бўлинади. Цеолитларда SiO_4^{4-} ва AlO_4^{5-} ионлари ўзаро шундай бирлашадики, уларнинг орасида бўш каналлар ҳосил бўлиб, бу каналларга мусбат зарядли ионлар (ҳатто сув, карбонат ангидрид, аммиак молекулалари) жойлашади. Сув молекулалари кристаллдан чиқиб кетганда ёки кристаллга кирганда кристалл панжарада ҳеч қандай ўзгариш рўй бермайди.

Цеолитларга **натролит** $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ мисол бўла олади. Цеолитлар бошқа моддаларни ютиш (абсорбент) хусусиятига эга. Баъзи цеолитлар эритмалардаги ионларни ўз таркибидаги ионларнинг эквивалент миқдорига алмаштира олади. **Каолин** (ёки **дала шпати**)ни кварц ва сода билан бирга 1000°C гача қиздириш йўли билан саноатда пермутит номли синтетик алюмосиликатлар олинганига анча вақт бўлди. Пермутитлар буғ қозонлари учун

керакли сувни юмшатиш мақсадида қўлланиб келди, чунки пермутит ўз таркибидаги натрий ионини сувга бериб ўзи сувдаги кальций ионини олади:



Сувни тозалашда қўлланилиб кальцийли шаклга ўтган пермутитни ош тузининг концентранган эритмаси билан ювилса, у қайтадан натрийли шаклга ўтади:



Демак, пермутит — ион алмаштиргич моддадир.

Ультрамарин. Агар каолин, сода, олтингугурт ва кукун ҳолидаги писта-кўмир аралашмаси қиздириб суюқлантирилса, яшил-кўк тусли масса ҳосил бўлади. Агар ана шу моддани кўп миқдордаги олтингугурт билан аралаштириб қаттиқ қиздирилса, зангори бўёқ ультрамарин (синька) $\text{Na}_8(\text{AlSiO}_4)_6\text{S}_2$ ҳосил бўлади.

Кўк нур сариқ нур билан қўшилганида оқ нур ҳосил бўлиши туфайли ультрамарин кир ювишда «синька» сифатида, қоғоз, қанд, крахмалнинг рангини тиниқ оқ қилишда ишлатилади. Табиатда учрайдиган ультрамарин **лаурит** — натрий ва алюминий силикатлари билан натрий сульфиддан иборат бирикмадир.

Ишқорий металлларнинг силикатлари **эрувчан шишалар** деб аталади. Эрувчан шишалар кварц-қумга ишқорий металлларнинг карбонатлари ёки гидроксидларини қўшиб суюқлантириш йўли билан олинади.

Шिशанинг хиллари. Силикатлар (айниқса, таркибида иккита ва ундан ортиқ катиони бўлганлари) қотган вақтида шишага айланади. Шишалар худди табиий минераллар каби мураккаб таркибли бўлади. Дераза шишаси $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ таркибга эга.

Уни ҳосил қилиш учун оқ қумга натрий ва кальций карбонатлар қўшиб 1000°C да суюқлантирилади.

Махсус шишалар ҳосил қилиш учун бу хомашёга турли элементларнинг оксидлари қўшилади. Масалан, «пирекс» шиша тайёрлашда B_2O_3 ва Al_2O_3 , биллур шиша тайёрлашда эса PbO қўшилади.

Ҳозирги вақтда одатдаги тахтасимон шишалар билан бир қаторда шиша тола ишлатилмоқда. Ундан тўқималар, оптик узатгичлар тайёрланади. Шиша тола ва бошқа по-

лимер материаллардан шиша пластика ишлаб чиқарилмоқда. Бу материал енгил ва коррозияга чидамли бўлганлиги учун қурилишда кўп ишлатилади.

Шишасимон модда аниқ температурада суюқланмасдан, температуралар оралиғида суюқланади. Шунга кўра, шишасимон моддани нихоятда қовушқоқ ўта совиган суюқлик деб талқин қилинади.

VI.4. ГЕРМАНИЙ

Белгиси—Ge. Z=32. Электрон конфигурацияси: KLM4s²4p².

Табийий германий таркибидаги барқарор изотоплари ⁷⁰Ge – 20,55%, ⁷²Ge – 20,35%, ⁷³Ge – 7,78%, ⁷⁶Ge – 36,50%, ⁷⁶Ge – 7,78%, ни ташкил этади. Германийнинг жуда кўп сунъий радиоактив изотоплари олинган.

Германий мавжудлигини ва унинг хоссаларини дастлаб 1871 йили Д. И. Менделеев башорат қилган эди. Уни «экасилиций» деб атади ва даврий системада бу элемент учун бўш катак қолдирди.

1885 йилда германиялик олим К.Винклер аргиродит номли минерални анализ қилганида ундаги элементларнинг умумий массаси 100% бўлиши учун 6,96% етмаслигига асосланиб аргиродит таркибида номаълум янги элемент бор деб фараз қилди. Кейинги тадқиқотлар ҳақиқатан ҳам аргиродит таркибида янги элемент борлигини ва унинг барча хоссалари Д.И.Менделеев тавсифлаган «экасилиций» никига ўхшашлигини кўрсатди. Винклер бу янги элементни 1886 йилда «Германий» деб атади.

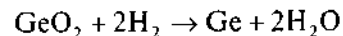
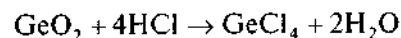
Германий тарқоқ элемент. Унинг асосий минераллари: аргиродит 4Ag₂S · GeS₂ ёки Ag₈ · GeS₆ (бунда 5—7% Ge бор). Африкада учрайдиган германит 3Cu₂S · FeS · 2GeS₂ да 10% га қадар Ge бўлади.

Германий минералларида галлий ҳам учрайди. Масалан, германитда галлийнинг миқдори 1,8% га етади. Германий темир ва рух рудалари таркибида ҳам учрайди, бунинг сабаби шундаки, Ge²⁺ ионинг радиуси 0,074 нм, темир иони Fe²⁺ радиуси 0,072 нм га яқин.

Шунингдек, Ge ёнувчи сланецларда, тошкўмирларда ҳам учрайди. Баъзи тошкўмирлар таркибида германийнинг миқдори 1% га етади.

Германий олиш учун таркибида шу элемент тутган рудага хлорид кислота таъсир эттириб, аввал германий(IV)

хлорид ҳосил қилинади. Уни яхши тозалаб, сув таъсир эттириб германий (IV) оксид олинади ва нихоят, уни водород билан қайтарилганда германий ҳосил бўлади:



Тоза германий кулранг тусли металл. Унинг зичлиги 5,32 г. см⁻³. 958,5 °C да суюқланади ва 2690 °C да қайнайди. Олмос турида кристалланади. Унинг атом радиуси 0,139 нм. Германийда металл хоссалари кучсиз ифодаланган. Мўрт, уни механик ишлаш қийин. Германийнинг электрод потенциалли жуда кичик E°=0,02 В. Германий типик яримўтказгичлар тоифасига киради. Германий одатдаги температурада ҳавода барқарор. Чўғ ҳолатигача қиздирилганда оксидланиб GeO га ўтади. Германийга суюлтирилган хлорид ва сульфат кислота таъсир этмайди. Нитрат кислота германийни GeO₂ · 12H₂O га қадар оксидлайди. Германий ўз бирикмаларида +2 ва +4 оксидланиш даражасини намоён қилади.

Германийнинг бир неча гидриди маълум, масалан, GeH₄, Ge₂H₄ ва Ge₃H₈. Улар кремний гидридларидан ҳам беқарор. GeH₄ ни **моногерман** деб аталади. У рангсиз газ, -88,9 °C да қайнайди.

Германий 250 °C гача қиздирилганида галогенлар билан бирикиб тетрагалогенидлар (масалан, GeCl₄) ҳосил қилади. GeF₄ рангсиз газ, GeCl₄ - рангсиз суюқлик, GeBr₄ - рангсиз суюқлик, GeI₄ - сариқ рангли қаттиқ модда. Германий гидроксид Ge(OH)₄ амфотер хоссага эга, лекин унинг кислоталик хоссалари кучлироқ ифодаланган. H₂GeO₃ - германат кислота. Унинг тузлари M₂GeO₃ - германатлар деб аталади (бу ерда М - бир валентли металл). Германий(IV)сульфид GeS₂ оқ рангли қаттиқ жисм, у ишқорий металлларнинг сульфидларида эрийди. Германий асосан электроника ва радиотехника учун керакли яримўтказгич асбоблар тайёрлашда ишлатилади. Германий қотишмаларидан кристалл детекторлар тайёрланади. Германийнинг ўзи ва GeO₂ катализатор сифатида ҳам қўлланилади.

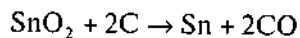
VI.5. КАЛАЙ

Белгиси Sn. Z=50, электрон конфигурацияси KLM4s²4p⁶ 4d¹⁰5s²5p². Қалайнинг 10 дан ортиқ сунъий радиоактив изо-

топлари олинган. Улардан — $^{113}_{50}\text{Sn}$ ярим емирилиш даври 118 кун, $^{119}_{50}\text{Sn}$, ярим емирилиш даври 175 кун ва $^{122}_{50}\text{Sn}$, ярим емирилиш даври 136 кун, булар радиоактив индикаторлар сифатида фойдаланилади. Қалай инсониятга қадим замонлардан бери маълум бўлган элемент, тарихий маълумотларга қараганда қалайнинг мис билан қотишмаси — бронзадан инсон милоддан 4000 йил бурун фойдаланган.

Қалай табиатда эркин ҳолатда деярли учрамайди, унинг энг муҳим минерали **қалайтош** SnO_2 (касситерит) бўлиб, энг бой рудаларда 5—6% қалай учрайди. Қалай жуда зарур металл бўлганлиги сабабли, ҳатто таркибида 0,1—0,15% қалай бўлган рудалар ҳам саноат учун катта аҳамиятга эга. Бундай рудалар бойитилиб, ундан қалай олинади. Қалай рудалари МХД, Хитой, Индонезия, Конго ва бошқа жойларда учрайди.

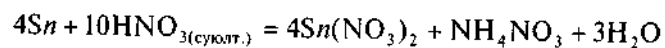
Олиниши. Қалайтошни юқори температурада кўмир билан қайтариб қалай олинади:



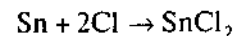
Консерва банкаларини қайта эритиш йўли билан ва электролиз усулида ҳам қалай олинади.

Хоссалари. Қалай осон яссиланадиган ва осон суюқланидиган, кумушдек оқ ва юмшоқ металл. Унинг зичлиги $7,31 \text{ г·см}^{-3}$, $231,8^\circ\text{C}$ да суюқланади ва 2620°C да қайнайди. Қалай полиморф модда, одатдаги оқ қалай (β -қалай) $+13,2^\circ\text{C}$ дан юқорида барқарор бўлиб, тетрагонал панжарага эга. Агар β -қалай қаттиқ (-33°C гача) совитилса, у кулранг ва кубик структурадаги α -қалайга айланади. Бу вақтда қалайнинг солиштира ҳажми 25,6% га ортиб кетади, α -қалайнинг зичлиги $5,84 \text{ г·см}^{-3}$, натижада қалай буюм сирти шўраланиб уваланади. Бу ходиса «қалай вабоси» номини олган (бундай номнинг берилишига сабаб β -қалайнинг α -қалайга айланиши α -қалай иштирокида жуда тезлашади, гўё «касал» тез юқади). Кулранг қалай суюқлантирилганда қайтадан оқ қалай ҳосил бўлади. Шунинг учун қалай буюмни жуда совуқ жойда қолдириш ярамайди. Қалай бошқа металллар билан қотишмалар ҳосил қилади.

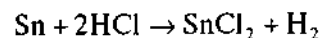
Қалай, одатдаги температурада ҳавода ҳам, кислоталарда ҳам оксидланмайди. Сув билан реакцияга киришмайди, суюлтирилган кислоталар қалайга жуда секин таъсир этади:



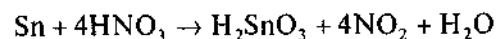
Кучли оксидловчилар юқори температурада қалайни оксидлаб, уни икки ва тўрт оксидланиш даражасидаги ҳолатга ўткази:



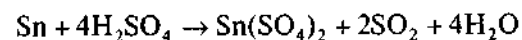
Қайноқ концентрланган хлорид кислота қалайни эри-тади:



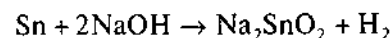
Қайноқ концентрланган нитрат кислота қалай билан реакцияга киришиб, қалайни сувда ва кислоталарда эри-майдиған оқ тусли кукунга β -станнат кислотага айланти-ради:



Қайноқ концентрланган сульфат кислота билан қалай реакцияга киришиб қалай(IV) сульфатга ўтади:



Қалай амфотер хоссага эга бўлганлиги сабабли, кучли ишқорларда эриб **станнитларга** айланади:



Қалайнинг иккита оксиди: қалай(II) оксид SnO ва қалай(IV) оксид SnO_2 маълум.

Қалай бирикмаларининг хоссалари. Тўрт валентли Sn оксиди ва гидроксиди кучсиз кислота хоссаларини намоён қилади. Икки валентли қалай гидроксиди эса амфотер хоссага эга, лекин унинг асосли хоссаси анча яққол ифодаланган.

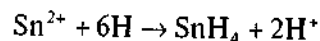
Тўрт валентли қалай бирикмалари германий ва кремнийнинг бирикмаларини эслатади. Масалан, қалай(IV) хлорид суюқ моддадир.

Икки валентли қалайнинг галогенидлари одатда тузларни эслатади. Икки ва тўрт валентли қалай галогенидлари сувдаги эритмаларда гидролизга учрайди. Икки валентли қалай бирикмалари қайтарувчи хоссаларига эга. Қалай бирикмалари рангсиз бўлади, фақат SnO — қора рангли, SnS — тўқ жигарранг, SnS_2 — сарғи ранглидир.

Қалайнинг водородли бирикмалари SnH_4 (станнан), Sn_2H_6 (дистаннан)лар яхши ўрганилган, лекин SnH_2 олин-

ган эмас. Қалайнинг SnH_4 , Sn_2H_6 (ва умуман $\text{Sn}_n\text{H}_{2n+2}$ таркибли) гидридлари бевосита усуллар билан ҳосил қилинади. Уларнинг баъзилари газлар, баъзилари суюқликлар ва қаттиқ жисмлардан иборат. Уларнинг таркибидаги кимёвий боғланиш ковалент хусусиятга эга.

Қалай гидрид SnH_4 магний станнидга хлорид кислота таъсирида ҳосил бўлади. SnH_4 ни икки валентли қалай тузининг хлорид кислотадаги эритмасини қўрғошин катодда қайтариш йўли билан ҳам ҳосил қилиш мумкин:



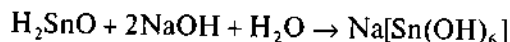
Қалай гидрид 140°C да парчаланадиган газ бўлиб, унинг қотиш температураси -150°C , қайнаш температураси $-51,8^\circ\text{C}$. SnH_4 жуда ҳам заҳарли модда.

Қалай(IV) оксид SnO_2 қалайни ҳавода ёндириш орқали олинади, шунингдек, қалайни концентранган HNO_3 билан оксидлаб ҳосил бўлган станнат кислота қаттиқ қиздирилганда ҳам SnO_2 олинади.

SnO_2 сувда ва хлорид кислотада эримайди, лекин концентранган сульфат кислотада узоқ вақт қиздирилганда у қалай(IV) сульфатга айланади. Қалай(IV) оксид ишқор эритмаларида эримайди, лекин қиздирилганда қуруқ ишқор билан реакцияга киришади.

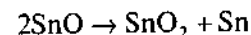
Қалай (IV) гидроксид $\text{Sn}(\text{OH})_4$ амфотер гидроксид бўлиб, унда кислота хоссалари устун туради. У икки шакл ўзгаришда бўлади, улардан бири α -станнат кислота ва иккинчиси β -станнат кислота дур. Янги чўктирилган ва кислоталарда эрувчан қалай(IV) оксид α -станнат кислота деб юритилади. Унинг таркибини $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ формула билан ифодалаш мумкин. Бу модда узоқ вақт турса, гель шаклидаги β -станнат кислотага айланиб қолади.

α -станнат кислота ишқорларда эрийди:



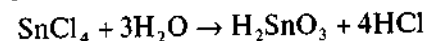
β -станнат кислота эса ишқорларда ҳам, кислоталарда ҳам эримайди.

Қалай (II) оксид қалайнинг кислород кам шароитда ёнишидан ёки $\text{Sn}(\text{OH})_2$ нинг CO_2 атмосферасида парчланишидан ҳосил бўлади. Унинг асосли хоссалари қалай(IV) оксидникидан кучлироқ ифодаланган, SnO қиздирилганда парчланади (ҳавосиз шароитда 400°C да):

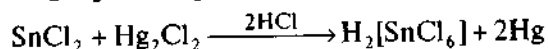
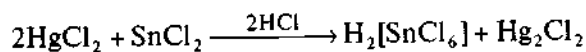


Қалай (II) гидроксид $\text{Sn}(\text{OH})_2$ оқ тусли сувда кам эрувчан амфотер модда. У ишқорларда эриганда станнитлар ҳосил бўлади.

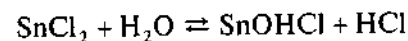
Қалай(IV) хлорид SnCl_4 — ҳавода тутайдиган тиниқ суёқлик, -36°C да қотади. $114,1^\circ\text{C}$ да қайнайди. Унинг зичлиги $2,229 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$ га тенг. У қалай металига ёки SnCl_2 га хлор таъсир этишидан ҳосил бўлади. Техникада оқ тунука қолдиқларига хлор таъсир эттириш йўли билан SnCl_4 олинади. SnCl_4 сувдаги эритмада гидролизланади:



Қалай (II) хлорид SnCl_2 кучли электролит бўлиб, туз хоссаларига эга, сувда яхши эрийди. У металл хлоридлари билан, масалан, $\text{K}_2[\text{SnCl}_6]$ таркибли комплекслар ҳосил қилади. Қалай(II) хлорид ва қалай(II) галогенидлар германий(II) хлорид каби кучли қайтарувчидир. Масалан, қалай(II) хлорид таъсирида сулема HgCl_2 каломельга, ҳатто металл ҳолдаги симобга қадар қайтарилади.

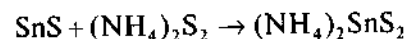


Қалай(II) хлорид сувдаги эритмада гидролизга учрайди. Шунга кўра қалай(II) хлориднинг сувдаги эритмалари кислотали реакцияга эга. Унинг жуда ҳам суюлтирилган эритмаларида гидролиз туфайли оқ рангли лойқа шаклидаги асосли тузлар ҳосил бўлади:

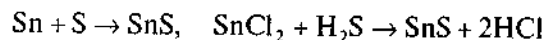


Қалайнинг олтингурут билан иккита бирикмаси маълум: улардан бири — қалай(II) сульфид SnS , иккинчиси — қалай(IV) сульфид SnS_2 дур.

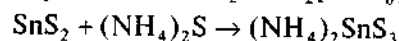
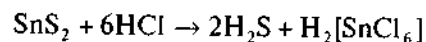
Қалай(II) сульфид SnS — қорамтир-жигар ранг тусли қаттиқ модда, сувда ва суюлтирилган кислоталарда ва аммоний сульфиднинг рангсиз эритмасида эримайди, лекин аммоний полисульфид SnS нинг сариқ тусли эритмасидаги икки валентлиги қалайни оксидлаб тўрт валентли ҳолатга ўтказди:



Қалай(II) сульфид қалайнинг олтингугурт билан бирикишидан, шунингдек, икки валентли қалай тузлари билан водород сульфид орасидаги алмашилиш реакцияси натижасида ҳосил бўлади:



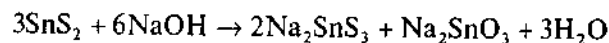
Қалай(IV) сульфид SnS_2 — сувда, суюлтирилган кислоталарда эримайдиган сариқ рангли қаттиқ модда бўлиб, концентранган кислоталарда, ишқорларда ва аммоний сульфидда яхши эрийди:



Қалай (IV)сульфид тўрт валентли қалай тузлари эритмасига водород сульфид таъсир этишидан ҳосил бўлади. Шунингдек, майдаланган қалай билан олтингугурт аралашмаси аммоний хлорид иштирокида қиздирилганда ҳам, қалай (IV)сульфид ҳосил бўлади.

Мана шу усулда олинган қалай(IV) сульфид олтин ранг — сариқ бўлиб, уни «олтин ҳал» деб аталади ва ёғоч буюмларни, гипсдан ясалган ҳайкалларни бўйаш учун ишлатилади.

Қалай(IV) сульфидга ишқор қўшиб қиздирилса, титаннатлар ҳосил бўлади.



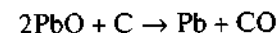
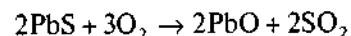
VI. 6. ҚЎРҒОШИН

Белгиси Pb. Z=82. Электрон конфигурацияси KLMNO $6s^2 6p^2$. Табиий барқарор изотоплари $^{204}_{82}\text{Pb}$ (1,48%), $^{206}_{82}\text{Pb}$ (23,6%), $^{207}_{82}\text{Pb}$ (22,60%) ва $^{208}_{82}\text{Pb}$ (52,30%).

Қўрғошин рудалардан ажратиб олиш осон бўлганлиги учун қўрғошин инсонларга қадим замонлардан бери маълум. У фақат бирикмалар ҳолида учрайди. Қўрғошиннинг энг муҳим минерали галенит ёки қўрғошин ялтироғи PbS дир. Унинг англезит — PbSO_4 , церрусит — PbCO_3 , крокоит — PbCrO_4 , каби минераллари ҳам саноат аҳамиятига эга. Қўрғошин уран ва торий элементларининг радиоактив емирилишидан келиб чиққан энг охирги маҳсулот сифатида уран ва торий рудаларида учрайди. Уран $^{235}_{92}\text{U}$ дан келиб

чиққан қўрғошиннинг атом массаси 207, торий $^{232}_{90}\text{Th}$ дан ҳосил бўлган қўрғошинники 208 ва уран $^{238}_{92}\text{U}$ дан келиб чиққан қўрғошинники 206 га тенг. Табиий қўрғошин бу изотоплар аралашмасидан иборат.

Саноатда қўрғошинни асосан қўрғошин сульфиддан ва қисман қўрғошиннинг кислородли бирикмаларидан олинади. Қўрғошин рудаларида қўрғошин миқдори 4% чамаси бўлади. Шу сабабли аввал рудани флотация йўли билан бойитилиб, концентрат олинади. Сўнгра уни махсус печда ҳаво оқимида мумкин қадар тўлиқ равишда куйдирилади. Ҳосил бўлган қўрғошин(II) оксидни вертикал печда кокс билан қайтарилади:



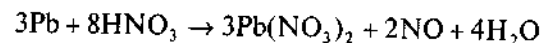
Хоссалари. Қўрғошин кул ранг тусли ялтироқ металл бўлиб, унинг сирти ҳавода хираланиб қолади. Қўрғошиннинг қалин бўлмаган бўлақларини пичоқ билан кесиш мумкин; қўрғошин оғир металл, унинг зичлиги $11,34 \text{ г·см}^{-3}$, $327,4^\circ\text{C}$ да суюқланади ва 1751°C да қайнайди. Иссиқлик ва электр токини анча ёмон ўтказиши. Қўрғошиннинг нормал электрод потенциали $E^\circ = -0,129 \text{ В}$ га тенг. Ҳавода қўрғошин сирти оксид парда билан қопланиб қолади, бу парда қўрғошинни бундан кейинги оксидланишдан сақлайди. Қўрғошиннинг галогенлар, олтингугурт ҳамда водород ҳосил қилган бирикмаларида кимёвий боғланиш қисман ковалент табиатга эга бўлади, унинг углерод, кремний каби моддалар билан ҳосил қилган бирикмалари яримўтказгич хоссаларига эга.

Қўрғошин галогенлар билан сал қиздирилгандаёқ шиддатли реакцияга киришиб PbF_4 , PbCl_2 , PbF_2 , PbBr_2 , PbI_4 , PbI_2 , таркибли бирикмаларни ҳосил қилади. Қўрғошинга хлор ва бром таъсиридан PbCl_2 ва PbBr_2 ҳосил бўлишининг сабаби шундаки, PbCl_4 ва PbBr_4 лар беқарор моддалардир. Қўрғошин олтингугурт билан реакцияга киришиб қўрғошин(II) сульфид ҳосил қилади.

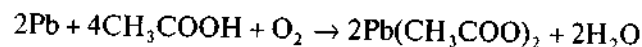
Қўрғошин азот билан бевосита бирикмайди. У кўпчилик металллар билан интерметалл бирикмалар ҳосил қилади.

Сув юқори температурада қўрғошин сиртидаги оксид пардани эрита олиши сабабли, қўрғошин иссиқ сувда аста-

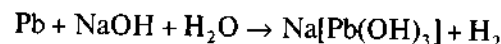
секин оксидланади. Қўрғошин хлорид ва сульфат кислоталарда эрийди, лекин бу вақтда унинг сирти оз эрувчан хлорид ва сульфат қаватлар билан қопланиб қолиши сабабли, эриш жараёни сустлашиб кетади. Қўрғошин суюлтирилган нитрат кислотада яхши эрийди:



Бу реакция давомида ҳосил бўлган қўрғошин нитрат сувда яхши эриши сабабли, қўрғошиннинг суюлтирилган нитрат кислотада эриши давом этаверади. Концентрланган нитрат кислота қўрғошинни оксидлайди. Қўрғошин сирка кислотада ҳам (айниқса кислород иштирокида) эрийди:



Қўрғошин худди қалай каби, концентрланган ишқор эритмасида қайнатилганда эрийди. Бунда водород газ ажралади ва **плюмбитлар** ҳосил бўлади:



Қўрғошин бирикмалари. Икки ва тўрт валентли қўрғошин бирикмалари мавжуд. Қўрғошин кислоталарда эриганда икки валентли тузлари ҳосил бўлади. Икки валентли қўрғошин бирикмалари ниҳоятда барқарор, уларни тўрт валентли қўрғошин бирикмаларига ўтказиш учун кучли оксидловчилар таъсир эттириш керак. Икки валентли қўрғошин бирикмалари **кучсиз қайтарувчи** хоссалар намоён қилмайди, тўрт валентли қўрғошин бирикмалари эса **кучли оксидловчилар ҳисобланади**.

Тўрт валентли қўрғошин бирикмаларининг умумий сони икки валентли қўрғошин бирикмалариникига қараганда анча кам.

Қўрғошин уч хил оксид PbO , PbO_2 ва Pb_3O_4 ҳосил қилади. Улар рангли моддалардир. Қўрғошиннинг барча бирикмалари заҳарли.

Икки валентли қўрғошин бирикмалари. **Қўрғошин(II) оксид.** Қўрғошин ҳавода қиздирилса сариқ рангли қўрғошин(II) оксид PbO олинади. Қўрғошин(II) гидроксид қиздирилганда у ўз таркибидаги сувни йўқотиб, қизил рангли қўрғошин(II) оксидга айланади. PbO глёт номи билан юритилади. Агар глёт узоқ

вақт қиздирилса, қовоқ рангли кукун ҳолидаги сурик Pb_3O_4 ҳосил бўлади. Қўрғошин(II) гидроксид оқ рангли модда бўлиб, қўрғошин тузлари эритмасига кучли ишқор таъсир этишидан ҳосил бўлади.

У ишқорлар билан ҳам, кислоталар билан ҳам реакцияга киришади. 100 г сувда 20 °С да 1,2 мг $\text{Pb}(\text{OH})_2$ эрийди. Унинг асос сифатидаги биринчи босқич диссоциланиш константаси $4 \cdot 10^{-5}$ га тенг. Унинг кислота сифатидаги диссоциланиш константаси 10^{-12} га тенг.

Қўрғошин(II) сульфид — табиатда галенит минерали ҳолида учрайди. У кислоталарда оз эрийдиган сульфидлардан биридир. Унинг эрувчанлик кўпайтмаси $\text{ЭК}=[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$ $3.4 \cdot 10^{-28}$. Қўрғошин(II) сульфид кристаллари детектор аппаратлар учун ишлатилади.

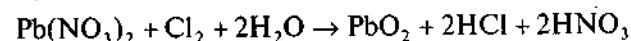
Қўрғошин(II) галогенидлар PbF_2 , PbCl_2 , PbBr_2 , PbI_2 таркибга эга. Улар сувда оз эрийди. Айниқса PbF_2 ва PbI_2 совуқ сувда кам эрийди. PbI_2 иссиқ сувда яхши эрийди. PbCl_2 ва PbBr_2 ларнинг сувда эрувчанлиги температура кўтарилиши билан ортади.

Қўрғошин(II) карбонат PbCO_3 табиатда церусит минерали ҳолида учрайди. Агар уни сувга солиб қайнатилса, $\text{PbCO}_3 \cdot (\text{PbOH})_2$ таркибли моддага — қўрғошин **оқ бўёғига** ўтади, уни алиф мойи билан қориб, оқ бўёқ сифатида ишлатилади. Қўрғошин(II) карбонат ва қўрғошин оқ бўёғи сувда жуда оз эрийди.

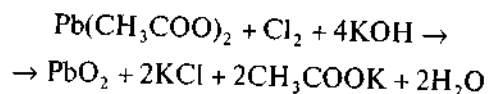
Қўрғошин ацетат $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — ширин мазали (заҳарли), оқ кристалл модда, сувда яхши эрийди. Унинг сувдаги эритмаси тиббиётда ишлатилади.

Тўрт валентли қўрғошин бирикмалари. **Қўрғошин(IV) гидрид** ниҳоятда беқарор модда. Бирор кислота эритмасини катта **зичликка** эга бўлган ток таъсирида электролиз қилиш натижасида қўрғошин катодда ҳосил бўладиган водородда жуда оз миқдорда PbH_4 ҳосил бўлиши аниқланган.

Қўрғошин(IV) оксид PbO_2 икки валентли қўрғошин тузларини хлор, гипохлоритлар таъсирида оксидлаш ёки электролиз йўли билан оксидлаш натижасида ҳосил бўлади, масалан:



ёки

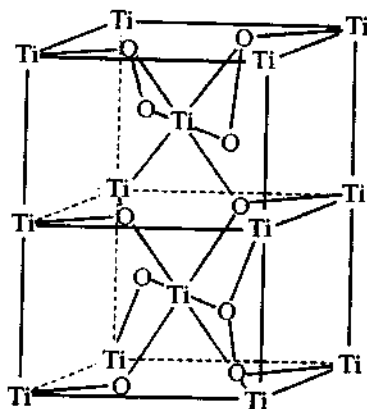


$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,126 \text{ В}, \quad E_{\text{Pb}^{4+}/\text{Pb}}^0 = 0,8 \text{ В},$$

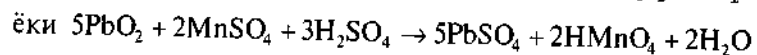
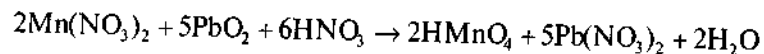
Техникада PbO_2 олиш учун оксидловчи сифатида хлорли оҳакдан фойдаланилади.

Қўрғошин(IV) оксид катта зичликка ($d=9,37 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$) эга бўлган қўнғир тусли кукун бўлиб, рутил (TiO_2) тузилишида кристалланади (VI.3.-расм).

Қўрғошин(IV) оксид кислотали муҳитда жуда кучли оксидлаш хоссасини намоён қилади. Масалан, кислотали муҳитда икки валентли марганецни етти валентли ҳолатга ўтказиши:



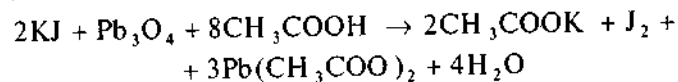
VI.3.-расм. Қўрғошин(IV) оксид билан бир хил тузилишга эга бўлган рутилнинг кристалл панжараси тузилиши.



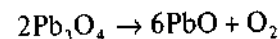
Қўрғошин(IV) оксид 344°C га қадар қиздирилганда Pb_2O_3 ва (IV) оксидга ўувчи натрий қўшиб қиздирилса, $\text{Na}[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ таркибли комплекс бирикма ҳосил бўлади. Бу туз сув йўқотганда **металлюмбат** тузи K_2PbO_3 га айланади.

Сурик Pb_3O_4 **ортоплюмбат** кислота H_4PbO_4 нинг қўрғошинли тузидир: $\text{Pb}_2[\text{PbO}_6]$. У қовоқ ранг кукун бўлиб, зичлиги $9,1 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$ га тенг.

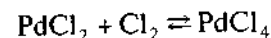
Сурик Pb_3O_4 — кучли оксидловчи, масалан, калий йодидни кислотали муҳитда йодга қадар оксидлайди:



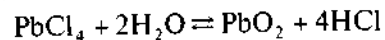
Сурик 500°C га қадар қиздирилганда термик диссоциланиш рўй беради:



Қўрғошин(IV) галогенидлар. Қўрғошин(IV) хлорид, худди қалай(IV) хлорид каби, суюқ модда. Қўрғошин(IV) хлорид олиш учун қўрғошин(II) хлорид суспензиясига хлор юборилади:



Қўрғошин(IV) хлорид сувда гидролизга учрайди:



Бу модда ниҳоятда беқарор. Унинг зичлиги $3,18 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$. У 15°C да қотиб сарғиш кристалл массага айланади. Ишқорий металлларнинг хлоридлари қўрғошин(IV) хлорид билан бирикиб барқарор комплекс бирикма, масалан, $\text{K}_2[\text{PbCl}_6]$ ни ҳосил қилади.

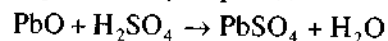
Тетраэтилқўрғошин — $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ 200°C да қайнайдиган суюқлик, заҳарли. Бу модда тўрт валентли қўрғошиннинг бошқа бирикмаларидан шу билан фарқ қиладики, у гидролизга учрамайди ва оксидловчи хоссаларни намоён қилмайди. Тетраэтил қўрғошин бензинга аралаштирилганда бензиннинг **антидетонация** сифати яхшиланади.

Қўрғошин(IV) сульфат ниҳоятда кучли оксидловчидир.

VI.6.1. Қўрғошин аккумулятор

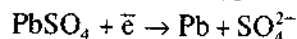
Электр токи берилганда электр энергияни кимёвий энергияга ўтказиб ва акс жараёнда кимёвий энергияни электр энергияга айлантирадиган асбоб — **аккумулятор** деб аталади. Қўрғошин аккумулятор — сиртида катاكلари бор иккита қўрғошин пластинкадан иборат. Унинг бу катاكلари сувга қорилган PbO бўтқаси билан тўлдирилади. Иккала пластинка ҳам шиша ёки гуттаперча идиш-

даги суюлтирилган сульфат кислота (зичлиги $1,2 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$) эритмасига туширилади. Бу жараёнда:

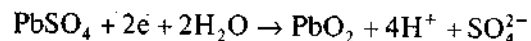


реакцияси содир бўлади-да, пластинкалар сиртида қийин эрувчан PbSO_4 қавати ҳосил бўлади.

Энди, электродлар ва эритма орқали доимий ток ўтказилса, **манфий электродда ғовак қўрғошин** чўкади:

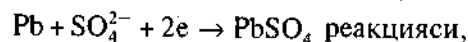


Мусбат электродда қўрғошин (IV) оксид ҳосил бўлади:

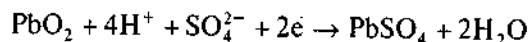


Аккумулятор етарли даражада зарядланиб бўлганда унинг манфий пластинкаси ғовак қўрғошин қавати билан, мусбат пластинкаси эса PbO_2 қавати билан қопланади. Бу жараён натижасида сульфат кислота эритмасининг концентрацияси ортади. Аккумулятор занжирга уланса, унинг ўзи ток манбаи бўлиб қолади, энди аккумуляторда разрядланиш жараёни кетади, бу жараённинг йўналиши зарядланиш жараёнининг йўналишига қарама-қарши бўлади. Энди катодда ҳам, анодда ҳам қўрғошин икки валентли ҳолатга ўтади.

Катодда:



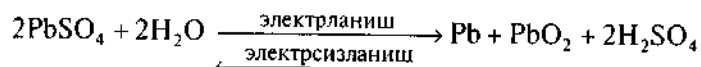
анодда:



реакцияси кетади.

Бу жараён вақтида сульфат кислота эритмасининг концентрацияси пасаяди.

Қўрғошин аккумуляторда содир бўладиган зарядланиш ва разрядланиш жараёнларини қуйидаги умумий тенглама билан ёзиш мумкин:



Янги зарядланган қўрғошин аккумуляторнинг электр юритиш кучи 2,2 В га тенг, ишлатиб бўлганда унинг электр юритиш кучи 1,85 вольтдан кам бўлмаслиги керак. Демак, аккумулятор зарядланиш вақтида икки валентли қўрғошиннинг бир атоми оксидланиш даражаси нольга, иккинчиси эса +4 ҳолга ўтади. Разрядланиш вақтида эса ноль ҳолатдан қўрғошин оксидланиб +2 ҳолатга, +4 ҳолатдаги қўрғошин эса қайтарилиб +2 ҳолатга ўтади.

VII б о б ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VIII ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

VII.1. ГРУППАНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Бу группанинг бош группачасини нодир газлар — гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe ва радон Rn ташкил этади. 1962 йилга қадар бу газларнинг атомлари бошқа элементларнинг атомлари билан барқарор молекулалар ҳосил қила олмайди, деб келинган. Ҳозирги вақтда бу фикр рад этилади, чунки Kr, Xe ва Rn лардан ҳар бирининг юздан ортиқ бирикмалари олинди. Масалан, ксеноннинг гексафториди XeF_6 , тетрафториди XeF_4 , дифториди XeF_2 , ксенонат кислота $\text{Xe}(\text{OH})_6$, ксенон тетраоксид XeO_4 лар олинган.

VIII группанинг ёнаки группачасида 9 та элемент бўлиб, улар икки оилага бўлинади: темир Fe, кобальт Co ва никель Ni — темир оиласини, рутений Ru, родий Rh, палладий Pd, осмий Os, иридий Ir ва платина Pt — платина металл оиласини ташкил қилади. Бу элементларнинг оксидланиш даражалари +2 дан +8 гача бўлиши мумкин.

$\text{Fe}^{2+} - \text{Co}^{2+} - \text{Ni}^{2+}$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сари тегишли бирикмаларнинг қайтарувчилик хоссалари камаёди.

$\text{Fe}^{3+} - \text{Co}^{3+} - \text{Ni}^{3+}$ қаторида эса чапдан ўнгга ўтиш билан элементлар бирикмаларида оксидловчилик хоссалари кучаяди.

Темир яна +6 га тенг оксидланиш даражага ҳам эриша олади, бу даражага мувофиқ келадиган бирикмалар учун H_2FeO_4 мисол бўла олади. Бу кислота беқарор бўлиб, унинг бир қанча тузлари олинган. H_2FeO_4 ҳам, унинг тузлари ҳам жуда кучли оксидловчилардир. Демак Fe^{3+} дан Fe^{6+} га ўтганда темир бирикмаларининг оксидловчилик хоссалари кескин ортади. Платина группачасидаги металлларнинг оксидланиш даражаси сон жиҳатидан темир группасидаги элементларникидан ортиқроқ бўлади. Масалан, платинанинг оксидланиш даражаси +2 ва +4 бўлади. Икки зарядли платина иони Pt^{2+} нинг радиуси катта бўлгани учун унинг гидроксиди $\text{Pt}(\text{OH})_2$ фақат асос хоссаларини намоён қилади, лекин $\text{Pt}(\text{OH})_4$ амфотер модда.

Фақат рутений ва осмийнинг энг юқори оксидланиш даражаси саккизга тенг. Бу элементларнинг саккиз валентли ҳолатига мувофиқ келадиган асос ва кислотаси маълум эмас. RuO ва OsO_4 эса координацион тўйинган бирикмалардир:

$\text{H}_2\text{TaO}_4 - \text{H}_2\text{WO}_4 - \text{HReO}_4 - \text{OsO}_4$ қаторини кўздан кечириш билан биз Ta, W, Re, Os ларнинг координацион 4 га тенг эканлигини кўрамыз. Шунга кўра RuO_4 да Ru нинг координацион тўйинганига ишонч ҳосил қиламиз.

Энди VIII группда ўзаро вертикал ҳолатда турган элементларни кўздан кечирамиз.

Темир-рутений-осмий устунда элементларнинг $(n-1)d$ -поғоначасида олтитадан d -электрон бўлади. Уларнинг иккитаси ўзаро жуфтлашади ва тўрттаси якка ҳолда қолади. Темир ўз бирикмаларида +2, +3, камдан-кам +6 валентли бўлиб, рутений ва осмий +2, +3, +4, +6 ва +8 валентли бўла оладилар. Fe—Ru—Os қаторида чапдан ўнгга томон юқори валентли ҳолатнинг барқарорлиги ортади.

Масалан, $\text{Fe} - \text{Ru} - \text{Os}$ қаторни олсак, унда чапдан ўнгга ўтиш тартибда тегишли бирикмаларда оксидловчилик хусусиятлар камайиб боради, чунончи, K_2FeO_4 ниҳоятда кучли оксидловчи (олти валентли темир уч валентли ҳолатга ўтишга интилади). K_2RuO_4 осонлик билан оксидланиб, RuO_4 га айланади. Яна шуни айтиб ўтамизки, формуласи FeO_4 бўлган модда бутунлай мавжуд эмас. RuO_4 мавжуд, лекин қиздирилганда парчланади. OsO_4 ни эса бемалол қиздириб қайнатиш мумкин.

Кобальт-родий-иридий устундаги элементлар атомларининг $(n-1)d$ -поғоначаларида d -электронлар сони 7 га тенг бўлиб, бу етти электроннинг учтаси тоқ ва тўрттаси иккита жуфт электронлардир. Шунга кўра $(n-1)d$ -поғонача Fe—Ru—Os қаторидагига қараганда анча мустаҳкам вазиятни эгаллайди. Кобальт ўзининг кўп бирикмаларида уч валентлидир. Родийнинг энг кўп намоён қилдиган оксидланиш даражаси +3 га тенг, иридий ўз бирикмаларида +3, +4 ҳолатида бўлади, у фақат бир неча бирикмаларидагина олти валентли.

Никель-паладий-платина устундаги элементлар атомларининг $(n-1)d$ -поғоначаларида электронлар сони 8 га етиб, электронларнинг жуфтлашган ҳолати янада кучаяди, поғонача барқарорлашади.

Никель асосан икки валентли бўлади, у камдан-кам ҳолларда +3 ва +4 оксидланиш даражасида бўлади. Палладий асосан +2 ва қисман +4, платина асосан +4 ва қисман +2 ҳолатда бўлади. Платинанинг +6 га тенг оксидланиш даражадаги бирикмалари ниҳоятда беқарордир.

VII.2. VIII ГРУППАНИНГ БОШ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Даврий системанинг VIII группачасига гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe ва радон Rn элементлари киради. Улар газсимон элементлар бўлиб уларнинг номлари хоссаларини ёки табиатда тарқалишини, нодирлигини ифодаловчи юнонча сўзлардан олинган, чунончи, гелий — қуёш, неон — янги, аргон — ялқов, криптон — яширин, ксенон — бегона ва радон — шуъла сочиш сўзларидан келиб чиққан. Олтита нодир газнинг бештаси (He, Ne, Ar, Kr, Xe) 1894—1898 йилларда ҳаво азоти зичлиги текшириш натижасида кашф этилган (гелийнинг спектри 1868 йилдаёқ маълум эди).

Олтинчи газ — радон эса 1900 йилда радиоактив ҳодисаларни текшириш натижасида кашф этилди. Лекин шуни айтиб ўтиш керакки, нодир газларнинг мавжудлигини 1884 йилда рус олими Н. А. Морозов олдиндан башорат қилган эди.

Олтита нодир газ Даврий системада I—VI даврларининг энг охирига жойлашган. Бу элементлар атомларининг ташқи электрон қавати тугалланган бўлиб, 8 электрондан (иккита s - ва олтита p -электрондан) тузилган, гелийнинг ташқи қаватида фақат иккита (s -) электрон, қолганларида эса 8 тадан электрон бор.

Табиатда тарқалиши

а) нодир газларнинг олтитаси ҳам ҳаво таркибида учрайди. Улар биргаликда ҳажм жиҳатидан ҳавонинг 1% ини ташкил қилади. Шу жумладан: гелий 0,00046%, неон 0,00161%, аргон 0,9325%, криптон 0,000108%, ксенон 0,000008%, радон $7 \cdot 10^{-18}\%$ бўлиши маълум.

Бошқача айтганда, 1 м³ ҳавода 9,3 л Ar, 16 мл Ne, 5 мл He, 1 мл Kr, 0,08 мл Xe ва 1 см³ ҳавода 1—2 атом Rn бордир.

б) табиий газлар таркибида 1—10% гача гелий бўлади. Масалан, АҚШ да табиий газдан йилига 100000 м³ дан кўпроқ гелий олинади.

в) гелий уран қаторининг энг охирги парчаланиш маҳсулоти сифатида баъзи нодир радиоактив минералларда учрайди (масалан, клевент, монацит, торит минералларида). Бу минералларда гелий минерал мағзига сингиб кетган бўлиб, 1000-1200°C гача қиздирилгандагина минералдан ажралиб чиқади. Чунончи: 1 кг клевентдан 7—8 л He, 1 кг монацитдан 1—2 л He, 1 кг торитдан 8—10 л He олиш мумкин. Гелий қуёш атмосфера-сида водороддан ҳосил бўлади.

Олиниши. Гелийни табиий газлардан ва радиоактив минераллардан олиш билан бир қаторда, нодир газларнинг ҳаводан олиниши ҳам катта аҳамиятга эгадир.

Нодир газларни техника миқёсида олиш учун суюқ ҳавони фракцион ҳайдашдан фойдаланилади. Ҳавонинг таркибий қисми ўзининг қайнаш табиатига қараб дастлаб уч қисмга ажратилади:

I фракцияга гелий, неон ва азот (қайнаш температуралари: He ники —269 °C, Ne ники —246 °C ва N₂ ники —196 °C) киради.

II фракцияга азот, аргон ва кислород (қайнаш температуралари: Ar ники —186°C, O₂ ники —183°C) киради.

III фракцияга кислород, криптон ва ксенонлар киради (қайнаш температуралари, Kr ники —153°C ва Xe ники —108°C).

Сўнгра бу фракциянинг ҳар қайсисига алоҳида ишлов берилади.

Биринчи фракциядаги азотдан физик усуллар билан гелий ва неонни ажратиш олиш мумкин. Масалан, актив кўмирда адсорбция қилиш ва қайтадан десорбция қилишдан фойдаланиб газ аралашмасидан гелийни 99% га қадар батамом тозалаш мумкин, чунки актив кўмирда бўладиган адсорбция ҳодисаси куйидаги асосий қоидага бўйси-нади: қайси газ осон суюқланса, яъни унинг қайнаш тем-ператураси қанчалик юқори бўлса, у кўмирга шунчалик кўп ютилади.

Аргон иккинчи фракциядан олинади. Аввало, бу фрак-цияни ректификация қилиш йўли билан аралашмада ар-гоннинг нисбий миқдори оширилади: бундай аралашма таркибида тахминан 50% кислород ва 50 % азот билан аргон бўлади. Иккинчи марта ректификация қилиш йўли билан аралашмадан азот чиқариб юборилади, кислород эса ол-

тингугурт ёки водород билан бириктирилади. Ана шу йўл билан олинган аргоннинг тозалиги тахминан 99% бўлади ва у «техник тоза аргон» сифатида идишларга жойланади.

Криптон ва ксенон учинчи фракциядан олинади. Махсус тозалаш усулларида фойдаланиб, аввал аралаш-ма таркибини 50% кислород ва 50% криптон билан ксе-нонга келтирилди. Яна бошқа физик ва кимёвий тозалаш усулларида фойдаланиб, қолган кислород ҳамда бошқа қўшимча газларни йўқотиш мумкин. Шундай қилиб, крип-тон ва ксенондан иборат аралашма олинади. Бу аралашма-дан криптон ва ксенонни ажратмаган ҳолда лампа ишлаб чиқаришда фойдаланилади.

VII.1-жадвал

Нодир газларнинг баъзи физик хоссалари

Физик хосса	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Суюқланиш темпе-ратураси, °C	—272 25·10 ⁵ Па	—244	—189	—157	—112	—71
Қайнаш темпера-тураси, °C	—269	—246	—186	—153	—108	—62
Суюқланиш иссиқ-лиги, кЖ·моль ^{—1}	0,021	0,330	1,180	1,631	2,295	2,887
Бўғланиш энталь-пияси, кЖ·моль ^{—1}	0,084	1,732	6,514	9,313	12,68	18,1
Сувда эрувчанлиги, 0°Cда см ³ ·г ^{—1}	0,13	1,2	1,4	2,413	3,157	4,4

VII.3. КСЕНОН.

Белгиси Xe. Электрон конфигурацияси KLMN5s²5p⁶. Та-биий ксенон 9 та барқарор изотопдан иборат. Унинг сунъ-ий изотоплари орасида ¹³⁵₅₄Xe иссиқ нейтронларни кучли ютиши билан тавсифланади. Ксенон саноатда суюқ ҳаво-дан олинади. Ксеноннинг атом радиуси 0,218 нм, ионла-ниш потенциали J₁=12,13 эВ, қайнаш нуқтаси —108°C, қотиш нуқтаси —112°C. Бир литр сувда 0°C да 500 мл ксе-нон эрийди.

Бирикмалари. Ксенон бирикмалари 1962 йилдан бошлаб ўрганила бошланган.

Кислород платина гексафторид билан одатдаги температурада реакцияга киришиб, $[O_2^+PtF_6^-]$ таркибли қовоқ ранг кристалл ҳосил қилиши кашф этилганидан кейин, 1962 йилда канадалик олим Бартлетт кислород молекуласининг ионланиш потенциали (12,2 эВ), ксенон атомининг ионланиш потенциали (12,13 эВ) га яқин эканлигига асосланиб, ксенон ҳам PtF_6 билан кимёвий бирикма ҳосил қилиши керак, деган мулоҳазага келди. Бартлетт Хе билан PtF_6 дан қизил кристалл модда $XePtF_6$ ҳосил қилиб, ўз тахмининг тўғрилигини исботлади.

Ксенон фақат фтор билан бевосита бирикади ва бу жараёнда унинг барқарор бирикмалари ҳосил бўлади. Бу бирикмаларда ксеноннинг оксидланиш даражалари +2 дан +8 гача боради. VII.2-жадвалда ксенон бирикмаларининг баъзи хоссалари келтирилган.

VII.2-жадвал

Ксеноннинг баъзи бирикмалари

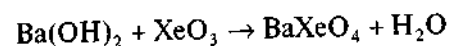
Формуласи	Агрегат ҳолати ва ранги	Суюқланиш температураси, °C	Тузилиши	Барқарорлиги
XeF_2	Рангсиз кристалл	140	Чизикли	Гидролизга учрайди, суюқ HF да яхши эрийди
$XeF_2 \cdot 2SbF_5$	Сариқ рангли қаттиқ модда	63	—	—
XeF_4	Рангсиз кристалл	114	Текис квадрат	Барқарор модда
$XeOF_2$	Рангсиз кристалл	90	—	У қадар барқарор эмас
XeF_6	Рангсиз кристалл	47,7	Октаэдр	Барқарор
$CsXeF_7$	Рангсиз қаттиқ модда	—	—	50°C дан юқорида парчаланadi
$CsXeF_8$	Сариқ рангли қаттиқ модда	—	—	400°C га қадар барқарор
$XeOF_4$	Рангсиз суюқлик	-28	Квадрат пирамида	Барқарор
XeO_3	Рангсиз кристалл	—	Тригонал пирамида	Портловчи
XeO_4	Рангсиз газ	—	Тетраэдр	Портловчи
M_4XeO_4	Рангсиз газ	—	Октаэдр	Барқарор

Ксенон(II) фторид барқарор модда; ксенон билан фтор аралашмасини қиздирилса (ёки аралашмадан электр токи ўтказилса), ксенон(II) фторид ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган XeF_2 ни реакцион муҳитдан чиқариш керак, акс ҳолда XeF_2 билан F_2 бирикиб XeF_4 ҳосил бўлиб қолади.

Ксенон(IV) фторид 114°C да сезиларли даражада парчаланмай суюқланадиган қаттиқ учувчан модда; XeF_4 олиш учун Хе билан F_2 аралашмасини 608 кПа босим ва 400°C да бир неча соат иситиш керак.

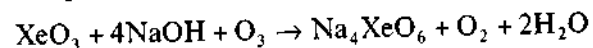
Ксенон(VI) фторид ҳосил қилиш учун анча катта босим (5—20 минг кПа) ва юқори температура (200—700°C) талаб қилинади.

XeF_6 рангсиз қаттиқ модда, 43°C дан юқорида сарғая бошлайди, 47,7 °C да суюқланиб сариқ рангли суюқликка айланади. XeF_6 нинг сувда гидролизланиши натижасида XeF_4 ҳосил бўлади. Гидролиз давом эттирилса, ксенон(VI) оксид XeO_3 ҳосил бўлади. XeO_3 — портловчи, рангсиз кристалл модда, металл гидроксидлар билан реакцияга киришиб ксенатлар ҳосил қилади.

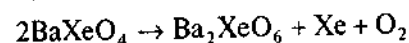


Ксенатлар кўп хоссалари жиҳатидан сульфатларга ўхшайди. Масалан, $BaXeO_4$ худди $BaSO_4$ каби сувда ёмон эрийди.

Ксенон(VI) бирикмалари кучли оксидловчилардир. Лекин жуда кучли оксидловчилар таъсирида ксенон(VI) бирикмалари ксенон(VIII) бирикмаларига айланади:



Na_4XeO_6 ни натрий перксенат деб аталади. Ксенон(VI) тузлари аста-секин парчаланиб ксенонга ва перксенатларга диссоциланади:



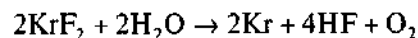
VII.4. КРИПТОН

Белгиси Kr, электрон конфигурацияси $KL M 4s^2 4p^6$. Табиатда 6 та тургун изотоплар аралашмаси ҳолида тарқалган. Оксидланиш даражаси +2 бўлган бирикмалар ҳосил қилади. Атом радиуси 0,198 нм, ковалент радиуси 0,109 нм.

Ионланиш потенциали $Kr \rightarrow Kr^+ \rightarrow Kr^{2+} \rightarrow$ қаторида 13,99 ва 24,37 эВ га тенг.

Криптон бир атомли, рангсиз ва ҳидсиз газ, 119,8 К да қайнайди, 1 л сувда 110 мл (0 °C) миқдорда эрийди. Сувда ва органик эритувчиларда сингиш (клатрат) бирикмаларини ҳосил қилиб эрийди, уларнинг таркиблари $Kr \cdot 5,75H_2O, 2,14Kr \cdot 12X$ ($X =$ фенол, толуол), $2Kr \cdot 17H_2O$ ($Y... = CCl_4, CHCl_3$, ацетон). Кимёвий бирикмаларидан криптон(II) фторид ва унинг ҳосилалари $KrF^+SbF_6^-$, $Kr_2F_3^+AuF_6^-$, $KrF^+Ta_2F_{11}$, маълум.

Криптон(II) фторид ўткир ҳидли рангсиз кристалл, 243 К дан юқорида сублимацияга учрайди. HF да оз эрийди (~ 2 г·мл⁻¹). Бу моддани —196 °C да Kr билан F₂ нинг электр разряд таъсирида ҳосил бўладиган атомар фтор орасидаги реакцияда, 1000 К температурада никель катализатори таъсирида ҳам олиш мумкин. KrF_2 қиздирилганда атомар фтор ҳосил қилиб портлайди, сувда эриганда парчаланади:



Органик моддалар билан реакцияси натижасида аланга ҳосил қилади, яъни жуда кучли оксидловчи хоссасига эга. Турли моддалар билан осон реакцияга киришиб, тегишли металлларнинг ва металлмасларнинг энг юқори оксидланиш даражасидаги фторидларини ҳосил қилади. Льюис кислоталари билан иссиқлик таъсирида чидамсиз бўлган тузларда катион (KrF^+ , $Kr_2F_3^+$ каби) таркибига киради. Масалан, $Kr^+AuF_6^-$ 47 °C да AuF_5 , $KrF^+ \cdot MF_6^-$ ($M = Pt, Ru, Rh$) лар оддий температурада MF_5 лар ҳолига ўтади.

Криптоннинг $KrF_2 \cdot XeF_6$, $KrF_2 \cdot BrF_3$ бирикмалари маълум. KrF_2 нинг ўзи атомар фторга парчаланиши натижасида фторловчи модда сифатида қўлланади. Бу модда нафас олиш йўллари куйдириш хусусиятига эга. Эркин ҳолдаги криптон электр лампаларни, газ разряд лампаларини ва рентген найларини тўлдириш мақсадида ишлатилади. ⁸⁵Kr изотопи «юмшоқ» β-нур оқими манбаи сифатида тиббиётда қўлланилади.

VIII бoб МЕТАЛЛАР

VIII.1. МЕТАЛЛАРНИНГ УМУМИЙ ХОССАЛАРИ

Д. И. Менделеевнинг элементлар даврий системасидаги 105 элементнинг 83 тасини металллар ташкил қилади. Металлларнинг 12 таси *s*-элементлар, 33 таси *d*-элементлар, 28 таси *f*-элементлар ва қолган 10 таси *p*-элементлардир. *p*-элементлардан германий, висмут, полоний, қалай металлмас хоссаларини ҳам намоён қилади.

Металлларнинг ўзига хос хусусиятлари қуйидагилардан иборат.

1. Ҳар қандай металл ўзига хос ялтироқликка эга, чунки улар ёруғлик нуруни спектрнинг кўзга кўринувчан соҳасида қайтариш хусусиятига эга.

2. Металллар иссиқлик ва электр оқимини яхши ўтказлади. Металлларнинг электр ўтказувчанлиги температура ортиши билан пасаяди ва, аксинча, қаршилиги температура ортуви билан ортади.

3. Кўпчилик металллар одатдаги шароитда кристалл ҳолатда бўлади, уларнинг координатсион сони катта қиймат — 8 ва 12 га етиши мумкин.

4. Металллар чўзилувчан ва яссиланувчан бўлади.

5. Металллар электрмусбат элементлардир, яъни уларнинг оксидлари кўпинча сув билан бирикиб асослар ҳосил қилади.

Металллар бу беш хусусиятга эга бўлишига асосланиб, металлнинг ички тузилиши ҳақида маълум тасаввур яратиш мумкин. Масалан, металллар ёруғликни қайтариш хусусиятига эга бўлгани учун, жуда юпқа металл пластинка ҳам шаффоф (тиник) бўлмайди. Бунга асосланиб, металл жуда зич тузилишга эга дейиш мумкин.

Металлларнинг осон деформацияланишига кўра, уларнинг кристалл панжараси у қадар мустаҳкам эмас, куч таъсирида панжаранинг бир текислиги унинг иккинчи текислигига нисбатан осон ҳаракатлана олади, деган хулосага келиш мумкин.

Металлларнинг иссиқлик ва электр оқимини яхши ўтказиши — зарядланган заррачалар металл кристаллари орасида осон ҳаракатланиши ҳақида маълумот беради. Ниҳоят, металлларнинг электрмусбат элементлар жумласига

кириши — валент электронларнинг металл атомидан осонгина чиқиб кета олишини кўрсатади.

Бу беш хусусият оддий моддаларни «металл» ёки «металлмаслар» синфига ажратиш учун асос бўла олади, лекин оддий моддаларни шу тарзда группаларга ажратиш учун улар иштирокида содир бўладиган *кимёвий боғланиш турини* асос қилиб олиш афзал. Демак, *заррачалари орасида металл боғланишли оддий моддаларни металллар жумласига, ковалент боғланишли оддий моддаларни эса металлмаслар жумласига* киритиш мумкин.

Оддий моддаларни бундай икки туркумга ажратиш бир томондан **мутлақ** ва иккинчи томондан **нисбий** тавсифга эга. Айни шароитда оддий моддаларни металл ва металлмасларга ажрата оламиз, лекин баъзи оддий моддаларнинг «металллар» ёки «металлмаслар» туркумига киритилиши ташқи шароитнинг ўзгаришига боғлиқ бўлади. Масалан, сурьманинг электр ўтказувчанлиги температура ортиши билан камаёди, шунинг учун уни «металллар» туркумига киритилади.

VIII.2. МЕТАЛЛАРНИНГ ИЧКИ ТУЗИЛИШИ. «ЭЛЕКТРОН ГАЗ» НАЗАРИЯСИ

1900 йилда Друде таклиф этган «электрон газ» назариясига мувофиқ, металл мусбат зарядли ионлар ва улар орасида тартибсиз ҳаракат қилувчи эркин электронлардан иборат, бу электронлар газ молекулаларига хос бўлган қонунларга бўйсунди. Шунга кўра, «электрон газ» атамаси киритилган. Друде фикрича, «электрон газ» ўзининг «температураси», «босими» ва «зичлиги» га эга.

«Электрон газ» нинг металл ичидаги босими минглаб атмосфера билан ўлчанади. Масалан, 64 г мис одатдаги шароитда $7,1 \text{ см}^3$ ҳажми эгаллайди. Унинг ҳар атоми биттадан эркин электрон берса, $7,1 \text{ см}^3$ мисдаги эркин электронлар сони $6,06 \cdot 10^{23}$ га тенг бўлади; бинобарин, «электрон газ» нинг босими, Менделеев Клапейрон тенгласига мувофиқ (27°C да):

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{1,62360 \cdot 300}{7,1 \cdot 260} = 3100 \text{ атм} \approx 314107 \text{ кПа}$$

га тенг бўлади.

Металлда «электрон газ» нинг зичлиги ҳам ниҳоятда катта: 1 см^3 металлда 10^{22} — 10^{23} дона электрон бор.

Шундай бўлса ҳам, одатдаги температурада электронлар металл сиртидан чиқиб кета олмайди, чунки металлда эркин электронларни мусбат зарядли ионлар катта куч билан тортиб туради.

Металлга ташқаридан электр майдони берилганида, электронлар тартибсиз ҳаракатини йўқотиб маълум йўналишда силжий бошлайди. Электронларнинг бу ҳаракатига мусбат ионлар тўсқинлик қилади. Температура кўтарилиши билан ионларнинг тебраниш ҳаракати кучайиб, тебраниш амплитудалари катталашади. Шунда ионларнинг электронлар билан тўқнашиш эҳтимоллиги ортади. Бинобарин, электронларнинг маълум йўналиш сари ҳаракати қийинлашади. Бошқача айтганда, металлларнинг электр ўтказувчанлиги температура ортганида камаёди. Лекин Друде назарияси, абсолют нолга яқин температураларда металл «ўта ўтказувчанликка» эга эканлигини ва металлларнинг иссиқлик сиғимини тушунтира олмади. Друде назариясига кўра металлнинг иссиқлик сиғими $37,7 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1}$ бўлиши керак эди.

Лекин кўп металлларда иссиқлик сиғим $25,1 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг. Эндиликда бу назариядан «металлларда эркин электронлар бор» деган ғоягина сақланиб қолди, холос.

Л. Полинг назарияси.

Машҳур олим Л. Полинг бундан бир неча йил аввал баъзи металлларнинг юмшоқ, баъзиларининг қаттиқ ва пишққлигини изоҳлаш учун «валент боғланишлар» услубига асосланиб янги назария яратишга муваффақ бўлди. Бу назарияга кўра айни металлнинг бир атоми қўшни атом билан бу атомларда мавжуд бўлган электронлар орқали бирлашиб мустаҳкам система ҳосил қилишга интилади. Икки атомни бир-бирига боғловчи электронлар сони ортаган сари металлнинг қаттиқ ва пишққлиги, унинг зичлиги, суюқланиш температураси ортиб боради. Масалан, калий, натрий, рубидий ва цезийларнинг атомлари ўзаро фақат биргина сиртки электронлари орқали бирикканлиги туфайли булар паст температураларда суюқланадиган юмшоқ металллардир. Сиртки қаватида икки электрони бўлган кальций анча қаттиқ ва ишқорий металлларга қараганда бир мунча юқорироқ температурада суюқланади. Л. Полинг фикрича, масалан, ҳар қайси хром атоми ўзига қўшни хром атоми билан боғланиши учун 6 та электрони-

дан фойдаланади. Шу сабабли хром жуда қаттиқ ва юқори температурада суюқладиган металлдир. Унинг атомлари бир-бири билан мустақкам боғланган. Улар орасидаги боғланиш ҳар қайси атомнинг 6 та электрони орқали амалга ошади. Биз хромнинг «металлик валентлиги» юқори қийматга эга дея оламиз.

Электронлар металлларда бир атомдан иккинчи атомга ўтиши ҳам мумкин. Агар электронлар бир атомдан иккинчи атомга ўтса, у электронларни қабул қилиш учун иккинчи атомда бўш орбиталлар бўлиши керак. Мисол тариқасида мисни олайлик. Мис атомининг тўққизта (битта $4s$ -, учта $4p$ - ва бешта $4d$ -) сиртқи орбиталлари бор, буларга 11 та электрон жойланган. Бу 11 та электрон саккизта орбитални банд этиб, тўққизинчи орбитални бўш қолдириши мумкин. Бунда 9 та орбиталнинг бири бўш, учтаси уч жуфт электронлар билан банд, бешта орбиталга бешта тоқ электрон жойлашади. Бўш орбитални эса қўшни атомдан ўтган электронлар банд этади. Бинобарин, мис атоми қўшни атом билан бирикиши учун бешта тоқ электронга эга, бошқача айтганда, миснинг «металлик валентлиги» бешта тенг. Мисдан кейинги элемент рухнинг ташқи орбиталида 12 та электрон ($3d^{10}4s^2$) бор. Агар булар ҳам хромдаги каби саккизта орбиталга жойланса, рух атомида тўртта тоқ электрон борлиги аниқланади. Демак, рухнинг «металлик валентлиги» 4 га тенг. Шу сабабли рух мисга қараганда юмшоқроқ металл бўлиб, мисдан анча паст температурада суюқланади. Рухдан кейинги элемент — галлийнинг «металлик валентлиги» учга тенг. У яна ҳам юмшоқ металл.

Полинг металл атомлари ўзаро боғланганда гибридланган орбиталлар иштирок этишини ҳам назарда тутати.

Демак, замонавий назариялар металл атомларининг электронлар орқали бир-бири билан кучли боғланишлар ҳосил қилишини эътироф қилади.

«Анорганик кимёнинг назарий асослари» номли китобимизда кластерларда ана шундай боғланишлар борлиги баён этилган.

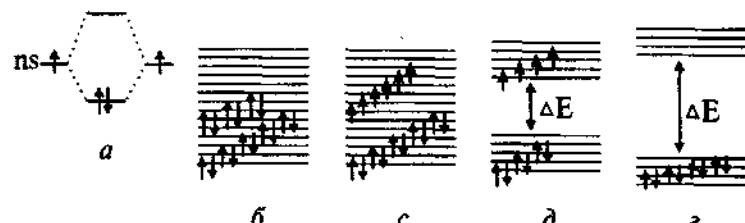
Металларнинг тузилиши ҳақида зоналар назарияси. Зоналар назарияси ҳам металлларда эркин электронлар борлигини эътироф этади. Бу назария асосида қуйидаги мулоҳазалар ётади: металлнинг кристалл пан-

жирасидан мусбат ионлар бир-биридан бир хил узоқликда ва маълум тартиб билан жойлашгани учун бу ионлар бир хил электр майдон ҳосил қилади. Доймо ҳаракатда бўлган эркин электронлар мусбат зарядли ионларга яқинлашганида электронларнинг потенциал энергияси минимал қийматга эришади.

Бундай вазият фақат металллардагина эмас, балки қотинималарда, металлларнинг ўзаро ҳосил қилган бирикмалари (интерметаллидлар)да ва бошқа моддалар (баъзи гидридлар, карбидлар, силицидлар ва бошқалар)да ҳам амалга ошади.

Ҳаракатчан эркин электронлар металлларнинг электр ўтказувчанлигини, фотоэффект ҳодисасини ва электрокинемий хоссаларини тушунтиради. Баъзан эркин электронлар ҳолатини «электрон газ» — оддий газ молекулаларига ўхшатилади. Ҳақиқатда эса электронлар микро олам заррачалари бўлиши туфайли уларнинг квант механик хусусиятлари оддий газ қонунларини қўллашни инкор этади. Электронларга хос қонуният — Паули принципига бўйсунishi энергетик ҳолатларда иккитадан ортиқ электрон жойлаша олмаслиги (шунда ҳам фақат қарама-қарши спинга эга бўлган ҳолда) муҳим аҳамият касб этади.

Металларнинг электрон тузилишини валент боғланиш ва молекуляр орбиталлар назарияси асосида тушунтириш мумкин. Металларнинг валент поғонасидаги электронлари кристаллнинг умумий энергетик ҳолатида жойлашади. Иккита металл атоми бир-бирига яқинлашганда (масалан, литий молекуласини ҳосил бўлишида умумий молекуляр орбиталлар ҳосил бўлишини эсланг) иккита янги молекуляр орбиталлар ҳосил бўлиб, улардан бири боғловчи ва иккинчиси эса бўшаштирувчи хусусиятга эга бўлади. Иккита электрон энергияси паст бўлган боғловчи молекуляр орбиталда жойлашади. Кристаллдаги N дона металл атомлари N та шундай МО лар ҳосил қилади. Улардан $0,5N$ қисми электронлар билан ишғол этилади, яна $0,5N$ қисми бўш қолади. Бу икки ҳолат VIII.1-расмнинг a ва b чизмасида келтирилган. ns - ва $(n-1)d$ -атомлардан ҳосил бўлган орбиталлардан ташкил бўлган МО лар бир-бирига жуда яқин бўлган энергетик ҳолатларда (уларда қўшни энергетик сатҳларнинг энергетик фарқи 10^{-23} эВ га яқин бўлади) жойлашади. Бу вазият металлларда электронларнинг «умум-



VIII.1-рasm. Metallar, metallmaslar va yarimutkazgichlarda energetik zonalarining joylashish sxemasi. a, b va c — metallarda valent (ostki qismi) va utkazgich zonalar (ustki qismi); d — yarimutkazgichlarda; e — dielektriklarda.

лашганлигини» акс эттиради, яъни электронлар бўш энергетик ҳолатни эгаллаши натижасида бир атомдан иккинчи атомга ўтиши мумкин. Агар температура юқорилашса ёки ташқи таъсир натижасида электронлар юқори бўш энергетик қаватларга ўтиши мумкин (расмнинг б ва в ҳолатларини таққосланг). Расмдаги в-ҳолатда учта электрон па-сткни тўлган зонадан юқоридаги ўтказгич зонага ўтганлиги акс этирилган. Шундай вазият тўлган зона билан ўтказгич зона орасидаги энергетик ҳолатлар фарқи бир мунча катта бўлганда ҳам амалга ошади, лекин ўтказгич зонага ўтган электронлар сони ташқи таъсирнинг энергияси катта бўлишини талаб қилади, ёки бошқача айтганда, бундай хусусиятга эга бўлган моддалар **yarimutkazgich** хоссасига эга бўлади (d-ҳолат). Агар икки зона орасидаги энергетик фарқ ΔE катта бўлса бундай моддалар **izolyator** хусусиятига эга бўлади, уларда **taqiqlangan zona** қиймати 2 эВ дан катта бўлади (расмнинг e-ҳолати). Ярим ўтказгичларда ΔE нинг қиймати кичикроқ бўлади. Моддалардаги қўзғалган электронлар сони Больцман қонуни (формуласи $n = n_0 e^{-\frac{\Delta E}{kT}}$) асосида ҳисобланиши мумкин.

Яхлит металл бўлагидаги атомлар ўзаро мунтазам жойлашиши натижасида уларнинг координацион сони кўпинча 8 га (ҳажмий марказлашган куб симметрияси), баъзан 12 га (гексагонал тигиз жойлашган ва ёқлари марказлашган куб структура) тенг бўлиши мумкин. Бундай вазиятларда металл атомлари орасидаги боғлар сони икки атомли молекуладагига қараганда кўпроқ бўлади, шу сабабли системадаги энергия минимуми (ёки боғланишнинг максимал энергияси) атомлараро масофа каттароқ бўлган ҳолатни талаб этади. Масалан, Li_2 да атомлар аро масофа 0,267 нм

бўлса, 8 та Li атоми билан қуршалган битта Li атомининг қўшни атомлари орасидаги масофа 0,304 нм га тенг. Бунда боғланиш энергияси $0,96 \cdot 10^{-19}$ Ж дан (Li_2 учун) $2,9 \cdot 10^{-19}$ Ж гача (кристалл ҳолатдаги Li учун) ортади.

Қуйидаги элементлар ярим-ўтказгичлар жумласига киради.

B ($\Delta E=1,1$ эВ); C ($\Delta E=1,2$ эВ); S ($\Delta E=2,5$ эВ); Ge ($\Delta E=1,1$ эВ); Si ($\Delta E=0,8$ эВ); P ($\Delta E=1,5$ эВ); As ($\Delta E=1,2$ эВ); Se ($\Delta E=1,7$ эВ); Te ($\Delta E=0,36$ эВ); Sb ($\Delta E=0,08$ эВ); J ($\Delta E=1,25$ эВ).

Атом p -электронлар сони ортуви билан ΔE нинг қиймати тезда ўзгариб кетади. Қуйидаги жадвалда ΔE қийматлари ва ўтказгич зонанинг 1 см^3 ҳажмида бўлган электронлар сони кўрсатилган.

ΔE , эВ	5	3	2	1	10,75	0,51	0,1
1 см^3 даги электронлар сони	10^{-35}	10^{-6}	10^2	10^{11}	10^{12}	10^{15}	10^{18}

VII.3. МЕТАЛЛАРНИНГ ТАБИАТДА УЧРАШИ

Нодир металллар — олтин, платина, қумуш (баъзан мис, қалай, симоб) табиатда эркин, яъни **туғма ҳолда** учрайди.

Металларнинг асосий массаси Ер қобиғида бирикмалар ҳолида учрайди. Соф металлларни саноат миқёсида ҳосил қилиш учун яроқли табиий хомашё металл рудаси номи билан юритилади.

Рудалар кўпинча тоза бўлмайди, уларга бекорчи жинслар — қум, лой, оҳактош ва бошқалар аралашган бўлади. Ҳар қандай руда ишга туширилишидан аввал бекорчи жинслардан тозаланиши, бошқача айтганда «бойитилиши» лозим. Баъзан рудаларнинг бойитилган шакли «концентрат» деб аталади. Рудалар турли усуллар билан, кўпинча **флотацион усулда** бойитилади.

Металл рудаларининг биринчи туркуми **оксид рудалардир**. Бунга темир рудаларидан **қизил темиртош** (Fe_2O_3), **қўнгир темиртош** ($Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$), **магнитли темиртош** (Fe_3O_4), **алюминий рудаси — боксит** ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$), **марганец рудаси — пиролюзит** (MnO_2), **қалай рудаси** (SnO_2), **висмут охраси** (Bi_2O_3) ва бошқалар мисол бўла олади.

Жуда кўп металллар табиатда **сульфидлар** ҳолида учрайди. Бундай рудалар одатда Ер пўстлогининг чуқурроқ қисмига жойлашган бўлиб, уларга сув, карбонат ангидрид,

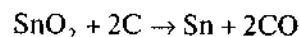
ҳаво кислороди таъсир этмаган, шунинг учун улар **бирламчи** тоғ жинслар деб юритилади. Мисол учун, **мис колчедани** ($\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$), **мис ялтироғи** (Cu_2S), **киноварь** (HgS), **қўрғошин ялтироғи** (PbS), **рух алдамаси** (ZnS) ва бошқаларни кўрсатиш мумкин. Баъзан бир неча металлларнинг сульфидлари аралаш ҳолда учраб, **полиметалл рудани** ташкил қилади. Олтой, Марказий Осиё, Кавказ, Узоқ Шимол ва бошқа ноҳияларда полиметалл рудалар учрайди. Баъзи металллар хлорид, сульфат, карбонат ва фосфатлар ҳолида учрайди. Масалан, **карналлит** ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), **сильвинит** ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$), **тоштуз** (NaCl), **каинит** ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), **гипс** ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), **гальмей** (ZnCO_3) ва бошқалар.

VIII.4. МЕТАЛЛАРНИНГ ОЛИНИШИ

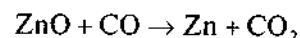
Рудалардан металллар ажратиб олишнинг бир неча усули мавжуд. Бу усуллар қайтарилиш, термик парчаланиш ва алмашиниш жараёнларига асосланган. Саноатда бу жараёнлар металлургиянинг турли кўринишлари — **пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургияда** амалга оширилади.

Қайтариш жараёнларига қуйидаги реакциялар мисол бўлади:

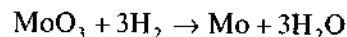
1. Қалайнинг кўмир билан қайтарилиши:



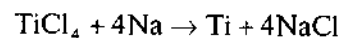
2. Рух оксиднинг углерод(II) оксид билан қайтарилиши:



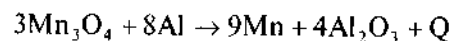
3. Молибден оксиднинг водород билан қайтарилиши:



4. Титан хлориднинг натрий таъсирида қайтарилиши:

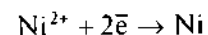


5. Металл оксидларнинг Si, Al, Mg ва бошқалар таъсирида қайтарилиши:

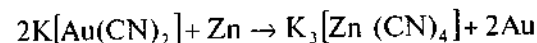


Охирги реакция **алюминотермия** реакцияси деб аталади.

6. Металл ионларининг катодда қайтарилиши:

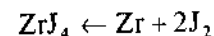


7. Нодир металлларнинг комплекс бирикмалардан қайтарилиши:

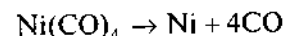


Термик парчаланиш жараёнларига қуйидаги реакциялар мисол бўлади:

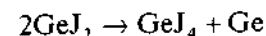
1. Цирконий(IV) йодиднинг чўғланган вольфрамда термик парчаланиши:



2. Никель карбонилнинг термик парчаланиши:



3. Германий(II) йодиднинг юқори температурада парчаланиши:



Термик парчалош йўли билан, булардан ташқари, Cr, Ti, V, Nb ва Ta каби металллар ҳам олинади.

Нихоятда тоза металл олиш учун моддаларни вакуумда ҳайдаш усулидан фойдаланилади.

Тоза металл олишда **зоналар бўйлаб** суюқлантириш усули кўп қўлланилади. Бу усул металлга аралашган қўшимча модданинг суюқ ва қаттиқ металлда турлича эрувчанлигига асосланган. Кўпинча, бегона қўшимча суюқ металлда яхши, қаттиқ металлда эса ёмон эрийди. Масалан, шўр сувнинг совиши натижасида ҳосил бўладиган муз таркибида туз бўлмайди. Бундан фойдаланиб металллар қўшимча моддалардан тозаланadi. Бунинг учун тозаланиши керак бўлган металлдан таёқчалар тайёрлаб, у инерт газ билан тўлатилган кварц найга киритилади. Сўнгра таёқча бир чеккасидан қиздирила боради. Қиздириш учун юқори частотали генераторга уланган ғалтак ишлатилади. Таёқчанинг қиздирилаётган қисми суюқланади, бегона моддалар шу ерга тўпланади, қиздирувчи ғалтак сурилганида таёқчанинг қўшни қисми суюқланади. Қўшимча моддалар шу ерга йиғилади. Ғалтак яна илгари сурилиб қўшни қисм суюқлантирилади. Шу тариқа қиздириш таёқчанинг охирги қисмига қадар етказилиб, таёқчадаги бегона моддаларнинг ҳаммаси чиқариб юборилади. Шу жараёни бир

таёқчанинг ўзи билан бир неча бор такрорлаб, маҳсулотни яхшилаб тозалаш мумкин.

Қиздириш воситаси сифатида электрон — нур лампалар ёрдамида зоналар бўйлаб суюқлантириш усули билан ниобий, тантал, вольфрам ва бошқа металлларни қўшимча моддалардан (Fe, Nb, Si, Cu ва бошқалардан) тозалаш мумкин.

VIII.5. МЕТАЛЛАРНИНГ ФИЗИК ХОССАЛАРИ

Симоб ва цезийдан ташқари барча металллар одатдаги шароитда ўзига хос ялтироқ қаттиқ моддалардир. Металларнинг физик хоссалари жумласига уларнинг оптик, термик, механик, электр ва бошқа хоссалари киради. Металларнинг оптик хоссалари — уларнинг ялтироқлиги ва шаффоф эмаслигидир. Алюминий яхлит ҳолатда ҳам, кукун ҳолида ҳам ялтироқ металл, бошқа металллар эса фақат сиртли яхлит ҳолатдагина ялтироқ бўлиб, кукун ҳолатда ялтирамайди.

Кумуш, палладий ва индий энг кўп ялтироқликка эга. Шунинг учун ҳам кумуш ва палладий кўзгу ишлаб чиқаришда ишлатилади. Кўп металллар тўққул ранг билан кумуш ранг орасидаги тусга эга. Олтин ва цезий сариқ, висмут қизғиш, мис тўқпушти рангли бўлади. Металл буғлари ёки ионлари алангани маълум тусга бўяйди. Масалан, натрий - сариқ, калий - бинафша, стронций - қизил, кальций - қовоқ рангга бўяйди. Бу ҳодиса асосида спектрал анализ усули яратилган. Ердаги ва коинотдаги моддаларнинг атом спектрларини текшириш натижасида ўша моддаларнинг кимёвий таркиби аниқланади.

Металларнинг электр ўтказувчанлиги. Барча ўтказгичлар икки гурппага бўлинади: 1) электрон ўтказгичлар (металл ва яримўтказгичлар), 2) ион ўтказгичлар (электролитлар). Металлар ва яримўтказгичлар орқали электр оқими ўтганда ҳеч қандай кимёвий ўзгариш содир бўлмайди. Шунинг учун улар биринчи хил ўтказгичлар жумласига киради. Электролитлар (яъни, иккинчи хил ўтказгичлар) орқали электр оқими ўтганда, албатта, кимёвий ўзгариш содир бўлади.

Металларнинг электр ўтказувчанлиги температура пасайиши билан ортади, ниҳоят, мутлақ нолга яқин температурада металлларнинг электр ўтказувчанлиги чексиз

кайта қийматга эришади — металл ўта ўтказувчан бўлиб қолади.

Ҳамма металллар электр оқимини бир хилда ўтказмайди. Шунга асосланиб, металлларни электр ўтказувчанлигига кўра қуйидаги қаторга жойлаш мумкин:

Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Na, Ir, W, Be, Li, Fe, Hg, Bi

Металл бегона моддалар қўшимчасидан тозаланганида унинг электр ўтказувчанлиги ортади.

Металларнинг иссиқлик ўтказувчанлиги. Металларнинг иссиқлик ўтказувчанлиги уларнинг электр ўтказувчанлиги билан параллел равишда ўзгаради. Видемен — Франц қонунига мувофиқ металлларда иссиқлик ўтказувчанлигининг электр ўтказувчанликка нисбатан доимий катталиқ бўлиб, металл табиатига кам боғлиқ. Металларни иссиқлик ўтказувчанлиги жиҳатидан қуйидаги қаторга териш мумкин:

Ag, Cu, Au, Zn, Ni, Fe, Pt, Hg

Металлар орқали иссиқлик ўтишида ҳам электронлар иштирок этади. Улар кристалл панжара ичида ҳаракатланиб, иссиқлик энергиясини металлнинг иссиқ қисмидан совуқ қисмига ўтказишади.

Металларнинг муҳим физик хоссаларига уларнинг магнит хоссалари, пластиклиги, қаттиқлиги, зичлиги, суюқланиш ва қайнаш температуралари киради.

Солиштирма массаси 5 дан кичик бўлган металллар **енгил**, 5 дан қатталари **оғир** металллар дейилади. Суюқланиш температураси 800 °C дан паст бўлган металллар **осон суюқланувчан**, 800 °C дан ортиқ бўлганлари **қийин суюқланувчан** металллар дейилади.

Металларнинг заррачалари буғ ҳолатида бир атомли молекулалардан иборат.

Темир ва унинг қотишмалари **қора металллар** деб, қолган металллар эса **рангли металллар** деб юритилади, фақат нодир металллар — Au, Ag, Pt, Ir бунга кирмайди.

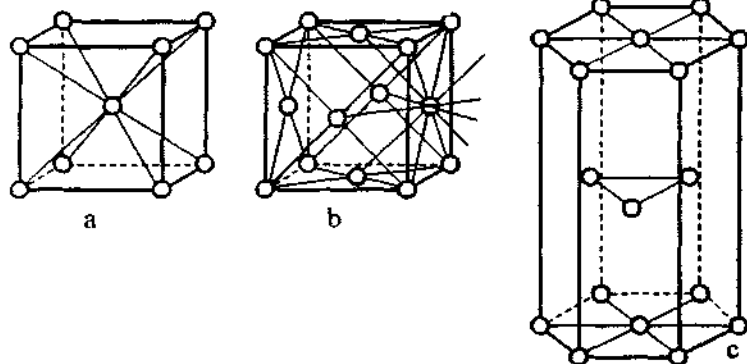
V, Mo, Be, Jn, Zn, La, Nb, Re, Ge, Ga, Ti ва бошқалар **нодир металллардир**. «Нодир металллар» ибораси шартли бўлиб, металл рудаларининг қанчалик топилиши ва тоза металл ажратиш олиш усуллариининг такомиллашганлигига боғлиқ; бир вақтлар «нодир металл» д.б. ҳисобланган титан эндиликда бу қаторга кирмайди.

VIII.6. МЕТАЛЛАРНИНГ КРИСТАЛЛ ТУЗИЛИШИ

Деярли барча металллар кристалл ҳолатда бўлади. Металллар суюқ фазада кристалланганида турли шаклдаги майда **поликристалллар ҳолига ўтади**. Махсус тажрибалар ёрдамида бир хил шаклдаги йирик монокристалллар ҳосил қилиш мумкин.

Металллар ниҳоятда зич кристалл структуралар ҳосил қилади. Уларнинг деярли ҳаммаси қуйидаги кристалл панжараларга эга:

1. **Ёқлари марказлашган куб панжара.** Кубнинг 8 та чўққисида 8 та заррача, 6 та ён томонларида 6 та заррача туради. Pb, Pd, Pt, Rh, Al, Ag, Au, Ca, Cu, β -Co, β -Ge, Ir, Ni лар шу шаклда кристалланади; ҳар қайси заррачанинг координацион сони 12 га тенг (VIII.2-расм, b).



VIII.2-расм. Металллар кристалл панжараларининг асосий турлари.

2. **Ҳажмий марказлашган куб.** Диагоналларининг кесишган жойида 1 та заррача, кубнинг чўққиларида 8 та заррача бўлади. Ba, Cr, Cs, α -Fe, β -Fe, K, Li, Mo, Rb, Ta, W, V лар бу шаклда кристалланади. Бунда ҳар қайси заррачанинг координацион сони 8 га тенг (VIII.2-расм, a).

3. **Гексагонал панжара.** Олти бурчакли текисликда еттита заррача жойлашган бўлсин. Марказий заррача атрофидаги 6 та заррача орасида ҳосил бўладиган учта «чучурча»да ост томондан учта, уст томонидан ҳам учта заррача жойланади; жами бўлиб ўртадаги заррача атрофида 12 заррача бўлади. (VIII.2-расм, c). Be, Cd, α -Ge, α -Co, Hg, Mg, Os, Ru, Ti, Zr лар бу шаклда кристалланади.

Кристалл панжаранинг у, ёки бу хилда бўлиши металл хоссаларига таъсир қилади. Масалан, қалай кристаллари иссиқликни бир йўналишда яхши, иккинчи йўналишда ёмон ўтказали. Ташқи шароит (температура ва босим) ўзгарганда баъзи металлларнинг кристалл панжаралари қайта қурилади, бир шаклдан бошқа шаклга ўтади; улар ҳатто аллотропик шакл қўринишларини ҳам ўзгартириб юборади.

VIII.7. МЕТАЛЛАРНИНГ МАГНИТ ХОССАЛАРИ

Баъзи металллар **диамагнит** (магнит майдондан итариладиган) ва баъзи металллар **парамагнит** (магнит майдонига тортиладиган) бўладилар. Диамагнит металллар жумласига мис, қумуш, олтин, рух, кадмий, симоб ва цирконий киради.

Парамагнит металллар жумласига эса скандий, иттрий, лантан, титан, ванадий, ниобий, тантал, хром, молибден, вольфрам, марганец, рений, рутений, родий, палладий, осмий, иридий ва платина киради.

Темир, кобальт, никель ферромагнит металллар бўлиб, улар магнитга кучли сезгирлик намоён қилади.

Валент қобикчасида тоқ электронлари бўлмаган металллар диамагнит, тоқ электронга эга бўлган металлларда парамагнит хусусият кузатилади.

VIII.8. МЕТАЛЛАРНИНГ КИМӨВИЙ ХОССАЛАРИ

Металллар учун кимёвий жараёнда фақат мусбат оксидланиш даражасини намоён қилиш хосдир. Барча металлларнинг биринчи электронини тортиб олиш учун ионланиш потенциали металлмасларникига қараганда анча паст, уларнинг электронга мойиллиги ҳам жуда кичик ва шу сабабли улар кимёвий жараёнларда **электрон донорлик** хоссаларини намоёйиш қиладилар, улар учун фақат **мусбат оксидланиш даражасигина** намоёндир.

Металлларнинг нисбий электрманфийликлари металлмасларникидан кичик бўлгани сабабли мураккаб заррачаларда (мураккаб анионларда, масалан, MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ёки ацидокомплексларда, масалан, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ мусбат заряд маркази бўлади. Фақат оралиқ металл ва металлмаслар оралиғига хос хусусиятларга эга бўлган чегара элементлари (масалан, Sn, Sb, Po ва шуларга ўхшашлар) расман

Кўпчилик металллар оддий шароитда ҳаво кислороди билан реакцияга киришиб оксидларни, баъзилари (ишқорий металллар, литийдан ташқари) эса пероксидлар ҳам ҳосил қилади. Металллар юзасидаги оксид қаватнинг турғунлиги унинг моляр ҳажмининг металл моляр ҳажмига нисбати ($Y_{\text{окс}}:Y_{\text{м}}$) катталигига боғлиқ. Агар бу нисбат 1 дан катта бўлса, оксид парда мустаҳкам бўлиб, ички қаватларни оксидланишдан сақлай олади (масалан, Al, Ti, Cr), акс ҳолда металл оксиди ҳимоя хусусиятига эга бўлмайди.

Баъзи металллар водород, азот (литий оддий шароитда, магний, цирконий, гафний, титан — фақат қизидирилганда), галогенлар, халькогенлар билан осон (баъзилари қизидирилганда) реакцияга киришади.

Стандарт электрод потенциали $-0,413$ В дан манфийроқ бўлган металллар сув таркибидан водородни сиқиб чиқаради. Гидрохсокомплекслари сувда яхши эрийдиган металллар ишқор ҳосил қилади. Электрохимёвий кучланиш қаторида водородгача бўлган металллар кислоталар (оксидловчи хоссага эга бўлмаган — HCl , H_2SO_4) таъсирида оксидланади, кўпинча анион ҳолидаги комплексларнинг ҳосил бўлиши бунга ёрдам беради.

Суюлтирилган нитрат кислота кўпчилик металлларни эритади. Паст валентли бирикмаларнинг катион ҳолатидаги бирикмалари, юқори оксидланиш даражасига эга бўлган металлларнинг анион комплекслари (масалан, $\text{Re} - \text{ReO}_4^-$) ҳолига ўтказилади.

Баъзи металллар суюлтирилган нитрат кислотада яхши эриб катион комплекс ҳосил қилса ҳам, концентранган нитрат кислота уларни пассив ҳолатга ўтказилади (Fe , Al , Cr).

Пассив металллар (Au , Pt) ни эритиш учун кучли оксидловчи HNO_3 дан ташқари шу металлларнинг сувда яхши эрийдиган ацидокомплекслар (ёки бошқа ҳосилалар) ҳосил қилувчи лиганд аралашмаси бўлган аралашма «з а р с у в и» ($\text{HNO}_3 + \text{HCl}$) ёки бошқа системалар ($\text{HNO}_3 + \text{KF}$, селенат кислота) бўлиши керак.

Ҳар бир металлга тавсиф берувчи бирикмалар орасида уларнинг оксидлари ва гидроксидлари алоҳида аҳамият касб этади. Бош группачалардаги элементларнинг металллик хоссалари юқоридан пастга тушиш тартибида ортиб боради, улар оксидларида ҳам асослик хусусияти ортади, ўзларига

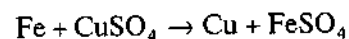
ҳос асослар ҳам ҳосил қилади. Кўшимча группача элементларида (I—III группалардан ташқари) эса бу қонуният тескари тартибда ўзгаради. d - ва f -элементларнинг ҳар бирида оксидланиш даражаси ортиб бориши тартибида оксидларнинг асос $\rightarrow$ амфотер $\rightarrow$ кислота хусусиятларига ўтishi кузатилади.

Металл ионларининг радиуси қанча катта ва заряди кичик бўлса, металл гидроксидининг асослик хоссаси шунча кучли бўлади ва аксинча.

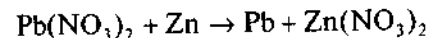
Элементларнинг гидратларида кўзга ташланадиган ҳолатлардан баъзиларига қисқача тўхталиб ўтамиз: асослик хоссалари юқори бўлган металлларнинг гидроксидлари сувли эритмаларда фақат гидратланган шаклда — **аквакомплекслар** катиони ҳолида бўлади. Агар катион таряди катта бўлса (**оралиқ**) **металлар**) эритмада аквакомплекслардан ташқари **оксо-катионлар** (масалан, **ванадил**, **уранил**, **титанил** ва **ҳоказо**) ҳолида, p -элементларда эса **ил**-катионлар (масалан, тионил SO^{2+} , сульфурил SO_2^{2+} , антимонил SbO^+ , висмутил BiO^+) ҳолида мавжуд бўлади.

Металлларнинг кучланишлар қатори.

Ҳар қандай актив металл ўзидан кўра пассивроқ металлни унинг тузи таркибидан сиқиб чиқаради. Масалан, темир ўзига қараганда пассив бўлган мисни унинг тузлари таркибидан сиқиб чиқаради:



Шунингдек, агар кўрғошин эритмасига рух метали туширилса, кўрғошин рухга қараганда пассив бўлгани учун рух кўрғошинни унинг тузи таркибидан сиқиб чиқаради:

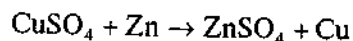


Металлларнинг бу хоссасига асосланиб, металлларни Беке-тов куйидаги қаторга жойлаган:

Li , K , Ca , Na , Mg , Al , Mn , Zn , Fe , Cd , Co , Ni , Sn , Pb , H_2 , Cu , Ag , Hg , Au Бу қаторда чапдан ўнгга томон металлнинг пассивлиги ортади; аксинча ўнгдан чапга ўтганда металлнинг бу хусусияти камаёди. Бу қатор металлларнинг **кучланишлар қатори** деб аталади. Бу қаторда турувчи металллар иштирокида гальваник элемент яасак, актив металл манфий кутб (анод) ва нодир металл мусбат кутб (катод) вазифасини бажаради. Масалан, CuSO_4 эрит-

масига мисни, $ZnSO_4$ эритмасига туширилган рух билан бирлаштириб Якоби элементини ҳосил қилсак, Cu - мусбат, Zn -манфий қутбли бўлади.

Электронлар рухдан чиқиб, ташқи занжир орқали мисга боради ва эритмадаги Cu^{2+} ионлари билан бирикиб мис атомларини ҳосил қилади. Катодда мис чўқади, анодда эриган рух SO_4^{2-} ионлари билан бирикади. Якоби элементида қуйидаги кимёвий реакция боради:



Унинг ҳисобига электр энергияси ҳосил бўлади. Бундай реакцияларнинг ҳаммасида ҳам пассивлик хоссаси катта бўлган металл иони қайтарилади: бу металл катод вазифасини ўтайди, яъни электронлар қабул қилади. Актив металл оксидланади, бинобарин ўзидан электрон бериб, анод вазифасини ўтайди.

VIII.9. МЕТАЛЛАРНИНГ СТАНДАРТ ЭЛЕКТРОД ПОТЕНЦИАЛЛАРИ

Металларнинг активлигини тавсифлаш учун уларнинг стандарт (нормал) **электрод потенциаллари** қийматларидан фойдаланилади. Агар бирор металл сувга ёки таркибида шу металл иони бўлган эритмага туширилса, металл билан суюқлик чегарасида электрод потенциал ҳосил бўлади; унинг сабаби металл ионлари сувнинг қутбли молекулаларига тортилиб, металлдан эритмага ўтабошлашидир:



Бу ерда Me металл, Me^{n+} — металл иони. Бунинг натижасида мусбат ионларнинг бир қисmini йўқотган металл ортиқча электронларга эга бўлиб қолади-да, манфий зарядланади, металл юзасидаги эритма қавати эса мусбат зарядланади. Металлдан эритмага ўтган мусбат ионлар манфий зарядланган металлга тортилади ва металл сирти яқинига жойланиб, **қўш электр қават** ҳосил қилади. Бунинг натижасида металл билан эритма орасида потенциаллар айирмаси вужудга келади; бу қиймат **металлнинг электрод потенциал** деб аталади.

Металлнинг электрод потенциал — E эритмадаги металл ионлари концентрациясига ва температурага боғлиқ. Бу боғланиш Нернст формуласи билан ифодаланади:

$$E = E_0 + 2,303 \cdot \frac{RT}{nF} \cdot \lg C$$

Бу формулада R — газ доимийси ($8,31 \text{ Ж} \cdot \text{градус}^{-1} \text{ моль}^{-1}$). T — мутлақ шкаладаги температура, C — эритма концентрацияси, F — Фарадей сони (96500 кулон), n — металлнинг бир атоми берадиган электронлар сони. 20°C учун Нернст формуласи қуйидаги шаклни олади:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{n} \lg C$$

Агар $C=1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ га тенг бўлса, $E=E_0$ бўлади. Демак, металл ионлари концентрацияси $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ га тенг бўлган металл тузи эритмасига ўша металл туширилса, металлнинг электрод потенциали E_0 га тенг бўлади, E_0 — металлнинг нормал ёки стандарт электрод потенциали деб юритилади.

Ҳар қайси металлнинг стандарт электрод потенциали маълум температурада маълум қийматга эга. Металлнинг стандарт электрод потенциални ўлчаш учун ўша металл ўз тузининг $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ эритмасига туширилади ва потенциални маълум бўлган иккинчи электрод билан бирлаштирилиб, бу икки электроддан гальваник элемент ясалади. Ҳосил қилинган гальваник элементнинг электр юритувчи кучи (ЭЮК) ўлчанади. Сўнгра унинг қийматидан фойдаланиб, номаълум стандарт электрод потенциал ҳисобланади, чунки гальваник элементнинг электр юритувчи кучи мусбат ва манфий электрод потенциаллар айирмасига тенг:

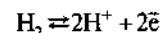
$$E = E_1 - E_2$$

Бу ерда; E — гальваник элементнинг ЭЮК қиймати, E_1 — мусбат электрод потенциал, E_2 — манфий электрод потенциал.

Нормал электрод потенциалларни ўлчашда стандарт водород электрод потенциални шартли равишда нолга тенг деб қабул қилинади.

Стандарт водород электрод тайёрлаш учун H_2SO_4 нинг таркибида $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ водород ионлари бор эритмага сирти платина кукуни билан қопланган платина электрод туширилиб, унга $101,325 \text{ кПа}$ босимда водород гази юбориб турилади.

Платинага ютилган водород ионлари худди металл электродлар каби эритмага ўтади:

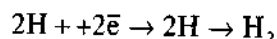


Шунинг учун водород билан тўйинган платинани водород электрод деб қабул қилиш мумкин. Водород электрод учун Нернст формуласи қуйидагича ёзилади:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{1} \lg [H^+]$$

Агар $[H^+] = 1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ бўлса, $E=E_0=0$ дир.

тайёрланганлигига боғлиқ бўлади. Умуман, металл ўз электронларини қанча осон берса, унинг ионлари шунча қийин нейтралланади. Шу сабабдан, металлларнинг кучланишлар қаторида водороддан чапда турган К, Na, Ca, Mg ва Al металлларининг бирикмалари электролиз қилинганда катодда газ ҳолатидаги водород ажралиб чиқади:



Чунки бу металлларнинг стандарт электрод потенциаллари билан водороднинг стандарт электрод потенциали орасида катта фарқ бор. Водород ажралиб чиққан сари эритмадаги сувнинг янги молекулалари диссоциланаверади, бунинг натижасида катод яқинида гидроксил ионлари тўпланиб, эритма ишқорий муҳитга эга бўлади. Шу сабабли, ош тузи эритмаси электролиз қилинганда катод яқинида NaOH ҳосил бўлади. Натрийга нисбатан инерт бўлган электродларда (масалан, платинада) аввал натрийнинг зарядсизланиши мумкин эмас. Аввал водород ажралиб чиқади. Лекин катод натрийга нисбатан индиферент бўлмаса, катодда натрий ажралиб чиқа олади, масалан, ош тузи эритмасини электролиз қилишда катод сифатида симоб электрод ишлатилса, катодда натрий амалгамаси (натрий металлининг симобдаги эритмаси) ҳосил бўлади.

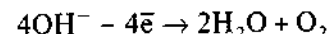
Металлларнинг кучланишлар қаторида рух билан водород орасидаги металл бирикмаларининг электролизи жуда ажойиб боради. Масалан, рух хлорид эритмаси электролиз қилинганда, назарий жиҳатдан олганда, рух ажралиб чиқмаслиги лозим, чунки рухнинг стандарт потенциали $E_0 = -0,76$ В. Ваҳоланки, катодда рух ажралиб чиқади. Бунинг сабаби шундаки, рух электродда водород ажралиб чиқиши қийинлашади.

Темир, никель бирикмаларининг электролизида ҳам, шу ҳодиса юз беради. Бу ҳолатни **ўта кучланиш** ҳодисаси деб аталади.

Агар электролиз жараёни индиферент (электролиз жараёнига бефарқ) электрод, масалан, графит, платина, олтин каби металллар иштирокида олиб борилса рух билан мис оралиғидаги металл тузлари электролиз қилинганда катодда тегишли металл ва водород газы ажралиб чиқади. Уларнинг миқдорлари туз эритмасининг концентрацияси, температура ва бошқа ҳолатларга қараб ўзгариши мумкин.

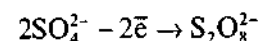
Маълумки, манфий ионлар, шу жумладан, гидроксид ионлари ҳам анод томон ҳаракат қилади. Агар манфий ион

таркибида кислород бўлса, яъни анион кислородли кислота қолдиғи бўлса (масалан, NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} ва ҳоказо), электролиз вақтида анодда кислород газы ажралиб чиқади. Бунинг сабаби гидроксил ионларининг зарядсизланишидир:



Гидроксид ионлари парчаланган сари сувнинг янги-янги молекулалари диссоциланаверади; натижада анод яқинида водород ионларининг концентрацияси ортиб кетади.

Лекин таркибида кислород бўлмаган анионлар (масалан, Cl^- , Br^- , S^{2-}) электролиз вақтида ўз зарядини йўқотиб, эркин ҳолда (хлор, бром, олтингурут ҳолида) ажралиб чиқади. Баъзан электролиз жуда мураккаб боради. Масалан, сульфат кислотанинг концентранган эритмалари электролиз қилинганда, анодда кислород ажралиб чиқмасдан, балки мураккаб таркибли персульфат кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ҳосил бўлади:



Электролиз вақтида бирламчи ва иккиламчи жараёнлар боради. Электр токи таъсирида ионларнинг электрон бириктириб олиш ёки электрон бериш ҳодисаси бирламчи жараёндир. Лекин кўпинча, бирламчи жараён натижасида ҳосил бўлган нейтрал заррачалар иккиламчи жараёнга, яъни кимёвий жараёнга учрайди. Масалан, HCl эритмасининг электролизидида қуйидаги бирламчи ва иккиламчи жараёнлар содир бўлади:

Бирламчи жараён

Иккиламчи жараён

катодда : $\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}$

$\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2$

анодда : $\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}$

$\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$

$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$

Электролиз вақтида содир бўладиган иккиламчи жараёнлар турли моддаларни электрокимёвий усул билан олишда, металлларни занглашдан сақлаш учун зангламас металллар билан гальваник усулда қоплашда (никеллаш, кадмий-

лаш ва ҳоказо) катта аҳамиятга эга: масалан, катод сифатида сиртига никель юритилиши керак бўлган жисм, анод сифатида эса никель металл олиниб NiSO_4 эритмаси электролиз қилинса, катодда никель ажралиб чиққанлигидан катод сирти никель билан қопланади, анод эса эриб NiSO_4 га айланади. Натижада эритмадаги NiSO_4 нинг миқдори ўзгармай қолади.

Изоҳ этилган ҳолат электролиз жараёнидан металлларни эрувчан аноддаги қўшимчалардан тозалаш (рафинацияш), катод вазифасини бажарадиган металл буюм юзасини ялтироқ ёки коррозиядан сақлаш хусусиятига эга бўлган металл пардаси билан қоплаш мақсадларида кенг ишлатилади.

VIII.11. ЭЛЕКТРОЛИЗ ҚОНУНЛАРИ

Электр энергияси таъсирида вужудга келадиган кимёвий жараёнлар унуми билан электр токи ўртасида миқдорий боғланиш борлигини дастлаб 1836 йилда инглиз олими М. Фарадей аниқлади. М. Фарадей фанга электрод, анод, катод, анион, электролит, электролиз тушунчаларини киритди. Бу атамалар ҳозирга қадар қўлланилади. Фарадей ўз тажрибаларини бажаришда бир неча гальваник элементни кетма-кет улаб, батарея ҳосил қилди; электролиз қилишда ана шу батареядан электр манбаи сифатида фойдаланди. У ўз текширишлари натижасида қуйидаги электролиз қонунларини кашф этди:

1. Фарадейнинг 1-қонуни. *Электролиз вақтида электродда ажралиб чиқадиган модданинг миқдори эритмадан ўтган электр оқими миқдорига тўғри пропорционал бўлади.*

Агар электродда ажралиб чиққан модданинг масса миқдорини m , электр оқими миқдорини Q билан, ток кучини i , вақтни t билан ишораласак, Фарадейнинг 1-қонуни қуйидагича ёзилади:

$$m = KQ = K \cdot i \cdot t$$

бу ерда, K — айни элементнинг электрокимёвий эквиваленти, яъни эритма орқали 1 кулон электр оқими ўтганда ажралиб чиқадиган модда массаси.

2. Фарадейнинг 2-қонуни. *Агар бир неча электролит эритмалари орқали бир хил миқдорда кетма-кет уланган ҳолда электр оқими ўтказилса, электродларда ажралиб чиқадиган*

моддаларнинг масса миқдорлари ўша моддаларнинг кимёвий эквивалентларига пропорционал бўлади.

Бир идишга AgNO_3 , иккинчи идишга HCl , учинчи идишга CuSO_4 , тўртинчисига FeCl_3 эритмалари солиниб, ҳар қайси идишга бир хил моддадан ясалган ва бир хил катталикдаги икки электрод туширилиб, барча электродлар бир-бири билан кетма-кет уланиб электродларга доимий электр оқими берилса, система орқали 96500 кулон ёки 26,8 ампер-соат электр оқими ўтганда биринчи идишда 108 г кумуш ва 8 г кислород, иккинчи идишда 1 г водород ва 35,46 г хлор, учинчи идишда 31,8 г мис ва 8 г кислород, тўртинчи идишда эса 18,66 г темир ва 35,46 г хлор ажралиб чиқади. Фарадейнинг 2-қонуни:

$$K = \frac{1}{96500} \cdot \mathcal{E}$$

формула билан ифодаланади. Унинг биринчи ва иккинчи қонунлари учун:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot i \cdot t}{96500}$$

ифода келиб чиқади. Бу ерда, $\mathcal{E}$ — модданинг кимёвий эквиваленти. Электролиз вақтида асосий жараёндан ташқари турли қўшимча ҳодисалар ҳам содир бўлиши сабабли маълум миқдор электр оқими берилганда электродларда ажралиб чиқадиган модда массалари Фарадей қонунлари билан ҳисобланадиган миқдордан камроқ бўлади. Шунга кўра, «электролиз унуми» ёки «электр оқимига нисбатан унум» (η) деган тушунча киритилган:

$$\eta = \frac{m_a}{m_n} \cdot 100\%$$

бу ерда: m_a — амалда ажралиб чиққан модда массаси, m_n — назарий ҳисобланган масса, яъни:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot i \cdot t}{96500}$$

Бинобарин:

$$\eta = \frac{m_a \cdot 96500}{i \cdot t \cdot \mathcal{E}} \cdot 100\% \text{ га эга бўламиз.}$$

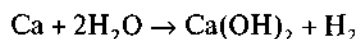
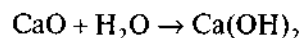
VIII.12. МЕТАЛЛАРНИНГ СУВГА ТАЪСИРИ

Биринчи қарашда Н.Н. Бекетовнинг активлик қаторида водороддан чапга жойлашган барча металллар сувдан водородни сиқиб чиқаради, деган хулосага келиш мумкин. Агар нейтрал сувда водород ионлари концентрацияси $[H^+] = 10^{-7}$ моль·л⁻¹ лигини назарга олсак, юқоридаги хулосани бошқачароқ таърифлашга тўғри келади. Чунки тоза сувга платина электрод туширилса, ҳосил бўладиган потенциал қиймати Нернст формуласига мувофиқ:

$$E = 0 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-7} = -0,41 \text{ В}$$

га тенг бўлади.

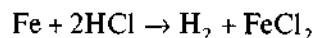
Демак, металлларнинг активлик қаторида қадмийдан чапга жойлашган металлларгина сувдан водородни сиқиб чиқара олади. Амалда металллар сув билан реакцияга киришишидан аввал металлнинг сирти оксид пардадан озод бўлиши керак, бундай пардани баъзан сувнинг ўзи йўқотади. Масалан, сувга кальций металл ташланганида қуйидаги икки реакция боради:



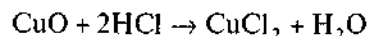
Темир ва рух металлари сиртидаги оксид пардани одатдаги температурада сув йўқота олмайди. Шунинг учун бу металллар фақат сув буғи билан реакцияга кириша олади. Ишқорий ва ишқорий-ер металллар одатдаги температурадаёқ сувдан водород чиқаради.

VIII.13. МЕТАЛЛАРГА КИСЛОТАЛАРНИНГ ТАЪСИРИ

Металлларнинг активлик қаторида водороддан чапга жойлашган барча металллар кислоталардан водородни сиқиб чиқара олади. Масалан:

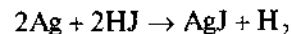


Баъзан металл сиртидаги оксид парда металлларнинг кислотада эришига ёрдам беради. Масалан, мис сиртидаги оксид CuO хлорид кислотада эриганидан кейин металл яна ҳаво кислороди таъсирида оксидланади, ҳосил бўлган оксид яна HCl да эрийди:



Шундай қилиб, мис HCl да эришни давом эттираверади. Бу реакциянинг тезлиги шунчалик секин бўлиши сабабли уни қисқа вақт давомида сезиб бўлмайди.

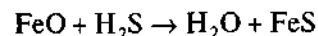
Металлларнинг активлик қаторида водороддан ўнгга жойлашган металллар водород галогенидлар билан реакцияга киришиб, чўкмалар ҳосил қилади, масалан:



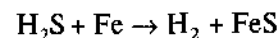
AgJ нинг тўйинган эритмасида кумуш ионлари концентрацияси 10^{-16} моль·л⁻¹ бўлгани учун, кумушнинг электрод потенциаллари:

$$E = 0,8 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-16} = -0,144 \text{ В д.р.}$$

Демак, бундай шароитда кумуш металлларнинг активлик қаторида водороддан бир оз чапга жойланади, шунинг учун HJ дан водородни сиқиб чиқара олади. Водород галогенидлардан фторид кислота металллар билан анча сусл таъсирлашади. Сульфид кислота аввал сиртидаги оксид билан реакцияга киришади:

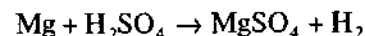


ўнгга темирнинг ўзига таъсир этади:



Шунинг учун таркибида H₂S бўлган сув таъсирида буғ қозонлари ва найларда металлнинг емирилиб ишдан чиқиши кузатилади.

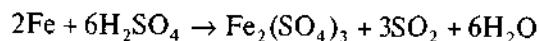
Металларга сульфат кислота таъсирида ҳосил бўладиган моддаларнинг таркиби айни металлнинг активлигига, кислота концентрациясига ва температурага боғлиқ. Су-олтирилган сульфат кислота фақат водороддан актив бўлган металллар билан реакцияга киришиб, ўша металлнинг сульфат тузи ва водородни ҳосил қилади. Масалан:



Концентрланган сульфат кислота актив (ишқорий ва ишқорий-ер) металллар билан шиддатли равишда реакцияга киришиб, металлнинг сульфат тузи, водород сульфид ва бошқа моддалар ҳосил қилади. Концентрланган сульфат кислота совуқда Fe, Cr, Ni, Al каби металлларни пассив тайди, яъни металл сиртида металлни сульфат кислота ва

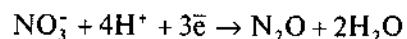
бошқа суюлтирилган кислоталар таъсиридан химоя қиладиган парда ҳосил бўлади ва натижада металлнинг ўзи пассив бўлиб қолади. Масалан, пассивланган темир ҳатто мис сульфат эритмасидан мисни ҳам сиқиб чиқара олмайди.

Қайноқ концентранган H_2SO_4 барча металллар билан (ҳатто Au ва Pt билан) реакцияга киришади. Ўзгарувчан валентли металллар концентранган H_2SO_4 да эритилса, бу металлнинг юқори оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалари ҳосил бўлади. Масалан:



Рух, алюминий ва магний қайноқ H_2SO_4 билан реакцияга киришганида, бу металлларнинг сульфатларидан ташқари H_2S ва SO_2 лар ҳосил бўлади.

HNO_3 металллар билан реакцияга киришганида ҳеч қачон водород ажралиб чиқмайди. Бунинг сабаби нимада? Текширишларнинг кўрсатишича металл заррачалари NO_3^- ва H^+ ионлари билан тўқнашганида, у NO_3^- ионларига электронлар беради:



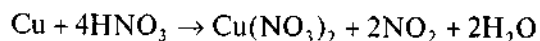
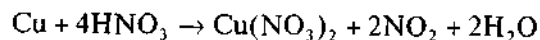
Металларга HNO_3 таъсир эттирилганда ҳосил бўладиган маҳсулотларнинг таркиби металлнинг активлигига, кислота концентрациясига ва температурага боғлиқ. Нитрат кислота актив металллар таъсирида N_2O га айланади; масалан:



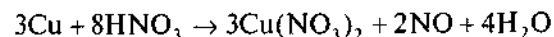
Суюлтирилган нитрат кислота магний, кальций ва бошқа актив металллар билан реакцияга киришганда ўша металлнинг нитрат тузи ва аммоний нитрат ҳосил бўлади, масалан:



Концентранган HNO_3 пассив металллар билан реакцияга киришганда нитрат тузидан ташқари NO_2 ҳам ҳосил бўлади, масалан:



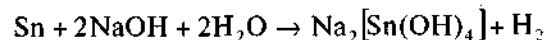
Суюлтирилган HNO_3 пассив металллар билан реакцияга киришганда NO ҳосил бўлади, масалан:



Ўзгарувчан валентли металллар HNO_3 билан реакцияга киришганда ҳамма вақт металллар ўзининг максимал оксидланиш даражасига эришади.

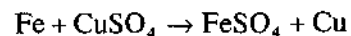
VIII.14. МЕТАЛЛАРНИНГ АСОСЛАР БИЛАН РЕАКЦИЯСИ

Активлик қаторида водороддан чапда турадиган металлларнинг баъзилари ишқор эритмаларидан водород ажратиб чиқара олади (бунинг зарурий шarti — металл сиртидаги оксид парда ишқорда эрувчан бўлиши лозим). Амалда ишқорлар билан реакцияга киришадиган металллар Al , Be , Zn , Sn , Pb лардир. Масалан:



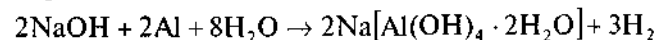
VIII.15. МЕТАЛЛАР БИЛАН ТУЗЛАР ЭРИТМАЛАРИНИНГ ЎЗАРО ТАЪСИРИ

Актив металл ўзидан кўра пассив металлни унинг тузи эритмасидан сиқиб чиқаради. Масалан:



Бу жараён оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир. Металлларнинг стандарт электрод потенциаллари орасидаги айирма қанча катта бўлса, бу реакциялар шунча катта тезлик билан содир бўлади. Баъзан актив металл эритмадаги тузнинг гидролиз маҳсулотлари билан реакцияга киришиб, водород ажратиб чиқаради.

Масалан, агар сода эритмасига алюминий кукуни қўшилса, водород ажралиб чиқади, чунки соданинг гидролиз маҳсулоти NaOH билан Al орасида қуйидаги реакция боради:



VIII.16. МЕТАЛЛАР КОРРОЗИЯСИ

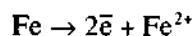
Кўпчилик металллар ҳаво, сув, кислота, ишқор ва тузларнинг эритмалари таъсирида емирилади. Бу ҳодиса **коррозия** дейилади (лотинча *corrodere* — емирилиш сўзидан келиб чиққан). Коррозия ўзининг физик-кимёвий тавси-

фи жиҳатидан икки хил бўлади: кимёвий ва электрокимёвий коррозия.

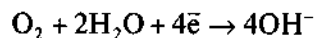
Коррозиянинг қайси турини содир бўлиши металлни қуршаб турган ташқи муҳитга боғлиқ. Металлга қуруқ газлар (масалан: кислород, сульфид ангидрид, водород сульфид, галогенлар, карбонат ангидрид ва ҳ.к.), электролит бўлмаган суюқликлар таъсир этганда **кимёвий коррозия** содир бўлади. Бу ҳодиса айниқса юқори температура шароитида кўп учрайди. Шунинг учун **И** металлнинг **газ коррозияси** деб ҳам аталади. Газ коррозияси, айниқса, металлургияга катта зарар келтиради. Темир ва пўлат буюмларни газ коррозиясидан сақлаш учун уларнинг сирти алюминий билан қопланади.

Суюқ ёқилғилар таъсирида вужудга келадиган коррозия ҳам кимёвий коррозия жумласига киради. Суюқ ёқилғининг асосий таркибий қисмлари металлларни коррозиялантирмайди, лекин нефть ва сурков мойлари таркибидаги олтингугурт, водород сульфид ва таркибида олтингугурт бўлган органик моддаларнинг металлларга таъсири натижасида вужудга келади. Сувсиз шароитдагина бу таъсир намоён бўлади. Сувда эса электрокимёвий коррозияга айланади.

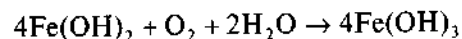
Соф кимёвий коррозия нисбатан кам учрайди. Металлар, асосан, электрокимёвий коррозия туфайли емирилади. Электрокимёвий коррозия металлда маҳаллий гальваник элементчаларнинг ҳосил бўлиши натижасида вужудга келади. Бундай гальваник элементларнинг ҳосил бўлишига сабаб: 1) кўп металл таркибида қўшимча ҳолида бошқа металлларнинг бўлиши, 2) металлнинг ҳамма вақт сув, ҳаво ва электролитлар қуршовида туришидир. Масалан, нам ҳавода темирга мис бўлакчаси тегиб турсин. Бунда гальваник элемент ҳосил бўлади (темир — анод, мис — катод вазифасини ўтайди). Темир электронлар бериб оксидланади:



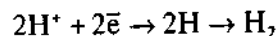
Бу электронлар катод сиртида ҳаво кислородини қайтаради:



Fe^{2+} ионлари OH^- ионлари билан бирикиб, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ни ҳосил қилади, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ эса ҳаво кислороди ва нам таъсиридан $\text{Fe}(\text{OH})_3$ га айланади:



Натижада темир коррозияга учрайди. Агар водород ионлари мўл бўлса, темирдан чиққан электронлар ҳаводаги кислородни қайтармасдан, водород ионларини қайтаради:



Бу ҳолда ҳам темир оксидланаверади.

Энди пўлатнинг коррозияланишини кўриб чиқамиз. Нам ҳавода пўлатда ҳам гальваник элементлар мавжуд бўлади, чунки пўлатда ҳамма вақт цементит Fe_3C қўшимчаси бўлади. Пўлат электролит эритмаси қуршовида бўлганида, темир анод ва цементит эса катод вазифасини ўтайди. Бундай гальваник элемент ишлаганида электронлар темирдан Fe_3C га томон ҳаракат қилади ва унинг сиртидаги кислород билан сувни OH^- ионларига айлантиради: H^+ ионлари эса H_2 га қадар қайтарилади. Пўлат таркибидаги темир OH^- ионлар билан бирикиб, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ га, сўнгра кислород ва нам таъсирида $\text{Fe}(\text{OH})_3$ га айланади. Натижада пўлат коррозияланади.

Темир қалайга тегиб турса, коррозия темир мисга тегиб тургандагига қараганда сустроқ содир бўлади, темир рухга тегиб турса ҳеч зангламайди, чунки темир рухга қараганда пассивроқ металлдир: электролитлар иштирокида рух билан темир ҳосил қилган гальваник элементда рух — анод, темир — катод вазифасини бажаради. Рух сиртидан Zn^{2+} ионлар ажралиб чиқади. Улар эритмадаги OH^- ионлари билан бирикиб $\text{Zn}(\text{OH})_2$ га айланади.

VIII.16.1. Металларни коррозиядан сақлаш

Металларни коррозиядан сақлаш учун бир қанча тадбирлар кўрилади:

1) **металл сиртини бошқа металл билан қоплаш.** Бу мақсадда ишлатиладиган металлнинг стандарт электрод потенциали металлларнинг активлик қаторида коррозиядан сақланиши керак бўлган металлникига қараганда манфий қийматга эга бўлиши лозим. Масалан, темирни рух билан қоплаш (**анод қоплаш**) ниҳоятда катта фойда келтиради,

чунки темир буюм унинг сиртини қоплаган рухнинг ҳам-маси тугамагунча емирилмайди.

Темирни қалай билан қоплаганимизда **катод қоп-ламага** эга бўламиз, чунки қопловчи металл қопланув-чи металлга қараганда пассивроқ. Катод қопламанинг би-рор жойи кўчса, ҳимоя қилинувчи металл, яъни темир жуда тез ишдан чиқади;

2) **металлни металл бўлмаган моддалар билан қоплаш.** Металларнинг сиртини лак, бўёқ, ре-зина, тез қуримайдиган минерал мойлар (солидол, тех-ник вазелин) билан қоплаш, эмал билан қоплаш ва ҳока-золар металлни коррозиядан сақлайди;

3) **металларга турли қўшимчалар киритиш.** Одатдаги пўлатга 0,2—0,5% мис қўшиш билан пўлатнинг коррозия-га нисбатан мустаҳкамлигини оддий шароитдагига қара-ганда 1,5—2 марта ошириш мумкин. Зангламайдиган пўлат таркибида 12% га қадар хром бўлади. Бу хром пассив ҳолатда бўлиб, пўлатнинг коррозияга қаршилигини кучайтиради. Пўлатга никель ва молибден қўшилганида унинг коррозияга чидамлилиги янада ортади. Таркибида 18% хром ва 8% никель бўлган пўлат ҳеч зангламайди;

4) **металл сиртини кимёвий бирикмалар билан қоплаш.** Махсус кимёвий амаллар ўтказиб, ме-талл сиртини коррозияга чидамли бирикмалар пардаси билан қоплаш мумкин. Бундай пардалар — оксидли, фос-фатли, хроматли ва ҳоказо пардалар номи билан аталади, улар бир неча синфга бўлинади. Металл сиртида коррозияга чидамли оксид парда ҳосил қилиш жараёни **оксидир-лаш** дейилади. Металл буюмни оксидирлашнинг уч усу-ли мавжуд:

1) металл буюм сирти юқори температурада органик моддалар билан оксидлантирилади («қорайтирилади», «кўкартирилади» ва ҳоказо);

2) металл буюм оксидловчи моддалар иштирокида (MnO_2 ; $NaNO_3$; $K_2Cr_2O_7$, каби) концентранган ишқор эрит-маси билан суяқликнинг қайнаш температурасигача қиз-дирилади;

3) металл буюмни бирор электролит эритмасида анод кутбга жойлаб электролиз ўтказилади; бу жараён **анодир-лаш** дейилади.

Пўлат буюмларни оксидирлаш натижасида ҳосил бўла-диган ҳимоя парда асосан темирнинг магнитли оксиди Fe_3O_4 дан иборат бўлади, у ниҳоятда зичдир.

Металл буюм сиртида фосфатли ҳимоя пардалар ҳосил қилиш учун буюмга фосфат кислотанинг темирли ёки мар-ганешли тузларининг қайноқ эритмаси билан ишлов бе-рилади. Натижада металлнинг сирти жуда пухта ва сувда эримайдиган фосфат парда билан қопланади.

VIII.16.2. Коррозиянинг активаторлари ва ингибиторлари

Коррозия жараёнининг тезлигига эритмаларда бор ион-лар, яъни H^+ ва OH^- ионлари концентрацияси, эритма-нинг рН қиймати катта таъсир этади. Масалан, эритмада H^+ ионлари концентрацияси ортса, коррозия кучаяди. OH^- ионлари концентрациясининг ортиши темирнинг зангла-шини сусайтиради, лекин гидроксидлари амфотер хосса-га эга бўлган металлар (Zn , Al , Pb) нинг коррозияси орт-ганда тезлашади.

Коррозияни тезлатувчи моддалар **коррозион акти-ваторлар** деб аталади. Буларга фторидлар, хлоридлар, сульфатлар, нитратлар, қисман бромид ва йодидлар ки-ради. Денгиз сувида хлоридлар кўп бўлгани учун металлар бу сувда қўл сувидагига қараганда тезроқ занглайди.

Коррозион муҳитга қўшилганида металларнинг корро-зиясини сусайтирадиган моддалар **коррозион инги-биторлар** деб аталади (лотинча *inhibeo* — тўхтатиш сўзи-дан олинган). Улар жумласига аминлар, мочевино, тиомо-чевина, сульфидлар, альдегидлар хроматлар, фосфатлар, нитритлар, силикатлар ва ҳоказолар киради. Масалан, те-мир ёки пўлат туширилган сувга 0,3—0,4% Na_2CrO_4 қўшил-са, коррозия тезлиги сезиларли даражада пасаяди. Сувга гексаметафосфат ($NaPO_3$)₆, $NaNO_2$ ҳамда Na_2SiO_3 лар қўшилганида ҳам темир ва пўлатнинг коррозия тезлиги камаяди. Агар сувга Na_2SiO_3 билан $Na[SiF_6]$ қўшилса, алю-минийнинг коррозия тезлиги жуда пасайиб кетади.

Айниқса, кислотали муҳитда металларни коррозиядан сақлаш учун ингибиторлар катта аҳамиятга эга. Бундай муҳитда металларнинг ингибиторлар иштирокида корро-зиядан сақланиш сабаби шундаки, ингибитор фақат ме-талл сиртига ютилиб, занг сиртини қопламайди. Юпқа ингибитор қавати билан қопланган металл сиртига кис-лоталар таъсир эта олмайди. Шунинг учун коррозион ин-гибиторлар кенг қўламда қўлланилмоқда.

VIII.17. МЕТАЛЛ ҚОТИШМАЛАР

Суюқ ҳолатдаги икки металл бир-бирига қўшилса, ўзаро аралашиб суюқ гомоген фаза ҳосил қилади. Кўп металллар шулар жумласига киради. Баъзи металлларгина суюқ ҳолатда бир-бири билан аралашмайди. Масалан, суюқ темирга суюқ қўрғошин қўшилса, улар ўзаро аралашмасдан, фақат иккита суюқ қават ҳосил қилади; пастки қаватда қўрғошин ва устки қаватда темир бўлади. Баъзан икки суюқ металл маълум масса нисбатлари чегарасидагина ўзаро аралашмайди, лекин бу чегарадан ташқари аралашаверади. Масалан, мис билан қўрғошинда шундай ҳол юз беради.

Икки ёки бир неча металлдан иборат суюқ аралашма қотганида анча мураккаб тузилишга эга бўлган қаттиқ қотишма ҳосил бўлади. Барча қотишмаларни қуйидаги тўртта синфга бўлиш мумкин:

1) металллар ўзаро қаттиқ ҳолатда эримайди, суюқ ҳолатда эрийди, буларни **эвтектик қотишма** ҳосил қиладиган системалар дейилади;

2) металллар ўзаро кимёвий бирикмалар ҳосил қилади;

3) металллар бир-бирида суюқ ҳолатда ҳам, қаттиқ ҳолатда ҳам эрийди;

4) бир металл иккинчи металлда маълум чегарага қадар эрийди.

VIII.4-жадвал

Баъзи рангли металлларнинг қотишмалари

Номи	Таркиби	Суюқланиш температураси, °C	Ишлатилиши
Алюминий марганецли бронза	Cu(90), Al(8,5—9,5), Mn(1,5—2)	1060	Машиналар деталларини тайёрлашда
Бериллийли бронза	Cu(97,4—98), Be(2—2,6)	1000	Зарба таъсир этганида учқун ҳосил қилмайдиган пружина ва асбоблар тайёрлашда
Жез (латунь)	Cu(50—60), Zn(40—43)	900	Баъзи механизм ва ҳўжалик буюмлари тайёрлашда
Нейзильбер	Cu(65), Zn(20) Ni(15)	1040	Танга-чақа тайёрлашда

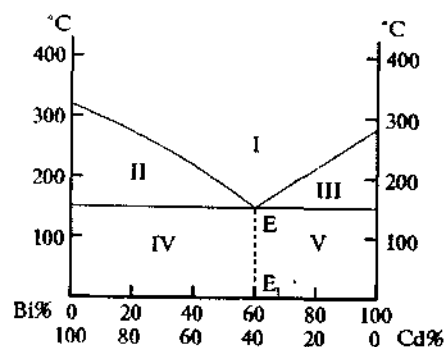
Константан	Cu(60), Ni(39—41) Mn(0,4—0,6)	1270	Электр ўлчов асбобларнинг қисмларини тайёрлашда
Мельхиор	Cu(80), Ni(18,5—20,5), Fe(0,1—1)	1170	Танга-чақа, турли машина ва асбоблар қисмларини тайёрлашда
Никелин	Cu(65—67), Ni(33—35) Mn(0,4—0,6)	1250	Электр токи билан иситувчи асбоблар қисмларини тайёрлашда
Паст температурада суюқланувчан қотишма	Bi(36), Rb(28), Hg(30), Cd(6)	48	Автоматик ўт ўчирувчи ва сигнализация воситаларида ишлатилади
Вуд қотишмаси	Bi(50), Pb(25) Sn(12,0), Cd(12,5)	60,5	
Электрон	Mg(86,5—96,6), Al(3—10), Zn(0,2—3), Mn(0,15—0,5)	625	Ракеталар техникасида, авиа- ва автосозликда

VIII.17.1. Қотишмаларнинг ўлат диаграммалари

Металллар қотишмаларининг физик хоссаларини текшириб, қотишмаларнинг табиати ҳақида хулосага келиш мумкин. Моддалар таркибини узлуксиз равишда ўзгартириб бориб, унинг физик хосса (суюқланиш, қотиш температуралари, электр ўтказувчанлиги ва ҳоказо)сида содир бўладиган ўзгаришларни текшириш услуби **физик-кимёвий анализ** деб аталади. Физик-кимёвий анализга 1913 йилда академик Н. С. Курнаков (1860—1941) асос солган. Системанинг таркибини абсциссалар ўқига ва текширилаётган физик хосса қийматларини ординаталар ўқига қўйиб, олинган нуқталарни бир-бири билан туташтириб, системанинг у ёки бу хоссасига оид **ҳолат диаграммаси** ҳосил қилинади. Шундай диаграммадаги чизиқларнинг кўринишига қараб, системада бўлаётган ўзгаришлар ва ҳосил бўлаётган моддаларнинг таркиби ҳақида фикр юритилади. Қотишмаларнинг тузилиши асосан **термик анализ, микроскопик анализ ва рентген анализ** усуллари билан текширилади.

Қотишмаларнинг термик анализ услуби қотишма таркибини узлуксиз равишда ўзгартириб бориб, унинг суюқланиш ва қотиш температураларидаги ўзгаришини аниқлашга асосланган. Бунинг учун, аввал текшириладиган иккита тоза металл олиб, улардан турли таркибдаги бир неча қотишма тайёрланади. Ҳар қайси қотишма учини ёки графит тигелларда қиздирилиб, суюқ ҳолатга келтирилади ва аста-секин совитиб, суюқ қотишманинг қайси температурада қотиши аниқланади. Абсциссалар ўқига қотишма таркибини, ординаталар ўқига қотиш температураларини қўйиб, системанинг **суюқланиш диаграммаси** ҳосил қилинади.

Учта типик қотишманинг суюқланиш диаграммасини кўриб ўтамыз:
I) икки металл суюқ ҳолатда ҳар қандай нисбатда бир-бирида эрийди, лекин қаттиқ ҳолатда бир-бирида эримади, бундай система учун сурьма ва кўрғошин қотишмалари мисол бўла олади. Бундай системанинг қотиш диаграммасида кескин минимум — **эвтектик нуқта** намоён бўлади. Мисол учун висмут кадмий системасининг суюқланиш диаграммасини кўриб чиқамиз. VIII.5-жадвалда тоза висмут, тоза кадмий ва бу металллардан тайёрланган 9 та қотишманинг суюқланиш температуралари келтирилган. Бу жадвалдаги маълумотлар асосида Cd—Bi системасининг суюқланиш диаграммаси тузилади. (VIII.3-расм).



VIII.3-расм. Висмут-кадмий системасининг ҳолат диаграммаси.

Бу диаграммадан кўриниб турибдики, қотишмада висмут миқдори ортиши билан қотишманинг суюқланиш температураси пасая боради, висмутнинг миқдори 60% га етганида суюқланиш температураси минимумга (эвтектик нуқтага) етади; расмда эвтектик нуқта E билан белгиланган. Қотишмада висмутнинг миқдори яна орттирилганда системанинг суюқланиш температураси кўтарилса боради ва ниҳоят висмутнинг миқдори 100% га етганда суюқланиш температураси 271°C га тенг бўлади. Бу диаграмма бир неча соҳага бўлинади:

биринчи соҳа — суюқ қотишмалар соҳаси. Бу температураларда ҳар қандай таркибга эга бўлган қотишма ҳам фақат суюқ ҳолатда бўлади; иккинчи соҳа — кадмий кристаллари ва суюқ эвтектик қотишмадан иборат;

учинчи соҳа — висмут кристаллари ва суюқ эвтектик қотишмадан иборат;

тўртинчи соҳа — қаттиқ эвтектик қотишма ва кадмий кристалларидан иборат;

V соҳа — қаттиқ эвтектик қотишма ва висмут кристалларидан иборат; EE, чизиги фақат қаттиқ эвтектик қотишмага мувофиқ келади. Эвтектик қотишма — икки металл орасида ҳосил бўлиши мумкин бўлган барча қотишмалар ичида энг паст температурада суюқланадиган қотишмадир. Кадмий-висмут системасининг эвтектик қотишмаси 40% Cd ва 60% Bi дан иборат. Бу қотишма +146°C да суюқланади.

VIII.5-жадвал

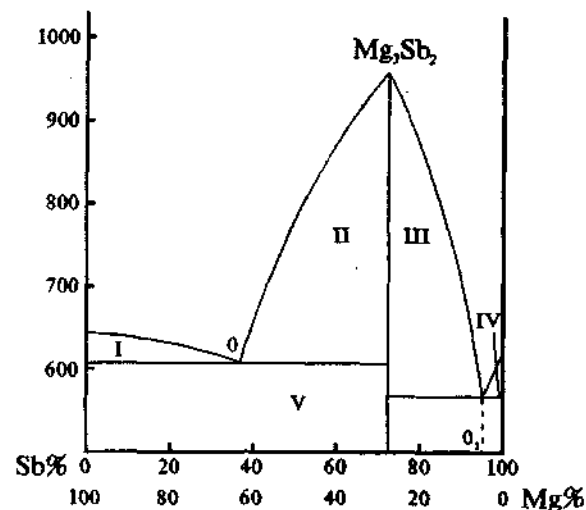
Қотишма таркиби, %		Суюқланиш температураси °C	Қотишма хусусияти
Co	B		
100	0	321	тоза кадмий
90	10	300	
80	20	280	
70	30	260	
60	40	230	
50	50	190	эвтектик қотишма
40	60	146	
30	70	170	
20	80	190	
10	90	225	
0	100	271	тоза висмут

Агар Bi—Cd системасидаги қотишма таркибида кадмийнинг миқдори 40% дан кам бўлса, қотишма совитилганда аввал висмут кристаллари ажралиб чиқади. Қотишмада 40% кадмий ва 60% висмут бўлса, бу қотишма совитилганда ҳам кадмий, ҳам висмут кристаллари ажралиб чиқади; улар ўзаро қаттиқ эвтектика ҳосил қилади. Эвтектик қотишма худди тоза металл каби қотади: қаттиқ фазанинг таркиби суюқ фазаникдан фарқ қилмайди. Лекин эвтектик қотишма кимёвий бирикма эмас; эвтектик қотишма микроскоп остида қаралганда у висмут ва кадмийнинг майда-майда кристалларидан ташкил топганлигини кўриш мумкин. Эвтектик қотишмалар амалда осон суюқланувчан қотишма сифатида ишлатилади.

Икки металл ўзаро аралашганда **барқарор, суюқланганда таркибий қисмларга ажралмайдиган кимёвий бирикма ҳосил қилса**, суюқланиш диаграммасида ўша бирикма таркибига тўғри келадиган максимумга эга бўламиз. Ҳосил бўлган кимёвий бирикма ўзининг суюқланиш температурасига яқин ҳолатда таркибий қисмларга ажралмаса, максимум кескин шакли олади. Агар бирикма таркибий қисмларга ажрала бошласа, максимум яссиланади.

Мисол учун магний билан сурьма қотишмаларини кўриб чиқамиз (VIII.4-расм). Магний ва сурьма ўзаро бирикиб Mg_2Sb_3 формула билан ифодаланадиган кимёвий бирикма ҳосил қилади. Суюқланиш диаграммасида бу бирикма максимумга тўғри келади. У 961°C да суюқланади, яъни магний билан сурьмадан ҳосил бўлган қотишмаларнинг ҳаммаси-га қараганда юқори температурада суюқланади (магний 651°C да, сурьма 631°C да суюқланади).

Агар магний ва сурьма диаграммаси тик чизик билан икки қисмга бўлинса, бу қисмларнинг ҳар қайсиси ўзаро кимёвий бирикма ҳосил қилмайдиган металлларнинг қотишмалари диаграммасига ўхшашлигини кўриш мумкин. Диаграмманинг чап қисми Mg_2Sb_3 билан ортқча миқдордаги магний тугган қотишмаларини кўрсатади. Чизик устидаги соҳа суюқ қотишмаларга, V соҳа эса қаттиқ қотишмаларга, O нуқтаси Mg_2Sb_3 билан Mg орасидаги эвтектикага тўғри келади. Бу эвтектика 626°C да қотади. I соҳа қаттиқ магний ва суюқ қотишмани кўрсатади, II соҳа икки фазали системага тўғри келади (қаттиқ фаза Mg_2Sb_3 бўлиб, суюқ фаза эса суюқ магний ва суюқ Mg_2Sb_3 дир). III ва IV соҳалар икки фазали системаларга тўғри келади.



III.4-расм. Сурьма-магний системасининг ҳолат диаграммаси.

Агар икки металл ўзаро битта бирикма ҳосил қилса, биз бир максимум ва икки эвтектикага эга бўламиз. Агар икки металл ўзаро иккита бирикма ҳосил қилса, суяқланиш диаграммасида икки максимум ва уч эвтектика бўлади. Масалан, мис билан магний ўзаро иккита бирикма ҳосил қилади. Бу ерда учта эвтектика бўлади: магний билан мис бирикмалари Cu_2Mg ва CuMg_2 таркибига эга.

Энди икки металл ўзаро **қаттиқ эритма** ҳосил қиладиган ҳолларни кўриб чиқамиз. Икки модда ўзаро қаттиқ эритма ҳосил қилиши учун бир модданинг оддий заррачалари (молекула, атом ёки ионлари) ўзининг кристалл панжарасида иккинчи модда заррачалари билан ўрин алмаштира олиши ёки иккинчи модда заррачалари кристалл панжарадаги тугунлараро бўшлиққа кириб олиши керак; бошқача айтганда, улар аралаш кристалллар ҳосил қила олиши керак. Бундай системаларда бир модда заррачалари иккинчи модда заррачаларининг ўрнини алмаштирганлиги сабабли, қаттиқ фаза гомоген системани ташкил қиладди. Барча қаттиқ эритмалар икки гурппага бўлинади: булардан бири сингиш билан ҳосил бўладиган иккинчиси — ўрин олиш билан ҳосил бўладиган қаттиқ эритмалардир.

Сингиш билан ҳосил бўладиган қаттиқ эритмалар вужудга келганда эрувчи металлнинг атомлари эритувчи металлнинг кристалл панжарасида панжарадаги тугунлараро бўшлиққа жойлашади. Сингиш билан ҳосил бўладиган қаттиқ эритма вужудга келиши учун, эрувчи металлнинг атомлари эритувчи металлнинг атомларига қараганда **кичик бўлиши** керак: эрувчи металл атомининг катталиги эритувчи металл атоми катталигининг 63% идан катта бўлмаслиги кузатилади.

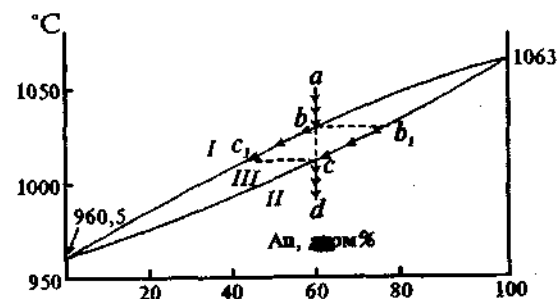
Ўрин олиш билан ҳосил бўладиган қаттиқ эритмалар вужудга келишида эрувчи металл атомлари билан эритувчи металл атомлари крис-

талл панжара тугунларида бир-бирининг ўрнини алмаштиради. Бунинг натижасида металлларнинг кристалл панжарасида катта ўзгариш содир бўлмасин учун иккала металл атомларининг катталиклари бир-бирига яқин бўлиши (радиуслари орасидаги айирма 10—12% дан ортиқ бўлмаслиги) керак, агар радиуслар орасидаги айирма 12—15% дан ортиқ бўлса, бундай металллар бир-бирида маълум чегарага қадар эрийди.

Қаттиқ эритмалар ҳосил қиладиган икки таркибий қисмли системаларнинг суяқланиш диаграммаси юқорида кўриб ўтилган диаграммадан шу билан фарқ қиладикки, қаттиқ эритма ҳосил бўладиган концентрациялар интервалида суяқ фазанинг қотиши ва қаттиқ фазанинг суяқланиши бошқа-бошқа температураларда содир бўлади. Шунинг учун диаграммада икки чизик кузатилади; булардан бири суяқланиш эгри чизиги ва иккинчиси қотиш эгри чизигидир. Суяқланиш эгри чизиклари диаграммада пастроқ жойлашади, қотиш эгри чизиклари суяқланиш эгри чизиги устида ётади. Пастки чизик **солидус чизиги** деб, устки чизик эса **ликвидус чизиги** деб аталади. Ликвидус чизиги суяқ аралашмадан кристалллар ажралиб чиқадиган температураларни кўрсатади. Солидус чизиги қаттиқ қотишмалар суяқлана бошлайдиган температураларни кўрсатади. Ликвидус ва солидус чизиклари тоза металлларнинг суяқланиш температураларида бир-бири билан бирлашади. Шунинг учун қаттиқ эритмалар ҳосил бўладиган системаларнинг ҳолат диаграммалари линза шаклига ўхшайди.

Қаттиқ эритмалар ҳосил қиладиган икки таркибий қисм сифатида кумуш ва олтиндан иборат системани кўриб чиқамиз (VIII.5-расм). Бу диаграмманинг I соҳаси суяқ қотишмага, II соҳаси қаттиқ эритмага ва III соҳаси қаттиқ эритма ва суяқ қотишманинг биргаликда мавжуд бўлишига тўғри келади.

Таркибида 60% олтин бўлган суяқ қотишма (a) совитилса, (e) нуқтага тўғри келадиган температурада аралаш кристалллар ҳосил бўла бошлайди, шу вақтда биринчи навбатда (e₁ нуқтада) ҳосил бўлган аралаш кристалллар таркибида 75% олтин бўлади. Қотиш жараёнида тўйинган эритма таркиби bC₁ чизиги билан, қаттиқ фаза таркиби b₁C чизиги билан ўзгаради. Суяқ фазанинг охириги томчиси c₁ таркибига эга бўлиб, қаттиқ фаза c таркибли бўлади. Совитиш яна давом эттирилса, қаттиқ эритма вертикал чизик бўйлаб совийди.



VIII.5-расм. Кумуш-олтин системасининг ҳолат диаграммаси.

Қаттиқ эритмалар фақат металллар орасида эмас, балки икки туз, икки оксид (масалан, Al_2O_3 ва Cr_2O_3) металл билан металлмас орасида ҳам ҳосил бўлади. Металллар орасида ҳосил бўладиган қаттиқ эритмалар катта назарий ва амалий аҳамиятга эга. Ниҳоят шуни ҳам айтиб ўтамизки, металллар ўзаро қотишмалар ҳосил қилганида металл боғланиш билан бир қаторда маълум даражали ковалент боғланиш ҳам юзага келади.

IX боб ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ БИРИНЧИ ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

IX.1. ГРУППАНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Даврий система биринчи группасининг асосий группасига типик элементлар (литий Li, натрий Na), калий группачаси элементлари (калий K, рубидий Rb, цезий Cs ва франций Fr) киради; қўшимча группачани мис группачаси элементлари (мис Cu, қумуш Ag ва олтин Au) ташкил этади.

Литий, натрий, калий, рубидий, цезий ва франций **ишқорий металллар** деб аталади. Уларнинг атомлари ўзининг ташқи электрон қаватидаги ягона электронини осонлик билан оксидловчи хусусиятга эга бўлган моддаларга беради. Уларнинг қайтарувчилик хоссалари литийдан францийга томон кучайиб боради (бунинг сабабини ўзингиз таҳлил этинг).

Ишқорий металллар сув билан реакцияга киришиб ишқор ва водород ҳосил қилади. Ишқор формуласини умумий ҳолда $Э^+OH^-$ кўринишида ифодаланади. Бу бирикмалар сувда яхши эрийди ва **ишқорлар** деб аталади. Уларнинг кучли асос бўлишига ва сувда яхши эришига ишқорий металл ионлари зарядининг ва радиусининг катта бўлиши сабабдир. Қуйидаги IX.1-жадвалда ишқорий металлларнинг баъзи хоссалари келтирилган.

IX.1-жадвал

Ишқорий металлларнинг баъзи хоссалари

Хоссаси	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Атомнинг ташқи валент қобилигининг электрон тузилиши	[He] 2s ¹	[He] 3s ¹	[Ar] 4s ¹	[Kr] 5s ¹	[Xe] 6s ¹	[Rn] 7s ¹

Хоссаси	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Ер қобиғидаги миқдори (масса % улушида)	$3,4 \cdot 10^{-3}$	2,64	2,6	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3,7 \cdot 10^{-4}$	—
Атомнинг радиуси, нм	0,155	0,189	0,236	0,248	0,267	—
M ⁺ ионининг радиуси, нм	0,068	0,098	0,133	0,149	0,165	—
НЭМ	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7	0,7
Ионланиш потенциаллари: I ₁ , эВ I ₂ , эВ	5,39 75,62	5,14 47,29	4,34 31,81	4,17 27,56	3,89 25,1	3,98 22,5
Оддий ҳолидаги зичлиги, г · см ⁻³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,9	—
Суюқланиш температураси, °C	180,0	97,8	63,5	38,7	28,5	—
Қайнаш температураси, °C	1340	882,5	758,5	696	706	—
E ⁰ _{Me⁺/Me} , В (эритмада)	-3,045	-2,714	-2,924	-2,925	-2,923	—

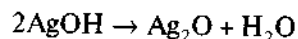
Ишқорий металлларнинг учувчан бирикмаларининг ҳаммаси ҳам алангани шу элементнинг ўзига хос бўлган ранга бўййди ва бир неча кескин чизикларга эга бўлган аланга спектрларини ҳосил қилади. Бундай спектрлар ёрдамида ишқорий металлларнинг ниҳоятда оз миқдорларини аниқлаш мумкин. Дарҳақиқат, рубидий ва цезий уларнинг аланга спектрларини текшириш натижасида кашф этилган. IX.2-жадвалда ишқорий металлларнинг аланга спектрлари келтирилган.

IX.2-жадвал

Ишқорий металлларга хос бўлган аланга спектрлари

Элемент	Аланга рангли	Спектрал чизиқнинг тўлқин узунлиги, нм
Li	қизил	670,8
Na	сарик	589,6 ва 589,0
K	бинафша	770,2 ва 766,8
Rb	қизил	629,9
Cs	зангори	459,3 ва 455,5

IV группача элементлари — мис Cu, кумуш Ag ва олтин Au атомларининг ташқи электрон қаватида ҳам биттадан электрон бор, лекин бу атомларнинг радиуси ишқорий металл атомлариникига қараганда кичик. Шунинг учун Cu—O, Ag—O, Au—O боғлари, масалан, K—O, Na—O боғларига қараганда анча мустаҳкам бўлади. Ҳақиқатан ҳам, CuOH, AgOH, AuOH лар кучсиз асос бўлиб, фақат эритмалардагина мавжуд; эритмадан ажратиб олинганда оксидлар билан сувга ажралади, масалан:



IV группача элементлари атомларининг ташқидан олдинги поғонасида 18 тадан (яъни $s^2p^6d^{10}$) электронлари бўлади. d -электронлар ядро билан s - ва p -электронларга қараганда кучсизроқ боғланганлиги сабабли қўшимча группача элементларининг оксидланиш даражаси +1 дан ортиқ бўлиши мумкин. Ҳақиқатан ҳам сувдаги эритмаларида бу элементларнинг оксидланиш даражаси бир, икки ва учга тенг, масалан: Cu^+ , Cu^{+2} , Cu^{+3} , Ag^+ , Ag^{+2} , Ag^{+3} , Au^+ , Au^{+2} ва Au^{+3} .

IA группача элементларининг энг муҳим хоссалари IX.1-жадвалда келтирилган.

IX.2. ЛИТИЙ. — Li,

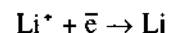
$Z=3$. Табиий изотопларининг масса сони 6 ва 7. «Литеос» сўзи юнонча «тош» демакдир. Литий элементига бу ном берилишининг сабаби калий каби элементлар ўсимликларнинг қулларида кашф этилган бир вақтда литий элементи ҳам п е т а л и т минерали таркибида топилган. Швед олими Арфведзон 1817 йилда Швециянинг Уто номли те-

мир конларидан чиқадиган петалит минералини анализ қилиб, анализ натижаларининг умумий миқдорига 4% етишмаслигини пайқайди ва литийни кашф этди. Вақт ўтиши билан лепидолит минералида ҳам литийнинг борлиги аниқланди.

Табиатдаги литийнинг 92,5 % миқдори ${}^7\text{Li}$ дан иборат, қолган 7,5% миқдори эса ${}^6\text{Li}$ дир. Литий кўпчилик минералларда, минерал сувларда, ҳатто тирик организмларда учрайди. Унинг энг муҳим минераллари **лепидолит** $\text{KLi}_2\text{Al}(\text{Si}_6\text{O}_{10})(\text{F}, \text{OH})_2$ ва **сподумен** $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ дир. Ундан ташқари **петалит** $(\text{Li}, \text{Na}) \text{AlSi}_4\text{O}_{10}$, **литнофиллит** $(\text{Li}, \text{Mn}, \text{Fe})\text{PO}_4$ таркибли қўшалок туз ва бошқа минераллар таркибида ҳам литий учрайди.

Олиниши. Ҳозирги вақтда литий икки усул билан олинади.

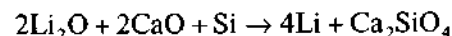
I усул — калий хлорид билан литий хлорид эвтектик қотишмасини 450—500 °C да суюқлантириб электролиз қилишдан иборат. Бунда катод сифатида темир, анод сифатида графит таёқчалар ишлатилади. Катодда литий томчилар ҳолида ажралиб чиқади:



Суюқлантирилган тузларни электролиз қилиш анча қийин бўлгани учун кейинги вақтларда литий бромид билан алюминий бромид аралашмаси нитробензолда ёки пиридинда эритилиб электролиз қилинадиган бўлди. Бунда литий катодда ажралиб чиқади, алюминий эса комплекс бирикма ҳолида эритмада қолади.

Электролиз учун керакли тоза литий хлорид тайёрлаш учун сувли эритмалардаги LiCl органик эритувчилар ёрдамида экстракция қилинади.

II усул. Кейинги вақтда вакуум техникасининг ривожланиши натижасида металлларни олишда янги усул **вакуум-металлургия** юзага келди. Бу усулда литий оксид билан оҳак аралашмаси алюминий ёки ферросилиций таъсирида $1,3 \cdot 10^{-1}$ кПа вакуумда қайтарилади:



Жараён найсимон вакуум печда юқори температурада (950—1000 °C) олиб борилади; вакуум печь найининг бир учи сиртидан сув билан совитиб турилади. Реакция вақтида ҳосил бўлган литий печнинг совитиб турган қисмига

ийгилади. Реакция унуми 90% ни ташкил қилади. Литий ва-зелин ёки парафин қавати остида берк идишда сакланади.

Хоссалари. Литий эркин ҳолатда жуда енгил, ҳатто бен-зинда ҳам чўкмайдиган кумушсимон-оқ металл, зичлиги $0,534 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$.

Литий жуда актив металл. У одатдаги шароитда кисло-род ва азот билан бирикиб Li_2O ва Li_3N ҳосил қилади. Шу хоссасига кўра ундан нодир газларни тозалашда фойдала-нилади. Литий 200°C дан юқори температурада ёниб кета-ди. У фтор ва хлор атмосферасида уй температурасида алан-галади. Бром ва йод буғларида ҳам ўз-ўзидан ёниб кета-ди. Қиздирилган олтингугурт, углерод, водород ва бошқа металлмаслар билан бевосита бирикади. Чўғ ҳолатида CO_2 да ҳам ёнади. Литий кислоталарнинг суюлтирилган эрит-маларида яхши, концентрланган сульфат кислотада эса секин эрийди. Концентрланган нитрат кислота таъсирида шу қадар шиддат билан оксидланадики, ҳатто суюқланиб кетади.

Литийнинг $2p$ -орбитали кайносимметрик хусусиятга эга бўлиши унинг бошқа ишқорий металллардан фарқи асос бўлади.

Литийнинг стандарт электрод потенциали барча метал-ларникига қараганда энг катта манфий қийматга эга ($E^\circ = -3,02 \text{ В}$). Бунинг сабаби литий ионининг ниҳоятда кучли **гидратланиш қобилиятига** эгалигидир; литий ионини сув молекулаларидан иборат мустақкам парда қур-шаб туради. Шунинг учун сувдаги эритмада электроннинг Li^+ ионига келиб қўшилиши қийинроқ бўлади.

Суюқлантирилган (сувсиз) тузларда эса литийнинг стандарт электрод потенциали $-2,1 \text{ В}$ га тенг.

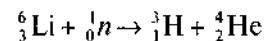
Литий билан магний орасида «диагональ» ўхшашлик кузатилади. Литий карбонат Li_2CO_3 , литий фосфат Li_3PO_4 худди магнийнинг шундай тартибли тузлари каби сувда ёмон эрийди; литий ҳам худди магний каби аччиқтош ҳосил қилмайди.

Литий металллар иштирокида интерметалл бирикмалар ҳосил қилади. Масалан, литийнинг симоб билан ҳосил қилган бирикмалари: LiHg_2 , LiHg_3 , LiHg , Li_2Hg , Li_3Hg , Li_6HgI ; магний билан $\text{Li}_2\text{Mg}_2\text{I}$; алюминий билан LiAl , Li_3Al ва ҳоказолар олинган. Литий фақат магний, рух, алюми-ний ва бошқа металллар билан интерметалл бирикмалар-гина эмас, балки қаттиқ эритмалар ҳам ҳосил қилади.

Литийнинг ион потенциали, яъни заря-дининг ион радиусига нисбати $V = \frac{e}{r} = \frac{1}{0,68} = 1,46$

га тенг бўлиб, барча ишқорий металлларнинг ион потенци-алларидан катта. Шунинг учун литийнинг комплекс бирик-малар ҳосил қилиш хусусияти бошқа ишқорий металллар-никига қараганда анча юқорилиги билан фарқланади.

Ишлатилиши. XIX асрда ва XX асрнинг бошларида ли-тий тузлари тиббиётда ишлатилиб келинди. Сўнгра литий-нинг ўзи қотишмалар тайёрлашда ҳам ишлатиладиган бўлди. Литий гидроксид ишқорий аккумуляторлар учун, литий оксид шиша ва керамика саноати учун, литий хлорид ҳаво-ни конденсация қилишда қўлланилади. Ҳозирги вақтда литий атом энергетикасида қуйидаги ядро жараёни бўйи-ча **тртий** ҳосил қилиш учун ишлатилади:



Бундан ташқари, литий гидрид ва литий боро-гидрид ра-кеталар учун ёқилги сифатида, металл ҳолдаги литий ва унинг тузлари нейтронлардан ҳимоя қилишда ишлатила-ди. ${}^6_3\text{Li}$ изотопи ядросининг кесим юзаси катта бўлганлиги сабабли ядро двигателлар билан ҳаракатланувчи самолёт-ларнинг мудофаа экранлари материалига қўшилади.

Суюқ ҳолатдаги литий метали ядро реакторларида, катта тезлик билан ишлайдиган моторларда сурков мойи сифа-тида литий стеарат жуда кўп ишлатилади. Литий алангани қизил рангга бўяйди. Шунинг учун у мушакбозликда ҳам қўлланилади.

Литий бирикмалари. Литий водород атмосфера-сида қиздирилса, рангсиз кристалл модда **литий гид-рид** LiH ҳосил бўлади. Литий гидриднинг кристалл тузи-лиши худди ош тузиникига ўхшайди. У 680°C да суюқлана-ди. Охири ҳисоблашларга қараганда LiH даги боғланишнинг 60% ини ион боғланиш деб қараш мумкин. Литий гидрид суюқлантириб электролиз қилинганда дарҳақиқат водород анодга, литий катодга бориши аниқланди.

Литий гидрид ёрдамида литий алюминий гидрид LiAlH_4 олишга муваффақ бўлинди. Литий ёндирилса оқ рангли Li_2O ҳосил бўлади ($\Delta H = -595,8 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$), бу жиҳат-дан литий бошқа ишқорий металллардан фарқ қилади (ли-тийдан бошқа ишқорий металллар ёнганда пероксидлар

ҳосил бўлади). Литий ёнганида ҳам оз миқдорда Li_2O_2 ҳосил бўлади, лекин у тезда 195°C да парчаланиб литий оксид билан кислород ҳосил қилади.

Литий оксид сув билан реакцияга киришиб литий гидроксид ҳосил қилади:



Бу реакцияда ажралиб чиққан иссиқлик миқдори бошқа ишқорий металлнинг гидроксидлари ҳосил бўлганида чиқадиган иссиқлик миқдорига қараганда бирмунча камдир.

Литий гидроксид кучли асос бўлиб ўзининг асослик кучи жиҳатидан NaOH билан Ca(OH)_2 орасида туради. Литий гидроксид сувда кам эрийди (0°C да 100 г сувда $12,7 \text{ г LiOH}$ эрийди). Сувдаги эритмадан литий гидроксид $\text{LiOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ шаклида кристалланади.

Литий галогенлар билан бевосита бирикadi. Литий фторид LiF — оқ рангли кристалл модда; сувда оз (18°C да 100 г сувда $0,27 \text{ г LiF}$) эрийди. Унинг суюқланиш температураси 870°C , қайнаш температураси 1681°C . У ўз хоссалари билан литий хлорид, литий бромид ва литий йодидлардан фарқ қилади. Агар LiF ни HF билан аралаштирилса LiHF_2 ҳосил бўлади.

LiF кристаллари ультрабинафша нурларни жуда яхши ўтказadi, шунинг учун у оптик асбоблар тайёрлашда қўлланилади.

Литий хлорид оқ гигроскопик модда, 614°C да суюқланади, сувда жуда яхши эрийди (0°C да 100 г сувда $69,2 \text{ г LiCl}$ эрийди). Сувдаги эритмалардан $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{LiCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{LiCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади; булардан энг барқарори — $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ дир. Литий хлорид бошқа ишқорий металлнинг хлоридларидан фарқ қилади; у спиртда ва бошқа органик эритувчиларда эрийди; бошқа ишқорий металлнинг хлоридлари сувдаги эритмалардан сувсиз ҳолда (KCl , NaCl , RbCl , CsCl) кристалланади, литий хлорид эса кристаллгидратлар ҳолида кристалланади; бундан ташқари литий хлорид сувдаги эритмаларда аммиак билан комплекслар ҳосил қилади.

Литий бромид 549°C да суюқланади, сувда яхши эрийди (0°C да 100 г сувда 143 г LiBr эрийди), сувдаги эритмалардан кристаллгидратлар ҳолида кристалланади. У ҳам, худди LiCl каби органик эритувчиларда яхши эрийди.

Литий йодид LiI 453°C да суюқландиган кристалл модда, сувда яхши (0°C да 100 г сувда 151 г LiI) эрийди.

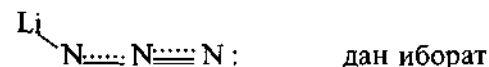
Сувдаги эритмалардан йодид кристаллгидрат $\text{LiI} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади.

Литий карбонат Li_2CO_3 худди ишқорий-ер металлнинг карбонатлари каби сувда оз (20°C да 100 г сувда $1,33 \text{ г Li}_2\text{CO}_3$) эрийди. Унинг эрувчанлиги (шунингдек, Li_2SO_4 нинг эрувчанлиги ҳам) температура ортиши билан камаяди. Ваҳоланки, бошқа ишқорий металл карбонатларининг, масалан, K_2CO_3 нинг сувда эрувчанлиги катта ва температура ортиши билан ортади.

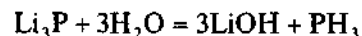
Литий гидрокарбонат LiHCO_3 — ишқорий-ер металлнинг гидрокарбонатлари каби сувда яхши эрийди. Ваҳоланки, бошқа ишқорий металлнинг гидрокарбонатлари карбонатларига нисбатан ёмон эрийди.

Литий фосфат Li_3PO_4 сувда ёмон эрийди, бу билан у калий, натрий фосфатларидан фарқ қилади ва магний фосфатга ўхшаб кетади. Бу ҳодисаларнинг ҳаммасига сабаб — даврий жадвалда литийнинг магний билан диагональ ўхшашлигидир.

Литий уй ҳароратида азот билан бирикиб Li_3N ҳосил қилади. У 830°C да суюқланади, сув таъсирида парчаланади. Литийнинг азот билан ҳосил қилган иккинчи бирикмаси LiN_3 (литий азид) фақат қиздирилганда портлайди. LiN_3 нинг структур формуласи:



Литий чўғ ҳолидаги углерод билан вакуумда қиздирилса Li_2C_2 — литий карбид ҳосил бўлади. Литий карбид сув билан шиддатли реакцияга киришадиган кристалл модда. Литий карбидга аста-секин сув буғи таъсир эттирилса, ацетилен ва литий гидроксид ҳосил бўлади. Литий олтингурут билан Li_2S ҳосил қилади. Фосфорли бирикмаси Li_3P , бу модда сув таъсиридан батамом парчаланади:



IX.3. НАТРИЙ — Na

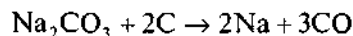
Табиатда учрайдиган изотопининг масса сони 23. натрий Ер юзида кўп тарқалган элементлардан бири. Фақат ерда эмас, балки қуёшда ва бошқа юлдузларда ҳам натрийнинг борлиги аниқланган.

Натрий минераллари қаторига NaCl — **галит** ёки **тош туз**; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — **мирабилит** ёки **глаубер тузи**; NaAlF_6 — **криолит**; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — **бура**; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — **сода**; $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ — **сильвинит**; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{K}_2\text{SO}_4$ — **глазерит**; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ — **астраханит**; NaNO_3 — **Чили селитраси** ва бошқалар киради. Натрий бошқа элементлар билан бирга силикат ва алюмосиликатлар таркибида, ўсимликларда, инсон ва ҳайвонлар организмида учрайди.

Натрий тузлари денгиз сувида ва тузли қулларда кўп миқдорда учрайди. Масалан, Атлантик океан сувида 3,5% NaCl бор. Ўлик денгизнинг суви ош тузининг тўйинган эритмасидан иборат. Натрий тузлари Ўзбекистон ва Қорақалпоғистон ҳудудида учрайди.

Олиниши. Дэви 1807 йилда суюқлантирилган натрий гидроксидни электролиз қилиш орқали натрий олишга муваффақ бўлди. Бунда катодда $\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}$, анодда $4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ жараёнлар содир бўлади. Ҳозирда ҳам бу усулдан қисман фойдаланилади; асосан, суюқлантирилган ош тузини электролиз қилиб натрий олинади. Ош тузини суюқлантириш учун анча юқори (800°C) температура керак. Суюқланиш температурасини пасайтириш учун ош тузига KCl , CaCl_2 , NaF ва бошқа тузлар қўшилади. Бунда катодда $\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}$, анодда $\text{Cl}^- - \bar{e} \rightarrow \text{Cl}$, $\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$ ажралади.

Натрий олиш учун сода билан кўмир аралашмасини қаттиқ қиздириш ҳам мумкин:



Ҳосил қилинган натрий берк металл идишларда керосин остида сақланади.

Хоссалари. Натрий эркин ҳолатда кумуш каби оқ, енгил ва юмшоқ металл, суюқ аммиакда эрийди, кимёвий жиҳатдан жуда актив. Ҳавода жуда тез оксидланади. Фтор ва хлор атмосферасида уй температурасида алангланади. Қиздирилганда бром, йод, олтингугурт, водород ва бошқа моддалар билан реакцияга киришади. Натрий сув билан реакцияга киришиб, водород ажратиб чиқаради:

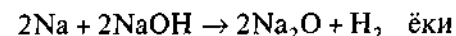


Натрий жуда кўп металллар билан интерметалл бирикмалар ҳосил қилади. Масалан, NaSn_2 , NaSn ва ҳоказо. Баъзи металллар билан қаттиқ эритмалар ҳосил қилади.

Ишлатилиши. Металл ҳолдаги натрий Na_2O_2 , NaNH_2 , NaCN лар олиш учун органик синтезда ишлатилади. Кўпинча натрий амальгамасидан қайтарувчи сифатида фойдаланилади. Ундан ташқари, титан, цирконий ва бошқа металлларни оксидларидан олишда натрий қўлланилади. Ядро энергетик қурилмаларда ҳам натрий ишлатилади.

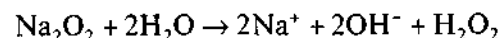
Натрий бирикмалари. **Натрий гидрид NaNH_2** — натрийни водород атмосферасида қиздириш натижасида ҳосил бўлади. Унинг хоссалари LiH нинг хоссаларига ўхшайди. Сув таъсирида парчланади.

Натрий ҳавода ёнганида, асосан, натрий пероксид Na_2O_2 (ва жуда оз миқдорда Na_2O) ҳосил бўлади. Na_2O бевосита йўллар билан олинади:



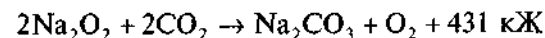
Na_2O нинг ҳосил бўлиш энтальпияси $-431 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг. Техникада натрийни ёндириб натрий пероксид олинади.

Натрий пероксид Na_2O_2 — кучли оксидловчилар қаторига киради. У сувда гидролизланади. Унинг сувдаги эритмаси ишқорий муҳит яратади:

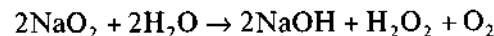


Одатда, Na_2O_2 турли матоларни оқартиришда қўлланилади, чунки юқоридаги гидролиз реакцияси натижасида ҳосил бўлган H_2O_2 буюмларни оқартиради.

Натрий пероксид сув ости кемаларида **кислород манбаи** сифатида ишлатилади, унинг бу хоссаси куйидаги реакцияга асосланган:



Натрий гипероксид NaO_2 юқори (304 кПа) босимда ва 500°C да кислород билан Na_2O_2 нинг ўзаро таъсиридан ҳосил бўлади. Бу моддага сув таъсир эттирилса, куйидаги реакция боради:

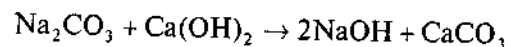


Натрийнинг озон билан бирикмаси — **натрий озонид** NaO_3 ҳам олинган. Бу модда жуда ~~се~~қарор.

Натрий гидроксид NaOH — ўювчи натрий ёки каустик сода, оқ рангли қаттиқ модда.

Лабораторияда ўювчи натрий олиш учун натрийни сувда эритилади. Техникада эса икки усул билан олинади:

1) содани каустиклаш; 2) ош тузининг сувдаги эритмасини электролиз қилиш. Биринчи усулда содага оҳак таъсир этирилади:

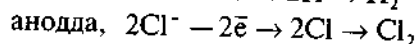
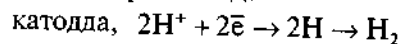


Иккинчи усулда қуйидаги реакция боради:

а) эритмада $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (тўла равишда)

Шунингдек, $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ (оз даражада),

б) ток юборилганида:



Катод қисмида Na^+ ва OH^- ионлари бирикиб NaOH ни ҳосил қилади.

Катод ва анод қисмлар бир-биридан асбест диафрагма орқали ажратилган бўлади. Шу сабабли анод қисмида ҳосил бўлган хлор, катод қисмида ҳосил бўладиган NaOH билан реакцияга кириша олмайди. Катод қисмидаги эритма олиниб қиздирилади; аввал NaCl кристалланади, эритмада деярлик тоза NaOH қолади. Уни ош тузи кристалларидан ажратиб олиб буғлатилади. Натижада қаттиқ NaOH ҳосил бўлади.

Кимёвий тоза NaOH олиш учун уни этил спиртда эритиб қайта кристалланади (спиртда NaCl эримайди).

NaOH 328 °C суюқланади. Сувда яхши эрийди (20 °C да 100 г сувда 109 г NaOH , 100 °C да эса 342 г эрийди). Натрий гидроксидининг сувдаги эритмаси кучли ишқордир. Натрий гидроксид ўювчи натрий деб ҳам аталади. NaOH терини куйдиради, кўзга тушса кўр қилади. У билан ишлашда ниҳоятда эҳтиёт бўлиш лозим.

Натрий гидроксид совун тайёрлашда, тўқимачилик ва кўнчилик саноатида, органик моддалар олишда, нефтни тозалашда, вискоза усулида сунъий ипак ҳосил қилишда ва бошқа мақсадларда ишлатилади.

Ош тузи NaCl — натрийнинг барча бирикмаларини олишда, хлорид кислота ишлаб чиқаришда жуда муҳим хом ашёдир. Унинг суюқланиш температураси 801 °C, қайнаш температураси 1454 °C, зичлиги 2,17 г·см⁻³. Ош тузининг сувда эрувчанлиги температура ўзгариши билан кам ўзгаради: 0 °C да 100 г сувда 37,9 г, 100 °C да эса 39,4 г эрийди.

Рубидий ва цезий сульфатлар сувда яхши эрувчан тузлардир (10 °C да 100 г сувда 42,4 г Rb_2SO_4 эриса, 0 °C да 100 г сувда 167 г Cs_2SO_4 эрийди). Цезий сульфат билан цезий алюминий аччиқтош $\text{CsAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ҳосил қилади. Бу модда сувда ёмон эрийди (0 °C да 100 г сувда 0,34 г эрийди). Унинг бу хоссасидан аналитик кимёда фойдаланилади.

Х 606

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ ИККИНЧИ ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Х.1. ГРУППАНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Даврий системанинг иккинчи группаси ҳам икки группачадан иборат. Иккинча группа элементларининг энг юқори оксидланиш даражаси +2 га тенг. Бош группача элементлари (бериллий Be ва магний Mg), кальций группачаси (кальций Ca , стронций Sr , барий Ba ва радий Ra) элементларидан иборат. Қўшимча группачани рух Zn , кадмий Cd ва симоб Hg ташкил қилади. Бош группача элементлари атомларининг сиртки қаватида иккитадан s-электрон бўлади. Уларнинг қайтарувчи хоссалари ишқорий металланикага қараганда кучсизроқ ифодаланган. Ca , Sr , Ba , Ra элементларининг қайтарувчи хоссалари атом радиуси катталашган сари кучайиб боради.

Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+} ионларининг тузилиши Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+ ионлариникига ўхшайди, бироқ уларнинг (яъни Be^{2+} , Mg^{2+} ва ҳоказо) радиуси кичикроқ. Шунинг учун ҳам иккинчи группача элементларининг гидроксидлари ишқорий металлларнинг гидроксидларига қараганда кучсизроқ асос хоссаларига эга. $\text{Be}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{Sr}^{2+} \rightarrow \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{Ra}^{2+}$ қаторида чапдан ўнгга ўтиш билан ионларнинг радиуслари ортган сари гидроксидларнинг асос хоссалари кучайиб боради (Х.1-жадвал). Масалан, $\text{Be}(\text{OH})_2$ амфотер бирикма, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ кучсиз асос, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ кучли асос, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ эса сувда яхши эрийдиган жуда кучли асос; у ўювчи барит деб юритилади.

Иккинчи группанинг ёнаки группача элементлари Zn , Cd ва Hg асосий группача элементларига қараганда бирмунча кучсиз қайтарувчилардир, чунки уларнинг атом радиуслари анча кичик. Zn^{2+} , Cd^{2+} ва Hg^{2+} ионларининг

IIA группача элементларининг хоссалари

Хоссаси	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Ер қобиғидаги микдори, масса % ларда	$3,8 \cdot 10^{-4}$	1,9	3,3	$3,4 \cdot 10^{-2}$	$6,5 \cdot 10^{-2}$
Валент электрон-лар конфигурацияси	[He] 2s ²	[Ne] 3s ²	[Ar] 4s ²	[Kr] 5s ²	[Xe] 6s ²
Атом радиуси, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221
Э ²⁺ ионининг радиуси, нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,193
Ионланиш потенциаллари, В ҳисобида I ₁ (Э → Э ⁺ + e ⁻)	9,323	7,645	6,133	5,695	5,212
НЭМ	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9
Суюқланиш температураси, °C	1283	650	847	770	718
Қайнаш температураси, °C	2970	1104	1470	1375	1687
Зичлиги, г·см ⁻³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76
E ⁰ (Э ²⁺ /Э), В	-1,847	-2,36	-2,86	-2,888	-2,906

радиуслари ҳам асосий группача элементлари ионларининг радиусларига қараганда кичик; ($R_{Zn^{2+}} = 0,083$ $R_{Cd^{2+}} = 0,099$ ва $R_{Hg^{2+}} = 0,112$ нм) шунинг учун $Zn(OH)_2$ амфотер хоссага, $Cd(OH)_2$ кучсиз асос хоссасига эга. $Hg(OH)_2$ беқарор модда бўлиб, тезда парчаланиб HgO ва H_2O ҳосил қилади.

Рух группачаси элементлари катта даврларнинг энг охириги d-элементлари бўлгани учун уларнинг баъзи хоссалари галлий группачаси элементларининг хоссаларига ўхшайди.

X.2. БЕРИЛЛИЙ — Be

Барқарор изотопининг масса сони 9, атомининг электрон конфигурацияси $1s^2 2s^2$ ($Z=4$).

Вокелен 1793 йилда берилл минералида бериллий борлигини аниқлаган бўлса-да, уни 1827 йилга бориб Вёлер бериллий хлоридни калий билан қайтариб Ве олишга муваффақ бўлди. XX асрнинг йигирманчи йилларидан бош-

лаб, яъни кашф қилингандан қарийб 100 йил кейин бериллий sanoat миқёсида олина бошланди. И. В. Авдеев бериллий оксид («глицин») ни текшириб унинг таркибида бир атом бериллийга бир атом кислород тўғри келишини, атом массаси 9,26 га тенглигини аниқлади.

Д. И. Менделеев бериллийни даврий системанинг II группасига киритди ва унинг атом массаси 9,4 га тенг деб қабул қилди. Ваҳоланки, бериллийни, аввал текширган олимлар уни уч валентли элемент ҳисоблаб атом массасини 13,5 деб қабул қилган эдилар.

Бериллий тузларининг мазаси ширин бўлади, шунинг учун дастлабки вақтда «глицин» (французча «ширин») деб аталган.

Табиатда учраши. Бериллий табиатда баъзи нодир силикатлар ва алюмосиликатлар ҳолида учрайди. Унинг sanoat аҳамиятига эга бўлган минерали **берилл** — $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ бўлиб, унинг таркибида 14% BeO (ёки 5% Be) бор. Берилл гексагонал ажойиб кристаллар ҳосил қилади, унинг таркибидаги қўшимчаларга қараб оқ, сариқ, пушти, яшил тусли бўлади, лекин соф яшил **зумрад**, хира **смагард** ва зангори **аквамаринларгина** қимматбаҳо тошлар жумласига киради.

Унинг **александрит (хризоберилл)** номли иккинчи минерали $BeO \cdot Al_2O_3$ ҳам қимматбаҳо тошдир.

Бериллийнинг учинчи минерали **фенакит** $2BeO \cdot SiO_2$ таркибида 45,5% BeO бор. Лекин бу минерал жуда кам учрайди.

Олиниши. Бериллий ажратиб олиш учун берилл рудасини фторидлар билан суюқлантириб, ҳосил бўлган қотишмага сув қўшиб $Na_2[BeF_4]$ эритмаси олинади. Сўнгра сульфат кислота қўшиб, эритмадан $BeSO_4$ ни кристаллантирилади. Уни чўғлантириб бериллий оксиди олинади.

BeO дан эса $BeCl_2$, BeF_2 ва бошқалар ҳосил қилинади.

Металл ҳолдаги бериллийни олиш учун сувсиз суюқлантирилган бериллий хлорид электролиз қилинади.

Бу усулнинг камчилиги шундаки, сувсиз бериллий хлорид олиш учун анча иссиқлик сарф бўлади. АҚШ да бериллий олиш учун BeF_2 ни 850 °C да магний билан қайтарилди.

Жуда соф бериллий олиш учун металлни вакуумда буғлатиш ёки инерт газ атмосферасида зоналар бўйлаб суюқлантириш (вертикаль индукцион печда) методлари қўлланади.

Хоссалари. Бериллий ўз хоссалари билан иккинчи группа элементларидан фарқ қилади. Масалан, BeCl_2 кучлироқ гидролизланади, бунинг сабаби шундаки, бериллийнинг ион радиуси магнийнинг ион радиусидан қарийб икки марта кичик, унинг оксидланиш даражаси эса +2 га тенг.

Маълумки, ҳар қандай катионнинг бирор анион билан ўзаро таъсирлашнинг энергияси катион заряди катталигига тўғри пропорционал бўлиб, анион билан катион орасидаги масофага тесқари пропорционалдир. Шунга кўра, Be^{2+} иони анионга кучли таъсир кўрсатади. Mg^{2+} , Ca^{2+} ионлар бундай таъсир эта олмайди. Шунинг натижасида Be^{2+} билан анионлар орасида ҳосил бўлган боғланиш ионли боғланиш билан ковалент боғланиш ўртасидаги **оралиқ ҳолатни эгаллайди.**

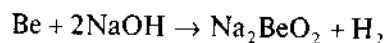
Бериллий кул ранг тусли енгил металл. Унинг электр ўтказувчанлиги мисниқига қараганда тахминан 12 марта кам.

Бериллий гексагонал системада кристалланади. У деярли қаттиқ ва мўрт модда. Бериллийнинг сирти ҳавода, худди алюминий каби, оксид парда билан қопланади, бу парда бериллийнинг кимёвий активлигини анча сусайтиради.

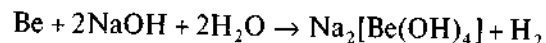
Бериллий қиздирилганда кислород ва ҳавода ёнади. Бериллий галогенлар билан одатдаги температурада ёки бироз иситилганда бирикади. Бу реакцияларда иссиқлик ажралади ва BeO , BeS , Be_3N_2 , BeCl_2 , BeF_2 каби барқарор бирикмалар ҳосил бўлади. Бериллий водород билан одатдаги шароитда бирикмайди. Бериллийнинг стандарт электрод потенциали манфий қийматга эга бўлишига қарамай, сувдан одатдаги температурада ҳам, қиздирилганда ҳам водородни сиқиб чиқармайди, чунки унинг сиртидаги оксид парда сув таъсирида емирилмайди.

Суюлтирилган H_2SO_4 ва HCl да бериллий эрийди, HNO_3 таъсирида эса фақат иситилганда эрийди. Бериллий совуқ нитрат кислотага ботирилса, унинг активлиги камаяди (пассивланади).

Бериллий ишқорлар билан **бериллатлар** ҳосил қилади:



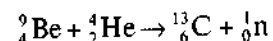
ёки



Бериллий ўзининг амфотерлиги билан иккинчи группа металлларидан фарқланади. Унинг бу хоссаси худди адю-

минийникига ўхшайди. Бериллий кўп металллар билан қотишмалар ҳосил қилади. Баъзи металллар билан бериллий интерметалл бирикмалар — **бериллидлар** ҳосил қилади. Бериллийнинг бир қатор d-элементлар билан ҳосил қилган интерметалл бирикмалари, жумладан, TiBe_{12} , NbBe_{11} , TaBe_{12} , MoBe_{12} , NbBe_{11} ва ҳоказолар юқори температурада суюқланади; улар ҳатто 1200—1600 °C гача қиздирилганда ҳам оксидланмайди.

Бериллийнинг баъзи қотишмалари самолётсозликда ишлатилади. Бериллий атом реакторларида нейтронлар ҳаракатини сусайтирувчи сифатида, лабораторияларда нейтронлар олин манбалари сифатида ишлатилади; уларда



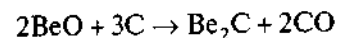
тегламага мувофиқ нейтронлар ҳосил бўлади.

Бериллий чанглари ниҳоятда заҳарли. Бериллий организмда баъзи ферментлар таркибидаги магнийнинг ўрнини олиб, организмни ишдан чиқаради.

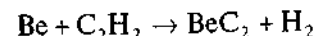
Бериллий гидрид — BeH_2 ҳосил қилиш учун бериллий хлориднинг эфирдаги эритмасига LiH таъсир эттириш лозим.

BeH_2 қаттиқ полимер модда. У сув таъсирида парчаланиб водород ажратиб чиқаради. Бериллий гидрид кучли қайтарувчи.

Бериллий карбидлари — BeC_2 ва Be_2C электр печда бериллий оксидни кўмир билан реакцияга кириштириш натижасида ҳосил бўлади:



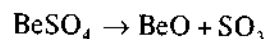
Be_2C — қизғиш тусли қаттиқ модда бўлиб, сув таъсирида парчаланиб метан ажратиб чиқаради. BeC_2 эса кукун ҳолидаги бериллийга 450 °C да ацетилен таъсир эттириб ҳосил қилинади:



BeC_2 сув таъсирида ацетилен ажратиб чиқаради.

Бериллий нитрид — Be_3N_2 юқори температурада (770—1400 °C да) бериллийнинг азот билан бирикиши натижасида ҳосил бўлади. Бериллий нитрид кислоталар таъсирида парчаланиб аммиак ажратиб чиқаради.

Бериллий оксид. BeO олиш учун бериллий оксидлантирилади ёки бериллий сульфат BeSO_4 парчаланаяди:



Бериллий оксиднинг элементлардан ҳосил бўлиш эн-
тальпияси $\Delta H^0 = -598 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг, 2530°C да су-
юқланади, у оловбардош модда бўлгани учун Zn, Cr, U
каби металлларни суюқлантиришда ишлатиладиган тигель
ва найларни тайёрлашда, ўтга чидамли материал сифати-
да, электрон найлар тайёрлашда, изоляцион материал
сифатида ишлатилади. Ядро техникасида нейтронларни
ютувчи ва улар тезлигини сустлатувчи сифатида қўллани-
лади.

BeO амфотер оксид, шунинг учун у асосли оксидлар
билан ҳам, кислотали оксидлар билан ҳам суюқлантирил-
ганда реакцияга киришади.

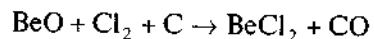
Бериллий гидроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$. Бериллий туз-
лари эритмасига аммиак таъсир эттирилса, бериллий гид-
роксид чўкмага тушади.

Янги ҳосил қилинган чўкма — $\text{Be}(\text{OH})_2$ амфотер модда
бўлиб, ишқорларда ҳам, кислоталарда ҳам осонлик билан
эрийди.

Бериллий тузлари. Бериллий тузлари бошқа иш-
қорий-ер металлларнинг тузлари каби сувда эрувчан бўла-
ди. Бериллий фторид BeF_2 бир неча модификацияга эга, у
шишасимон ҳолатга осонгина ўтади. Бериллий фторид сувда
яхши эрийди, 800°C дан юқори температурада буғлана
бошлайди.

Бериллий фториднинг сувдаги эритмалари KF ва NaF
лар билан $\text{K}_2[\text{BeF}_4]$, $\text{K}[\text{BeF}_3]$ таркибли комплекслар ҳосил
қилади. Бу комплекслар сувда яхши эриши билан алюми-
нийнинг шунга ўхшаш комплексларидан фарқ қилади. Бе-
риллийнинг алюминийдан ажратишда уларнинг бу хусу-
сиятидан фойдаланилади.

Бериллий хлорид BeCl_2 — сувда яхши эрийди-
ган рангсиз, гигроскопик, учувчан модда. Бериллий хло-
ридни олиш учун бериллий оксиди 700°C да кўмир ишти-
рокида хлор газидан реакцияга киритилади:



Бериллий хлорид сувдаги эритмадан $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ҳолида
кристалланади. Бериллий хлорид бир неча модификация-
да учрайди. Унинг модификацияларидан бири толасимон
тузилишга эга.

Бериллий галогенидларнинг паст температурада суюқ-
ланиши ва учувчанлиги уларни ковалент боғли моддалар-
га яқинлаштиради. Бунинг сабаби Be^{2+} иони радиусининг
пиҳоятда кичиклигидир. Бу ион радиуси барий иони радиу-
сидан қарийб тўрт марта кичик.

Шунга кўра бериллий иони кучли кутбловчи хоссага
эга. Бериллийнинг нитрат, сульфат ва бошқа тузлари ҳам
мавжуд.

Бериллий тузлари одатдаги температурада гидролизла-
нади; бу тузлар заҳарли, лекин ширин таъмли бўлади.

Х.З. МАГНИЙ — Mg.

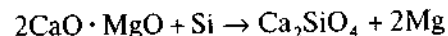
Табиатда магнийнинг учта изотопи бор: ^{24}Mg (78,6%),
 ^{25}Mg (10,11%), ^{26}Mg (11,29%), яна учта сунъий изотопи
ҳам маълум. Табиатда магний силикатли минераллар (**оли-
вин** Mg_2SiO_3), карбонатли минераллар (**доломит** —
 $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, **магнезит** — MgCO_3) ва хлоридлар
(**карналлит** — $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) ҳолида учрайди. Ден-
гиз сувида 0,38% га қадар MgCl_2 бўлади (баъзи кўлларда
эса MgCl_2 нинг миқдори 30% га етади).

Магний тузлари Каспий денгизиди, Қора-Бўғоз-Гўлда
ва Ўлик денгизда айниқса кўп учрайди.

Магний амальгамасини Деви 1808 йилда суюқланти-
рилган магний сульфатни электролиз қилиш натижасида
олиб, унга «магнезиум» номини берган. Сўнгра 1828 йилда
Бюсси суюқланган магний хлоридга калий буғлари таъсир
эттириб металл ҳолдаги магний олган.

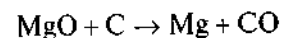
Олиниши. 1. Суюқлантирилган сувсиз магний хлоридни
электролиз, карналлит суюқлантирилиб $700\text{—}750^\circ\text{C}$ да
электролиз қилиш жараёни ўтказилади.

2. Металлотермик усулли магний олиш учун чўғ ҳолига
келтирилган доломит ферросилиций ёки алюмосилиций
билан қайтарилади:



Бу жараён электр печда $1200\text{—}1300^\circ\text{C}$ да вакуумда ўтка-
зилади.

3. Магний оксидни юқори температурада кўмир билан
қайтариш:



Жуда тоза магний олиш учун техник магний вакуумда қайта-қайта сублиматланади.

Хоссалари. Магний *s*-элементлар жумласига киради; унинг хоссалари бериллий хоссаларидан анча фарқ қилади, чунки магний атомида бўш валент орбиталлар мавжуд $Mg 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0 3d^0$. Магнийнинг металл хоссалари бериллий ва алюминийлардагига қараганда анча аниқ намоён бўлади.

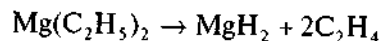
Магний ўз бирикмаларида ҳамма вақт икки валентли.

Магний кумушдек оқ енгил металл. У ҳавода оксидланганида хиралашади.

Магний совуқ сув билан реакцияга жуда суст киришади. Қайноқ сув билан реакцияга киришиб $Mg(OH)_2$ ни ҳосил қилади. Магний кислоталарда эрийди, лекин ёмон эрувчан маҳсулотлар $[MgF_2, Mg_3(PO_4)_2]$ ҳосил қиладиган кислоталарда магний кам эрийди. Ишқорлар магнийга таъсир этмайди.

Магний кўпчилик металллар билан ўзаро таъсирлашиб турли қотишмалар ҳосил қилади. Улардан бири «электрон» номли енгил қотишма бўлиб, унинг таркибида 3—10% Al, 0,2—3% Zn ва 87—94% Mg бор. Шунга кўра, металл ҳолдаги магний асосан **енгил қотишмалар** ишлаб чиқаришда қўлланилади. Унинг **магналий** номли қотишмаси (70—90% Al ва 30—10% Mg) нинг зичлиги 2—2,5 г·см⁻³ га тенг. Бундан ташқари магний металлургияда қимматбаҳо (уран, титан, ванадий, цирконий ва бошқа) металллар олишда қайтарувчи сифатида ишлатилади. Магний ёнганида ультрабинафша нурларга бой шуъла ҳосил қилади. Шунга кўра, у фотографияда ва мушакбозликда ишлатилади.

Магний бирикмалари. Магнийнинг водородли бирикмаси MgH_2 магний диметилнинг 175 °C да парчаланishi натижасида ҳосил бўлади:



Ундан ташқари 20 минг кПа босим остида 570 °C да магний (фақат катализатор — магний йодид иштирокида) водород билан ўзаро бирикади, лекин одатдаги шароитда водород билан бевосита бирикмайди.

Магний гидрид MgH_2 кукун ҳолидаги кумушранг қаттиқ модда. Бу моддада ионли боғланиш BeH_2 ва AlH_3 лардагига қараганда яққолроқ намоён бўлади.

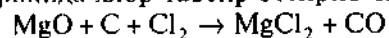
Магнийнинг яна гидрид-борат $Mg(BH_4)_2$ ва гидрид-алюминат $Mg(AlH_4)_2$ номли бирикмалари ҳам мавжуд.

Магний оксид MgO 2800 °C да суюқланадиган кристалл модда. Техникада бу маҳсулот магний карбонатни парчилан йўли билан олинади.

Магний оксиддан ўтга чидамли идишлар, тигель ва бошқа буюмлар тайёрланади.

Магний гидроксид $Mg(OH)_2$ сувда кам эрийди, ўрнини кучга ога бўлган асослар жумласига киради. Унинг эрувчанлик кўпайтмаси $EK=1,2 \cdot 10^{-11}$ моль·л⁻³, эрувчанлиги $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль·л⁻¹ га тенг.

Магний хлорид $MgCl_2$ магний оксидга кўмир иштирокида хлор таъсир эттириб олинади:



Унинг $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ таркибли кристалл гидрати денгиз сувидан олинади. Магний хлорид асосан **магнезиаль цемент** тайёрлашда қўлланилади. $MgCl_2$ нинг 30% ли эритмасини (аввал қиздириб тайёрланган) MgO билан қориштириш натижасида магнезиаль цемент ҳосил бўлади. Магнезиаль цемент юқори молекуляр модда, унинг формуласини $nMgO \cdot mMgCl_2 \cdot pH_2O$ шаклида ёзиш мумкин. Унинг оддий формуласи $MgOHCl$.

Магнезиаль цементнинг қипиқ билан аралашмаси **ксенолит** деб аталади. Ксенолит қурилиш ва изоляция материаллари сифатида ишлатилади.

Магний сульфат бир неча гидратлар ҳосил қилади, уларнинг иккитаси табиатда учрайди; биринчиси моногидрат $MgSO_4 \cdot H_2O$ — **кизерит** минерали; иккинчиси минерали гептагидрат $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ — **тахир туздир**. Кизерит тоштуз $NaCl$ га аралашган ҳолда учрайди; бу туз денгиз сувига ҳам тахир маза беради. 100 г сувда 15 °C да 33,8 г магний сульфат эрийди. 150—200 °C дагина сувсиз магний сульфат ҳосил бўлди. Магний сульфат, калий сульфат ҳамда калий хлорид ва бошқа тузлар билан бир қанча қўшалоқ тузлар ҳосил қилади.

Магний нитрат $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ жуда гигроскопик ва сувда яхши эрийдиган туз (25 °C да 100 г сувда 70 г эрийди). Сувсиз магний перхлорат $Mg(ClO_4)_2$ **ангидрон** газларни сув буғидан қуритишда ишлатилади.

Магний карбид MgC_2 (магний ацетиленид) га сув таъсир эттирилганда ацетилен ажралиб чиқади.

Магний нитрид Mg_3N_2 магнийни азот атмосфера-сида қиздириш натижасида олинади. Магний ҳавода ёнга-нида MgO билан бирга озроқ Mg_3N_2 ҳам ҳосил бўлади. Маг-ний нитридга сув таъсир эттирилса, у аммиак ҳосил қилиб парчаланadi.

Магнийнинг сувда ёмон эрийдиган тузлари қаторига $Mg_3(PO_4)_2$, $Mg_3(AsO_4)_2$, $MgCO_3$, MgF_2 ва бошқалар кира-ди.

Х.4. КАЛЬЦИЙ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Иккинчи IIA группачанинг s-элементларидан кальций, стронций, барий ва радий ишқорий-ер металллар группачасига ёки кальций группачасига киради. Ишқорий-ер металллар атамасининг келиб чиқиши шундаки, бу метал-ларнинг оксидлари (алкимёгарларнинг айтишларича «ер-лари») ишқорий реакцияга эга.

Ер қобиғида кальцийнинг олтига, стронцийнинг тўртта, барийнинг еттита турғун изотопи бор. Булардан энг кўп тарқалганлари ^{40}Ca (96,97%), ^{88}Sr (82,56%) ва ^{138}Ba (71,66%) дир. Табиий радий саккизта радиоактив изотопдан иборат.

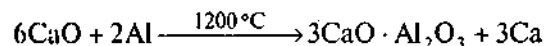
Табиатда кальцийнинг кўп қисми тоғ жинсларининг силикатлари ва алюмосиликатлари (гранитлар, гнейс-лар) ҳолида учрайди. Чўкинди тоғ жинслар ичида **оҳак-тош** ва **бўр** кўп тарқалган минералдир. Иккала модданинг таркиби ҳам $CaCO_3$ (кальцит) дан иборат.

Исландия шпати ва **мармар** ҳам кристалл кальцитдан иборат. Ангидрит $CaSO_4$ ва гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ каль-цийнинг кўп учрайдиган минералларидир. Кальций фто-рид (флюорит) ва апатитлар ҳам катта аҳамиятга эга. Кальций-магний бикарбонат $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ ва (қисман) темир бикарбонат $Fe(HCO_3)_2$ табиий сувнинг муваққат қаттиқлигини ташкил этади.

Стронцианит $SrCO_3$, **витерит** $BaCO_3$, **целестин** $SrCO_3$, барит (огир шпат) $BaSO_4$ — стронций билан барийнинг муҳим минералларидир. Радий эса уран рудаларида уч-райди.

Олиниши. Металл ҳолдаги кальций, стронций ва барий биринчи марта 1808 йилда Дэви томонидан электролиз йўли билан олинган.

Кальцийни олиш учун $CaCl_2$ билан CaF_2 аралашмаси-ни суяқлантириб электролиз қилинади. Бундан ташқари, вакуумда алюмотермия усули билан ҳам олинади:



IIIу усулларнинг ўзи стронций ва барий олишда ҳам қўлла-нилади.

Хоссалари. Кальций, стронций ва барий эркин ҳолда кумушсимон оқ металл. Ҳавода уларнинг сирти сариқ пар-ли билан қопланади. Кальций деярли қаттиқ; стронций ва барий қаттиқлик жиҳатидан қўрғошинга ўхшайди.

Металл ҳолидаги кальций, стронций ва барий ак-тив металлмаслар билан одатдаги шароитда бирикади. Азот, водород, углерод, кремний каби актив бўлмаган металлмаслар билан фақат кучли қиздирилганда бири-кади. Бу реакциялар экзотермик реакциялар жумласига киради. Металларнинг реакцияга киришиш қобилияти $Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba \rightarrow Ra$ қаторида ортиб боради. Булар бошқа металллар билан турли қотишмалар ҳосил қилади. Бу қотиш-маларнинг кўпи интерметалл бирикмалар жумласига ки-ради (масалан, $CaCO_3$).

Кальций, стронций, барий ва радий металлларнинг куч-ланишлари қаторида водороддан анча олдинда (чапла) туради. Улар ҳатто совуқда ҳам сув билан реакцияга кири-шади. Бу реакциялар шиддатли равишда содир бўлади ва реакция суръати $Ca-Sr-Ba$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сари ортиб боради. Ҳосил бўлган гидроксидларнинг сувда эрувчанлиги ҳам ($20^\circ C$ да) қуйидагича ортиб боради (моль $\cdot$ л $^{-1}$):

$Be(OH)_2$	$Mg(OH)_2$	$Ca(OH)_2$	$Sr(OH)_2$	$Ba(OH)_2$
$4 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$6 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-1}$

Ишқорий-ер металллар эркин ҳолда актив моддалар бўлганлиги учун улар керосин остида ёки кавшарлаб бер-китилган идишларда сақланади.

Бирикмалари. Кальций, стронций, барий ҳамда радий оксидлари, галогенидлари, сульфидлари ва бошқа бирик-малари одатдаги шароитда ионли бирикмалардир. Улар-нинг барқарорлиги $Ca-Sr-Ba-Ra$ қаторида ортиб боради.

Бу элементларнинг галогенидлари, нитратлари ва бошқа тузлари деярли гидролизланмайди.

Ишқорий-ер металлларнинг бирикмалари сув билан гидратлар ҳосил қилади. Масалан, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

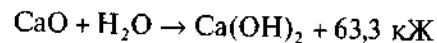
Ишқорий-ер металлларнинг галогенидлари аммиак билан бирикиб аммиакатлар ҳосил қилади, масалан, $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$, $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$ ва $[\text{Ba}(\text{NH}_3)_8]\text{I}_2$. Бу аммиакатларнинг барқарорлиги кальцийдан барийга ўтган сари заифлашади. Улар сув таъсирида парчаланаяди.

Бу элементларнинг водородли, кислородли бирикмалари, гидроксидлари ва тузлари катта аҳамиятга эга.

Кальций гидрид CaH_2 , стронций гидрид SrH_2 ва барий гидрид BaH_2 , металлларнинг юқори температурада водород билан бевосита бирикишидан ҳосил бўлади.

Бу элементларнинг оксидлари (ЭО) карбонатларни термик парчалаш орқали олинади.

Оксидлар сув билан шиддатли реакцияга киришади, масалан:



Гидратланиш иссиқлиги $\text{CaO} \rightarrow \text{SrO} \rightarrow \text{BaOH}$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сари ортади. CaO — **оҳак**, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — **сўндирилган оҳак** номи билан юритилади. Барий гидроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — **барит суви** деб аталади. У аналитик кимёда CO_2 ни аниқлашда қўлланилади. Кальций гидроксид қурилишда ишлатилади, у кўриш давомида ҳаводан CO_2 ни ютиб CaCO_3 га айланади. Кальций бирикмаларидан цемент, оҳак, гипс, лой ва ҳоказолар қурилишда қовуштирувчи материал сифатида ишлатилади.

Цементлар ўз таркиби жиҳатидан, асосан, кальций силикат ва кальций алюминатлардан иборат. Цементлар таркибига кирувчи икки элемент Si ва Al гетерозанжирли полимерлар ҳосил қилишга мойил элементлардир. Бу занжирлар асосини $-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-$ ва $-\text{Al}-\text{O}-\text{Al}-$ боғланишлар ташкил этади.

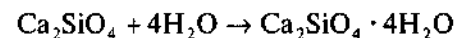
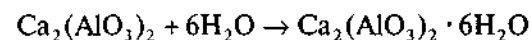
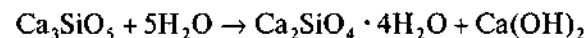
Портландцемент тайёрлаш учун хомашё сифатида 3 масса қисм оҳактош билан 1 масса қисм тупроқ (гил) аралаштирилади ва ҳосил бўлган аралашма $1400-1500^\circ\text{C}$ да пиширилади. Бунда гил ва оҳактошдан углерод(II) оксид ва сув чиқиб кетади. Суюқ фазада борадиган реакциялар натижасида кальций алюминат (масалан, $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$,

$4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), кальций силикат (масалан, $\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$) ҳосил бўлади. Суюқ фаза кристалланиб шинасимон модда — **клинкер** ҳосил бўлади. Клинкер тегирмонда майдаланиб қопларга жойланади, бу портландцемент сифатида қурилиш мақсадида ишлатиш учун юборилади.

Портландцемент таркибида: CaO — 58—66%, SiO_2 — 18—26%, Al_2O_3 — 4—12%, SO_3 — 0,5—2,5%, MgO — 1—5%, Fe_2O_3 — 2—5%, Na ва K — 0—2% бор. Цемент таркибида «асосий» оксидлар миқдорининг «кислотали» оксидлар миқдorigа нисбати — **цементнинг гидравлик модули** деб аталади:

$$\frac{\text{CaO}}{\text{SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3} = 1,7$$

Силикат цементнинг «қотиш» ида, асосан, қуйидаги гидратланиш реакциялари содир бўлади:



Цемент халқ хўжалиги учун жуда зарур маҳсулотдир.

Х.5. СТРОНЦИЙ — Sr

Табиатда барқарор изотопларининг масса сонлари 84, 86, 87, 88 га тенг. Электрон конфигурацияси KLM 4s²4p⁶5s². Унинг муҳим минераллари **стронцианит** SrCO_3 ва **целестин** SrSO_4 лардир.

Табиий стронций: ⁸⁴Sr (0,55%); ⁸⁶Sr (9,87%); ⁸⁷Sr (0,02%) ва ⁸⁸Sr (82,56%) изотоплардан иборат.

Стронций олиш учун KCl ва SrCl₂ аралашмаси суюқлантирилиб, электролиз қилинади. Стронций металлларнинг кучланишлар қаторида қалайга қараганда ўнроқда жойлашганлиги учун KCl билан SrCl₂ аралашмаси электролиз қилинганда катодда стронций ажралиб чиқади. Стронцийни алюминотермик усулда ҳам олиш мумкин.

Бунинг учун стронций оксид билан алюминий қукуни юқори температурада қиздирилади. Реакция натижасида ҳосил бўлган стронций сублиматланади; унинг буғлари вакуум ускунасининг совуқ деворларида кристалланади.

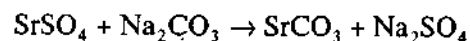
Стронций кумуш каби оқ металл, у марказлашган куб шаклида кристалланади.

Стронций оксид — SrO 2430°C да суюқланади. У экзотермик моддалар жумласига киради, $\Delta H^0 = -590,4 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$. SrCO_3 ва $\text{Sr(NO}_3)_2$ ларни қиздириш натижасида SrO ҳосил бўлади.

Стронций тузлари. Стронций фторид SrF_2 сувда CaF_2 га қараганда кўпроқ эрийди. Стронций хлорид олти молекула сув билан бирга кристалланади: $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; стронцийнинг оксиди, гидроксиди ёки карбонатини хлорид кислотатада эритиш натижасида стронций хлорид ҳосил бўлади. $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ худди $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ каби кристалланади, лекин унга қараганда сувда камроқ эрийди (20°C да 100 г сувда $53,9 \text{ г}$ SrCl_2 эрийди). Стронций бромид, стронций йодид сувда ҳам, спиртда ҳам яхши эрийди. Стронций аммиак билан $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_2$ таркибли комплекс бирикма ҳосил қилади.

Стронций нитрат $\text{Sr(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ сувда яхши эрувчан туз (20°C да 100 г сувда 70 г эрийди), стронций ва барий нитратлар спиртда эрмайди, лекин кальций нитрат спиртда эрийди. Бундан фойдаланиб анализда кальцийни барий ва стронцийдан ажратилади.

Стронций карбонат целестинни сода билан суюқлантириб олинади:



Стронций гидроксид қанд ишлаб чиқаришда патокада қолиб кетган қандни ажратиб олишда ишлатилади. Бунда патокага стронций гидроксид қўшилганда $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \text{SrO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ таркибли қийин эрувчан модда ҳосил бўлади. Бу моддага карбонат ангидрид юборилса стронций карбонат ҳосил бўлиб, қанд эритмада қолади.

Стронций тузлари алангани қирмизи-қизил рангга бўяйди. Шунга кўра, стронций тузлари мушакбозликда ва бенгал алангалари ҳосил қиладиган материаллар тайёрлашда ишлатилади.

Х.6. БАРИЙ — Ba

Барқарор изотопларининг масса сонлари 130, 132, 134, 135, 136, 137, 138. Барийнинг еттида изотопи сунъий йўл билан ҳосил қилинган. Электрон конфигурацияси $\text{KLM } 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$, $Z=56$.

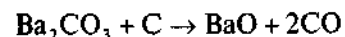
Барийни XVIII асрда Шееле оғир шпатнинг таркибий қисми сифатида кашф этган. Металл ҳолдаги дастлаб суюқлантирилган барий хлоридни электролиз қилиш йўли билан олинган (Дэви). Барий табиатда, асосан, **оғир шпат** BaSO_4 ҳолида ва камроқ миқдорда **витерит** BaCO_3 минерали ҳолида учрайди. Унинг табиий изотоплари ичида энг барқарори ^{138}Ba бўлиб, у табиий барийнинг 71,66% ини ташкил қилади.

Соф барий BaO дан алюминотермия ёки кремнийтермия усулида олинади. Ундан ташқари, барий хлориднинг сувдаги эритмасини симоб катод билан электролиз қилиш натижасида ҳам барий олинади. Катодда ҳосил бўладиган барий симобда эриб амальгама ҳолатига ўтади. Сўнгра барий амальгамадан ажратиб олинади. Барий ҳам стронций каби актив элемент бўлганлиги учун керосин остида сақланади.

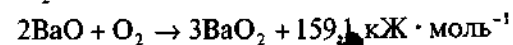
Барий кумуш каби оқ, юмшоқ, ялтироқ металл. Барий метали ёнлари марказлашган куб ҳолида кристалланади. Барий актив металлмаслар билан реакцияга жуда яхши киришади. У ҳавода тезда оксидланади. Водород, азот, углерод, кремний каби пассив металлмаслар билан эса фақат қиздирилганда реакцияга киришади. Барий қиздирилганида жуда кўп металллар билан бирикиб, интерметалл бирикмалар ҳосил қилади.

Барий оксид кучли асос хоссасига эга. У тош тузи каби кристалл тузилишда бўлади. Барий оксид экзотермик модда ($\Delta H^0 = -558,1 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$). Унинг суюқланиш температураси 1920°C га тенг. Барий оксид барий карбонат ёки барий нитратни қиздириш йўли билан ҳосил қилинади.

Техникада барий оксид олиш учун кўпинча барий карбонат кўмир билан бирга қиздирилади:



Барий оксид оқ кукун модда, у, асосан, барий гидроксид ва барий пероксид олишда ишлатилади. Барий оксид ҳавода қиздирилса, кислород билан бирикиб барий пероксид BaO_2 ҳосил қилади:

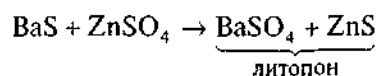


Барий пероксид билан магний кукунидан тайёрланган аралашма термитни ёндиришда ёнилғи сифатида ишлатилади.

Барий оксид сув билан аралаштирилса барий гидроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлади. Барий гидроксид ҳам худди стронций гидроксид каби қанд саноатида ишлатилади.

Барий гидроксид олатдаги шароитда $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади. Барий гидроксиднинг тўйинган эритмаси **барит суви** деб аталади. У кучли ишқор.

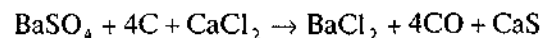
Барий сульфид **литопон** номли оқ бўёқ олишда ишлатилади:



Литопонни худди кўрғошин оқ бўёқ каби олиф мойга қориб ишлатилади. Литопон вақт ўтиши билан қорайиб кетмайди, чунки у ҳаводаги H_2S билан реакцияга киришмайди.

Барий тузлари ҳосил қилиш учун хомашё сифатида барий сульфат ва барий карбонатдан фойдаланилади.

Масалан, барий хлорид олиш учун BaSO_4 ва CaCl_2 иштирокида кўмир билан қайтариледи:



Барий хлорид $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ сувда яхши (0°C да 100 г сувда 59 г) эрийди. Барий бромид ва барий йодид ҳам сувда яхши эрийди (0°C да 100 г сувда 98 г BaBr_2 ва 170 г BaI_2). Улар ҳам икки молекула сув билан бирга кристалланади.

Лекин барий фторид сувсиз кристалланади (BaF_2 ҳолида). У сувда кам (10°C да 100 г сувда 0,17 г BaF_2) эрийди.

Барий нитрат 12°C дан юқори температурада сувсиз: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ҳолида кристалланади. 0°C да 100 г сувда 8,7 г, 100°C да 100 г сувда 100 г барий нитрат эрийди. Барий нитрат мушакбозликда ишлатилади, чунки бу модда алангани яшил тусга бўяйди. Барийнинг барча эрувчан тузлари заҳарли.

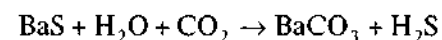
Барий сульфат сувда жуда кам (20°C да 100 г сувда 0,2 мг) эрийди. Шунинг учун барийнинг бор-йўқлиги SO_4^{2-} ионлари билан ва аксинча, сульфатларнинг бор-йўқлиги Ba^{2+} ионлари билан синаб кўрилади.

BaSO_4 ҳавода ўзгармайди. Шунинг учун оқ бўёқ тайёрлашда ишлатилади. У органик лок ва бўёқларга қўшилади, қоғоз тайёрлашда қўлланилади (қоғоз сиртини силқилайди). Барий сульфат рентген нурларини ютади, шу-

нинг учун ошқозон ва ичакларни рентген нурлари билан текширишда беморга BaSO_4 дан тайёрланган бўтқа ичирилади.

Барий карбонат BaCO_3 табиатда **витерит** ҳолида учрайди. Сувда оз (180°C да 100 г сувда 2 мг), HCl ва HNO_3 ларда яхши эрийди. Эмаль тайёрлашда ишлатилади.

Қиздирилганда CO_2 чиқариб парчаланади. Олиниш реакцияси:



дан иборат.

Барий карбид BaC_2 худди кальций карбид каби олинади ва у билан изоморф кристаллар ҳосил қилади.

Х.7. РАДИЙ — Ra

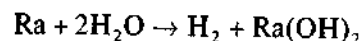
Электрон конфигурацияси KLMN $5s^25p^65d^{10}6s^26p^67s^2$, $Z=88$.

Радий ўз хоссалари билан ишқорий-ер металлларга, айниқса, барийга жуда ўхшайди. Радий табиатда жуда кам учрайди, у 1898 йилда М. Складовская ва П. Кюри томонидан кашф этилган иккинчи радиоактив элементдир (биринчи полоний). У табиий уран — радиоактив емирилиш қаторининг аъзоларидан бири. Радийга бой минераллар **чирксимон уран рудаси** U_3O_8 Конгода ва Чехословакияда Иохимсталь деган жойда учрайди, **карнотит** $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{UO}_3 \cdot \text{V}_2\text{O}_5 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ Ўрта Осиёда, АКШ да, Канадада, Африкада учрайди. Африка карнотитининг бир тоннасида 25 мг, Канада карнотитининг бир тоннасида эса 150 мг радий бўлади. Уран рудасининг бир тоннасида 0,2 г гача радий бўлади. Ҳозирча бутун дунёда олинган радийнинг миқдори бир неча килограммдан ошмайди.

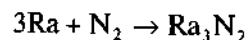
Радийнинг 14 та изотопи бор. Улардан энг машҳури ^{226}Ra бўлиб, унинг ярим емирилиш даври 1620 йил. Бир грамм радий соатига 573 Ж иссиқлик чиқаради.

Таркибида радий бўлган табиий рудалардаги радийни ажратиш олиш учун унга аввал барий тузлари қўшиб радий ва барий сульфатлар ҳолида бирга чўктирилади, сўнгра бу сульфатлар бромидларга айлантирилади. BaBr_2 га қараганда RaBr_2 нинг сувда ёмон эришидан фойдаланиб, иккала металл бромидлари майдалаб кристаллаш орқали бири-биридан ажратилади. Ҳозирги вақтда радийни барийдан ажратиш учун ионитлардан фойдаланилади.

Металл ҳолдаги радий 1910 йилда М. Кюри ва А. Дебьерн томонидан радий тузларини симоб катод ёрдамида электролиз қилиш йўли билан амальгамадан олинган. Соф радий ҳавода тез оксидланадиган кумушдек оқ юмшоқ металл, унинг зичлиги $6 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, 960°C да суюқланади, 1140°C да қайнайди. Сувни парчалаб $\text{Ra}(\text{OH})_2$ га айланади:



Радий гидроксид кучли ишқорлар жумласига киради. Радий тузларидан радий фторид, радий карбонатни HF кислотада эритиш орқали олинади. Радий хлорид радий сульфатга HCl таъсир эттириб олинади, у $\text{RaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ҳолида кристалланади. Ҳаво азоти билан бирикиб радий нитрид ҳосил қилади:



Радий бромид $\text{RaBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ барий бромид билан изоморфдир. Радий сульфат RaSO_4 сувда барий сульфатга қараганда ёмонроқ эрийди.

Радий ва унинг бирикмаларидан ҳозирги вақтда турли мақсадларда, масалан, нур тарқатувчи бўёқлар тайёрлашда, металлларни ү — нурлар билан текширишда ва тиббиётда фойдаланилади.

XI боб

ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ УЧИНЧИ ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

XI.1. ГРУППАНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Даврий системанинг учинчи группаси бош ва ёнаки группачалардан иборат. Бош группачани типик элементлар (бор В, алюминий Al), галлий группачаси (галлий Ga, индий In, таллий Tl) ва ёнаки группача — скандий группачаси (яъни скандий, иттрий Y, лантан La ва актиний Ac) ташкил этади. Лантаноид (церий группачаси) ва актиноидлар (торий группачаси) ҳам учинчи группага жойлашган. Ҳаммаси бўлиб, бу группада 37 та элемент бор. Уларнинг 36 таси металл ва фақат биттаси, бор — металлмас. У яримўтказгичлар қаторига киради.

IIIA группачадаги элементларининг оксидланиш даражаси +3 га тенг, фақат таллийнинг оксидланиш даражаси

+1 га +3 бўлади. Даврий системанинг биринчи группачасидан учинчи группачасига ўтган сари гидроксидларнинг асосли хоссалари сусайиб боради. LiOH — кучли асос. $\text{Be}(\text{OH})_2$ — амфотер бирикма, $\text{Be}(\text{OH})_3$ — эса кислота хоссаларини намоён қилади.

Al^{3+} дан Tl^{3+} га ўтган сари ион радиуслари катталашади, шу сабабли $\text{Al}(\text{OH})_3$ — $\text{Ga}(\text{OH})_3$ — $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — $\text{Tl}(\text{OH})_3$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин гидроксидларнинг асосли хоссалари кучайиб боради. Лекин бу хоссанинг кучайиши ниҳоятда сустлик билан содир бўлади. Чунончи, $\text{Al}(\text{OH})_3$ — амфотер модда, $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ҳам амфотер, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ да асос хосса озгина устунроқ бўлади, лекин барибир у ҳам амфотер модда. $\text{Tl}(\text{OH})_3$ да амфотер хосса ниҳоятда кучсиз ифодаланган.

III A группачадаги элементларининг бундай хоссаларга эга бўлиши уларнинг атом ва ионлари тузилишига боғлиқ; В, Al, Ga, In, Tl атомларининг сиртқи электрон поғона тузилиши бир-бириникига ўхшайди; ҳаммасида ҳам s^2p^1 — электронлар бор. B^{3+} , Al^{3+} ионларининг тузилиши нодир газ атомлари тузилишига ўхшайди. Бу иккала ионнинг сиртқи поғонасида саккизтадан электрон бор, лекин Ga^{3+} , In^{3+} ва Tl^{3+} ионларининг сиртқи поғонасида 18 тадан электрон бор. Бу 18 электроннинг 10 таси d-электрон, 6 таси p-электрон ва икkitаси s-электронлардир.

Шунинг учун ион радиусларининг катталашуви Al^{3+} дан кейин жуда ҳам сустлашади; $\text{E}(\text{OH})_3$ бирикмаларининг асосли хоссаларининг суст ўсиб боришига сабаб ҳам ана шунда.

Бу ўринда ҳам худди II группачадаги каби «диагонал» ўхшашлик намоён бўлади; $\text{Al}(\text{OH})_3$ нинг хоссалари $\text{Be}(\text{OH})_2$ никига ўхшайди; ундан ташқари, В билан Si орасида ҳам диагонал ўхшашлик бор.

Яна шуни айтиб ўтиш керакки, учинчи группа бош группача элементлари ичида таллий алоҳида вазиятни эгаллайди. Унинг TlOH таркибли гидроксиди кучли асос. Таллийнинг оксидланиш даражаси +1 га тенг бўлишининг сабаби шундаки, атом радиуси ортган сари s-электронлар билан p-электронлар энергияси орасида энергетик айирма кучая боради. Шунга кўра, Tl нинг p-электрони биринчи навбатда валент электронга айланиб кетади (бу ҳол VI даврнинг бошқа элементларида ҳам рўй беради). Аммо

индийда ҳам, галлийда ҳам бу ҳодиса содир бўлмайди. Шунинг учун галлий асосан Ga^{3+} ҳолатда бўлади. Ga^{+} иони кучли қайтарувчи бўлгани ҳолда, Tl^{3+} иони кучли оксидловчидир. ТЮН таркибли гидроксида кучли асос бўлишининг сабаби эса Tl^{+} ионининг катта радиусли ва кичик зарядли эканлигидан келиб чиқади.

XI.1.-жадвалда III A бош группача элементларининг асосий хоссалари келтирилган

XI.1.-жадвал

Даврий система IIIA группача элементларининг асосий физик хоссалари

Хоссалари	B	Al	Ga	In	Tl
Ер қобиғидаги микдори (масса улуши % ларда)	$3 \cdot 10^{-4}$	8,8	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$4,5 \cdot 10^{-3}$
Валент электронлар конфигурацияси	$[He]2s^2 2p^1$	$[He]3s^2 3p^1$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^1$	$[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$
Атом радиуси, нм	0,91	0,143	0,130	0,166	0,171
Θ^{3+} ион радиуси, нм	0,023	0,062	0,062	0,092	0,105
Ионланиш потенциаллари, В					
$I_1 : \Theta \rightarrow \Theta^{+} + e$	8,298	5,986	5,998	5,786	6,108
$I_2 : \Theta \rightarrow \Theta^{2+} + e$	25,155	18,828	20,514	18,869	20,426
$I_3 : \Theta^{2+} \rightarrow \Theta^{3+} + e$	370,930	28,447	30,71	28,03	20,83
НЭМ	2,0	1,5	1,6	1,7	1,6
Суюқланиш температураси, °C	2040	660,2	29,8	156,2	302,5
Қайнаш температураси, °C	2550	2270	2070	2075	1457
Зичлиги, г·см ⁻³	2,46	2,7	5,90	7,31	11,85
$E^{\circ}(\Theta^{+}/\Theta)$, В	—	-1,622	-0,05	-0,343	+0,71
$E^{\circ}(\Theta^{3+}/\Theta)$, В	—	—	—	-0,25	-0,336

III группа кўриб чиқилганда қуйидаги хулосаларни келтириш мумкин:

1. Бор В elementi ўзининг хусусиятлари (юқори температурада суюқланиши, реакцияларга нисбатан пассив қатнашини ва металлмас бўлганлиги) туфайли III группанинг бошқа элементларидан фарқ қилади.

2. Бу элементларнинг ҳаммаси ҳам уч валентли бўлади, фақат таллий 1 валентлик ҳолатига ҳам эга бўлади.

3. Бу группача барча металллар (Al дан бошқалари) — галлий, индий, таллий осон суюқланади, айниқса индий ва таллий ниҳоятда юмшоқ металллар жумласига киради.

4. Уларнинг атом массаси ортган сари гидроксидларининг асослик хоссалари кучаяди.

5. Бу группачадаги Al, Ga, In, Tl металллар кимёвий реакцияларда жуда катта активлик кўрсатади (улар кислоталар, ишқорлар ва гелогенлар билан реакцияларга осон киришади).

6. Алюминий ва галлийнинг сиртида кўзга кўринмас барқарор оксид (ҳимоя) парда мавжуд, лекин таллийда бу парда ҳатто нам ҳаво таъсиридан емирилиб кетади, шу сабабли таллийни керосин остида сақланади.

7. Al, Ga, In, Tl нинг кўпчилик тузлари гидролизга йўлиқади, фақат бир валентли таллий тузларида барқарорлик намоеён.

8. Галлий, индий ва таллийнинг бирикмалари алангани қуйидагича рангга бўйайди:

Галлий — бинафша ранг ($\lambda = 417,1$ ва $403,1$ нм)

Индий — ҳаворанг ($\lambda = 451,1$ ва $410,1$ нм)

Таллий — яшил ранг ($\lambda = 535,1$ нм)

8. Галлий elementi даврий жадвалда 10 та кайносиметрик 3d-металллар кетидан ўрин олади. Шу сабабдан d-киришим галлийга ўз таъсирини кўрсатади. Натижада галлийнинг атом радиуси ҳатто алюминий атомининг радиусидан ҳам кичик бўлади.

III B группача элементларининг (скандий, иттрий, лантан, актинийларнинг) оксидланиш даражалари ҳам +3 га тенг, уларнинг гидроксидлари ҳам $\Theta(\text{OH})_3$ формулага эга.

Скандий, иттрий, лантан ва актиний атомларининг тузилиши бор ва алюминий атомларининг тузилишига ўхшамайди, лекин B^{3+} , Al^{3+} , Sc^{3+} , V^{3+} , La^{3+} , ва Ac^{3+} ионларининг сиртқи қават тузилиши бир-бирига ўхшайди, бу ионларнинг сиртқи қават тузилиши нодир газ атомларининг сиртқи қават тузилишига ўхшайди; ҳаммасининг сиртқи

қи қаватида ҳам 8 тадан (фақат V^{3+} да иккита) электрон бўлади. Шунинг учун ҳам $B(OH)_3-Al(OH)_3-Sc(OH)_3-La(OH)_3-Ac(OH)_3$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин асосли хоссалар тезда кучайиб боради. $Sc(OH)_3$ кучсиз асос бўлгани ҳолда $La(OH)_3$ кучли асосдир. La^{3+} ва Ac^{3+} ионларининг радиуслари катта бўлганлиги сабабли, уларнинг гидроксидларида $\Theta-O$ боғланиши кучсиздир, шунинг учун ҳам бу асослар ўзларининг кучли жиҳатидан IIА группача элементлари гидроксидларига яқин туради.

Лантаноидлар оиласини ташкил эрувчи 14 та элемент ўз хоссалари жиҳатидан бир-бирига ўхшайди. Бу элементларнинг оксидланиш даражаси +3 га тенг. Церий учун бундан ташқари +4 оксидланиш даражаси ҳам маълум. Лантаноидларнинг $\Theta(OH)_3$ таркибли гидроксидларида амфотерлик намоён бўлмайди. Бу гидроксидларнинг асосли хоссалари $Ge(OH)_3$ дан $Lu(OH)_3$ га ўтган сайин заифлашиб боради, чунки ионларнинг радиуси Ce^{3+} ва Lu^{3+} га ўтган сари кичиклашади, ион радиусларнинг бу каби кичиклашиши «лантаноид киришим» номини олган. Ce^{4+} ионининг радиуси Ce^{3+} ионининг радиусига қараганда кичик бўлгани учун $Ce(OH)_3$ да асосли хоссалар кучсизроқ ифодаланган, унда амфотерлик хоссалар ҳам намоён бўлади.

Актиноидларнинг оксидланиш даражаси +2 дан +4 га қадар бўлади. Лекин тартиб рақами ортган сайин актиноидлар учун +3 га тенг бўлади оксидланиш даража асосий ўринни эгаллай бошлайди.

Торийнинг оксидланиш даражаси +4 га тенг. $Th(OH)_4$ га амфотерик хусусият мансуб эмас, у фақат асос хоссаларини намоён қилади. Бу ҳодиса Th^{4+} ионининг радиуси катта эканлиги билан изоҳланади.

Ураннинг оксидланиш даражаси кўпинча +6 га тенг бўлади. Унинг гидроксиди $UO_2(OH)_2$ таркибга эга, у уранил гидроксид номи билан киритилади. Бу модда амфотер хоссага эга. Лекин унинг асосли хоссалари кислотали хоссаларидан устун туради. Шунинг учун $UO_2(OH)_2$ ишқорлар билан суюқлантирилганда, кислоталар билан сувдаги эритмаларда реакцияга кириша олади. Уранил гидроксидда UO_2^{2+} таркибли катион бор. Бу ион бошқа анионлар билан ҳам бирикмалар ҳосил қила олади, масалан, UO_2Cl_2 — уранил хлорид, $UO_2(NO_3)_2$ — уранил

нитрат ва ҳоказо. Юқори оксидланиш даражасига эга бўлган бошқа элементларда ҳам UO_2^{2+} га ўхшаш мураккаб таркибли ионлар ҳосил қилиш қobiliятини учратамиз. Масалан, сульфат кислотанинг формуласини $SO_3(OH)_2$ шаклида ёзиш мумкин. Шунингдек, SO_2F_2 , SO_2Cl_2 таркибига эга бирикмалар ҳам маълум. Булар ўз таркиблари билан уранилнинг тузларини эслатади. Лекин таркибида SO_2^{2+} бўлган бирикмаларнинг сони жуда оз. UO_2^{2+} ли бирикмаларнинг сони эса жуда кўп. Бунинг сабаби шундаки, шартли S^{6+} иони радиуси кичик (0,03 нм), U^{6+} нинг радиуси эса анча катта (0,08 нм). Шунга кўра, S^{6+} иони ўз атрофида иккита эмас, тўртта кислород атомини жойлаштира олади: SO_4^{2-} иони UO_4^{2-} ионидан кўра мустаҳкам иондир.

Уранил гидроксид амфотер хоссага эга бўлгани учун уни ишқор билан суюқлантирилганда ураниллар (масалан, Na_2UO_4) ва диуранатлар (масалан, $Na_2U_2O_7$) ҳосил бўлади.

Плутонийнинг оксидланиш даражаси, асосан +4 га тенг. Актиноидлар оиласида торийдан лоуренцийга ўтган сайин тўрт валентлик мусбат ионларнинг радиуслари кичиклашиб боради. Бу ҳодиса лантаноидлар оиласидаги «лантаноид киришим» ни эслатади. Шунга кўра Pu^{4+} ионининг радиуси Th^{4+} ионининг радиусидан кичикдир.

$Th(OH)_4$ га қараганда $Pu(OH)_4$ нинг асосли хоссалари кучсизроқ ифодаланган.

XI.2. БОР — В

Табийй барқарор изотопларнинг масса сонлари 10 (табиатдаги борнинг 18,45 % ни ташкил этади) ва 11 (табиатдаги борнинг 81,55 %). Электрон конфигурацияси $K2s^22p^1$.

Борни дастлаб Гей-Люссак ва Тенар 1808 йилда борат ангидридни натрий метали билан қиздириб олишга муваффақ бўлдилар. Борнинг номи арабча «борак», яъни «танакор» сўзидан олинган.

Тоза борнинг учта кристалл шакл ўзгариши маълум; тетрагонал системадаги борнинг солиштирма массаси $d=2,31$ г·см⁻³, ромбик борнинг солиштирма массаси 2,35 г·см⁻³. Бор кристалл модда, 204 °С да суюқланади, 2550 °С да қайнайди. Бор яримўтказгич бўлиб, унинг уй температурадаги электр токига қаршилиги температура ошганда камаяди. Бор

диамагнит модда. У дастлаб «аморф» ҳолатда ҳосил бўлади. Аморф борни металлларда эритиб, кристалл ҳолдаги бор олинади. Қаттиқлик жиҳатидан бор олмосдан кейинги биринчи ўринни эгаллайди.

Борнинг табиатда учрайдиган асосий минераллари **борат кислота** H_3BO_3 ва унинг тузлари: **бура** $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, ашарит $MgHBO_3$ ва бошқалардир. Бура Калифорниянинг баъзи туз конларида учрайди, бор минераллари Жанубий Уралда, Ғарбий Қозоғистоннинг Индер кўли яқинида, Кавказда ва Керчь ярим оролида учрайди.

Тоza бор BBr_3 ни кварц найда $800-1000^\circ C$ да водород билан қайтариш орқали ёки бор галогенидларини вольфрам ёки тантал сими юзасида $1300^\circ C$ да парчалаш йўли билан олинади. Бор оксиди магний билан қайтарилаганида кўнгир тусли аморф ҳолдаги бор олинади.

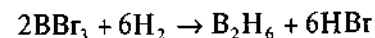


Боратларни электролиз қилиш йўли билан ҳам бор олинади. Бор одатдаги шароитда фақат фтор билан, қаттиқ қиздирилганда кислород, азот, олтингурут ва бошқа металлмаслар билан бирикади. Суюлтирилган кислоталарда бор эримайди. Бор $1300-2000^\circ C$ да нодир газ атмосфера-сида кўпчилик (ишқорий металллардан бошқа) металлар билан **боридлар** ҳосил қилади.

Боридларнинг умумий формуласи Me_xB_y (бунда x ва y бутун сонлар, Me — металл атоми). Боридларда металл боғланиш ковалент боғланиш билан мураккаблашган бўлади. Шу сабабли бир металлнинг бир неча бориди бўлиши мумкин. Агар боридда бор атомларининг миқдори нисбатан кам бўлса, борид молекулалари бир-биридан ажралган ҳолда мавжуд бўлади: бор атомлари кўп бўлганда эса борид молекулалари ўзаро занжир, тўр ва каркас шаклда полимерланади. Оғир металлларнинг боридларидаги кимёвий боғланишда фақат валент электронларгина эмас, балки металл атомининг d -орбиталларидаги электронлар ҳам иштирок этади. Бунинг натижасида жуда мустаҳкам кимёвий боғланиш вужудга келади. Шунга кўра, боридлар жуда қаттиқ ва қийин суюқланувчан моддалардир. Хром, цирконий, титан, ниобий ва тантал боридлари саноатда реактив двигателларнинг қисмларини ясашда ишлатилади. Барий, лантан ва церий боридлари электрон асбоблар қаттолари учун керакли материалдир.

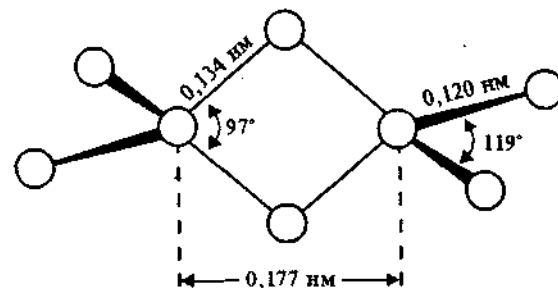
Бор гидридлари таркиби B_nH_{n+4} ва B_nH_{n+6} формулалар билан ифодаланади. Масалан, **диборан** B_2H_6 , **тетраборан** B_4H_{10} , **декаборан** $B_{10}H_{14}$ ва ҳоказо.

Диборан BBr_3 ни паст босимда водород билан қайтариш орқали олинади:



Магний боридни суюлтирилган HCl да эритиб тетраборан олинади. BH_3 таркибли боран олинган эмас.

Бор гидридлар электрон танқис бирикмалар жумласига кириди. Уларда атомлар орасидаги кимёвий боғланишлар сони электрон жуфтлари сонидан ортиқ бўлади. Масалан, B_2H_6 да атомлар орасидаги боғланишлар сони 8 та уларни боғловчи электронларнинг умумий сони 12 та.

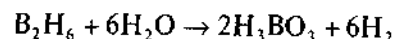


Бинобарин, валент боғланишлар назарияси бор гидридларнинг тузилишини талқин қилиш учун қўлланилмайди.

Агар валент боғланишлар назарияси бу бирикмада қўлланилганда, бор гидридларнинг биринчи вакили BH_3 бўлиши керак эди. Ҳақиқатда BH_3 таркибли моддани олиб бўлмайди, B_2H_6 бор гидридларининг биринчи вакили эканлиги аниқланади. Шунинг учун бор гидридлар тузилишини фақат молекуляр орбиталлар назарияси асосида уч марказли боғланиш юзага чиқиши билан тушунтириш мумкин бўлади. Масалан, B_2H_6 молекуласини иккита BH_2 ва иккита H дан ташкил топган деб қараш мумкин; иккита водород атоми иккита BH_2 группани бир-бири билан боғлаб, кўприк вазифасини ўтайди. Бинобарин, битта водород атоми билан иккита бор атоми орасида уч марказли боғланиш юзага келиб чиқади, чунки иккита BH_2 битта водород атоми билан бирикканда ҳар қайси заррача биттадан молекуляр орбитал ҳосил қилиши сабабли система-

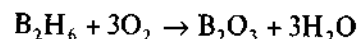
да учта молекуляр орбитал юзага чиқади. Уларнинг бири боғловчи, иккинчиси бўшаштирувчи ва учинчиси боғла-майдиган орбиталдир.

Уч марказли боғланиш ҳақидаги тасаввур асосида $(F-H-F)^-$ иони, $[Be(CH)_2]_n$ таркибли полимер ва бошқа моддаларнинг тузилишини талқин қилиш мумкин. Баъзи электрон танқис моддаларда тўрт, беш ва кўп марказли боғланишлар юзага чиқиши мумкин. Бор гидридлари газ-симон, суюқ ва қаттиқ моддалар бўлиши мумкин. Улар ёқимсиз ҳидли ва жуда заҳарли бўлиб, сув таъсирида пар-чаланadi:

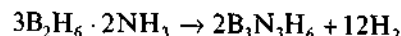


Бор гидридларнинг кўпчилиги термик жиҳатдан бека-рор моддалар, уларнинг баъзилари ҳатто ҳавода ёниб ке-тади. Бор гидридлари ракета учун ёқилги сифатида ва ме-таллар сиртини бор билан қоплаб, уларни коррозияга бар-дошли қилиш учун ишлатилади.

Дибораннинг ёниш реакцияси қуйидаги тенглама би-лан ифодаланади:

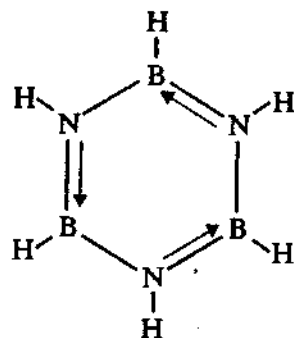


Диборан B_2H_6 аммиак билан бирикиб $[B_2H_6 \cdot 2NH_3]$ тар-кибли бирикма ҳосил қилади. Маҳсулот $200^\circ C$ гача қизди-рилганида б о р а з о л $B_3N_3H_6$ — «анорганик бензол» ҳосил бўлади:



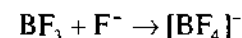
Боразолнинг тузилиш формуласи бензолнинг тузилиш формуласини эслатади: Унинг қайнаш температураси $55^\circ C$.

Диборанга металл алкиллар (масалан, $LiCH_3$) таъсир этти-рилганда металл бор гид-ридлар ($LiCH_3$) ҳосил бўлади. Металлборгидридлар ниҳоятда кучли қайтарувчилар сифатида қўлланилади. Юқори температу-рада бор галогенлар билан бири-киб, галогенидларини ҳосил қи-лади, улардан баъзиларининг хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган.



Модда	Хосса	Суюқланиш температураси, $^\circ C$	Қайнаш температураси, $^\circ C$	$\Delta H_f^0(298)$, кЖ · моль $^{-1}$	$\Delta G_f^0(298)$, кЖ · моль $^{-1}$
BF_3		-128	-99,9	-113,7	-1120
BCl_3		-107	-13	-427	-387
BBr_3		-47,5	-90	-243	-238
BI_3		+43	парчал.	+38	—

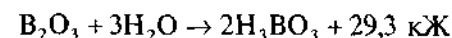
Бор галогенидлари жуда яхши гидролизланади. Бор фторид органик моддаларни полимерлаш ва конденсат-лаш реакцияларида катализатор сифатида ишлатилади. Бор фторид ўзига фтор ионини қўшиб олиб б о р т е т р а ф т о-рид ионига айланади:



Бортетрафторид кислота $H[BF_4]$ фторид кислота HF га қараганда кучли кислотадир.

Бор хлорид BCl_3 ва бор бромид BBr_3 рангсиз суюқлик-лардир. Бор йодид BI_3 рангсиз гигроскопик кристалл мод-да. Бор йодид CCl_4 да, CS_2 да ва бензолда эрийди.

Бор оксид B_2O_3 борат кислотани сувсизлантириш на-тижасида ҳосил бўлади. У рангсиз шишасимон модда бўлиб, $209^\circ C$ да юмшайди. Бор оксид кислота хоссасига эга, унинг зичлиги $d = 1,84 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$, у экзотермик модда ($\Delta H = -1254 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$). Бор оксид сувда жуда секин эрийди:

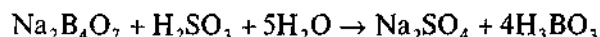
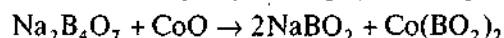
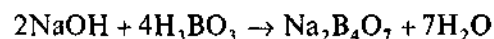


Демак, у борат кислота ангидридидир.

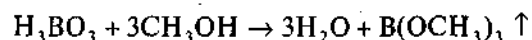
Борат кислота H_3BO_3 рангсиз, япроқчалар шаклида кристалланади. Борат кислотанинг сувда эрувчанлиги тем-пература ортиши билан ортади ($0^\circ C$ да 100 г сувда 19,5 г, $100^\circ C$ да эса 291 г эрийди). H_3BO_3 ниҳоятда кучсиз кисло-та, унинг диссоциланиш константалари қуйидаги қий-матларга эга:

$$K_1 = 7,3 \cdot 10^{-10}; \quad K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}; \quad K_3 = 2 \cdot 10^{-14}$$

Борат кислота сувсизлантирилганда, аввал, мета бо-рат кислота HBO_2 сўнгра тетраборат кислота $H_2B_4O_7$ ва ниҳоят бор оксид B_2O_3 ҳосил бўлади. Борат кис-лотага ишқорлар таъсир этганида ортоборат кислота туз-лари олинади:

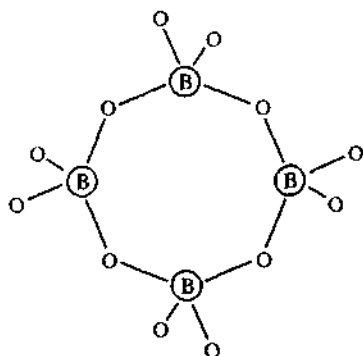


Борат кислота концентранган сульфат кислота иштирокида спиртлар билан реакцияга киришиб, учувчан эфирлар ҳосил қилади:



Бу реакцияда борат кислотанинг триметил эфири ҳосил бўлади (у 68,7 °C да қайнайди). Борат кислота эфирлари яшил рангли аланга ҳосил қилиб ёнади. Бу реакциядан аналитик кимёда борнинг бор эканлигини аниқлашда фойдаланилади.

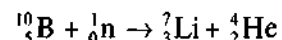
Борнинг кислород билан қуршалган бирикмаларига мисол тариқасида тўртта тетраэдрдан ташкил топган **аксинит** $[\text{Ca}_2\text{FeAl}_2(\text{BO}_3)(\text{OH})\cdot\text{Si}_4\text{O}_{12}]$ ни келтирамиз. Унинг ўзагини ҳосил қиладиган тўртта тетраэдрнинг ҳар биридаги бор атоми иккита қўшни тетраэдрлар билан умумий бўлган кислород атомлари орқали боғланган:



Бор ва унинг бирикмалари техника ва халқ ҳўжалигида кенг қўлланилади. Пўлатга ва рангли металллар қотишмаларига оз миқдорда бор қўшилса, қотишманинг механик хоссалари яхшиланади.

Борнинг ^{10}B изотопи иссиқ нейтронларни ўзига ютиши сабабли у ядро техникасида ишлатилади. Бор карбид B_4C реактивларни бошқариш стерженларини тайёрлаш учун материал сифатида қўлланилади. Махсус сёт-

чикларда бор ёрдамида нейтронлар сонини ҳисоблаш мумкин, чунки бор нейтронлар билан ядро реакциясига киришиб α -нурлар чиқаради:



Борат кислота шиша саноатида, эмаллар тайёрлашда, қишлоқ ҳўжалигида ва тиббиётда қўлланилади. Бура металлларни пайвандлашда, эмаль тайёрлаш учун ишлатилади.

Х1.3. АЛЮМИНИЙ — Al

Барқарор изотопининг масса сони 27 (у табиий алюминийнинг 100% ини ташкил этади). Электрон конфигурацияси $\text{KL3s}^2\text{3p}^1$.

Алюминийли аччиқтош қадим замонлардан бери маълум. Дастлаб Эрстедт ва Вёлер 1825—1827 йилларда лой билан кўмир аралашмасини чўғ ҳолатига қиздириб, хлор юбориш натижасида, аввал, AlCl_3 олганлар. Уни калий амальгамаси билан қиздириб алюминий олишга муваффақ бўлдилар. Алюминий сўзи «аччиқтош»нинг латинча номидан келиб чиққан.

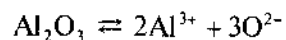
Алюминий табиатда тарқалганлиги жиҳатидан барча металллар орасида биринчи, умуман барча элементлар ичида эса учинчи ўринни эгаллайди. Алюминий табиатда фақат бирикмалар ҳолида учрайди. Унинг 250 дан ортиқ минерали маълум; уларнинг 100 дан ортиғи алюминийли силикатлардир. Алюминийнинг муҳим минераллари: **дала шпати** (ортоклаз) $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ ёки $\text{K}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2$; **натрийли дала шпати** (альбит) $\text{Na}(\text{AlSi}_3\text{O}_8)$ ёки $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2$; кальцийли дала шпати (анортит) $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$ ёки $\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SiO}_2$. Алюминийнинг техника аҳамиятига эга бўлган минераллари: **боксит** $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot n\text{H}_2\text{O}$; **криолит** $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ёки $3\text{NaF}\cdot\text{AlF}_3$ дир (ҳозирги вақтда криолит сунъий усулида олинади). Булардан ташқари, яна **каолинит** $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (табиатда каолинит алюмосиликатларнинг емирилишидан ҳосил бўлади) кўринишида учрайди.

Нефелин $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SbO}_2$, **корунд** Al_2O_3 ва слюдалар (масалан, **калийли слюда** — **мусковит** $\text{KAl}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}][(\text{OH},\text{F})_2]$, **магнийли слюда** — $\text{K}[\text{Mg},\text{Fe}][\text{AlSi}_3\text{O}_{10}]\cdot(\text{OH},\text{F})_2$ ва таркибида литий бўлган

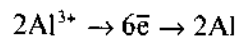
слюда — лепидолит учрайди. Корунд жуда қаттиқ тош; унинг таркибида турли қўшимчалар бўлгани учун у хира тусда бўлади. Ёқут, феруза номли қимматбаҳо тошлар ҳам, таркибида турли қўшимчалар бўлган тиниқ корундлар (масалан, ёқутда хром, ферузада титан ва темир қўшимчалари бўлади) табиий нодир тошлар табиатда тарқалган.

Алюминий табиатда алюмосиликатлардан ташқари бошқа минераллар — **алунит** $[KAl(SO_4)_2 \cdot 2Al(OH)_3]$, **криолит** $(Na_3[AlF_6])$, **шпинель** $[Mg(Al_2O_4)]$, оксиди ва унинг гидрати α -**корунд** ва **боксит** ҳолида учрайди. Улардан ташқари, эркин ҳолда маълум бўлмаган метаалюминат кислота $(HAlO_2)$ нинг Mg ва Zn ионлари билан ҳосил қилган $Al_2O_3^{2-}$ тутган бирикмалари — **шпинеллар** куб панжара ҳосил қиладилар, улардаги кислород атомлари тетраэдр ва октаэдр бўшлиқлар ҳосил қилади. Тетраэдрик бўшлиқларда оксидланиш даражаси +2 бўлган металл ионлари (масалан, магний шпинелида магний, рух шпинелида эса рух ионлари) октаэдрик бўшлиқларда эса алюминий атомлари жойлашади.

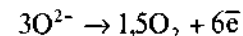
Олиниши. Ҳозирги вақтда алюминий олиш учун 1886 йилда Геру ва Холл қўллаган электролиз усулидан фойдаланилади. Бунда хомашё сифатида боксит $(Al_2O_3 \cdot nH_2O)$ дан фойдаланилади. Аввал, бокситдан алюминий оксид олинади, сўнгра алюминий оксиднинг суюқлантирилган криолитдаги эритмаси электролиз қилинади. Суюқ аралашмада 6—8% Al_2O_3 , 92—94% $Na_3[AlF_6]$ бўлади. Суюқланган криолитдан фойдаланишнинг сабаби шундаки, Al_2O_3 билан $Na_3[AlF_6]$ 962 °C да суюқланадиган эвтектик қотишма ҳосил қилади; бу эвтетик қотишма таркибида 10% Al_2O_3 бўлади. Шу сабабли электролизни нисбатан паст температурада олиб бориш мумкин. Электролитнинг суюқланиш температурасини янада пасайтириш мақсадида унга турли фторидлар (CaF_2, MgF_2, BaF_2) қўшилади. Электролиз жараёни 900 °C атрофида олиб борилади. Анод сифатида графит таёқчалар ва катод сифатида прессланган кўмир ёки графит ишлатилади. Суюқ аралашмадаги алюминий оксид Al^{3+} ва O^{2-} ионларига парчаланади:



Ток берилганда Al^{3+} ионлари катодда қайтарилади:



O^{2-} ионлари эса анодда оксидланади:



Анодда ажралган кислород кўмир билан реакцияга киришиб CO ва CO_2 ҳосил қилади.

Электролизёр тубига суюқ хомаси алюминий йиғилади. Сўнгра у электролитик усулда тозаланади: хомаси алюминийдан анод ўрнида, тоза алюминийдан эса катод сифатида фойдаланиб, таркибида 99,99% Al бўлган тоза маҳсулот олинади.

Алюминийни олишда табиий минераллардан алюминий оксидни ажратиб олиш энг муҳим босқич ҳисобланади. Бунда олинadиган маҳсулотлардан муҳими Al_2O_3 нинг турли даражада гидратланган шакллари — **алюмогельлар** (**гидраргиллит**, **байерит**)лардан α - ва γ -шаклдаги Al_2O_3 олинади. Адабиётларда келтириладиган маълумотларга қараганда алюминийнинг α - ва γ -шаклларида ташқари яна 5 та ҳолатдаги оксидлари ҳам мавжуд экан.

Хоссалари. Алюминий — кумуш каби оқиш енгил металл. Томонлари марказлашган куб панжарада кристалланади. Унинг иссиқлик ўтказувчанлиги миснинг электр ўтказувчанлигининг қарийб 50 % ини, электр ўтказувчанлиги миснинг электр ўтказувчанлигининг 65% ини ташкил қилади. Алюминий ниҳоятда пластик модда, совуқда ҳам, иссиқда ҳам алюминийга механик ишлов бериш қулай. Ундан юпқа тахта ва ингичка симлар тайёрлаш мумкин.

Алюминий кимёвий жиҳатдан жуда актив металл. Алюминий — типик амфотер элемент.

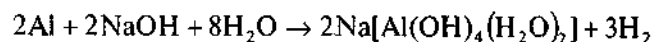
Алюминийнинг кислород билан бирикиш қobiliяти ниҳоятда кучли бўлганлиги сабабли унинг сирти зич ва мустаҳкам парда билан қопланади, алюминийни ҳаво таъсирида емирилишидан сақлаб туради.

Куқун ҳолидаги алюминий ҳавода қиздирилганда ёнади:

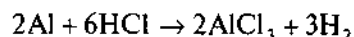


Ҳимоя пардаси кўчирилган алюминий сувдан водород ажратиб чиқаради. Алюминий, деярли барча кислоталар билан реакцияга киришади; концентранган нитрат кислотада пассивланади.

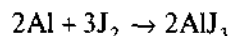
Алюминий ишқорларда эриб **алюминатларга** айланади: бундай реакция натижасида водород ажралиб чиқади:



Алюминий кислоталарда эриганида ҳам водород ажралиб чиқади:

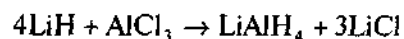


Алюминий одатдаги температурада галогенлар билан бирикиб алюминий галогенидлар ҳосил қилади. Масалан, алюминий кукунининг йод билан аралашмасига бир томчи сув (бу ерда сув катализаторлик вазифасини бажаради) қўшилганида иссиқлик ва ёруғлик чиқади:

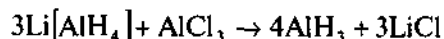


Алюминий 800 °С да азот билан бирикиб, алюминий нитрид AlN , 1000 °С да олтингугурт билан Al_2S_3 , 2000 °С да қўмир билан алюминий карбид Al_4C_3 ҳосил қилади.

Триметил алюминий $\text{Al}(\text{CH}_3)_3$ билан водород аралашмасидан электр разряд ўтказиб алюминий гидрид $(\text{AlH}_3)_n$ олиш мумкин; алюминий гидрид оқ рангли аморф модда, 105 °С да парчланади. Ишқорий металлларнинг алюминийли гидридлари, масалан, литий - алюминий гидрид LiAlH_4 катта аҳамиятга эга, уни ҳосил қилиш учун литий гидрид ва алюминий хлориднинг эфирдаги эритмалари қуйидагича ўзаро реакцияга киритилади:



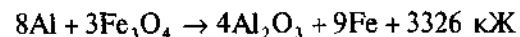
LiAlH_4 — эфирда эрийдиган, қуруқ ҳавода барқарор, 125—150 °С ларда парчаланадиган кристалл модда. У қайтарувчи сифатида ишлатилади. Унинг эфирдаги эритмасига алюминий хлорид таъсир эттириб алюминий гидрид олиш мумкин:



ХI.3.1. Алюминий бирикмалари

Алюминий ўзининг барча барқарор бирикмаларида +3 оксидланиш даражасига эга бўлади. Алюминий оксиднинг бир неча шакл ўзгаришлари мавжуд, булардан муҳимлари $\alpha = \text{Al}_2\text{O}_3$ ва $\gamma = \text{Al}_2\text{O}_3$ дир. $\alpha = \text{Al}_2\text{O}_3$ ниҳоятда барқарор ва у **корунд** минералини ташкил қилади. Корунд оқ рангли кристалл модда, у ромбэдрик панжарада кристалланади. Унинг қаттиқлиги Моос шкаласида 9 га тенг (олмосники 10); 2046 °С да суюқланади. Алюминий оксиднинг ҳосил

бўлиш энтальпияси $\Delta H^0 = -1676 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$. Шунинг учун алюминий жуда кўп металл оксидларидан кислородни тортиб олиб, металлни қайтаради, масалан:



Бу реакция натижасида кўп миқдорда иссиқлик ажралиб, температура 3500 °С га кўтарилади (алюмотермия, Н. Н. Бекетов).

Корунд кимёвий реагентлар таъсирига ниҳоятда чидамли модда. Ҳира корунддан жилвир, тигель печларнинг астарлари ва бошқа ўтга чидамли буюмлар тайёрланади. Жилвир учун керакли корунд, бокситларни электр печда қиздириш йўли билан олинади. Тиниқ корунд (ёқут кўри-нишида) кучли нур чиқарувчи лазерларнинг таркибий қисмлари учун ишлатилади. Кучли лазердан чиққан игна-симон ёруғлик дастаси бир неча миллион кПа га тенг ёруғ-лик босимини яратади. Булар ёрдамида қаттиқ тоғ жинс-ларини тешиш каби ишларни бажариш мумкин. Ҳозирги вақта ёқут ҳам сунъий усулда олинади (бунинг учун кукун ҳолидаги Al_2O_3 билан хром оксид аралашмаси қиздириб суюқлантирилади).

$\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$ кубсимон панжарада кристалланади, у яхши адсорбент (яъни бошқа моддаларни ўзига сингдирувчи) сифатида хроматографияда ишлатилади.

Алюминий(І) оксид Al_2O учувчан модда бўлиб, алюми-ний билан Al_2O_3 аралашмаси юқори температурада қизди-рилганида ҳосил бўлади.

Алюминий гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Алюминий тузлари эрит-масига ишқор таъсир эттирилганда $\text{Al}(\text{OH})_3$ чўкмаси ҳосил бўлади. У $\text{pH}=4,1\text{—}6,5$ қийматга эга бўлган кучсиз кисло-тали муҳитда чўқади; сувда кам эрийди; унинг эрувчандик кўпайтмаси:

$$[\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = 8 \cdot 10^{-32} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \text{ дир.}$$

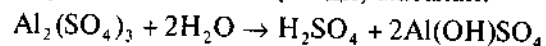
$\text{Al}(\text{OH})_3$ кислота каби диссоциланиш константаси $6 \cdot 10^{-13} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ $\text{Al}(\text{OH})_3$ амфотер электролит, унинг асос тарзида тўла диссоциланиш константаси $1 \cdot 10^{-33}$ га тенг. $\text{Al}(\text{OH})_3$ ишқорларда ҳам, кислоталарда ҳам яхши эрийди.

Сопол (керамика) моддалар билан Al_2O_3 нинг аралаш-малари — **керметлар** юза қатлами металллар ёки металлси-мон моддалар (масалан, Ti_6O , Ti_2O ва бошқалар) билан

қоплаш натижасида ҳосил бўлган композитлар кўпинча уларни ташкил этган бошланғич моддаларнинг хоссаларидан ижобий томондан катта фарқ қилиши технологик жараёнларда аҳамияти катта.

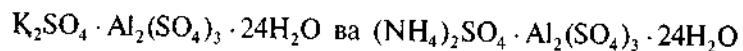
NaAlO_2 — натрий метаалюминат деб юритилади. Магний метаалюминат $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ табиатда **шпинель** номли минерал тарзда учрайди. Эритмадан чўкадиган алюминий гидроксиднинг ҳолати эритмадаги рН қийматига ва температурага боғлиқ. Паст температурада чўккан гидроксид гел хоссаларига эга, у аста-секин қисман кристалл шаклга ўтади. Юқори температурада (150°C ларда) кислотали эритмадан $\text{AlO}(\text{OH})$ таркибли чўкма ҳосил бўлади. Яна ҳам юқори температурада алюминий гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ га айланади; 1000°C дан юқорида $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ ҳосил бўлади. $\text{Al}(\text{OH})_3$ нинг кристалл шакл—ўзгариши табиатда **диаспар** номли минерал ҳолида учрайди. Диаспар 420°C гача қиздирилганда $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ га айланади.

Al^{3+} иони кичик радиусли ва катта зарядли бўлгани учун, кучли қутбловчи таъсир курсатади. Шу сабабли алюминий тузлари эритмаларда сув молекулалари билан бирга кристалланади, масалан: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$; $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Алюминий тузлари рангсиз, сувда яхши эрийди (фосфат ва силикатлари эримайди). Уларнинг баъзилари, чунончи Al_2S_3 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, тўлиқ гидролизланади. Кучли кислоталарнинг алюминий тузлари (алюминий сульфат, алюминий нитрат) ҳам сувда гидролизланади, улар кислотали реакция намоён қилади, масалан:



Алюминий сульфат сувни тозалашда қоғоз ишлаб чиқаришда ва бошқа соҳаларда ишлатилади.

Агар алюминий сульфат эритмасига K_2SO_4 ёки $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ қўшиб, ҳосил бўлган аралаш эритма буғлатилса, **калийли ёки аммонийли аччиқтош кристалланади**. Аччиқтошлар калий, аммоний ва алюминий сульфатлардан иборат қўшалоқ тузлардир:



Аччиқтошлар саноатда, тиббиётда, қандолатчиликда ишлатилади.

Алюминий хлорид AlCl_3 (ёки Al_2Cl_6) — кўпинча органик синтезларда катализатор сифатида ишлатилади.

Алюминийнинг бир қанча органик бирикмалари маълум. Масалан, триэтилалюминий $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ этилендан полиэтилен олишда катализатор сифатида ишлатилади.

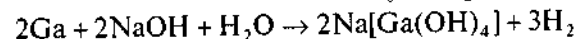
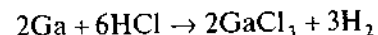
XI.4. ГАЛЛИЙ — Ga

Барқарор изотоплари ^{69}Ga (Ер қобиғидаги галлийнинг 60,2% и) ва ^{71}Ga (Ер қобиғидаги галлийнинг 39,8% и). Галлийнинг сунъий радиоактив изотопларидан ^{72}Ga (ярим эмирилиш даври 14,2 соат) радиоактив индикатор сифатида фойдаланилади. Ga нинг электрон конфигурацияси KLM4s^4p^1 .

Галлийнинг мавжудлигини 1871 йилда Д. И. Менделеев башорат этган эди. Уни 1875 йилда француз олими Лекок-де-Буабодран соф ҳолда ажратиб олиб, хоссаларини ўрганди. Бу олимнинг тадқиқотлари Д. И. Менделеев фикрини тўла тасдиқлади.

Галлийнинг ягона минерали **галлит** CuGaS_2 жуда кам учрайди. Галлий, асосан, алюминий, рух, германий рудалари билан аралаш ҳолда учрайди. Худди германий каби галлий ҳам тошқўмир таркибида бўлади. Шунинг учун тошқўмирнинг гизификациясида галлий германий билан бирга куя ва кул таркибига ўтади. Галлий минерали барча мамлакатларда учрайди.

Галлий кумуш каби оқиш металл, ромбик системада кристалланади. Галлий ўзининг кимёвий хоссалари билан алюминийга жуда ўхшайди. Масалан, галлий ҳам алюминий сингари кислоталарда ва ишқорларда эрийди:



Галлий бирикмаларда оксидланиш даражаси учга тенг бўлади. Галлий вакуум техникасида ва сигнал асбобларда қўлланилади. Галлийнинг суюқланиш температураси паст, қайнаш температураси юқорилигига асосланиб, галлийдан юқори температураларни ўлчайдиган термометрлар учун керакли суюқлик сифатида фойдаланилади. Кейинги йилларда галлий қотишмалари яримўтказгичлар техникасида ишлатиладиган бўлди. Галлийдан махсус электрон найлар ва фотоэлементлар тайёрлашда фойдаланилмоқда. Галлий атом техникасида ҳам қўлланилади. Галлий қўшилган қотишмалар (қалай ва индийли қотишмалар) паст (15°C

дан паст) температураларда суюқлантирилади. Галлий гидрид Ga_2H_6 (дигаллан) $139^\circ C$ да қайнайдиган суюқлик. Галлий оксид икки модификацияда бўлади: $\alpha = Ga_2O_3$ ва $\beta = Ga_2O_3$. Биринчи модификациянинг структураси худди корунд $\alpha = Al_2O_3$ структураси кабидир. Галлий гидроксид $Ga(OH)_3$ худди алюминий гидроксид каби амфотер хусусиятга эга.

Галлий сульфид Ga_2S_3 галлийнинг бошқа бирикмалари каби оқ туслидир.

Галлий сульфат $Ga_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ ўз хоссалари билан алюминий сульфатни эслатади ва у ҳам аччиқтошлар ҳосил қилади (масалан, $KGa(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$).

Галлийнинг икки валентли хлориди $GaCl_2$ ни олиш учун $GaCl_3$ металл ҳолидаги галлий билан бирга қиздирилади. $GaCl_2$ рангсиз кристалл модда бўлиб, сув билан реакцияга киришганида водород ажратиб чиқаради. Рентген нурлари билан текшириш натижасида бу модданинг $Ga [Ga^{3+}Cl_4]$ таркибли комплексдан иборат эканлиги аниқланган. Ga_2O_3 ни металл ҳолидаги галлий билан қиздириш натижасида қўнғир тусли кукун — Ga_2O ҳосил бўлади.

XI.5. ИНДИЙ — In

Индийнинг тартиб рақами 49. Нисбий атом массаси 114,82. Изотопларининг масса сонлари: 113, 115. Электрон конфигурацияси $KLM4s^24p^64d^{10}5s^25p^1$.

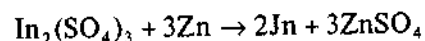
Индий 1863 йилда Олмония олимлари Ф. Рейх билан Т. Рихтер томонидан Фрейберг шахри яқинидан келтирилган рух алдама минералини спектроскоп билан таҳлил қилиш натижасида кашф этилган (индий сўзи индиго сўзидан олинган, чунки унинг спектрида зангори чизиқлар кузатилган).

Индий тарқоқ элемент. Унинг биронта ҳам минерали йўқ, туғма ҳолатда ҳам учрамайди. У ҳар турли (сфалерит ZnS , сидерит $FeCO_3$, вольфрамит, колчедан ва бошқа) минералларга аралашган ҳолда учрайди. Бу рудаларнинг ҳеч бирида индийнинг миқдори 0,1% дан ошмайди, фақат баъзан 1% га яқинлашади. Индий оғирлик жиҳатидан Ер пўстлоғининг $1 \cdot 10^{-5}\%$ ини ташкил қилади.

Олиниши. Индий олишда рух, кўргошин, мис, қалай каби металллар ишлаб чиқариш корхоналарининг қолдиқ-

ларидан фойдаланилади. Индий турли мамлакатларда учрайди. Марказий Осиёда кумушга бой кўргошин, рух конларида индий юқори концентрацияда учрайди. Бундан ташқари, Марказий Осиёнинг сурма-симвли, темир рудали конларида ҳам индий бор.

Ишлаб чиқариш чиқиндилари, балчиқлари, фильтрлашдан чиққан қаттиқ қолдиқлар индий олишда хомашё сифатида ишлатилади. Уларда индий жуда оз миқдорда бўлиб, уни ажратиш олиш бирмунча қийин. Аввал концентрат (яъни нисбатан индийга бой хомашё) тайёрланади. Сўнгра, бу концентратдан хомаки индий олинади. Концентрат олишда индийни рух, кадмий ва бошқа элементлардан ажратиш учун эритмадаги водород ионлари концентрацияси (pH)ни ўзгартириб борилади. Масалан, эритмадаги $pH=8$ бўлганида кадмий гидроксид чўкади; $pH=6$ да эса $Zn(OH)_2$; $pH=4$ да $In(OH)_3$ чўкмага тушади. Ҳосил қилинган $In(OH)_3$ ишқорда ювилиб, арсенит ва алюминатлардан тозаланади. Сўнгра сульфат кислотада эритилади. Ҳосил бўлган индий сульфат рух таъсирида ёки электролиз йўли билан қайтарилади:



Электролиз усулда 99,99% тозаликдаги индий олинади. Яримўтказгичлар техникасида ишлатиладиган жуда тоза индий зоналар бўйлаб суюқлантириш ва электрохимёвий усулларда олинади.

Хоссалари. Индий пластик ва юмшоқ, кумушсимон оқ ялтироқ металл.

Индий ҳавода одатдаги температурада барқарор модда. У галлий ҳамда бошқа металллар билан қотишмалар ҳосил қилади. Индий HCl да яхши, сульфат кислотада секин эрийди, нитрат кислотада жуда секин эрийди. Ишқорлар билан реакцияга киришмайди. Индий ўз бирикмаларида уч ва бир валентли бўлади. Индий кимёвий хоссалари билан галлийга ўхшайди. Индий суюқланиш температурасидан юқори температурага қадар ҳавода қиздирилганида In_2O_3 га айланади. Хлор ва бром билан одатдаги температурада йод билан қиздирилганда реакцияга киришиб $InCl_3$, $InBr_3$ ва InI_3 ларни ҳосил қилади. Индий нам ҳавода коррозияга учрайди.

Ишлатилиши. Индий турли осон суюқланадиган қотишмалар тайёрлашда (индий-галлий қотишмаси $16^\circ C$

да суюқланади), бошқа металллар сиртини қоплашда (бунда индий металлни коррозиядан сақлайди ва унга безак беради), вакуум асбобларда, яримўтказгичлар техникасида ва ҳоказоларда ишлатилади. Индий антимонид JnSb жуда яхши яримўтказгич; унинг электр ўтказувчанлиги инфра-қизил нурлар таъсирида ўзгаради. Шунинг учун индий антимонид инфра-қизил детекторларда (яъни қоронғида иссиқ жисмларни аниқловчи асбобларда), JnAs — индий арсенид, инфрақизил детекторларда ва магнит майдонининг кучланишини ўлчайдиган асбобларда, индий фосфид квант генераторлар, қуёш батареялари, транзисторлар ва бошқа асбоблар учун, индийнинг селенли бирикмаси фотоэлементлар учун ишлатилади. Германийга озроқ индий қўшилса германийнинг яримўтказувчанлик хоссаси тубдан яхшиланади.

Х1.6. ТАЛЛИЙ — Тl

Табиий таллий таркибидаги барқарор изотоплари $^{203}\text{Tl}(29,50\%)$ ва $^{205}\text{Tl}(70,5\%)$ маълум. Электрон конфигурацияси. $\text{KLMN } 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$.

1861 йилда Крукс теллур излаб Герцдаги сульфат кислота ишлаб чиқариладиган заводнинг қўрғошин камераларидан чиқадиган балчиқни спектроскоп ёрдамида текширди; бу спектрда ўша вақтга қадар номаълум бўлган равшан яшил чизиқлар борлигини кузатди; спектрни синчиклаб текшириш натижасида бу яшил чизиқларнинг янги элементга мансублиги аниқланди ва бу элементга таллий номи берилди (юнонча «таллос» — «яшил новда» сўзидан олинган).

Таллий жуда тарқоқ элемент. Таллий минераллари қўрғошин, рух, сурьма, мис, темир рудалари билан биргаликда, баъзан кадмий тузлари ва слюдалар билан бирга учрайди. Таллийнинг ^{207}Tl ва ^{210}Tl изотоплари табиий радиоактив элементларнинг емирилиш маҳсулотларида бўлади. Таллий минераллари қуйидагилардан иборат: **лорандит** TlAsS_2 , **крукезит** — $(\text{Cu}, \text{Ag}, \text{Tl})_2\text{Se}$ 1956 йилда Ўзбекистонда топилган янги минерал авиценнит $3\text{Tl}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ (бу минерал Ўзбекистонда топилганлиги учун машҳур ўзбек олими Абу Али ибн Сино номига қўйилган). Унинг таркибидан 79,52% Tl_2O_3 бор. Кўпинча индий ва галлий учрайдиган жойларда таллий ҳам учрайди.

Олиниши. Таллий олиш учун рух, қўрғошин сульфидлар ёнганида ҳосил бўладиган чангдан хомашё сифатида фойдаланилади. Бу чангни иссиқ сувда эритиб, сўнгра унга рух таъсир эттириб кадмий ва таллий аралашмаси чўктирилади. Таллий олиш учун унинг хлоридни сульфатига айлантирилади ва ҳосил бўлган эритма электролиз қилинади.

Хоссалари. Металл ҳолидаги таллий физик хоссалари жиҳатидан қўрғошинга ўхшайди, у кулранг қаттиқ металл. Таллий пластик модда. У ҳавода (галлий ва индийдан фарқ қилиб) барқарор эмас, тезда оксидланади; таллий(I) бирикмалари ишқорий металлларнинг бирикмаларига ўхшайди; таллий(III) бирикмалари эса алюминий бирикмаларини эслатади. Таллий ҳавода оксидланганида Tl_2O ва Tl_2O_3 лар ҳосил бўлади. Таллий сувга таъсир этганида водород ажратиб чиқаради, нитрат кислотада яхши, хлорид кислотада ёмон эрийди, чунки кам эрувчан TlCl ҳосил бўлади; сульфат кислотада ҳам ёмон эрийди. Суюлтирилган ишқорлар билан реакцияга киришмайди. Таллий галогенлар билан одатдаги ҳароратда реакцияга киришади. У ўзининг кимёвий хоссалари жиҳатидан кумушга ва қўрғошинга ўхшайди. Масалан, таллий хлорид худди кумуш хлорид каби сувда ёмон эрийди; таллийнинг йодид, сульфид, хромат ва оксиди рангдор. TlF сувда яхши эрийди; TlCl , TlBr , TlI сувда ёмон эрийди. Таллий сувдаги эритмаларда аммиакли комплекс ҳосил қилмайди, бу хоссаси билан таллий қўрғошинга ўхшайди. Унинг бирикмалари заҳарли.

Таллий қаттиқ ҳолатда α - ва β -шакл ўзгаришлар ҳосил қилади. $\text{Tl } 232^\circ\text{C}$ да β -таллийга ўтади.

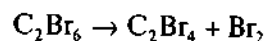
Х1.7. АНОРГАНИК МОДДАЛАРГА ҲОС ЗАНЖИР, ХАЛҚА ВА КАТАК ТУЗИЛИШИГА ЭГА БЎЛГАН МОДДАЛАР (КЛАСТЕРЛАР)

Х1.7.1. Занжир туридаги анорганик бирикмалар (катенлар)

Углерод бирикмаларига ҳос бўлган узун занжирли бирикмалар ҳосил қилиш даврий системадаги бошқа элементларга шундай даражада ҳос эмас. Кремний кўп жиҳатдан углеродга ўхшаш бўлса ҳам унинг гидриди — силанларнинг умумий формуласи $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ бўлган узун занжирли бирикмаси термодинамик жиҳатдан турғун бўлиши керак эди. Алканларда бундай бирикмаларнинг турғун

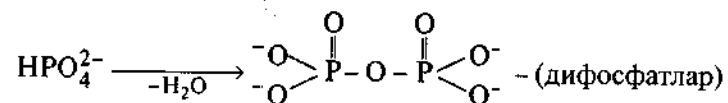
бўлишига уларнинг активланиш энергиялари юқори ва шу сабабли кинетик жиҳатдан инерт бўлишига олиб келади. Полисиланларда n энг кўпи билан 8 га етиши аниқланган. Силанлардаги водород атомлари ўлчами каттароқ бўлган ўринбосар билан алмаштирилганда моддалар турғунлигининг юқорилашишига қуйидаги далилларни келтирсак бўлади:

Si_2Br_6 265 °C да парчаланмасдан ҳайдалади, лекин C_2Br_6 200 °C да парчаланади:

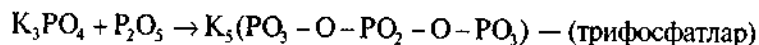


Германий-қалай-қўрғошин қаторида гидридларнинг турғунлиги кескин камайиб боради.

Аралаш атомли **гетерокатенлар** анорганмик кимёда **гомокатенларга** кўра кўпроқ учрайди. Масалан, оддий термик дегидратланиш жараёнида оксокислоталар, тузларнинг анионлари гетерокатенларга айланади:

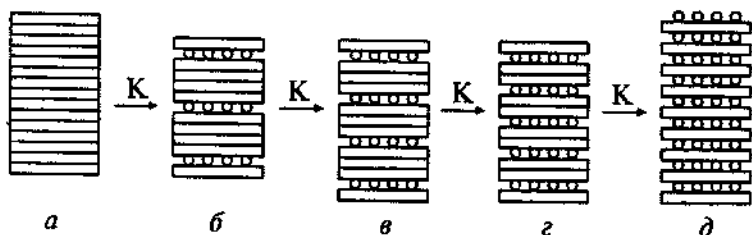


Бундай жараённи бошқача усулда ҳам амалга ошириш мумкин:



Кремний бундай бирикмаларни кўплаб ҳосил қилади, улар ҳақида VI.3.4-қисмга қаранг:

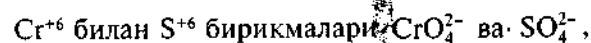
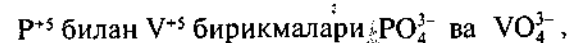
Оддий қават-қават структурага эга бўлган графит қатламлари орасидаги масофа (0,335 нм) углероднинг радиусидан икки баробар катта, қатламлар орасидаги тортишув кучи жуда заиф бўлгани сабабли қатламлар орасига бошқа «меҳмон» заррачалар (масалан, калий) сингиб кириб KC_x ва бошқа мураккаб таркибли фазаларни юзага келти-



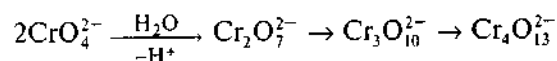
XI.1-расм. Графит қатламлари орасига калий атомларининг сингиб кириши натижасида клатратларнинг ҳосил бўлиши.

риб чиқаради (XI.1-расм). Графитда қатламлар орасидаги масофа катталашади (0,502 нм), металл ионланган ҳолатга ўтади ва эркин электронлар электр оқимини ўтказувчи юллада пайдо бўлади. Клатратларнинг яна бир тури — **гил-тупроқ** [таркиби $(\text{Na}_2\text{Al}_{22})\text{O}_{34}$] сунъий усулда олинадиган натрий ионига бой бўлган $(\text{Na}_{2,58}\text{Al}_{21,81})\text{O}_{34}$ ўзининг таркибидаги Na^+ ни ишқорий металллар иони (Li^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) ва бошқа катионлар (NH_4^+ , H_3O^+ , Ti^+ , Ga^+ , NO^+) га алмаштира олади.

Изополианионлар кўпинча айнаи группачадаги металл-масларнинг энг юқори оксидланиш даражасига ўхшаш оралик металлларнинг бирикмалари иштирокида ҳосил бўлади, масалан:



Бундай маҳсулотларнинг олигомерланиши осон сув молекулаларини йўқотиш натижасида ҳосил бўлади:

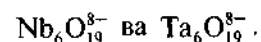


Олигомер таркибидаги металл ионлари миқдорининг ўзгариб боришини ионлар радиуси билан боғлиқлигини қуйидаги қаторлар таққослаш билан кўриш мумкин (ионлар радиуси, нм ҳисобида):

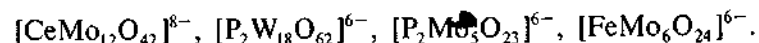


$\text{Ta}^{+5}(0,064)$; уларга мос келадиган полианионлар таркиби

қуйидагича бўлади: $\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{6-}$, $\text{Mo}_8\text{O}_{26}^{4-}$, $\text{Mo}_7\text{O}_{24}^{6-}$, $\text{HW}_6\text{O}_{21}^{5-}$,



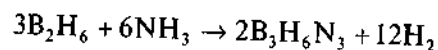
Гетерополианионлар таркибида икки хил марказий атом иштирок этган ҳолда юзага келиб чиқади. Бундай бирикмалар таркиби Э:Э = 1:12 га жавоб беради:



Бундай гетерополианионларнинг ҳосил бўлиши фосфор ва мишьякнинг сифат ва миқдор анализида катта аҳамиятга эга.

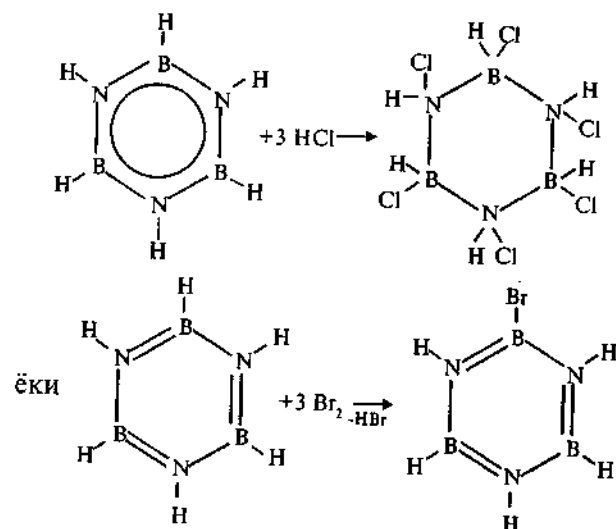
XI.7.2. Ҳалқа тузилишига эга бўлган бирикмалар

Ҳалқа тузилишига эга бўлган модда — боразин 1926 йилда аммиак билан диборан аралашмасини қиздириб олинган:

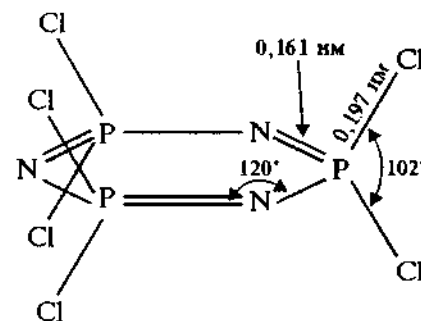


унинг фазовий тузилиши 339-бетда келтирилган.

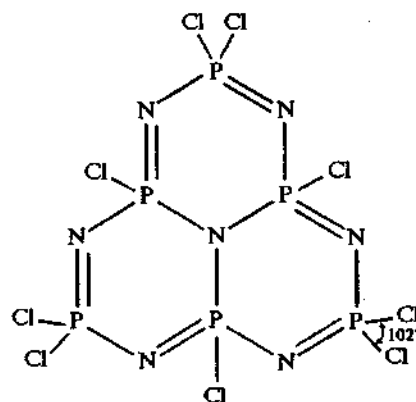
Бу молекулада В ва N атомларининг электрманфийлиги фарқи ҳисобига азот атомида манфий заряд зичлиги каттароқ, борда эса мўсбат заряд тўпланади ва борнинг электрофилъ, азотнинг нуклеофилъ хусусиятга эга бўлган заррачалар билан бирикишини осонлаштиради:



Фосфазенлар PCl_2 нинг NH_3 билан реакцияси асосида таркиби тахминан $(\text{PN}_2\text{H})_n$ ёки $(\text{PCl}_2)_n\text{N}_n$ бўлган ҳалқа тузилишига эга. Охирги бирикмада n -қиймати 3-8 бўлиши аниқланган. Моддадаги хлор ўрнида бром ҳам бўлиши мумкин, лекин йод тутган бирикмалар олинмаган.



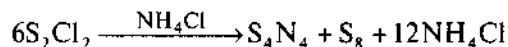
Таркиби $\text{P}_6\text{Cl}_6\text{N}_6$ бўлган ҳалқа полимерининг тахминий тузилишини куйидагича тасвирлаш мумкин.



Полифосфазенлар $(\text{PCl}_2\text{N})_n$ ни $(\text{PCl}_2)_3\text{N}_3$ дан қиздириб таркибида $n \sim 15000$ гача бўлган ҳосилалари олинган, бундай моддалар органик эритувчиларда эрийди, лекин гидрофоблик хусусияти яхши бўлар экан. Молекула таркибидаги хлорни алкокси группаларга алмаштирилганда гидрофоблик хусусияти янада ортиши бундай бирикмалардан тиббиётда фойдаланиш имкониятини очади.

Анорганик халқали бирикмалар орасида $\text{Si}_3\text{O}_6^{6-}$, $\text{Si}_6\text{O}_{18}^{12-}$, каби бирикмалар ва уларга ўхшаш $\text{P}_3\text{O}_9^{3-}$, $\text{P}_4\text{O}_{12}^{4-}$, бирикмалар ҳам ҳалқа кўринишига эга бўлган тузилиши аниқланган. Олтингургут(VI) оксиднинг α -тримери полиморф, β -тримери узун толасимон тузилишга эга бўлса, унинг γ -тримери эса ҳалқа кўринишдаги қаватлардан ташкил топган.

Олтингурут хлорид S_2Cl_2 органик эритувчиларда NH_4Cl билан қиздирилганда S_4N_4 га айланади:



Бу модда ҳавода турғун, зарба таъсирида портлайди. Биҳил атомлардан ташкил топган гомохалқали бирикмала қаторига органик эритувчиларда мавжуд бўлган S_6 , S_7 в қаттиқ ҳолатдаги S_8 ларда ташқари кучли кислотали эритмаларда ҳосил бўладиган X_m^{n+} таркибли S_4^{2+} , Se_4^{2+} , Te_4^{4+} , Te_6^{2+} , S_4^+ , S_8^{2+} , S_{16}^{2+} , Sb_8^{2+} , Te_6^{2+} ионларни келтириш мумкин. Se_8^{2+} икки ҳалқали бўлиб, икки ҳалқа учун умумий бўлган боғ (0,284 нм) дан қолган боғлар (0,230—0,236 нм) қисқалиги кузатилади.

XI.7.3. Катак кўринишига эга бўлган бирикмалар

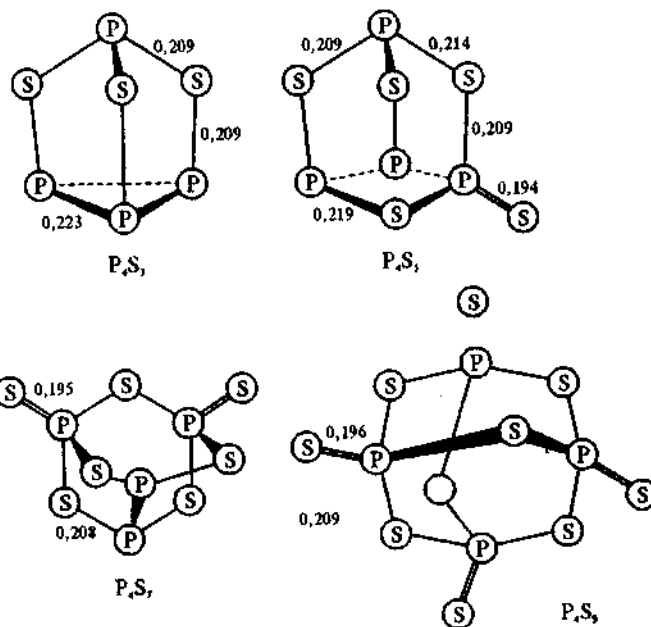
Улар юқорида кўриб ўтилган клатратларга ўхшаш бўлади. Бундай бирикмалар қаторига тетрафосфор (P_4) (P_4O_6 в. P_4O_{10}) киради. Шундай бирикмалар P_4S_3 , P_4S_5 , P_4S_7 ва P_4S нинг фазовий тузилиши қуйидаги расмда келтирилган. Мишьякнинг As_4S_4 ва As_4S_6 бирикмалари ҳам катаксимон тузилишга эга.

Катак кўринишига эга бўлган бирикмаларни уч гуруҳга бўлиш мумкин:

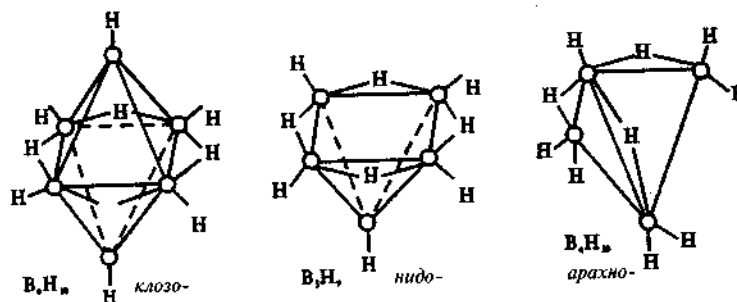
1. **Клозо** (ёпиқ) бирикмалар
2. **Нидо** (қисман очик, қуш инисимон) бирикмалар
3. **Арахно** (ўргимчак тўри симон) бирикмалар

Қуйида боранлар учун шундай бирикмалар тузилиши келтирилган. B_6H_{10} ёпиқ катак бирикма эканлиги унинг та чўққисидаги бор атомларидан фақат бири битта водород атоми (экзо-водород) билан бириккан, қолганлари эса икки бор атомларини бирлаштириб турувчи (эндо-водород) кўприк ҳосил қилувчи атомлардир.

Октаэдр тузилишига эга бўлган B_6H_{10} молекуласида чўққисидаги бор атоми чиқариб ташланган ҳолга жавоб берадиган молекула қуш уясини эслатади, уни биз тетрагонал пирамида кўринишида тузилган десак ҳам бўлади (бундай вазият пентагонал пирамида ҳолида ҳам C_6H_{10} да ҳам кузатилади).



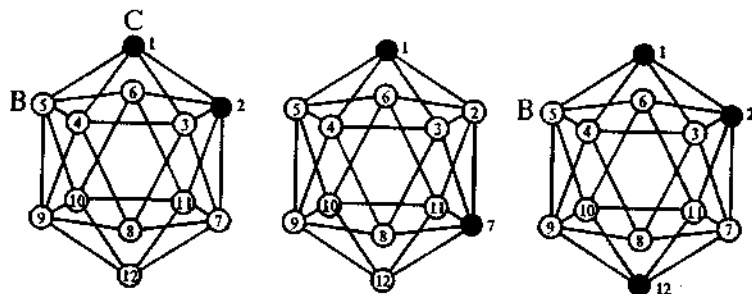
Клозо — бирикмадан иккита бор атоми чиқариб юборилганда ҳосил бўладиган шакл **арахно** турга тааллуқли бўлиб, унинг бошқа турини пентаборан B_5H_{11} да ҳам кузатиш мумкин:



Карборанлар боранлардаги иккита BH^- группасини ўрнига иккита CH группа алмаштирилганда, масалан, $B_{12}H_{12}^{2-}$ дан $B_{10}C_2H_{12}$ га ўтилганда, бошланғич ва охириги маҳсулот изоэлектрон хусусиятга эга бўлади. $B_{10}C_2H_{12}$ мо-

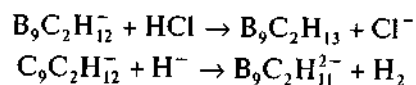
лекуласининг фазовий тузилиши уч хил бўлади, уларнинг номлари: 1,2—дикарба-клого-додекаборан (*орто*-изомер), бу модда 450 °C да (*мета*-изомер) — 1,7 маҳсулот, 620 °C ларда учинчи маҳсулот—1,12 (*пара*-изомер) ҳосил бўлади.

Келтирилган структур формулаларда иккита углерод атомининг ўзаро жойлашиши фарқ қилиши ҳисобига 1,2; 1,7 ва 1,12 изомерлар ҳосил бўлиши қуйида яққол кўрсатилган.

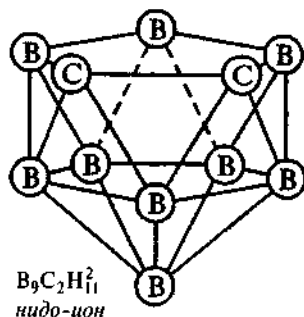


Клого — бирикма CH_3O^- билан реакция натижасида 1,2—дикарба-клого-додекаборанга айланади:

$\text{B}_{10}\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{CH}_3\text{O}^- + 2\text{CH}_3\text{OH} = \text{B}_9\text{C}_2\text{H}_{12}^- + \text{H}_2 + \text{B}(\text{OCH}_3)_3$
 ҳосил бўлган анион осон H^+ ионини ёки бириктиради, ёки асосларга беради:



Охирги ионга карболлид иони деб ном берилган, у **нидо**—тузилишга эга. Бу ион циклопентадиенил иони каби π-лиганд сифатида карболлид комплекслар ҳосил қилади (формулада фақат В ва С атомлари акс эттирилган).



ХI.7.4. Металлар кластерлари

Биринчи марта XX аср бошида Hg_2Cl_2 да металл-металл боғланишга эга бўлган димер табиатли бирикмаларга аҳамият берилди, бундай бирикмаларда металл атомининг

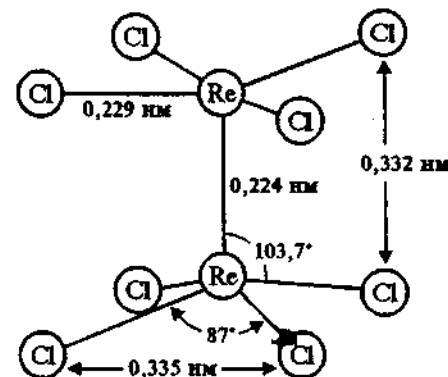
гидроси **кластер ядро**, бирикмаларнинг ўзлари эса **кластерлар** деб аталади. Бундай бирикмалар кўп ўзакли карбониллар, нитрозиллар ва уларга ўхшашлар, ҳамда органик лигандлар ёки галогенид комплекслар орасида кўплаб учрайди.

Бундай бирикмаларни ҳосил қилган металлар одатда паст оксидланиш даражасига эга бўлади, шу сабабли уларда электрон булутининг зичлиги бирикмадаги ҳамма атомлар бўйича делокаллашган (тақсимланган ёки тарқалган) бўлади, унинг кимёвий боғ табиатини молекуляр орбиталлар назарияси асосида талқин этиш мумкин.

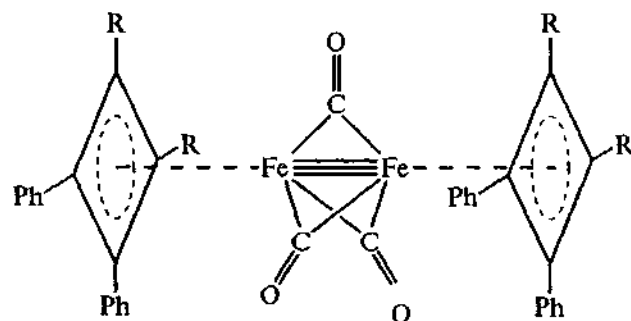
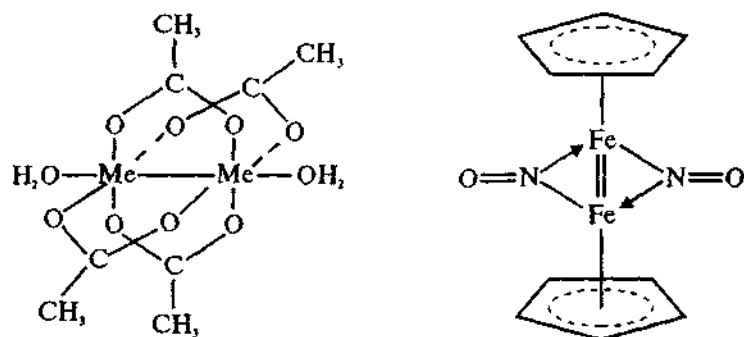
Кластер ҳосил қиладиган атомлар учун атомланиш энергияси юқори, яъни суюқланиш ва қайнаш температуралари юқори бўлган Zr, Nb, V, Tc, Ru, Rh, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir ва Pt металларга хосдир.

Кластерга ўзак ҳосил қилувчи атомлар сонига қараб мисоллар келтирамиз.

Икки ўзакли кластерларга мисол тариқасида октахлордиренат(III) ионини тузилиши ХI.2-расмда акс эттирилган. Икки ўзак орасидаги масофа яхлит. Re металлдаги атомлар аро масофа (0,275 нм) дан қисқароқ. Бу масофа иккита хлор ионининг Ван-дер-Ваальс радиуси (0,340—0,360 нм) дан кичик бўлгани сабабли хлор атомлари кубнинг чўққиларида эмас, квадрат антипризма чўққиларида жойлашган. Шундай кластерлар қаторига



ХI.2-расм. $[\text{Re}_2\text{Cl}_8]^{2-}$ анионининг фазовий тузилиши.



XI.3-расм. 1, 2 ва 3 та боғ воситида боғланган икки ўзакли бирикмалар.

$[\text{Mo}_2\text{Cl}_8]^{4-}$, $[\text{Re}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cl}_4]$, $[\text{Re}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Mo}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4]$ лар киради. Бундай бирикмаларда (масалан, иккита рений атоми орасида) металллар аро d_{z^2} - ва p_z -орбиталлар қоплашади (σ -боғ), d_{xy} - ва d_{yz} -орбиталларнинг $d_x - d_x$ — қопланишида 2 та π -боғланиш қатнашади. Яна қолган d_{xy} -орбиталлар орасидаги қоплаш натижасида δ -боғ ҳам қатнашади, жамми бўлиб $\text{Re} \cdots \text{Re}$ боғланишида тўрт каррали боғ пайдо бўлади. Тажрибаларда аниқланишича $[\text{Re}_2\text{Br}_8]^{2-}$ да бу боғланиш энергияси 408 кЖ га тенг экан.

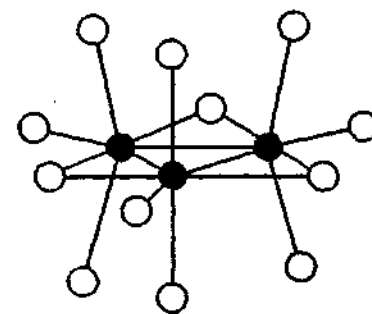
Икки ўзакли бирикмаларни IV давр элементларидан Cu ва Cr $[\text{Me}_2(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CH}_3\text{COO})_4]$ (бу бирикмаларда $\text{Me} \cdots \text{Me}$ ягона боғ орқали боғланган, темир ва родий учун иккита ва учта боғ орқали боғланган икки ўзакли бирикмалар маълум (XI.3-расм).

Уч ва тўрт ўзакли кластерлар орасида чуқур тадқиқот қилинган бирикмалардан рений (III) хлориднинг тўқ-бинафша рангли ($t_{\text{қайн}} = 257^\circ\text{C}$, $t_{\text{қайн}} = 327^\circ\text{C}$, $\Delta H = -264$ кЖ) тримерини айтиб ўтиш мумкин. Бу бирикмада $\text{Re} \cdots \text{Re}$ оралиқ масофаси 0,248 нм бўлиб, унда учта атом бир текисликда учбурчак ҳосил қилиб жойлашган (XI.4-расм). Бу структурадаги металл-металл боғланиш яхлит металл ҳолдаги рений атомлари орасидаги масофадан кўра қисқароқ, яъни кластердаги ўзак ҳосил қилувчи атомлар боғланиши анча мустаҳкам бўлади.

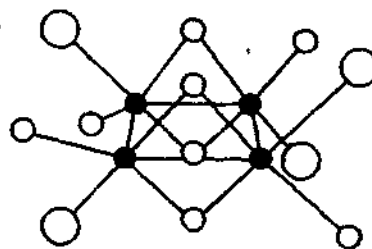
Бу бирикмаларда ҳар бир Re атоми тўрттадан электрон ҳисобига қўшни атомлар билан қўш боғлар ҳосил қилади.

ReCl_3 концентранган хлорид кислотада $[\text{Re}_3\text{Cl}_{12}]^{3-}$ ионини ҳосил қилади, бундай ионларда Cl^- иони бошқа галогенид ионлари билан аралаш галоидли бирикмалар ҳосил қила олади.

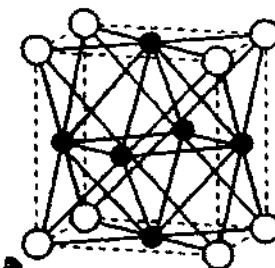
Тўртўзакли кластерларга $\text{Mo}_4\text{Cl}_8(\text{R}_3\text{P})_4$ ни мисол тариқасида келтириш мумкин (XI.5-расм), унда $\text{Mo} \cdots \text{Mo}$ оралиғида якка ва учбоғлар ҳосил бўлади. Молекуладаги тўрта хлор атоми кўприк вазифасини бажарса, қолган тўртаси монодентат лиганд ҳолида тўрта молибден атомига бириккан. Тўртала алкилфосфин группалари қўшни молекулаларга нисбатан *транс*-ҳолатда жойлашган.



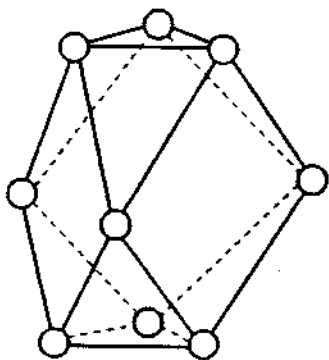
XI.4-расм. Уч ўзакли $[\text{Re}_3\text{Cl}_{12}]^{3-}$ анионнинг тузилиши.



XI.5-расм. Тўрт ўзакли молибден кластерининг тузилиши.



XI.6-расм. Олти ўзакли $[\text{Mo}_6\text{Cl}_{24}]^{4+}$ катионининг тузилиши.



XI.7-расм. $[Bi_6]^{5+}$ катиони тригональ призмасининг тузилиши.

Юқорида кўриб ўтилган бирикмалардан ташқари бир неча хил мураккаб таркибга эга бўлган кластерлар ҳам олинган.

Октаэдр тузилишига эга бўлган $[Mo_6Cl_8]Cl_4$, $[Nb_6X_{12}]^{2+}$, $[Ta_6X_{12}]^{2+}$ (бу бирикмаларда $X = Cl, Br$) кластерларда металл атомлар октаэдрнинг чўққиларида, галоген ионлари эса октаэдр ташқарисидаги кубнинг чўққиларида, жойлашади (XI.6-расм). Куб эса оддий ёки антикуб ҳолида бўлиши мумкин.

Ниобий ва танталнинг бирикмаларида 12 та галоид ионлар октаэдр қирраларида жойлашади. Бундан ҳам мураккаброқ бўлган $[Bi_6]^{5+}$, $[Ge_6]^{2-}$, $[Ge_6]^{4-}$, $[Pb_6]^{2-}$, $[Pb_6]^{4-}$ ва $[Sn_6]^{3-}$, полиион бирикмаларни ҳосил қилиш учун бундай металлларнинг ишқорий металллар билан қотишмаларини аммиакда эритиш натижасида ҳосил қилган. Мисол тариқасида $[Bi_6]^{5+}$ катионинг тузилиши XI.7-расмда келтирилган. Юқорида айтиб ўтилган галоген ионини тутган металл кластерларидан ташқари кўп ўзақли карбониллар, нитрозиллар ва бошқа ўхшаш бирикмалар кўплаб синтез қилинган.

ХII БОБ

ЁНАКИ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

ХII.1. ДАВРИЙ СИСТЕМА ЁНАКИ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Ёнаки группача элементлари жумласига катта даврларнинг d - ва f -элементлари киради. Улардан d -элементлар ҳар қайси катта даврда s - ва p -элементлар орасидаги 10 катакни банд қилади. d -элементларнинг умумий сони 33 та: IV—VI даврларда 10 тадан, VII даврда 3 та. Уларни **оралиқ металллар** деб ҳам юритилади. d - ва f -элементларга оид қуйидаги умумий қонуниятлар мавжуд.

1. Бир элементдан иккинчи элементга ўтганда қўшилиб борадиган 1 электрон d -элемент атомининг сиртки поғонадан битта ичкари $[(n-1)d]$ поғонага жойлаша боради.

2. d -элементларда валент орбиталлар вазифасини энергиялари яқин бўлган тўққизта орбитал [битта ns -, учта np - ва бешта $(n-1)d$ -орбитал] бажаради.

3. d -элементларнинг сиртки поғонасида 1 ёки 2 ns -электрон бўлиб, қолган валент электронлар $(n-1)d$ -орбиталларга жойлашади. Шунга кўра, d -элементларнинг кимёвий хоссалари сиртки ва сирткидан битта ичкариги поғоналарга жойлашган электронлар сонига боғлиқ.

4. Барча d -элементлар ўзгарувчан оксидланиш даражаларини намоён қилади. Шу сабабдан уларнинг бирикмалари кислота-асос ва оксидловчи-қайтарувчи хоссалар жиҳатидан бир-биридан фарқ қилади. d -элементлар энг юқори оксидланиш даражасини намоён қилганларидаги улар билан айнаи группанинг бош группачасидаги элементлари орасида ўхшашлик кузатилади.

5. d -элементлар комплекс бирикмалар ҳосил қилиш қобилиятига эга. Бу бирикмаларда уларнинг координацион сонлари 2, 4, 6 ва ундан ортиқ бўлиши мумкин.

6. f -элементлар ҳам оралиқ элементлар жумласига киритиш мумкин. Улар икки туркумда маълум. биринчиси $4f$ -элементлар ёки **лантаноидлар** бўлиб, V даврда лантандан кейинги 14 та катакни эгаллайди. Иккинчиси $5f$ -элементлар ёки **актиноидлар**. Улар VII даврда актинийдан кейинги 14 та ўринни эгаллайди. Ҳаммаси бўлиб f -элементлар сони 28 та. Улар металллар жумласига киради.

7. Ҳар қайси туркум атомларининг электронлар билан банд этилишига қараб икки туркумчага бўлинади. Масалан, лантаноидлар туркумида Се дан Gd гача бўлган биринчи етти элемент — **церий туркумчасини** ташкил қилади. Бу туркумчада бир элементдан иккинчи элементга ўтилганда $4f$ -орбиталга биттадан электрон қўшилади. Иккинчи туркумча Tb дан Lu гача бўлган етти элементни ўз ичига олади. Уни **тербий туркумчаси** дейилади. Уларнинг атомларида $4f$ -орбиталларга аввалги 7тадан ташқари яна биттадан электрон қўшилиб боради.

Лантаноид атомларининг валентлик ҳолати асосан уларнинг таркибидаги $5d^1 6s^2$ -электронларга боғлиқ. Шунинг учун лантаноидлар асосан уч валентли бўлади. Лекин лантан, гадолиний ва лютецийга яқин жойлашган элементлар ўзгарувчан валентликка эга. Масалан, Се уч ва тўрт

IV давр оралиқ металлларнинг баъзи хоссалари

Z	Электрон конфигурация	I_1 , В	I_2 , В	I_3 , В
20	Ca [Ar] $3d^0 4s^2$	6,11	11,87	51,21
21	Sc [Ar] $3d^1 4s^2$	6,56	12,80	24,80
22	Ti [Ar] $3d^2 4s^2$	6,82	13,58	27,60
23	V [Ar] $3d^3 4s^2$	6,74	14,21	29,30
24	Cr [Ar] $3d^5 4s^1$	6,765	16,50	31,00
25	Mn [Ar] $3d^5 4s^2$	7,435	15,64	33,70
26	Fe [Ar] $3d^6 4s^2$	7,90	16,18	30,60
27	Co [Ar] $3d^7 4s^2$	7,87	17,06	33,50
28	Ni [Ar] $3d^8 4s^2$	7,635	18,15	35,20
29	Cu [Ar] $3d^{10} 4s^1$	7,726	20,29	36,80
30	Zn [Ar] $3d^{10} 4s^2$	9,394	17,964	39,70

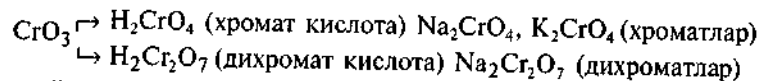
валентли бўлади, чунки унинг $4f$ -ҳолатдаги бир электрон $5d$ -ҳолатга ўтиши мумкин.

8. Лантаноидлар қаторида церийдан лютетийга ўтган сари атом ва ионларнинг радиуслари кичиклашиб (**лантаноид қиришим**) боради. Шунга ўхшаш ҳодиса актиноидлар туркумида (**актиноид қиришим**) ҳам кузатилади.

9. Лантаноидлар қаторида $4f$ -орбиталларнинг аввал битта, кейин иккита электрон билан тўлиб бориши туфайли лантаноидлар қаторидаги оддий моддалар ва бирикмалар хоссаларида **ички даврийлик** ҳодисаси кузатилади.

10. Актиниоидларнинг координацион сонлари 4—12 атофида бўлади.

d-металл атомининг оксидланиш даражаси ортган сари унинг оксид ва гидроксидларининг асослик хоссалари заифлашиб, кислоталик хоссалари кучаяди. Масалан, CrO — асос хоссага эга, Cr_2O_3 — амфотер оксид, CrO_3 — кислотали оксид. CrO_3 га иккита кислота (бинобарин, икки хил туз) мувофиқ келади:



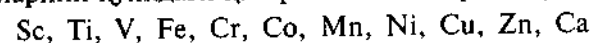
Ёнаки группача элементларида ядронинг заряди ортган сари d -металлнинг кимёвий активлиги кўпинча пасаяди. Масалан, олтин кимёвий активлик жиҳатидан мисга қараганда бирмунча орқада туради.

Барча (nd^{10} -элементлардан ташқари) d -металлларнинг бирикмалари (оксид, туз, комплекслари) ўзига хос рангга эга. Рангларнинг ҳосил бўлиши бу элементлар атомларида бўш d -орбиталлар борлиги билан изоҳ қилинади. Электрон бир d -орбиталдан бошқа бўш d -орбиталга нур квант энергияси ютилганда ранг пайдо бўлади. d -элементлардан марганец, темир, кобальт, мис, рух, молибден, ванадий, хром, никель элементларнинг комплекс бирикмалари ферментлар таркибига киради. Шу сабабдан бу элементларни биоген элементлар жумласига киритиш мумкин.

Мисол тариқасида IV даврнинг оралиқ металлларини кўриб чиқамиз. Улар жумласига Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu ва Zn киради. Қиёслаб кўриш мақсадида Са ни ҳам четда қолдирмаймиз. Куйидаги XII. I-жадвалда IV давр оралиқ металлларининг тартиб рақамлари, электрон конфигурациялари ва биринчи, иккинчи ҳамда учинчи ионланиш потенциаллари (I_1 , I_2 , I_3 лар) келтирилган.

Бу жадвалдан кўрамизки, I_2 мис учун энг катта қийматга эга. Шу сабабдан Cu^+ ион юқоридаги қатор элементларининг бир зарядли ионларига қараганда анча барқарор.

I_3 қийматларининг катталигига мувофиқ IV давр оралиқ металлларини куйидаги қаторга жойлаштириш мумкин:



Бундан кўрамизки, қатордаги барча элементлар орасида Sc ўзидан уч электронни осон йўқотади. Шу сабабдан Sc икки зарядли ион ҳосил қилмайди. I_3 никель, мис ва айниқса Zn учун энг юқори қийматларга эга. Шунга асосланиб, Ni^{2+} , Cu^{2+} ионларини оксидлаш қийин, Zn^{3+} га мувофиқ келадиган биронта бирикма йўқ деб хулоса чиқара оламиз.

Са учун I_2 билан I_3 орасида катта фарқ кўзга ташланади. Бинобарин, кальций фақат иккига тенг оксидланиш даражаси намоён қилади; унинг оксидланиш даражаси учга тенг бўлаолмайди. Кальций фақат икки валентли бўла олади. Кальцийдан кейинги (яъни оралиқ) металллар ўзгарувчан валентликлар намоён қилади. Бунинг сабаби шундаки, оралиқ металлларда тартиб рақам Z ортуви билан I

ларнинг қийматлари деярлик текис ўзгаради (уларнинг кўпларида I_2 билан I_3 орасидаги айирма деярлик бир хил қийматга эга).

Ионнинг оксидланиш хоссаси I лар қийматларидан ташқари, яна ионни қандай заррачалар қуршаб турганига ҳам боғлиқ. Масалан, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ни ионни қайтариш анча қийин. Бу мисолдан кўрамизки, Co^{3+} ионининг барқарорлиги уни қуршаб турган лигандлар табиатига боғлиқдир. Айниқса, ҳолат табиатига эга бўлган лигандлар барқарор комплекслар ҳосил қилади.

Оралиқ металллар бошқа металлларга қараганда ковалент боғланиш ҳосил қилишга кўпроқ мойил бўлади. Шу сабабдан оралиқ металлларнинг комплекс бирикмалари кўп учрайди.

XII.1.1. IV давр оралиқ d-элементларнинг физик хоссалари

Бу элементларнинг ҳаммаси эркин ҳолатда ялтироқ, иссиқлик ва электр оқимини яхши ўтказадиган металллардан иборат. Уларнинг зичликлари, атом радиуслари, суюқланиш ва қайнаш температуралари ионланиш потенциаллари (I_1 , I_2 , I_3), электрод потенциаллари E^0 ва электрон конфигурацияси XII.2-жадвалда келтирилган. Солиштириб кўриш мақсадида кальцийнинг ана шу хоссалари ҳам келтирилган.

Бу жадвалдан кўрамизки, Sc дан Zn га ўтиш тартибида оралиқ d-элементлар атомларининг радиуслари (рухники қисман катталигини эътиборга олмаганда) бир текисда ўзгариб кичиклашиб боради, чунки давр чегарасида элементларнинг ядро зарядлари ортган сари электрон поғоналар ядрога кўпроқ тортилади. Металлларнинг суюқланиш температуралари (баъзи истисноларни назарга олганда) Sc дан Zn га томон пасайиб боради. Металлларнинг стандарт электрод потенциалларининг манфий қийматлари Sc дан Zn га ўтган сари катталашиб боради (лекин мис учун бу қиймат 0,34 В га тенг).

Металларда ионланиш потенциаллар I_1 , I_2 ва I_3 нинг қийматлари асосида уларнинг валентлиги ва кимёвий хоссалари ҳақида жуда ишончли хулосалар чиқариш мумкин. Масалан, кальцийни олайлик: унинг биринчи ва иккинчи ионланиш потенциаллари деярлик бир-бирига яқин ($I_1=6,133$ В, $I_2=11,87$ В), лекин учинчи ионланиш потен-

IV элементларнинг баъзи муҳим хоссалари

	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Зичлик, г·см ⁻³	1,54	2,99	4,5	5,95	7,19	7,44	7,87	8,84	8,91	8,94	7,14
Атом радиуси, нм	0,197	0,161	0,146	0,134	0,127	0,130	0,126	0,125	0,126	0,128	0,139
Суюқланиш температураси, °C	847	1539	1668	1900	1875	1244	1536	1493	1453	1083	419,7
Қайнаш температураси, °C	1470	2832	3169	3400	2680	2080	2870	2960	2910	2600	908,4
НЭМ	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6
Ионланиш потенциаллари, В											
I_1	6,133	6,82	6,74	6,8	7,4	7,89	7,87	7,63	7,726	7,726	9,394
I_2	11,87	12,80	13,58	15,13	16,5	15,64	16,18	17,06	18,15	20,29	17,331
I_3	51,21	24,75	27,5	30,31	31,0	33,7	31,6	33,50	35,20	36,80	39,670
Электрод потенциаллари, E^0 (Э ⁰ /Э), В	-2,866	-2,077	1,628	-0,835	-0,744	-1,18	-0,44	-0,277	-0,25	-0,34	-0,763
Тартиб рақами	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Электрон конфигурацияси	$[\text{Ar}]\text{3d}^4\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^1\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^2\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^3\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^5\text{s}^1$	$[\text{Ar}]\text{3d}^5\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^6\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^7\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^8\text{s}^2$	$[\text{Ar}]\text{3d}^{10}\text{s}^1$	$[\text{Ar}]\text{3d}^{10}\text{s}^2$

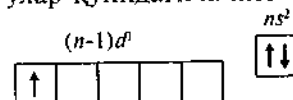
Учинчи ионланиш потенциаллари қийматлари асосида бу жадвалда келтирилган элементларни қуйидаги тартибда жойлаш мумкин:

I_3 скандий учун энг кичик қийматга эга, бинобарин, унинг учинчи электронини атомдан чиқариб юбориш осон. Шу сабабдан скандийнинг оксидланиш даражаси +3 га тенгдир. Zn, Ni ва Cu учун I_3 нинг қийматлари жуда катта. Шу сабабдан улар +3 га тенг оксидланиш даражасига эга бўлиши қийин. Ni^{2+} ион нихоятда қийинчилик билан оксидланади. Мис асосан +2 ва +1 га тенг оксидланиш даража намоён қилади. Унинг уч валентли бирикмаси жуда ҳам нотурғун.

Даврий жадвалнинг IIIБ группачасига *d*-элементлардан скандий (Sc, Z=21), иттрий (Y, Z=39), лантан (La, Z=57), актиний (Ac, Z=89), *f*-элементлар туркумларидан лантаноидлар (Z=58—71) ва актиноидлар (Z=90—103) киради. Жаъми бўлиб IIIБ группачасида 32 та *f*-элемент мавжуд. Булар орасида фақат скандий кайносимметрик элементлар жумласига киради.

Скандий, иттрий фақат биргина изотопдан иборат: ^{45}Sc ва ^{89}Y . Улар табиатдаги скандий ва иттрийнинг 100% ини ташкил қилади. Лантанда иккита изотоп бор: ^{139}La (табиий лантаннинг 99,911%) ва ^{138}La (у табиатдаги лантаннинг атиги 0,089% ини ташкил этади); лантаннинг иккинчи изотопи радиоактив, унинг ярим емирилиш даври 10^{11} йил. Актинийнинг биронта ҳам барқарор изотопи йўқ. Унинг 10 та радиоактив изотопи маълум. Улардан энг барқарори ^{227}Ac бўлиб, унинг ярим емирилиш даври 21,6 кун, 13 та лантаноиднинг барқарор изотоплари бор: фақат проме-

Скандий, иттрий, лантан, актиний атомларидаги $(n-1)d^1ns^2$ электронлар — бу элементларнинг валент электронлари бўлиб, улар қуйидагича жойлашади:



Ac (Z=89) KLMN $5s^25p^65d^{10}6s^26p^66d^17s^2$

Қуйидаги XII.3-жадвалда бу тўрт элементнинг баъзи хоссалари келтирилган. Скандий, иттрий, лантан ва активний элементларнинг кимёвий активлиги жиҳатидан ишқорий ва ишқорий-ер металллардан кейинда туради. Лантан ҳавода тез оксидланади, у бензол остида сақланади. Скандийдан активнийга ўтганда атом радиуслари катталашади, уларнинг биринчи ионланиш потенциаллари шу сабабли кичиклашади.

Табиатда тарқалиши. Скандий, иттрий, лантан ва ай-
никса актиний нодир ва тарқоқ элементлар жумласига

XII.3-жадвал

IIIБ группача элементларнинг баъзи хоссалари

Хоссалар	$_{21}\text{Sc}$	$_{39}\text{Y}$	$_{57}\text{La}$	$_{89}\text{Ac}$
Валент электронлар конфигурацияси	$3d^1 4s^2$	$4d^1 5s^2$	$5d^1 6s^2$	$6d^1 7s^2$
НЭМ	1,3	1,2	1,0	1,1
Атом радиуслари, нм	0,164	0,181	0,187	0,203
Ер пўстлоғидаги миқдори, %	$6 \cdot 10^{-4}$	$2,8 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-10}$
Ионланиш потенциаллари, эВ:				
I_1	6,562	6,217	5,547	5,10
I_2	12,80	12,24	11,0	12,10
I_3	24,80	20,50	19,20	—
Э^{+} ион радиуслари, нм	0,083	0,097	0,104	0,111
Зичлиги, г · см ⁻³	3,0	4,47	6,16	10,1
Суюқланиш температураси, °С	1539	1525	920	1040
Қайнаш температураси, °С	2700	3025	3470	—
Стандарт электрод потенциалли				
E^0 (МЗ+/МЗ) В	-2,077	-2,372	-2,522	-2,60

киради, уларнинг ўзига хос минераллари йўқ. Sc, Y, La, табиатда лантаноидлар, цирконий, гафний, торий, қалай ва бошқа металлларнинг рудаларида учрайди. Табиатда **торт-вейтит** $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ ва **стереттит** $\text{ScPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ минераллари таркибида скандий учрайди. Актиний фақат уран рудаларида учрайди (1 тонна рудада 0,06 мг).

Актиний IIIгруппанинг энг оғир радиоактив элементи. Скандий, иттрий, лантаннинг кимёвий хоссалари бири-бириникига жуда ўхшайди, айниқса, «сийрак-ер» металллар хоссалари билан бу группача хоссалари ўртасида яқинлик кузатилади.

Уларнинг кашф этилиши тарихига қисқача тўхталиб ўтамыз.

Скандий элементини Д.И. Менделеев 1869 йилда баъшорат қилган. Уни 1879 йилда Скандинавиялик (Швециялик) Нильсон олишга муваффақ бўлган.

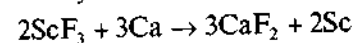
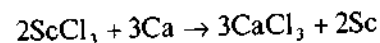
Иттрийни 1828 йилда Ф. Вёлер Шведиянинг Итерби шаҳри яқинида топишган минерал таркибидан ажратиш олган.

Лантан 1839 йилда К. Моссандер томонидан «лантаноид-сийрак ерлар» оксиди сифатида кашф этилган. Уни 1902 йилда О. Мутман суюқ ҳолатдаги лантан хлоридни электролиз қилиш орқали ажратиш олган. «Лантан» сўзи юнонча «яширин» маъносига эга.

Актиний 1899 йилда А. Дебьерн томонидан уран рудалари чиқиндисидан ажратиш олинган. Актинийнинг барча бирикмалари заҳарли моддалар жумласига киради, чунки у альфа нурлар чиқариб туради.

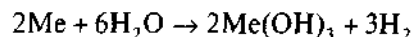
Олиниши. Скандий, иттрий, лантан, актиний жуда мураккаб технология асосида рудалардан фторид (масалан, ScF_3), хлорид (масалан, ScCl_3), оксалат (масалан, $\text{Ac}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$), карбонат (масалан, $\text{Ac}_2(\text{CO}_3)_3$) ларга ўтказилади. Сўнггра уларни магний, кальций ёки ишқорий металллар билан қайтариш, эркин ҳолдаги элементлар (Sc, Y, La) олинади.

Металл ҳолдаги скандийнинг олиниши. Бу соҳада биринчи бўлиб В. Фишер 1937 йилда сувсиз скандий хлоридни суюқ $\text{KCl}-\text{CsCl}$ системасининг эвтектик қотишмасини ($\sim 700-800^\circ\text{C}$ да) электролиз қилиш йўли билан скандий олишга муваффақ бўлди. Фишер катод сифатида суюқ тоза рух металидан фойдаланди, ҳосил бўлган скандий рухда эриб 2% ли қотишмага ўтди. Бу қотишмадан вакуумда рухни ҳайдаб скандий миқдорини 94—98% га етказди. Бунга эришмоқ учун пассив газ атмосферасида куйидаги реакциялар амалга оширилди:



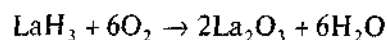
Хоссалари. Sc ва Y — оқ кулранг, лантан ва актиний кумушсимон-оқ рангли металллардир. Скандий ва иттрий енгил, лантан ва актиний оғир металллар жумласига киради. Бу металллар гексагонал кристалл панжара ҳосил қилиб кристалланади. Скандий жуда мўрт, иттрий ва лантан яхши болғаланувчан металллардир. Лантан — пирофор модда, майда ҳолдаги лантан ҳавода ўз-ўзидан ёниб кетади. Бу металлларнинг қайтарувчилик хоссалари $\text{Sc}-\text{Y}-\text{La}-\text{Ac}$ қаторида чапдан ўнгга ўтган сари кучайиб боради.

Қиздирилган ҳолда бу металллар кўпчилик металлмаслар билан кимёвий таъсирлашади; металллар билан — қотишмалар ҳосил қилади. Лантан ва актиний одатдаги шароитда сувни парчалайди:

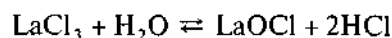


Қиздирилган скандий ва иттрий ҳам сув билан (юқорида келтирилган тенгламага мувофиқ) реакцияга киришади. Скандий, иттрий, лантан ва актиний суюлтирилган хлорид, сульфат ва нитрат кислоталарда яхши эрийди.

Бирикмалари. Скандий водород билан ScH_2 таркибли бирикма ҳосил қилади. У электр оқимини жуда яхши ўтказадиган қора кукундан иборат. У металлсимон гидридлар туркумига киради. Лантаннинг энг барқарор гидриди $\text{LaH}_{2.5}$ формула билан ифодаланади; уни LaH_2 билан LaH_3 нинг аралашмаси деб қараш мумкин. ЭН_3 таркибли гидридлар сувда гидролизланади. Ҳавода қиздирилса қуйидагича реакция содир бўлади:



Бу элементларнинг галидлари ЭГ_3 таркибга эга. Уларни айни металл билан галогеннинг бевосита бирикишидан ёки металл оксид (ёхуд гидроксидининг) водород галогенидлар билан реакцияга киришиши натижасида ҳосил қилиш мумкин. Скандий, иттрий ва актинийнинг фторидлари юқори температураларда суюқланадиган, сувда эримайдиган қаттиқ жисмлар бўлиб, хлорид, бромид ва йодидлари сувда яхши эриб, гидролизланадиган моддалардир. Масалан, лантан хлориднинг гидролизини қуйидагича ёзиш мумкин:

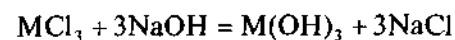


Бу тўрт элементнинг оксид ва гидроксидлари $\text{Э}_2\text{O}_3$ ва $\text{Э}(\text{OH})_3$ формулалар билан ифодаланади. Уларнинг оксидлари айни элементларнинг ҳавода оксидланишидан ёки уларнинг карбонат, нитрат ва оксалатлари парчаланишидан ҳосил бўлади. Улар юқори температурада суюқланадиган оқ рангли ниҳоятда барқарор моддалар бўлиб, уларнинг стандарт ҳосил бўлиш энтальпиялари жуда катта манфий қийматга эга. Масалан, Sc_2O_3 учун $\Delta H_{298}^0 = -1908,3$ кЖ·моль⁻¹, Y_2O_3 учун $\Delta H_{298}^0 = -1904$ кЖ·моль⁻¹, La_2O_3 учун $\Delta H_{298}^0 = -1794$ кЖ·моль⁻¹ га тенг.

Скандий ва иттрийнинг оксидлари сувда ва суюлтирилган кислоталарда ёмон эрийди. Аксинча, лантан ва ак-

тинийнинг оксидлари сувда ёмон, лекин суюлтирилган кислоталарда яхши эрийди. Лантан ва актинийнинг гидроксидлари сувда ёмон эрийдиган қаттиқ моддалардан иборат. Бу тўрт элемент оксидларининг асослик хоссалари Sc_2O_3 дан Ac_2O_3 га томон кучайиб боради. Фақат Sc_2O_3 кучсиз амфотер хоссаларни намоён қилади.

Бу тўрт металлнинг гидроксидларини ҳосил қилиш учун уларнинг хлоридларига ишқорлар таъсир этдирилади:

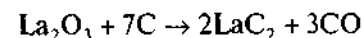


Гидроксидларининг сувда эрувчанлиги $\text{Sc}(\text{OH})_3$ дан $\text{Ac}(\text{OH})_3$ га ўтган сари ортиб боради.

Бу элементларнинг сульфидлари $\text{Э}_2\text{S}_3$ таркибга эга. Улар Э билан S нинг бевосита бирикишидан ҳосил бўлади. $\text{Э}_2\text{S}_3$ ларнинг барчаси сариқ рангли қаттиқ моддалар бўлиб, сувда ёмон эрийди, лекин HCl , H_2SO_4 , HNO_3 каби кислоталар билан реакцияга киришади.

Бу тўрт элементнинг нитридлари ЭN таркибга эга. Металлни 900°C да азот ёки аммиак атмосферасида қиздириш орқали нитридлар ҳосил қилинади. Бу нитридлар сувда гидролизланиб айни металлнинг гидроксиди билан аммиак ҳосил қилади.

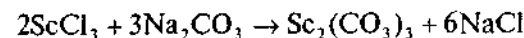
Уларнинг карбидлари ЭC_2 таркибга эга. Карбид ҳосил қилиш учун, масалан, La_2O_3 ни 2000°C да кўмир билан реакцияга киритиш керак:



Бу карбидлар фақат куруқ атмосферада барқарор, лекин нам ҳавода гидролизга йўлиқади:



Бу тўрт элементнинг кислородли кислота тузларидан фақат нитрат ва сульфатлари сувда яхши эрийди. Уларнинг фосфат ва карбонатлари сувда ёмон эрийди. Масалан, скандий карбонатнинг ҳосил бўлишини қуйидаги тенглама билан ифодалаш мумкин:



Бу тўрт элемент тузларининг сувдаги эритмалари рангсиз, сувда гидролизга йўлиқади, натижада сувда кам эрийдиган гидроксо-тузлар чўкмага тушади.

Sc ва Y худди алюминий каби комплекс фторидлар $[\text{ЭF}_6]^{3-}$ ва ишқорий металлларнинг сульфат, нитрат ва карбонатлари билан қўшалок тузлар ҳосил қилади [масалан, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$].

Металл ҳолдаги скандий ядро техникасида нейтронларнинг ҳаракат тезлигини сусайтирувчи восита сифатида, қора ва рангли металлургияда сифатни яхшиловчи қўшимча ҳолида ишлатилади. Агар зангламайдиган пўлат таркибига 1% иттрий қўшилса, бундай пўлатнинг оксидланиш температураси юқорилашиб 1200–1300 °C га қадар кўтарилади. Магний ва алюминий қотишмаларига иттрий қўшилса, уларнинг мустаҳкамлиги ортади. Ундан ташқари, иридийли скандий (ScIr_2), иттербийли платина (YPt_2), рутенийли иттербий (YRu_2), рутенийли лантан (LaRu_2), иридийли иттербий (YIr_2) таркибли металллар паст температурада электр токини ўта ўтказувчилар жумласига киради.

XII.1.3. Лантаноидлар

Даврий системанинг VI даврига жойлашган 14 та элемент ($Z=58-71$): церий $\text{Ce}(Z=58)$, празеодим $\text{Pr}(Z=59)$, неодим $\text{Nd}(Z=60)$, прометий $\text{Pm}(Z=61)$, самарий $\text{Sm}(Z=62)$, европий $\text{Eu}(Z=63)$, гадолиний $\text{Gd}(Z=64)$, тербий $\text{Tb}(Z=65)$, диспрозий $\text{Dy}(Z=66)$, гольмий $\text{Ho}(Z=67)$, эрбий $\text{Er}(Z=68)$, туллий $\text{Tm}(Z=69)$, иттербий $\text{Yb}(Z=70)$, лютеций $\text{Lu}(Z=71)$ лантаноидлар туркумига киради.

Улар иттрий Y ва лантан La билан бирга сийрак-ер элементлар (СЕЭ) группасини ташкил этади.

Лантаноидларнинг Ер қобиғидаги умумий миқдори 0,1% ни ташкил этади. Лекин улар ниҳоятда тарқоқ ҳолда учрайди. Улар лантан ва торий билан бирга **монацитли** (таркибида ЭPO_4 ва бошқа моддалар бўлган) **қумда**, фосфорит ва апатитлар билан бирга учрайди. Лантаноидларнинг муҳим минераллари **бастнезит** ($\text{Ce, La, ...CO}_3\text{F}$, **лопарит** ($\text{Na, Ca, Ce, ...}_2(\text{Ti, Nb, Ta})_2\text{O}_6$, ва **монацит** (Ce, La, ...PO_4 тантал, титан, уран минералларида ва апатитларда учрайди.

Ион алмашилиш, босқичли чўктириш ва кристаллга ўтказиш ва бошқа йўллар билан бу минераллардан лантаноидларнинг хлорид оксидлари тайёрланади. Сўнгра уларни аргон муҳитида магний ёки кальций билан (шунингдек, электролиз усулидан фойдаланиб) қайтарилади. Ҳосил

қилинган металл вакуумда суюқлантириб тоза ҳолда ажратиб олинади.

Хоссалари. Эркин металл ҳолатидаги лантаноид — қумушсимон оқиш тусга эга. Оғир металл, ҳийла юқори температурада суюқланади, яхши болғаланади ва пластик хоссага эга. Бу металлларнинг механик хоссалари уларда бўлган қўшимчалар (O_2 , S, N₂ ва C) миқдорига боғлиқ. Улар қуқун ҳолатда ўз-ўзича ёниб кетиш хоссасига эга. Лантаноидлар (айниқса қиздирилганда) оксидловчи моддалар билан фаол равишда реакцияга киришиб оксидлар, галидлар ва сульфидларга айланади. Фосфор, азот, углерод, водород ва бошқалар билан ҳам шиддатли реакцияга киришади. Церий, празеодим, неодим одатдаги шароитда ҳавода коррозияга учрайди, бошқа лантаноидларда бундай ҳодиса кузатилмайди. Лантаноидлар худди лантан сингари сувни парчалайди, қиздирилганда бу реакция тезлашади. Улар кислоталар билан ҳам шиддатли реакцияга киришади.

Бирикмалари. Лантаноидларнинг хлорид, бромид, йодид, сульфат, нитрат ва перхлорат тузлари сувда яхши эрийди. Лекин фторид, фосфат, карбонат ва оксалатлари сувда эримайди. Лантаноидлар $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{M}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (бу ерда, M —лантаноид) каби қўшалок тузлар ҳосил қилади.

Лантаноидлар одатдаги шароитда ўзига водород ютиб MH_2 , MH_3 таркибли гидридлар ҳосил қилади.

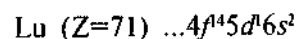
Лантаноидларнинг электрон конфигурациясининг умумий формуласи $4f^{2-14}5s^25p^65d^{0-1}6s^2$ билан ифодаланади. Лантаноидлар 4f-элементлар деб ҳам аталади, чунки уларнинг атомларида 4f-поғоначалар электронлар билан тўлиб боради. Бу элементлар атомларининг ташқи — олтинчи поғонасида 2 тадан s-электрон бўлади. Гадолиний ва лютеций атомларининг бешинчи поғонасида 2 та s-, 6 та p- ва 1 тадан d-электрон бор. Улар бу жиҳатдан лантанни эслатади. Бошқа лантаноидларнинг атомлари эса бешинчи d-поғоначаларидаги бир d-электрон 5d-орбиталардан 4f-орбиталарга кўчиб ўтганлигини қуйидаги электрон конфигурациялардан кўриш мумкин:

Ce ($Z=58$) KLM $4s^24p^64d^{10}4f^25s^25p^66s^2$

Nd ($Z=60$) KLM $4s^24p^64d^{10}4f^45s^25p^66s^2$

Pm ($Z=61$) KLM $4s^24p^64d^{10}4f^55s^25p^66s^2$

Церийдан гадолинийга ўтганда $4f$ -поғоначадаги электронлар сони 2 дан 7 га қадар ортади. Гадолиний лантаноидлар туркумининг 7- элементи. Унинг атом тузилиши лютеций-никига ўхшайди: гадолиний лантаноидлар туркумини икки бўлакка ажратади дейиш мумкин. Лантаноидлар туркуми лютеций билан тугайди. Унинг ташқи валент поғонасининг тузилиши:



Лютецийдан олдинда турувчи элемент иттербийда ҳам $4f$ -электронлар сони 14 та: $4f^{14}6s^2$

Гадолиний ва лютецийнинг валент электронлари учта (d^1s^2), шу сабабли уларнинг валентлиги +3 га тенг. Бошқа лантаноидлар +3 ва +4 (баъзан +2) валентли бўла олади, чунки бу элементларнинг атомлари $4f$ -поғоначадан яна бир f -электрон бериши мумкин. Самарий ($Z=62$), европий ($Z=63$), тулий ($Z=69$), иттербий ($Z=70$) ўз бирикмаларида +3 ва +2 валентли бўлади. Лекин неодим ($Z=60$), прометий ($Z=61$), гадолиний ($Z=64$), гольмий ($Z=67$) ва лютеций ($Z=71$) фақат уч валентли бўлади.

Лантаноидларда уч валентли ҳолатдан ташқари 4 валентли ҳолат ҳам бўлишини $4f$ -поғоначадаги яна бир f -электроннинг иштироки билан изоҳласак, 2 валентли ҳолатнинг намоён бўлишини ярим ва тўла тўлган (f^7, f^{14}) электронли $4f$ -поғоначанинг ниҳоятда барқарор эканлиги билан тушунтириш керак.

Европийда Eu^{2+} нинг, тербийда Tb^{4+} нинг мавжудлиги f -ҳолатнинг барқарорлиги натижасида келиб чиқади. Иттербийнинг +2 валентлиги мавжудлиги эса f^{14} -ҳолатнинг барқарор эканлигига боғлиқ. Лантанда f -электронлар йўқ. У фақат 3 валентли бўлади. Бу мулоҳазаларга асосланиб f^0 -, f^7 -, f^{14} -ҳолатлар алоҳида барқарорликка эга деган хулоса чиқарамиз.

Лантаноидларнинг атом радиуслари бу металлларнинг кристал тузилиши асосида аниқланган бўлиб, уларнинг қийматлари церийдан лютецийга ўтган сари камайиб боради.

Бу қийматлар орасида европий ва иттербийнинг радиуслари катталигини кўрамиз. Бунинг сабаби шундаки, европий ҳажмий марказлашган куб шаклда, иттербий куб шаклида кристалланади; қолган лантаноидлар эса, асосан, гексагонал кристал панжара тузилишига эга. Ланта-

Лантаноид киришим ёки контракция

Элемент	R, нм	Элемент	R, нм	Элемент	R, нм
Ce	0,1825	Tm	0,1746	Pr	0,1810
Eu	0,2042	Nb	0,1821	Dy	0,1773
Er	0,1757	Tb	0,1782	Ho	0,1760
Pr	0,1828	Yb	0,1940	Lu	0,1747
Gd	0,1842	Sm	0,1802		

ноидларнинг ионланиш потенциаллари ($I_1+I_2+I_3$) йиғиндиси церийдан лютецийга ўтган сари ортиб боради (церий учун бу қиймат 37,9 эВ бўлса, лютеций учун 41,2 эВ дир). Лантаноидлар ионлари (Э^{3+}) нинг радиуслари худди атом радиуслари каби церийдан лютецийга ўтганда кичиклашади:

Ион	R, нм	Ион	R, нм	Ион	R, нм	Ион	R, нм
Ce^{3+}	0,1034	Pr^{3+}	0,1013	Nd^{3+}	0,0995	Pm^{3+}	0,0979
Sm^{3+}	0,0967	Eu^{3+}	0,0950	Gd^{3+}	0,0988	Tb^{3+}	0,0928
Dy^{3+}	0,0908	Ho^{3+}	0,0894	Er^{3+}	0,0881	Tm^{3+}	0,0899
Yb^{3+}	0,0858	Lu^{3+}	0,0848				

Лантаноидлардан самарий, европий ва иттербий уч валентлидан ташқари икки валентли ҳолатларни ҳам намоён қилади.

Лантаноидлар атом техникасида катта аҳамиятга эга. Баъзи лантаноидлар (самарий, гадолиний, европий) нинг иссиқ нейтронларни қамраб олиш кесим юзлари катта бўлади. Шунинг учун ядро реакторларнинг сополдан яса-ладиган ҳимоя қопламалари таркибига гадолиний, самарий ва европий бирикмалари қўшилди.

ХII.1.4. Актиноидлар

Актиноидларнинг атомларида торийдан лоуренцийга ўтган сари $5f$ -поғоначалар электронлар билан тўлиб боради, лекин баъзи электронларнинг $6d$ -поғоначадан $5f$ -поғоначага ўтиши ва аксинча $5f$ -поғоначадан $6d$ -поғоначага кўчиши ҳам мумкин, чунки $5f$ -электронларнинг ядрога тортилиш энергияси элементларнинг тартиб рақами ошиши билан аста-секин катталашади, $6d$ -электронларники

эса камаяди. Шунинг учун актиноидларнинг электрон конфигурациялари қуйидагича ёзилади:

Th (Z=90) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$
 Pa (Z=91) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^2 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
 U (Z=92) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
 Np (Z=93) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^4 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
 Pu (Z=94) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^6 6s^2 6p^6 7s^2$
 Am (Z=95) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 7s^2$
 Cm (Z=96) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 7s^2$
 Bk (Z=97) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^8 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
 Cf (Z=98) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$
 Es (Z=99) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{12} 6s^2 6p^6 7s^2$
 Fm (Z=100) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{12} 6s^2 6p^6 7s^2$
 Md (Z=101) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{13} 6s^2 6p^6 7s^2$
 No (Z=102) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 7s^2$
 Lr (Z=103) KLMN $5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$

Актиниоидларнинг барқарор изотопи йўқ; актиноидларнинг ҳаммаси радиоактив элементлардир. Радиоактив изотоплар сони ҳар қайси актиноидда ҳар хил. Масалан, торийнинг атиги битта изотопи бор. У ҳам бўлса ^{232}Th (унинг ярим емирилиш даври $1,39 \cdot 10^{10}$ йил); уранда учта: ^{238}U , ^{235}U ва ^{234}U . Булардан энг барқарори ^{238}U бўлиб, унинг ярим емирилиш даври $4,5 \cdot 10^9$ йил. Нептунийда 11 та радиоактив изотоп бор; улардан энг барқарори ^{237}Np бўлиб, унинг ярим емирилиш даври $2,2 \cdot 10^6$ йил. Плутонийда ҳам 11 та радиоактив изотоп бўлиб, улардан энг барқарори ^{239}Pu бўлиб, унинг ярим емирилиш даври $2,4 \cdot 10^4$ йил. Актиниоидлардан баъзиларининг айрим изотоплари ядро энергетикасида ишлатилади.

Актиниоидларнинг атом радиуслари лантаноидларникига қараганда каттароқ бўлади. Шунинг учун уларнинг ташқи электронлари ядро билан кучсиз боғланади. Шу сабабли баъзи актиноидлар (Th, Pa, U, Np, Pu, Am) нинг валентлиги 6 га тенг бўлади.

Оксидланиш даражаси +3 бўлган актиноидлар ионларининг радиуслари элементнинг тартиб рақами ортиши

билан кичиклашиб боради (бу ерда ҳам худди лантаноид киришим каби **актиноид киришим** рўй беради). Актиниоидлар туркуми баъзи физик ва кимёвий хоссалар билан лантаноидлар туркумига ўхшайди. Улар орасида фарқ ҳам бор, масалан, лантаноидлар туркумига кирган элементлар бири-бирига жуда ўхшайди; актиноидлардан фақат уч элемент (уран, торий ва протактиний) табиатда учрайди; қолганлари учрамайди; лантаноидларнинг ҳаммаси табиатда учрайди; актиноидлар лантаноидларга қараганда кучлироқ металл хоссаларини намоён қилади. Кўп актиноидларнинг оксидланиш даражаси +2 дан +6 га ва +2 дан +4 га қадар бўлади.

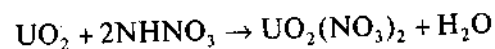
Актиниоидлар ҳақидаги кимёвий ва спектроскопик маълумотларнинг кўрсатишича, VII давр элементларида $7s$ -, $6d$ - ва $5f$ -ҳолатлар энергетик жиҳатдан бир-бирига жуда яқин; яна шу ҳодиса маълум бўлдики, $5f$ -электронларнинг ядрога боғланиш энергияси тартиб рақам ортиши билан аста-секин ортади, лекин $6d$ -электронларнинг ядрога боғланиш энергияси аксинча, тартиб рақами ортиши билан аста-секин камайиб боради ва 91- элементдан бошлаб ўзгармай қолади.

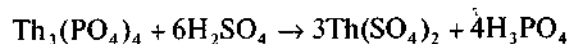
Шунинг учун актиноидларни еттита-еттита элементдан иборат икки туркумга бўлиш мумкин: бири Th—Cm ва иккинчиси Bk—Lr туркумлардир. Биринчи еттита элементда $6d$ - ва $5f$ -ҳолатлар энергетик жиҳатдан бир-бирига жуда яқин бўлганлиги учун бу элементлар ҳам f -, ҳам d -элементларнинг хоссаларини намоён қилади ва улар ўзгарувчан валентликларга эга.

Bk—Lr оиласида $5f$ -электронларнинг $6d$ -ҳолатга ўтиши қийинлашади; улар фақат f -элемент хоссаларини намоён қилиб, кимёвий хоссалари билан актиноидларга ўхшайди.

Ураннынг энг муҳим рудалари — уранит UO_2 , уран чирки U_3O_8 , карнотит $\text{K}_2(\text{UO}_2)_2 \cdot (\text{VO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, туямуюнит $\text{Ca}(\text{UO}_2)_2 \cdot (\text{VO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, торит ThSiO_4 ва торианит $(\text{Th}, \text{U})\text{O}_2$, монацит $(\text{Ca}, \text{La}, \dots \text{Th})\text{PO}_4$ лар таркибида учрайди.

Олиниши. Таркибида уран оксиди ва торий фосфати бўлган руда концентратлари нитрат ва сульфат кислота-ларда эритилади. Бунда





реакциялар содир бўлади.

Ҳосил қилинган $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ ва $\text{Th}(\text{SO}_4)_2$ ларни органик эритувчилар ёрдамида эритмадан ажратиб (экстракция қилиб) олинади. Сўнгра уларни галидлар (UF_4 , ThF_4 , ThCl_4) га ва оксидлар (UO_2 ва ThO_2) га айлантирилади. Махсус пўлат идишларда UF_3 ни кальций ёки магний ёрдамида қайтариб металл ҳолдаги уран олинади. Уни вакуумда суюқлантириб тоза уран олинади. ThO_2 ёки ThF_4 ни (ёхуд ThCl_4 ни) вакуумда кальций ёки магний билан аргон муҳитида қайтариб торий олинади. Бу мақсад учун ThCl_4 (ёки ThF_4) ни NaCl (ёки KCl) билан суюқлантириб электролиз қилишда ҳам фойдаланиш мумкин. Ҳосил қилинган говак ҳолдаги металл вакуумда қиздирилиб яхлит материалга айлантирилади.

Хоссалари. Актиноидлар (Th, Np, Pu) кумушсимон оқ ёки кулранг тусда бўлади. Уларнинг механик хоссалари улардаги қўшимчаларга ва температурага ҳам боғлиқ.

Қуйидаги жадвалда тоза торий, уран ва плутонийнинг баъзи физик хоссалари келтирилган.

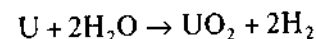
Элемент	Суёқланиш температураси, °C	Қайнаш температураси, °C	Зичлиги, г · см ⁻³
Торий	1750	—	11,72
Уран	1132	3820	19,05
Плутоний	639,5	3235	19,80

Торий худди церийга ўхшаш; унинг оксидланиш даражалари +2, +3, +4 га тенг. Характеристик валентлиги +4. Ураннинг ўз бирикмаларидаги энг барқарор оксидланиш даражалари +4 ва +6 га тенг. Плутоний +4 дан +7 гача бўлган оксидланиш даражаларига эга.

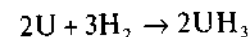
Актиноидларнинг оксидловчилик хоссалари лантаноидларникидан устун туради. Улар галогенлар, водород, олтингугурт, азот, фосфор, углеводлар билан шиддатли реакцияга киришиб галид, сульфид, гидрид, нитрид фосфид ва карбидларга айланади. Ҳавода одатдаги шароитда аста-секин оксидланиб, металл сирти ҳимоя парда билан қопланади; қиздирилганда бу реакциялар жуда тез кетади. Бу реакцияларнинг стандарт энтальпиялари жуда

га манфий қийматларга эга. Масалан, UO_2 учун $\Delta_f H_{298}^0 = -1083,6 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг.

Торийдан плутонийга ўтилганида актиноидларнинг ндарт электрод потенциаллари —1,6 В дан —1,4 га қадар аради. Шунга кўра актиноидлар сув билан (айниқса 150 да ва бундан юқориқ температураларда) шиддатли кцияга киришади. Масалан:

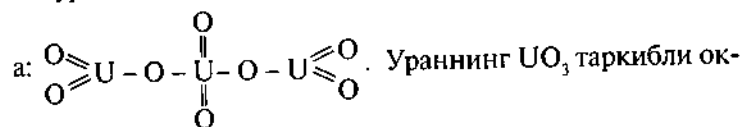


да ажралиб чиққан водород уран билан бирикиб уран-гидриди ни ҳосил қилиши мумкин:



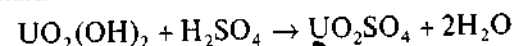
Актиноидлар суёқлантирилган HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 би кислоталарнинг эритмаларида эриб M^{4+} иони тузлани ҳосил қилади. Концентрланган нитрат кислота то-йни пассивлаштиради.

Бирикмалари. Торий, уран ва плутоний юқори дисперс татда водородни ютиб ностехиометрик бирикмалар ҳосил лади. Бу металллар кислород атмосферасида қиздирилса сидларга айланади. ThO_2 —рангсиз, UO_2 —қорамтир-жиранг, PuO_2 —сарғиш-жигарранг тусга эга. Бу оксидлар қори температурада суёқланади, масалан, ThO_2 нинг юқланиш температураси 3220 °C га тенг. Уран қаттиқ қизрилганда U_3O_8 таркибли оксид ҳосил қилади (унда икта уран атоми +5, биттаси +6 оксидланиш даражасига

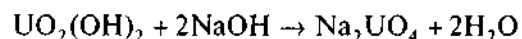


иди амфотер хоссага эга. Сув билан бирикиб $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ аниил гидроксидга ўтади.

Торийнинг гидроксиди $\text{Th}(\text{OH})_4$ кучли асос хоссалари-и намоён қилади (унда амфотерлик хоссалар кузатилмай-и). $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ амфотер хоссаларга эга. Кислоталар билан акцияга киришганида уранил-ион тузлари ҳосил бўла-и; масалан:

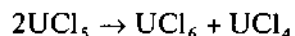


шқорлар билан қиздирилганида $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ тузларини ҳосил қилади, масалан:



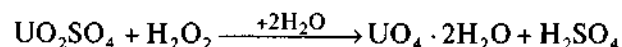
В. И. Спицин ва унинг ҳамкорлари актиноидлар кимё-си соҳасида илмий текширувлар олиб бориш натижасида муҳим хулосалар чиқариш имкониятига эга бўлдилар. Улар нептуний, плутоний ва америцийларнинг етти валентлик бўла олишини исбот қилдилар; актиноидлар атомларининг 2 валентлик ҳолати калифорний (Cf) элементидан бошлаб тартиб рақами ортган сари барқарорлашар экан; калифорнийнинг CfO_2^{2+} таркибли иони худди уранил-ион UO_2^{2+} га ўхшайди; лекин CfO_2^{2+} ниҳоятда кучли оксидловчи бўлиб, бу жиҳатдан озонга яқин туради.

Уран ортиқ миқдордаги F_2 билан реакцияга киришганида урангексафторид UF_6 ҳосил бўлади. Торий эса ThF_4 га айланади. ThCl_4 , ThBr_4 , ThJ_4 лар торий олишда дастлабки моддалар сифатида ишлатилади. Жуда тоза торий ва уран олиш учун ThJ_4 ва UJ_4 ларни вакуумда (900°C дан юқорида) қиздириб парчаланади. UF_6 сувда эриганида гидролизга учрайди, натижада UO_2F_2 ва HF ҳосил бўлади. Уран хлор билан реакцияга киришганида UCl_4 ҳосил бўлади. Хлор мўл бўлса UCl_5 келиб чиқади-да, у UCl_6 ва UCl_4 га парчаланади (диспропорция):



Уран гексафторид UF_6 тез буғланадиган (қайнаш температураси $56,5^\circ\text{C}$) кристалл модда, у газ ҳолатида паст температурада ўзгармай тураверади. ^{235}U ни ^{238}U дан диффузион усул билан ажратишда UF_6 дан фойдаланилади.

Уранил нитрат $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ураннинг лабораторияларда кўп ишлатиладиган муҳим бирикмаси. Унда ураннинг оксидланиш даражаси +6 га тенг. Уранил тузлари водород пероксид билан реакцияга киришганида уран пероксид ҳосил бўлади:



Уран, торий ва бошқа актиноидлар хилма-хил комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

Ишлатилиши. Уран, торий ва плутоний атом реакторлари учун ёқилғи сифатида қўлланилади. Торий темир, мис ва бошқа металллардан тайёрланган қотишмаларга қўшилади. ThO_2 юқори температурада ўтга чидамли моддалар

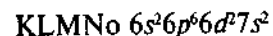
тайёрлашда ишлатилади. Уран тузлари шиша пишириш ишида (шишага сарғиш ранг бериш учун) ва юқори температурада қўлланиладиган сирлар тайёрлашда ишлатилади.

XII.2. IVБ ГРУППА ЭЛЕМЕНТЛАРИ — ТИТАН, ЦИРКОНИЙ ВА ГАФНИЙ

Бу элементларнинг электрон конфигурациясида ($n-1$) d^2ns^2 электронлар бор:



Титан, цирконий, гафний группачасига 104-элемент-курчатовий ҳам киради. Бу элементнинг электрон конфигурацияси:



Титан, цирконий ва гафний атомларида тўрттадан валент электронлар бўлиб, улар +4 га тенг бўлган юқори оксидланиш даражалар намоён қилади, лекин бу электрон орбиталлар айнан бирдек энергетик имкониятга эга эмас. Шу сабабли титанда +3 ва +2 (жаъми 3 хил) оксидланиш даражалари кузатилади. Уларда манфий оксидланиш даражаларининг бўлиши мумкин эмас. Уларнинг хусусиятлари металлмас-металл чегарасидан анча ўнгга жойланган. Улар ўзларининг бинар бирикмаларида фақат катион ҳосил қилувчи элементлар сифатида реакцияларга киришади; ундан ташқари бу металллар комплекс катионлар, ациодо-комплекслар ҳосил қила олади. Бу элементлар шу жиҳатдан амфотер элементларга бир оз яқин.

Титаннинг кимёвий хоссалари цирконий ва гафний-никидан кескин фарқ қилади. Титан кайносимметрик элемент бўлганлиги учун унинг 3d-электронлари ўзларининг ядролари билан мустаҳкам боғланади. Шу сабабдан титаннинг учинчи ва тўртинчи ионланиш потенциаллари ($J_3 = 27,5$ эВ, $J_4 = 43,2$ эВ) цирконий ва гафнийнинг [I_3 ва I_4] ларига қараганда бир мунча каттадир (XII.4-жадвалга қаранг). Шунга кўра, титан +4 дан паст (+2 ва +3 га тенг) оксидланиш даражаларига эга бўла олади.

Титан группаси элементларининг баъзи хоссалари

Хоссалари	Титан	Цирконий	Гафний
Ер қобиғидаги миқдори, масса улушлари	$6 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$3,2 \cdot 10^{-4}$
Валент электронлар конфигурацияси	$[\text{Ar}]3d^2 4s^2$	$[\text{Kr}]4d^2 5s^2$	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^2 4s^2$
Зичлиги, $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$	4,5	6,5	13,2
Атом радиуси, нм	0,146	0,160	0,159
Э^{4+} иони радиуси, нм	0,068	0,082	0,082
Ионланиш потенциаллари, В			
$I_1 (\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+ + 1\text{э})$	6,82	6,84	7,5
$I_2 (\text{Э}^+ \rightarrow \text{Э}^{2+} + 1\text{э})$	13,58	13,13	14,9
$I_3 (\text{Э}^{2+} \rightarrow \text{Э}^{3+} + 1\text{э})$	27,5	23,0	21,0
$I_4 (\text{Э}^{3+} \rightarrow \text{Э}^{4+} + 1\text{э})$	43,2	34,3	31,0
НЭМ	1,5	1,4	1,3
Суюқланиш температураси, °С	1668	1855	1949
Қайнаш температураси, °С	3100	4325	5227
$E(\text{Э}^{4+}_{\text{эритма}}/\text{Э})$, В	-1,17	-1,529	-1,70
$E(\text{Э}^{2+}_{\text{эритма}}/\text{Э})$, В	-1,628	—	—

Бу тўрт элементнинг бир қанча радиоактив изотоплари маълум. Цирконий гафнийдан хроматография ва экстракция усуллари билан ажратилади. Бу усуллар билан тозаланган цирконий атом техникаси учун жуда зарур элементдир. Бу мақсад учун цирконийнинг радиоактив изотопи ^{95}Zr (ярим емирилиш даври 65 кун) ишлатилади.

Титан, цирконий ва гафний турли-туман оддий ва комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Бу элементлар ўзларининг муҳим ва барқарор бирикмаларида тўрт валентли бўлади. Улар уч ва икки валентли ҳолатда ҳам бўлиши мумкин. Лекин бундай бирикмалар барқарор эмас. Уларнинг барқарорлиги Ti дан Hf га ўтган сайин камаяди. Бу эле-

ментларнинг металл хоссалари эса $\text{Ti}-\text{Zr}-\text{Hf}$ қаторида кучайиб боради. Титан Ер қобиғида энг кўп тарқалган элементлардан биридир.

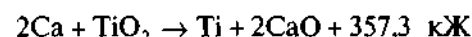
Таркибида титан бўлган энг муҳим минераллар титан (IV) оксид TiO_2 (**рутил, анатаз, брукит**), **темир титанатлар, кальций титанатлардир. Ильменит** FeTiO_3 кўпинча **магнетит** Fe_3O_4 билан аралаш ҳолда учрайди. $\text{FeTiO}_3 \cdot n\text{Fe}_3\text{O}_4$ формула билан ифодаланадиган бу минерал **титан магнетити** деб аталади. Кальций титанатлардан перовскит CaTiO_3 амалий аҳамиятга эга. Титаннинг ион радиуси алюминийнинг ион радиусига яқин бўлгани сабабли титаннинг кўп миқдори ниҳоятда тарқоқ ҳолда **алюмосиликатлар** ва **бокситлар** таркибида учрайди. Шунинг учун бу икки элементнинг баъзи бирикмалари ўзаро изоморфдир. Тоза титан минераллари жуда сийрак учрайди. Унинг уч минерали — рутил, ильменит ва магнетит титан олишда саноат аҳамиятига эга.

Цирконий минералларидан **циркон** ZrSiO_4 , **бадделейт** ZrO_2 лар маълум. Гафнийда мустақил минераллар йўқ дейиш мумкин. Гафний ионининг радиуси цирконий ион радиусига яқин бўлгани учун у, асосан, цирконий минераллари таркибида (1—5% гача) учрайди.

Олиниши. TiO_2 га кўмир таъсир эттириб Ti ҳосил қилиб бўлмайди, чунки бу жараёнда титаннинг ниҳоятда барқарор карбиди ҳосил бўлиб қолади. Ҳозирги вақтда титан метали титан(IV) хлоридни 900°C да кальций, магний ёки натрий металлари билан қайтариб олинади (Кролль усули):



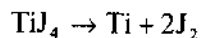
Титан юқори температурада жуда актив элемент бўлганлиги, унинг азот, углерод ва водород билан бирикмалар ҳосил қилиши сабабли бу реакция гелий ёки аргон атмосферасида ва герметик пўлат аппаратларда амалга оширилади. Шунингдек, титан(IV) оксидни кальций таъсирида қайтариш йўли билан ҳам титан олиш мумкин:



Бу реакциялар натижасида ғовақ ва тоза бўлмаган титан ҳосил бўлади. Уни махсус усуллар билан тозалаб, вакуумда ёки инерт газ атмосферасида қайта суюқлантириб

яхлит титан метали олинади. Цирконий ва гафний ҳам худди ана шу усулларда олинади.

Ниҳоятда тоза титан ва цирконий олиш учун TiJ_4 ва ZrJ_4 вольфрам сим ёрамида қаттиқ қиздириб парчаланади:



Ильменит ва титан магнетитдан (шунингдек, темир билан рутил аралашмасидан) **ферротитан** олинади; бу қотишманинг таркибида 10—25% Ti бўлади. Бу реакцияда қайтарувчи сифатида кўмир ёки алюминийдан фойдаланилади.

XII.2.1. Титан, цирконий ва гафнийнинг хоссалари

Физик хоссалари (XII.4-жадвал) жиҳатидан пўлатга ўхшаш ялтироқ ва юқори температурада суюқланадиган металллардир. Бу металллар атомлари зич жойлашган гексагонал системада кристалланади. Лекин температура кўтарилганда полиморф ўзгариш вужудга келиб, кристалл панжараси ҳажмий марказлашган кубга айланади. Бу ҳодиса Ti учун 880°C да, цирконий учун 865°C да ва гафний учун 1700°C да содир бўлади. Шунга кўра, бу элементларнинг ҳар қайсисида α - ва β -шакл ўзгаришлари маълум.

Гафнийнинг солиштирма массаси цирконийникидан 2 марта ортиқ, бунинг сабаби шундаки, Д. И. Менделеевнинг даврий системасида гафний лантаноидларидан кейин келадиган биринчи элемент бўлиб, унинг физик хоссаларига «лантаноид киришим» ўз таъсирини кўрсатади.

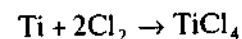
Бу уч металл қаттиқ бўлиши билан бирга яхши механик фазилатларга ҳам эга. Ti ва Zr хоссалари бу металлларнинг тозалигига, кристалл панжарасининг тузилиши ва бошқа сабабларга боғлиқ.

Кимёвий хоссалари. Ti, Zr ва Hf лар одатдаги температурада жуда кучсиз қайтарувчилардир. Бу металллар ҳар қандай шароитда ҳам коррозияга чидамли. Уларнинг қайтарувчи сифатидаги активлиги температура кўтарилганда ортиб кетади. Масалан, Ti ўзининг суюқланиш температурасида энг актив металллар қаторига ўтиб олади. Бу элементлар ўз бирикмаларида асосан тўрт валентли бўлади, лекин улар икки ва уч валентлик ҳолатларини ҳам намоён қилади. Ti, Zr ва Hf элементлари инерт газлар, ишқорий ва ишқорий-ер металллардан ташқари барча оддий моддалар билан реакцияга киришади. Бу элементлар:

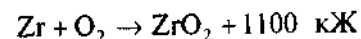
а) хлор, бром, йод, кислород ва олтингугурт билан бирикиб ион ёки ковалент боғланишга эга бўлган бирикмалар ҳосил қилади;

б) азот, углерод, бор ва Д. И. Менделеев даврий системасининг ёнаки группача элементлари билан бирикиб, интерметалл бирикмалар ҳосил қилади;

в) Д. И. Менделеев даврий системасида ўзига яқин ўринларни банд қилувчи металллар билан узлуксиз қаттиқ эритмалар ҳосил қилади. Фтор ва хлор бу металлларга таъсир этади. 300 °C дан юқорида реакция шиддатли боради:



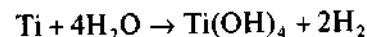
Титан, цирконий ва гафнийлар одатдаги температурада ҳавода барқарор бўлсалар ҳам титан 1200—1300 °C да цирконий эса 600—700 °C да ҳаво кислороди таъсирида оксидланади:



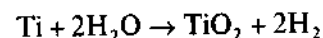
Бу реакцияларда шуъла ҳосил бўлади, улар тоза кислородда 400—500 °C даёқ ёниб кетади. Айниқса, суёқ ҳолатдаги титан ва цирконий ҳаво кислороди билан шиддатли реакцияга киришади.

Титан, цирконий ва гафний юқори температурада азот билан шиддатли реакцияга киришиб, TiN, ZrN, HfN каби нитрилар ҳосил қилади. Бу элементларнинг бошқа металллар билан ўзаро таъсири натижасида қаттиқ эритмалар олинади.

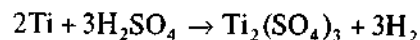
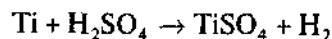
Титан, цирконий ва гафний металлари ўзига водородни сингдириш қобилиятига эга. Бу металлларнинг 1 моль миқдори 2 моль водородни сингдира олади. Температура ортганда металлларнинг бу қобилияти камаяди. Қайноқ сув кукун ҳолатдаги бу металллар билан реакцияга киришганда металл гидроксиди ҳамда водород ҳосил бўлади:



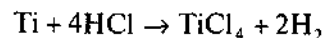
Металл кукунни ўрнига яхлит металл олинганда металл сиртида ҳимояловчи оксид парда ҳосил бўлиши сабабли, бу реакция тезда тўхтаб қолади. Титан, цирконий, ва гафний 600—800 °C да сув буғини парчалайдилар:



50% ли сульфат кислота билан титан оксиди (қиздирилмаган шароитда) қуйидаги реакциялар бир вақтда содир бўлади:

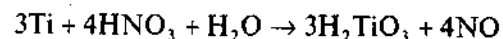


Водород хлорид 300°C дан юқори температураларда Ti, Zr ва Hf билан реакцияга киришади:

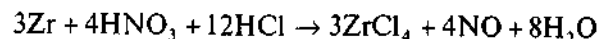


Концентранган хлорид кислота ўзида фақат Ti ни эриттади, лекин Zr ва Hf га таъсир этмайди.

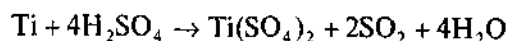
Нитрат кислотанинг титан, цирконий ва гафнийга таъсир этиши бу металлларнинг сирт ҳолатига боғлиқ. Агар металл сирти силлиқ бўлса, унга нитрат кислота, ҳатто қиздирилганда ҳам таъсир этмайди (чунки қиздирганда металл сиртида ҳимоя парда ҳосил бўлиб қолади). Агар титаннинг сирти ғадир-будир ёки унинг ҳимоя пардаси механик таъсир билан шикастланган бўлса, бундай металлни нитрат кислота совуқда ҳам, қиздирилганда ҳам эриттади:



Зар суви бу уч металлни эритиб металл тетрахлоридларга айлантиради:



Концентранган сульфат кислота титан билан қиздирилганда таъсирлашади, бу вақтда титан сульфат кислотани SO_2 га қадар қайтади:



Суюлтирилган сульфат кислота титанга совуқда таъсир этганда титан сиртида ҳимоя парда ҳосил бўлади, лекин бу аралашма қиздирилганда титан реакцияга киришиб, титан(III) сульфат ҳамда водород ҳосил қилади.

Титан бирикмаларининг эритмалари водород пероксид таъсиридан равшан қовоқ рангга киради. Етарли даражада концентранган Ti(IV) эритмаларига H_2O_2 ва аммиак таъсир этириб сарғиш жигарранг **пероксотитанат** кислота H_4TiO_6 ни чўктириш мумкин. 4-группа элементлари диоксидларининг ҳосил бўлиш иссиқликлари қийматларига мувофиқ бу қобилят қуйидаги тартибда ўзгаради (XII.5-жадвал):

XII.5-жадвал

Диоксидларнинг ҳосил бўлиш иссиқлиги

Диоксид	Po ₂	SnO ₂	GeO ₂	CO ₂	SiO ₂	TiO ₂	ZrO ₂	HfO ₂
Ҳосил бўлиш иссиқлиги, Ж·моль ⁻¹	276	582	580	393	911	946	1100	1118

Сульфидлари. Тўрт валентли титан, цирконий ва гафний тузлари эритмасига водород сульфид таъсир эттирилганда TiS_2 , ZrS_2 , HfS_2 таркибли сульфидлар ҳосил бўлади. Улар юқори температураларда суюқланадиган қаттиқ жисмлардир.

Галогенидлари. Титан, цирконий ва гафний ўз галогенидларида +2, +3 ва +4 валентликни намоён қиладилар; нг барқарор галогенидларда бу уч элемент тўрт валентли олатда бўлади. Бу бирикмаларни MeX_2 , MeX_3 , MeX_4 кўришида ёзамиз (бу ерда X — галоген). MeX_2 лар типик ион бирикмалар бўлиб, тузлар жумласига киради. TiX_2 — ZrX_2 — HfX_2 қаторида чапдан ўнгга ўтган сайин MeX_2 бирикмаларнинг қайтарувчи қобиляти кучайиб боради.

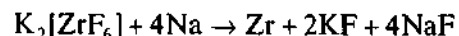
Умуман, MeX_2 таркиби бирикмалар беқарор моддалар ҳисобланади. MeX_3 бирикмалар туз ҳоссаларига эга, улар сувда қисман гидролизланади. MeX_4 бирикмалар (яъни тетрагалогенидлар) осон суюқланадиган кристалл моддалардир (TiCl_4 хона температурасида суюқ ҳолатда бўлади).

Кўпчилик тетрагалогенидлар рангсиз моддалардир. Фақат TiBr_4 , TiI_4 , ZrI_4 рангли кристаллар ҳосил қилади.

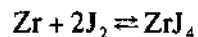
1791 йилда инглиз олими Уильям Грегор **ильменит** минералида номаълум элемент борлигини аниқлади. Тўрт йил ўтгандан кейин 1795 йилда Олмон олими Мартин Клапрот **рутил** номли минерал таркибида янги элемент борлигини кашф этди ва уни Олмония афсонаси атамаларидан бойдаланиб титан деб атади. 1797 йилда Грегор ва Клапрот кашф этган элементлар ягона элемент эканлиги аниқланди. У элементга Клапрот таклиф этган титан номи ўйинди. Грегор ва Клапрот минераллардан аввал оқ тусли кристалл кукун — титан диоксиди TiO_2 ни олишган. Бу моддани кўпчилик кимёгарлар қайтарилиш реакциялари орқали металл титан олиша олмади. 1823 йилда инглиз олими металлургия заводларида ҳосил бўладиган шлак-

ларда учрайдиган кристалл ҳолдаги моддани «соф титан» элементи деб қабул қилди. Лекин бу ҳам титан эмас эканлигини немис олими Вёлер исбот қилди. Фақат 1825 йилда Берцелиус калий гексафтортитанатни натрий билан қайтариш натижасида биринчи бўлиб титан олди. Кейинчалик Швед академиясининг президенти Я. Берцелиус ҳам хатога йўл қўйганлиги маълум бўлди. 1875 йилда рус олими Д. К. Кириллов ҳам тоза титан ҳосил қилди. Лекин унинг кашфиёти жаҳон кимёгарларига маълум бўлмади. 12 йилдан кейин Швед кимёгарлари Л. Нильсон ва О. Петерсон тўрт валентли титан бирикмаларига ($TiCl_4$ ни) натрий билан герметик пўлат бомбада ишлов бериш натижасида тозаллиги 95% ли титан метални олдилар. Ниҳоят, 1895 йилда Француз кимёгари А. Муассан ёйли печда TiO_2 ни углевод билан қайтариб, ҳосил қилинган материални икки марта тозалаб титан олди. Ниҳоят 1910 йилда америкалик Хантер шу усулда 94% ли титан олишга муваффақ бўлди.

Цирконийнинг кашф этилиши. 1789 йилда М. Клапрот Цейлондан келтирилган қимматбаҳо тошни анализ қилиб, ўзининг натижаларини эълон қилди. Бу эълонда айтилишича Клапрот янги модда топган ва унинг номини «циркон тупроқ» деб атаган. Бу сўз форс тилидан олинган бўлиб, «зар-қум», яъни «олтин — ранг» маъносини билдиради. Клапрот ҳосил қилган модда янги элемент эмас эди, у Д. И. Менделеев жадвалида 40 ўринни эгаллаган янги элементнинг оксиди эди. 35 йил ўтгандан кейин Я. Берцелиус калий гекса фторцирконатни натрий метали билан қайтариб цирконий элементини ҳосил қилишга муваффақ бўлди:



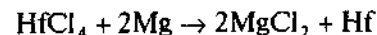
Бу реакция натижасида ҳосил қилинган цирконийда баъзи қўшимчалар борлиги туфайли у мўрт бўлган эди. 100 йилдан кейин цирконий метални саноатда ҳосил қилиш мумкин бўлади. Бу усул Голландия олимлари Аркел ва де-Бур томонидан таклиф қилинди. Бу усулда цирконий тетрагидрид ZrH_4 вакуумда чўғ ҳолатдаги вольфрам симида термик парчаланди:



«Хом» (ҳали тозаланмаган) цирконий метали вакуумда 300—350 °C да йод билан бирикиб ZrJ_4 ни ҳосил қилади. Бу модда буғ ҳолатида бўлади; 1400 °C га қадар иситил-

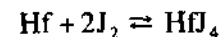
ган вольфрам симга тегиб қолганида цирконий ва йодга парчаланади. Цирконий вольфрам симга ёпишиб қолиб, йод яна «хом» цирконий билан бирикади. Бу жараён охиригача олиб борилганда олинган цирконий юқори механик хоссаларга эга бўлади.

Металл ҳолдаги гафний Кролль усули асосида олинади. Бу усул $HfCl_4$ ни магний билан қайтаришга асосланган:



Ортиқча магний ва магний хлоридни вакуумда буғлатиш (дистилляция) орқали йўқотилади. Шундан сўнг пўпанак ҳолдаги гафний ажралиб қолади. Бу пўпанак ниҳоятда актив реактив бўлганлиги сабабли эҳтиёт чоралари кўришга тўғри келади.

Тоза гафний олиш учун йодид усулидан фойдаланилади:



Цирконий гафнийдан ажратиш. Цирконий ва гафнийнинг хоссалари бир-бирига жуда яқин. Шу сабабдан бу элементларни бир-биридан ажратиш анча мураккаб иш ҳисобланади. Тоза цирконий (гафнийсиз) олиш, гафний учун техникавий татбиқ топишда бу масаланинг ҳал қилиниши катта аҳамиятга эга. Кейинги вақтларда аниқланишича гафний аралашмаган цирконий ядро реакторларни қурилишида энг зарурий материалдир. 1952 йилдан бери кимёга бағишланган адабиётларда цирконийни гафнийдан ажратиш масаласида жуда кўп илмий ишлар ҳақида мақолалар ёзилмоқда.

Бу мақсад учун куйида баён этилган усуллар таклиф қилинмоқда:

а) цирконий ва гафнийнинг фосфат, фторид, оксалат, хлор-оксид комплекслари каби оз эрувчан комплекс бирикмаларни майда ҳолдаги кристаллга айлантириш;

б) уларни ион алмашиниш ва адсорбция усуллари билан ажратиш;

в) органик эритувчилар (экстракция) ёрдамида уларни бир-биридан ажратиш;

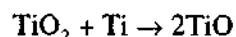
г) цирконий ва гафний тетрагалогенидлар буғларини ректификация қилиш;

д) цирконий ва гафнийнинг автоклавда ҳосил қилинадиган учувчан бирикмаларини фракцион буғлатиб ҳайдаш йўли билан бир-биридан ажратиш усуллари.

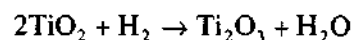
Мисол тариқасида экстракция усули билан цирконий-ни гафнийдан ажратиш усулини кўриб чиқамиз. Агар нитрат кислотали муҳитда гафний билан цирконий бирикмаларининг аралашмаси берилган бўлса, бу аралашмага трибутилфосфат (ТБФ) $(C_4H_9O)_3PO_4$ нинг керосиндаги эритмаси солинса, икки фазали система (органик фаза ва сув фазаси) ҳосил бўлиб, цирконийнинг деярлик ҳаммаси органик фазага ўтади; гафний эса сувдаги фазада қолади. Тажрибани бир неча марта қайтариш орқали барча цирконийни органик фазага ўтказиб олинади. Сўнгра органик фазага сульфат ёки хлорид кислота эритмаларидан қўшиб (ёки сувнинг ўзидан қўшиб) реэкстракция қилинади. Бу усул 1956 йилда таклиф этилган.

ХII.2.2. Титан группачаси элементларининг тавсифий бирикмалари

Булар жумласига $ЭO_2$ турдаги диоксидлар киради. Улар айна элементларнинг ёнишидан ҳосил бўлади. TiO эса TiO_2 нинг Ti билан қайтарилишидан ҳосил бўлади:

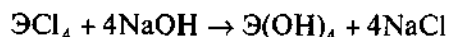


Ti_2O_3 эса TiO_2 ни водород билан қайтариш натижасида ҳосил бўлади:



Ti_2O_3 ўзининг хоссалари билан Al_2O_3 ни эслатади (бунда диагональ ўхшашлик намоён бўлади).

Бу элементларнинг юқори оксидланиш даражага мувофиқ келадиган гидроксидлари $Э(OH)_4$ ни $ЭCl_4$ га $NaOH$ эритмасидан қўшиб ҳосил қилиш мумкин:

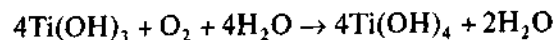


$Э(OH)_4$ лар $[Ti(OH)_4, Zr(OH)_4, Hf(OH)_4]$ лар амфотер моддалар бўлиб, $Ti(OH)_4$ дан $Zr(OH)_4$ ва $Hf(OH)_4$ га ўтган сари асослик хоссалари бир оз кучаяди.

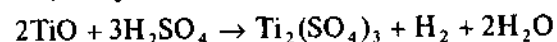
$Э(OH)_4$ ларнинг кислоталик хоссалари ниҳоятда кучсиз ифодаланганлиги сабабли, улар концентранган ишқор эритмалари билан реакцияга киришмайди. Уларни ишқорлар билан қиздириб суюқлантирилса, титанат, цирконат ва гафнат номли тузлар ҳосил бўлади. Уларнинг икки хили маълум, масалан: Na_4ZrO_4 — натрий ортоцирконат

ва Na_4ZrO_3 — натрий метацирконат; $BaTiO_3$ — барий метатитанат. $Э(OH)_4$ лар кучли кислота эритмалари билан реакцияга киришиб $Ti(SO_4)_2$, $Zr(NO_3)_4$ ва ҳоказо тузлар ҳосил қила олади.

Оксидланиш даражаси +3 бўлган титан беқарор бўлиб, кучли қайтарувчидир, масалан, ҳавода қуйидаги реакция содир бўлади:

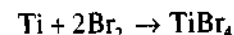


Оксидланиш даражаси +2 бўлган титан янада беқарор ва ниҳоятда кучли қайтарувчи:

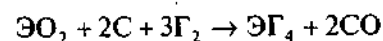


Титан оксидлари қаторида металл боғланиш билан ион-ковалент боғланиш орасида рақобат намоён бўлади. TiO да эркин электронлар мавжудлиги сабабли у кислотали муҳитда металл вазифасини бажаради.

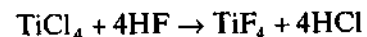
Титан группачаси элементларининг энг муҳим галогенли бирикмалари $ЭГ_4$ таркибга эга. Улар металл билан галогеннинг бевосита бирикишидан ҳосил бўлади:



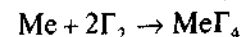
Бу элементларнинг диоксидлари кўмир иштирокида галогенлар билан қуйидагича реакцияга киришади:



Фторидларини алмашилиш реакция орқали ҳам олиш мумкин:



Қиздирилганда металл билан галоген бевосита бирикади:



Бу элементларнинг активлиги титандан цирконийга ўтганда кучаяди, лекин цирконийдан гафнийга ўтилганда сусаяди; фторли ҳосилдан йодли бирикмаларига ўтилганда ҳам сусаяди.

Барча $ЭГ_4$ лар ($TiBr_4$ дан бошқалари) рангсиз қаттиқ жисмлардир ($TiCl_4$ эса суюқлик). Шундай бўлишига қарамай, уларни тузлар деб тасаввур қилиш тўғри эмас (улар $SiГ_4$, $GeГ_4$, $SnГ_4$ ларга ўхшайди).

$Ti_4-Zr_4-Hf_4$ қаторида бу моддаларнинг суяқланиш температуралари ортиб боради. $ЭГ_4$ ларнинг бу каби барча хоссалари уларнинг кристалл панжараси молекуляр хусусиятга эга эканлигидан дарак беради. Фторидлари эса полимер тузилишга эга.

Титан цирконий ва гафнийнинг бошқа металлмаслар билан бирикмалари. Улар халькогенлар билан бевосита бирикади. Титан билан халькогенлар орасида 6 та бирикма маълум: ZrS , ZrS_2 , $ZrSe$, ларнинг мавжудлиги ҳам аниқланган. Ti_2S_3 , Zr_2S_3 , Ti_2Se_3 , Zr_2S_3 таркибли аниони мўл бирикмалар ҳам маълум.

Титан группачаси элементларининг пниктогенлар (азот, фосфор, мышьяк ва бошқалар) билан бирикмалар ҳақида тўлиқ маълумотлар йўқ. TiP , TiP_2 , ZrP , ZrP_2 каби молекулаларда металл-ковалент турдаги боғланишлар мавжуд. Монофосфидлар металлларга, дифосфидлар яримўтказгичларга ўхшаб кетади. Фосфидларни ҳосил қилиш учун металлни фосфор билан бевосита бириктириш юқори температура ва юқори босимни талаб этади.

ХII.2.3. Титан группачаси элементларининг ишлатилиши

Титан пўлатдан икки марта енгил. Титан қотишмалари алюминий қотишмаларидан 3 марта пишиқ. Титаннинг сиртида жуда пишиқ ҳимоя оксид парда борлиги туфайли титан коррозияга учрамайди. Бу жиҳатдан титан зангламайдиган пўлатдан устун туради. Титан ва унинг қотишмалари енгил, пишиқ, иссиққа ва коррозияга чидамли бўлганлиги сабабли бу моддалар ҳавода ва космик кема, ракета сув ости кемалари, ўтказгич қувурлар юқори босимда ишлатиладиган реактор, кимё саноатида қўлланиладиган турли қурилмалар қисмларини тайёрлашда қўлланилади. Титан тахтачаларини бир-бирига улаб катта кемаларнинг ташқи сиртлари ёппа қопланади. Титан (худди тантал каби) организмнинг тирик хужайраларига таъсир этмаслиги сабабли хирургияда синган суякларни улаб маҳкамлашда ҳам қўлланилади. Таркибига TiO_2 кирадиган титанли оқ бўёқлар катта сиртни юқори даражада қоплаш қобилиятига эга. Бундан ташқари титан ва цирконий пўлатга, қора ва рангли қотишмаларга легирловчи қўшимча таркибига, мураккаб шароитларда ишлатиладиган конструкцион материалларда асосий таркибий қисм сифатида

қўлланилади. Пўлатларни легирлаш учун ферротитан ва ферроцирконий (яъни, таркибида 20—40% титан ёки цирконий бўлган) қотишмалар ишлатилади. Агар пўлатга 0,1% титан қўшилган бўлса, унинг қаттиқлиги ва эластиклиги ортади.

Цирконийда иссиқ нейтронларни қамраб олиш кесими катта қийматга эга, бу хусусият туфайли цирконий ядро реакторлар учун энг зарурий материал ҳисобланади.

Гафний ниҳоятда қиммат материал бўлганлиги учун техник мақсадларда кам қўлланилади. Масалан, у ядро техникасида нейтронлар ҳаракатини сусайтирувчи материал сифатида ишлатилади. Цирконийда иссиқ нейтронларни қамраб олиш хусусияти катта. Титан карбидлари кобальт ҳамда вольфрам карбидлари билан биргаликда ҳаддан ташқари қаттиқ қотишмалар ва кесувчи ускуналар ясаш учун зарурий материаллар сифатида ишлатилади.

Титан ва цирконийнинг диоксидлари ёруғликни юқори даражада синдирадиган ($n = 2,7$ бўлган) монокристаллар ҳосил қилади, улар оптик асбоблар учун зарурий қисмлардир. Титан ва цирконийнинг диоксидлари кимёвий жиҳатдан жуда чидамли эмаль, сир ва чинни сифатида керамика саноатида қўлланилади. $BaTiO_3$ ва $PbTiO_3$ таркибли титанатлар — жуда яхши сегнетоэлектриклар бўлганлиги учун радио- ва электрон-техникада кенг қўлланилади.

Ниҳоят, титан ва цирконий галогенидлари (айниқса йодидлари) тоза металллар ҳосил қилишда ишлатилади.

ХII.3. ДАВРИЙ СИСТЕМА V ГРУППА ЁН ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ. ВАНАДИЙ V, НИОБИЙ Nb, ТАНТАЛ Ta

Ванадий, ниобий ва тантал ўзгарувчан валентлик намоён қилади: ванадий 2, 3, 4 ва 5 валентли; ниобийда 2, 4 ва 5 валентли; танталда 2, 3, 4 ва 5 валентли ҳолатлар қузатилади. Демак, бу элементларнинг ўз бирикмаларидаги максимал валентлиги бешга тенг. Бу ҳолатга мувофиқ келадиган оксидларнинг умумий формуласи $Э_2O_5$ бўлиб, бу оксидлар кислотали ангидрид хоссаларини намоён қилади. Бу уччала элементнинг беш валентли ҳолатларига мувофиқ келадиган барча туз ва оксидлари уларнинг энг бақарор бирикмалари ҳисобланади.

$V-Nb-Ta$ қаторида тартиб рақами ортган сари паст валентлик ҳолатга мувофиқ келадиган бирикмаларнинг бар-

Ванадий группачаси элементларининг баъзи хоссалари

Хоссалари	V	Nb	Ta
Ер қобиғидаги миқдори, % да	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-4}$
Валент электронлар конфигурацияси	$[\text{Ar}]3d^3 4s^2$	$[\text{Kr}]4d^3 5s^2$	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^3 6s^2$
Атом радиуси, нм	0,134	0,145	0,146
Ион радиуси, нм	0,040	0,068	0,068
Ионланиш потенциаллари, эВ			
$J_1 (\varnothing \rightarrow \varnothing^+ + \bar{e})$	6,74	6,88	7,88
$J_2 (\varnothing^+ \rightarrow \varnothing^{2+} + \bar{e})$	15,13	13,48	12,7
$J_3 (\varnothing^{2+} \rightarrow \varnothing^{3+} + \bar{e})$	30,31	24,7	22,27
$J_4 (\varnothing^{3+} \rightarrow \varnothing^{4+} + \bar{e})$	48,35	37,7	33,06
$J_5 (\varnothing^{4+} \rightarrow \varnothing^{5+} + \bar{e})$	68,7	51,9	44,8
$\sum_{i=1}^{i=5} J_i$, эВ	167,23	134,06	120,73
НЭМ	1,6	1,6	1,5
Суюқланиш температураси, °C	1900	2470	3000
Қайнаш температураси, °C	3400	4760	5500
Зичлиги, г·см ⁻³	5,96	8,57	16,6
$E^\circ (\varnothing^{3+}_{\text{эритма}} / \varnothing)$, В	-835	-1,099	—

Олиниши. Ҳозирги вақтда ванадий унинг оксидларини қайтариш йўли билан феррованадийни хлорлаш орқали олинади. Қайтарувчи сифатида кальций, магний, алюминий металлари ишлатилди.

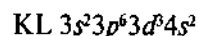
Темир оксид билан ванадий(V) оксид аралашмасини қайтариш орқали **феррованадий** олинади; унинг таркибида 30—40% ванадий бўлади (қолгани темир ва углероддан иборат). Феррованадий техникада махсус пўлатлар олиш учун ишлатилади. Тоза ванадий олиш учун ванадийнинг

қарорлиги камаяди; ваҳоланки P—As—Sb—Bi қаторида чапдан ўнгга ўтган сари паст валентлик бирикмаларининг барқарорлиги ортади.

Агар беш валентли ҳолатларга мувофиқ келадиган ванадий, ниобий ва тантал тузлари эритмаларининг ҳар қайсинисига кислотали муҳитда рух солинса, ванадийнинг валентлиги 5 дан 2 га, ниобийники 5 дан 3 га қадар қайтарилади; лекин бу шароитда танталнинг валентлиги 5 лигича қолади.

XII.3.1. Ванадий — V

Д. И. Менделеев даврий системасининг V группа d-элементи, тартиб рақами 23. Барқарор изотоплари ⁵⁰V табиий ванадийнинг 0,24% ни ва ⁵¹V табиий ванадийнинг 99,76% ни ташкил қилади. Унинг электрон конфигурацияси:



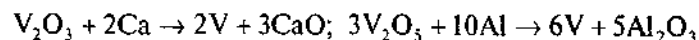
Ванадий 1830 йилда скандинавиялик олим Зефштрём томонидан кашф этилган. Ванадий номи гўзаллик худоси Ванадис номидан келиб чиқади. 1834 йилда ванадий Уралда қазиб чиқариладиган рудалар таркибида топилган.

Ванадий Ер қобиғининг $1,5 \cdot 10^{-2}$ -2% ни ташкил қилади. Лекин ванадий жуда тарқоқ элемент бўлганидан унинг бирикмаларига бой йирик конлар учрамайди. Ванадийнинг 50 дан ортиқ менераллари маълум. Улардан энг муҳимлари куйидагилар: Перу ва Аргентинада учрайдиган **патронит** VS_4 ; Жанубий-шарқий Африка ва Австралияда учрайдиган ванадинит $3\text{Pb}_3(\text{VO}_4)_2 \cdot \text{PbCl}_2$ минерали, Колорадо (АҚШ) да учрайдиган карнотит $\text{K}_2(\text{UO}_2)_2 \cdot [\text{VO}_4]_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ минералларидир. Ванадийнинг анчагина миқдори титан — магнетитларда ниҳоятда кичик концентрацияларда учрайди. Урал ва Керчда темир рудаларида ҳам ванадий минераллари бўлади. Ўрта Осиёда учрайдиган **туямуюнит** минерали $\text{Ca}(\text{UO}_2)_2 \cdot (\text{VO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ да ҳам ванадий бор. Кариотитдан уран ва радий олишда ванадий қўшимча маҳсулот сифатида ҳосил бўлади.

Қора ва рангли металлургия шлакларидан V_2O_5 ёки FeVO_4 ҳолатида анчагина миқдорда ванадий олинади.

Бу группача элементларининг баъзи хоссалари XII.6-жадвалда келтирилган.

(III) оксиди инерт газ атмосферасида кальций билан ёки ванадийнинг(V) оксиди алюминий билан қайтарилади:



Биринчи реакцияни **ванадий ҳосил қилишнинг кальций термик усули** деб аталади. Реакцияда кўп миқдор иссиқлик чиқади. Бу иссиқлик ванадийни суюқлантириш учун етарли бўлганидан ванадий эриб, сўнггра дон-доначалар шаклида йиғилади. Реакцияни герметик берк пўлат бомбаларда олиб борилади. Бу усулда ҳосил қилинган ванадийнинг тозалик даражаси 99,5% га етади.

Нихоятда тоза VJ_2 ни вакуумда электр токи таъсирида қиздирилган вольфрам симда парчалаш орқали олинади ($900^\circ C$ да).

Хлорлаш усулида феррованадийга хлор таъсир эттириб аввал VCl_4 олинади; у VCl_3 билан Cl_2 га парчаланadi.

VCl_3 ни пўлат ретортада аргон атмосферасида магний билан қайтариб ванадий олинади.

Хоссалари. Соф ҳолатдаги ванадий кулранг (кумушсимон) юқори температурада суюқланadиган оғир металл. Ванадий ҳажмий марказлашган куб шаклида кристалланади. Ванадий яхши механик хоссаларга эга; ванадийнинг физик ва механик хоссалари унинг тозалик даражасига боғлиқ. Ванадийда водород, кислород, углерод, азот каби моддалардан жуда оз миқдорда бўлса ҳам, ванадийнинг қаттиқлиги ошиб, пластиклиги камайиб, металл мўрт бўлиб қолади. Ванадий одатдаги температурада ҳавода ўзгармайди; кукун ҳолатидаги ванадий кислородда равшан аланга бериб ёнади. Ванадий фақат юқори температурада кислород, азот, углерод ва галогенлар билан бевосита бириқади, чунки ванадий сиртидаги ҳимоя парда $300^\circ C$ дан юқорида емирилади.

Ванадий фторид ва нитрат кислотада, ҳамда зар сувида эрийди. Ванадий ўз бирикмаларида 2, 3, 4 ва 5 валентли бўлади. Ванадийнинг тўртта оксиди — VO , V_2O_3 , VO_2 ва V_2O_5 маълум.

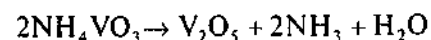
Ванадий(II) оксид VO қора рангли, асос табиатига эга бўлган қаттиқ модда. Ванадий(II) оксидни олиш учун V_2O_5 $1700^\circ C$ да водород билан қайтарилади. VO кислоталарда эриганда 2 валентли ванадий тузлари ҳосил бўлади. Унинг гидроксиди $V(OH)_2$ кўнгир ва 2 валентли тузи, масалан, $VSO_4 \cdot 7H_2O$ бинафша рангли. Лекин унинг комплекс туз-

лари, масалан, $K_4[V(CN)_6] \cdot 3H_2O$ сариқ тусли бўлиб, темирнинг ана шу хилдаги тузлари билан изоморфдир. Икки валентли ванадий бирикмалари ҳавода жуда тез оксидланиб кетади.

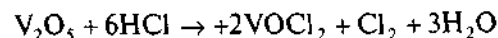
Ванадий(III) оксид V_2O_3 қора рангли қаттиқ модда, кучсиз асос табиатига эга. Уни ҳам V_2O_5 ни водород ёки кўмир таъсирида қайтариш орқали олинади. Унинг гидроксиди $V(OH)_3$ яшил рангли ипир-ипир чўкма ҳолида бўлади. Уч валентли ванадий сульфат $V_2(SO_4)_3$ сариқ рангли кукун; у сувда эримайди; ишқорий металллар сульфатлари билан қўш тузлар ҳосил қилади. Уч валентли ванадий бирикмалари ҳам жуда тез оксидланиб кетади.

Ванадий(IV) оксид VO_2 тўқ-бинафша рангли, амфотер табиатига эга қаттиқ жисм. Уни олиш учун V_2O_5 оксалат кислота билан қайтарилади.

Ванадий(V) оксид V_2O_5 $660^\circ C$ да суюқланadиган қовоқ ранг қаттиқ жисм. Уни олиш учун аммоний метаванадат қаттиқ қиздирилади:



V_2O_5 кучли кислотали муҳитда оксидланиш хоссаларини намоён қилади; масалан, у водород хлоридни хлорга қадар оксидлайди:



V_2O_5 контакт усулида сульфат кислота олишда катализатор сифатида ишлатилади. Ванадат ангидрид V_2O_5 ишқорларнинг сувдаги эритмаларида эриб ванадат кислота тузларини ҳосил қилади.

Ванадий галогенидлар VF_5 , VCl_2 , VCl_3 , VCl_4 тузлар табиатига эга (XII.7-жадвал). Ванадий бирикмалари заҳарли.

Одатдаги температурада ванадийга сув, суюлтирилган кислоталар ва ишқор эритмалари таъсир этмайди. Суюлтирилган водород хлорид $300^\circ C$ дан юқорида ванадий билан реакцияга киришиб VCl_2 ва VCl_3 бирикмаларни ҳосил қилади.

Нитрат кислота ванадийни оксидлаб метаванадат кислота HVO_3 га айлантиради. Ҳосил бўлган метаванадат кислота $V_2O_5 \cdot xH_2O$ таркибли сувда эримайдиган моддага айланиб қолади. Умуман, V_2O_5 га мувофиқ келадиган ванадат кислоталар эркин ҳолатда ажратиб олинган эмас. Улар

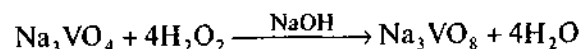
фақат эритмаларда мавжуд. Уларнинг таркиби эритмадаги водород кўрсаткич (рН) га боғлиқ. Бу кислота тузлари — **ванадатлар** маълум шароитда ҳосил бўлади. Масалан, ортованадатлар (Me_2VO_4) рН 11,8—12,2 да, пированадатлар ($\text{Me}_4\text{V}_2\text{O}_7$) рН 10—11,8 да ва метаванадатлар (MeVO_3) рН 7,5—10 да ҳосил бўлади. Эритмада водород ионлари концентрацияси ошганда, яъни рН камайганда, ванадатлар полимерланиш ва конденсатланиш реакциялари натижа-сида таркиби мураккаблашиб қолади.

Ванадатларга кучли ишқорий муҳитда H_2O_2 таъсир этганда пероксобирикмалар ҳосил бўлади:

ХII.7-жадвал

VB группача элементларнинг галогенидлари

Фторидлари	Хлоридлари	Бромидлари	Йодидлари
VF_2 оқ тусли, 19 °C да суюқланади 47,9 °C да қайнайди VF_4 жигар ранг сарғиш ёки яшил, 325 °C да парчаланadi. VF_5 яшил тусли, 800 °C да суюқланади	VCl_4 қорамтир-қизғиш рангли суюқлик, 154 °C да қайнайди VCl_3 бинафша тусли парчаланувчан VCl_2 яшил тусли	VBr_3 қора-яшил тусли, парчаланувчан	$\text{VI}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ жигарранг VI_3 бинафша рангли
NbF_5 рангсиз, 78,9 °C да суюқланади, 233,3 °C да қайнайди	NbCl_5 сариқ, 194 °C да суюқланади, 241 °C да қайнайди NbCl_3 қора тусли NbCl_2 қора тусли	NbBr_5 қизил рангли 150 °C да суюқланади 270 °C да қайнайди NbBr_3 мавжуд	NbI_5 сариқ рангли NbI_3 327 °C да суюқланади NbI_2 қора рангли
TaF_5 рангсиз 96,8 °C да суюқланади, 229 °C да қайнайди TaF_4 оқ-яшил тусли	TaCl_5 сариқ рангли 211 °C да суюқланади, 242 °C да қайнайди TaCl_3 яшил рангли TaCl_2 яшил рангли	TaBr_5 сариқ рангли 240 °C да суюқланади, 320 °C да қайнайди	TaI_5 қора рангли, 496 °C да суюқланади, 543 °C да қайнайди. TaI_4 (ноаниқ)



Кучсиз ишқорий муҳитда эса Me_3VO_6 таркибли пероксованадатлар ҳосил бўлади. VO_2 га ишқор таъсир эттирилганда ванадатлар (масалан, $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_9 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) ҳосил бўлади. VO_2 нинг кислоталар билан ҳосил қилган тузлари **ванадиллар** деб аталади, масалан, VOSO_4 — ванадил сульфат, VOCl_2 — ванадил хлорид ва ҳоказо (ХII.7-жадвал).

Ванадийнинг азотли бирикмаси ванадий нитрид VN иссиққа ва кимёвий моддалар таъсирига чидамли, у 2360 °C да суюқланадиган қаттиқ жисм. Ванадийнинг карбидлари (V_3C , V_4C_3 , V_2C , VC) электр токини ўтказиш ва металлларда эриш хоссасига эга. Уларнинг пўлатларда эрувчанлиги қотишма совутилганда камаяди, натижада яхши сифатли пўлат ҳосил бўлади.

Ванадийнинг силицид ва боридлари VSi_3 , VB, VB_2 ўтга чидамли материаллар олишда ишлатилади. Ванадий металлургияда кўп қўлланилади, пўлатга 0,15—0,25% ванадий қўшилганда унинг эластиклиги ва қаттиқлиги ортади. Ишлаб чиқариладиган ванадийнинг 95% миқдори пўлат олиш учун сарф бўлади. Ванадийдан, айниқса, асбоб ва дастгоҳлар ясашга ишлатиладиган пўлат олишда кўп фойдаланилади.

Ванадий чўянга ҳам қўшилади. Ундан ташқари, доимий магнит тайёрланадиган қотишмаларга ҳам ванадий қўшилади. Ядро реакторларини қуриш учун ишлатиладиган материаллар таркибига ҳам озгина ванадий қўшилади.

Кимё саноатида (сульфат кислота олиш, органик синтезда) ванадий бирикмалари катализатор сифатида ишлатилади. Улар қишлоқ хўжалик, тиббиёт, тўқимачилик, лак, бўёқ, резина, шиша, керамика ва фото-кино соҳасида ҳам ишлатилади.

ХII.3.2. Ниобий ва тантал

Ниобий, белгиси Nb, Z = 41. Нисбий атом массаси 92,906.

Ниобийнинг фақат битта табиий изотопи ^{93}Nb маълум. Ниобийнинг электрон конфигурацияси $\text{KLM}4s^2 4p^6 4d^4 5s^1$. Ниобий Ер қобиғининг $1 \cdot 10^{-3}\%$ ни ташкил қилади.

Тантал, белгиси Ta, Z = 73. Нисбий атом массаси 108,948.

Тантал иккита табиий изотопга эга: ^{180}Ta (табиатдаги танталнинг 0,0123% ни ташкил қилади) ва ^{181}Ta (табиий танталнинг 99,9877% ини ташкил этади). Танталнинг электрон конфигурацияси $\text{KLMN}5s^25p^65d^46s^2$

1802 йилда швед олими Экеберг Скандинавия ва Финляндияда учрайдиган минераллар таркибида янги бир элемент топиб, уни юнон афсонасининг қаҳрамони Тантал номи билан атади, чунки бу элемент оксиди кислоталар таъсирига ниҳоятда чидамли эканлиги маълум бўлган эди.

Тантал ўз хоссалари билан 1801 йилда топилган колумбийга жуда ҳам ўхшаш бўлиб чиқди. Кўп олимлар (шулар жумласидан Берцелиус ҳам) тантал билан колумбийни бир элементнинг турли кўринишлари деб ўйлайдилар. Аслини олганда, 1801 йили топилган колумбий ва 1802 йили топилган, тантал, бу икки элементнинг аралашмалари эди.

1844 йилда Розе бир минералда ҳам тантал, ҳам колумбий элементларининг борлигини аниқлашга муваффақ бўлди. У колумбийни ниобий (бу ном Танталнинг қизи Ниобея номидан олинган) деб атади.

Тоза тантал 1903 йилда, тоза ниобий 1907 йилда олинди. Ниобий ва тантал табиатда **колумбит** (Fe, Mn) $(\text{NbO}_3)_2$ ва **танталит** (Fe, Mn) $(\text{TaO}_3)_2$ минераллари ҳолида учрайди.

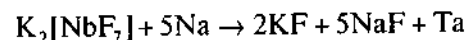
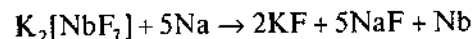
Олиниши. Тантал ва ниобий оксидларининг ҳосил бўлиш иссиқликлари ниҳоятда катта қийматга эга. Nb_2O_5 нинг ҳосил бўлиш иссиқлиги $\Delta H^\circ = -1776 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$, Ta_2O_5 ники эса $\Delta H^\circ = -1908 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$. Шу сабабли ниобий ва тантални уларнинг оксидларидан олиш анча қийин. Тантал ва ниобий оксидларини алюминий билан қайтарганда ҳосил бўлган тантал ёки ниобийнинг 50% миқдори чиқиндига ўтиб кетади.

XII.8-жадвал

Ванадий ва ниобийнинг оксигалогенидлари

VOF_2 сариқ рангли 300 °C да суюқланади 480 °C да қайнайди	VOCl_3 сариқ рангли суюқлик -77 °C да суюқланади 126.7 °C да қайнайди	VOBr_3 — қизил рангли суюқлик, 180 °C да парчланади, 130 °C да қайнайди (13,33 кПа босимда)
	VOCl_2 яшил рангли модда	VOBr_2 жигар ранг тусли модда
	VOCl сариқ жигар рангли модда	VOBr бинафша рангли модда
	NbOCl_3 рангсиз қаттиқ жисм 400 °C да бугланади.	NbOBr_3 сариқ рангли модда, осон бугланади.

Шунинг учун тантал ва ниобий металлларининг комплекс фторидларини натрий метали билан қайтариб олинади:



Ундан ташқари, ниобий ва тантал суюқлантирилган $\text{K}_2[\text{NbF}_7] + \text{Nb}_2\text{O}_5$ ва $\text{K}_2[\text{TaF}_7] + \text{Ta}_2\text{O}_5$ аралашмаларни электролиз қилиш йўли билан ҳам олинади. $[\text{TaF}_7]^{2-}$ анионнинг тузилиши XII.1-расмда келтирилган.

Ниҳоятда тоза ниобий ва тантал олиш учун бу элементларнинг йодидлари термик парчланади. Тозалаш учун вакуумда зоналар бўйлаб суюқлантириш усулидан ҳам фойдаланилади.

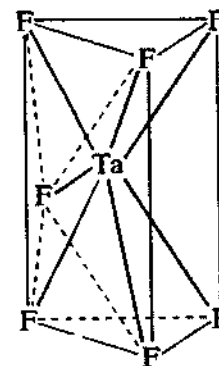
Пўлатлар таркибига қўшилган **феррониобий** ва **ферротантални** олиш учун ниобий ва тантал рудаларининг концентрати электр печда суюқлантирилиб алюминотермик усулда қайтарилади.

Ниобий ва танталнинг хоссалари. Ниобий ва тантал худди ванадий каби оқ металллардир.

Ниобий ва танталнинг физик хоссалари XII.6-жадвалда келтирилган. Бу жадвалдан кўриниб турибдики, ниобий ва танталнинг атом ва ион радиуслари бир-бириникига тенгдир.

Ниобий ва тантал ҳажмий марказлашган куб шаклида кристалланади. Бу металлларнинг механик хоссалари уларнинг тозалик даражасига боғлиқ. Уларнинг таркибида водород, углерод, азот ва кислород бўлса, металлнинг мўртлиги ортиб кетади.

Ниобий ва тантал юқори температурада кислород, азот, углерод ва галогенлар билан реакцияга киришади. Одатдаги температурада бу металлларнинг сирти пишиқ оксид парда билан қопланганлиги сабабли улар кимёвий моддалар таъсирига нисбатан чидамлидир. Улар совуқда фақат фтор билан реакцияга киришади. Бу икки



XII.1-расм. $[\text{TaF}_7]^{2-}$ анионнинг тузилиши.

металлнинг энг муҳим хусусияти шундаки, бу металлларга кислоталар (концентрланган нитрат кислота, ҳатто зар суви) таъсир қилмайди. Айниқса, тантал кислоталар таъсирига чидамли. Тантал ўзининг кимёвий моддалар таъсирига чидамлилиги жиҳатидан платина билан бир ўринда туради.

Ниобий ва тантал нитрат кислота билан фторид кислота аралашмасидагина эрийди. Суюқлантирилган ишқорлар ниобийга, айниқса, танталга кам таъсир этади.

Ниобий ва тантал ўзларининг барқарор бирикмаларида 5 га тенг валентлик намоён қилади. Уч ва тўрт валентли ниобий бирикмалари уч ва тўрт валентли ванадий бирикмаларига қараганда анча беқарор бўлади. Умуман, ниобий ва тантал 1, 2, 3, 4 ва 5 валентли бўлиши мумкин. Агар бирор бирикмада тантал валентлиги 5 дан паст бўлса, бу бирикма беқарор ҳисобланади.

Ниобий ва танталнинг юқори оксидлари Nb_2O_5 ва Ta_2O_5 кислота хусусиятига эга. Уларга ишқор қўшиб қиздирилса, **ниобат** ва **танталатлар** ҳосил бўлади. Бу икки оксид сувда эримайди ва юқори температурада суюқланади. Бу икки оксидга мувофиқ келадиган ниобат ва танталат кислоталарнинг таркиблари $Nb_2O_5 \cdot xH_2O$ ва $Ta_2O_5 \cdot xH_2O$ формулалари билан ифодаланади. Ниобий ва тантал водородни ютиш хоссасига эга. Водороднинг ниобий ва танталга ютилиши температура ортганда камаяди.

Ниобий ва тантал бир неча оксидлар ҳосил қилади: NbO ниобий(II) оксид, NbO_2 ниобий(IV) оксид, Nb_2O_3 ниобий(V) оксид, Ta_2O_5 тантал(V) оксид. Энг барқарорлари Nb_2O_5 ва Ta_2O_5 лардир.

Ниобий ва тантал галогенлар билан оддий ва комплекс галогенидлар ҳосил қилади. Бу элементларнинг хлоридларини ҳосил қилиш учун уларнинг оксидларига $SOCl_2$, SCl_4 , S_2Cl_2 лар таъсир эттирилади.

Бу элементларнинг галогенидлари сувда гидролизланганда қисман учувчан оксигалогенидлар (масалан, $NbOCl_3$) ҳосил бўлади.

Ниобий(V) фторид ва тантал(V) фторид, комплекс фторид $Na[NbF_6]$, $K_2[NbF_7]$, $K_2[NbOF_5] \cdot H_2O$; $Na[TaF_6]$, $K_2[TaF_7]$, $Na[TaF_6]$, ларни ҳосил қилиши ҳақида юқорида айтиб ўтилди.

Гептафтор танталат $K_2[TaF_7]$ сувда кам эрувчан модда. Тантални ниобийдан ажратишда бу тузнинг ана шу хоссасидан фойдаланилади.

Ниобат танталатлар кучи кислоталар билан реакцияга киришганда $Nb_2O_5 \cdot xH_2O$ ва $Ta_2O_5 \cdot xH_2O$ таркибли моддалар ҳосил бўлади.

Сульфидлари. Ниобий ва тантал NbS_4 , TaS_2 , Nb_4S_3 таркибли сульфидлар ҳосил қилади.

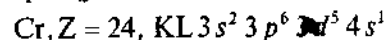
Ниобий ва танталнинг углерод ва азотли бирикмалари қаторига NbN (суюқланиш температураси $2050^\circ C$), NbC (суюқланиш температураси $3500^\circ C$) Ta_3N (суюқланиш температураси $3100^\circ C$), TaC (суюқланиш температураси $3875^\circ C$) ва бошқалар киради.

Булар жуда қаттиқ моддалар, улар юқори температурада суюқланади. Ниобий ва тантал карбидлари амалий аҳамиятга эга бўлиб, улар вольфрам карбид билан бир қаторда пўлатларга қўшилади.

ХII.4. VI ГРУППАНИНГ ЁНАКИ (ХРОМ) ГРУППАЧАСИ

VI группанинг ёнаки группачасига хром, молибден, вольфрам киради. Бу элементлар номларининг келиб чиқиши шунга асосланганки, хромни дастлаб 1797 йилда Вокелен Ўролда қазиб олинадиган бўёқ модда $PbCrO_4$ таркибидан топган. «Хром» сўзи «рангли» демакдир. Шееле 1778 йилда «молибден ялтироғи» номли минералга нитрат кислота таъсир эттириб MoO_3 ни ҳосил қилган, лекин уни молибдат кислота деб атаган. Гельман 1782 йилда MoO_3 ни кўмир билан қайтариб, молибден металини ажратиб олган. «Молибден» сўзи аслида «кўрғошин» демакдир, чунки қадимги юнон ва римликлар кўрғошин ялтироғини «молибден» деб аташган. 1781 йилда Шееле **тунгстен** минералига ($CaWO_4$ га) кислота таъсир эттириб WO_3 ни ҳосил қилган. 1783 йилда италиялик ака-ука олимлар Элькулярлар WO_3 ни кўмир билан қайтариб вольфрам металини олишади; «вольфрам» сўзи «бўри-шлак» маъносига эга, чунки ўша замонда вольфрамни металл рудаларидаги зарарли қўшимча деб ўйлашган; у кашф этилгандан кейин 100 йил мобайнида ҳеч қерда ишлатилмаган.

Хром, молибден ва вольфрам юқори температурада суюқландиган оғир металллардир. Уларнинг электрон конфигурациялари қуйидагича:



Хром группаси элементларнинг баъзи хоссалари

Хоссалари	Cr	Mo	W
Электрон конфигурация	[Ar]3d ⁵ 4s ¹	[Kr]4d ⁵ 5s ¹	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
Бу металлларнинг уччаласи ҳам ҳажмий марказлашган панжарада кристалланади.			
Ер пўстлоғидаги микдори, %	2·10 ⁻²	3·10 ⁻⁴	1·10 ⁻⁴
Атом радиуси, нм	0,127	0,139	0,140
Э ⁶⁺ иони радиуси, нм	0,035	0,065	0,069
Ионланиш потенциали, эВ			
I ₁	6,8	7,1	8,0
I ₂	16,5	16,1	14,1
I ₃	31,0	27,1	24,1
I ₄	49,6	46,4	35,5
I ₅	73,0	61,2	47,7
I ₆	90,6	68,0	61,0
ΣI ₁	267,5	225,9	190,4
НЭМ	1,6	1,8	1,7
Суюқланиш температураси, °C	1875	2620	3395
Қайнаш температураси, °C	2680	4630	5680
Зичлиги, г·см ⁻³	7,19	10,22	19,35
E°(Э ³⁺ _{эритма} / Э), В	-0,744	-0,20	-0,15

Хром, молибден ва вольфрам жуфт рақамли тартиб рақамига эга бўлгани сабабли, бу элементларда барқарор изотоплар сони кўп бўлади. Хромнинг тўртта изотопи бор: ⁵⁰Cr (4,31%); ⁵²Cr (83,76%); ⁵³Cr (9,55%); ⁵⁴Cr (2,38%). Хромнинг радиоактив изотопларидан фақат ⁵¹Cr (ярим емирилиш даври 27,8 кун) амалий аҳамиятга эга.

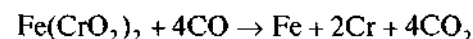
Молибденнинг олтита табиий изотопи маълум: ⁹²Mo (15,86%); ⁹⁴Mo (9,12%); ⁹⁵Mo (15,70%); ⁹⁶Mo (16,50%); ⁹⁷Mo (9,45%); ⁹⁸Mo (23,75%); ¹⁰⁰Mo (9,62%). Молибденнинг сунъий радиоактив изотопларидан ⁹³Mo ва ⁹⁹Mo қўлланилади.

Вольфрамда табиий изотопларнинг сони бешта: ¹⁸⁰W (0,160%); ¹⁸²W (26,35%); ¹⁸³W (14,32%); ¹⁸⁴W (30,68%); ¹⁸⁶W (28,49%). Унинг сунъий изотопларидан ¹⁸¹W, ¹⁸⁵W ва ¹⁸⁷W радиоактив индикаторлар сифатида қўлланилади.

XII.4.1. Хром — Cr

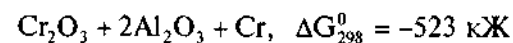
Хром рудаларидан энг муҳими **хромли темиртош** [**хромит** — Fe(CrO₂)₂] таркибида 15% дан 40% гача хром бўлади. Аҳамиятга молик минералларидан яна бири PbCrO₄ — **крокоитдир**.

Олиниши. Хромли темиртошни қайтариш йўли билан **феррохром** ҳосил қилинади:

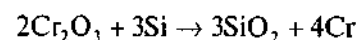


Феррохром хромнинг темирдаги қотишмаси бўлиб, унинг таркибида 30—65% хром ва 4—6% углерод бўлади.

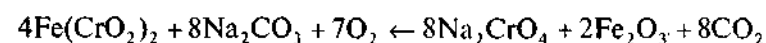
Нисбатан тоза хром ҳосил қилиш учун хром (III) оксид алюминий билан қайтарилади:



Бу усулда олинган хром тоза бўлмай, унга озроқ алюминий аралашиб қолади. Шу сабабли тоза хром олиш учун хром(III) оксид кремний билан қайтарилади:



Лекин бу реакция қиздирилгандагина боради. Бу реакциялар учун керакли хром(III) оксид хромитдан олинади. Бунинг учун аввал хромит ва сода аралашмаси қиздирилади:



Ҳосил бўлган аралашмани сувда эритиб Na₂CrO₄ эритмага ўтказилади. Сўнгра бу эритмага кислота қўшиб натрий дихромат Na₂Cr₂O₇ ҳосил қилинади.

Натрий дихроматдан техникада хром(III) оксид олинади:



Тоза хром олиш учун дихроматларнинг эритмалари электролиз қилинади. Электролиз натижасида ҳосил қилин-

ган хромни вакуумда қайта суюқлантириб тоза хром тайёрланади. Хром турли хил қотишмалар тайёрлаш учун ишлатилмоқда. Хром билан мис, ёки никель ёхуд титан қотиштирилади. Бундай қотишмалар ҳосил қилиш учун феррохром ярамайди, чунки унинг таркибидаги темир қотишма сифатни пасайтиради.

Асбоблар ясаладиган пўлат таркибида анчагина хром бўлади. Масалан, штамплар учун ишлатиладиган пўлатда 12% хром бўлади.

Хромнинг хоссалари. Хром жуда қаттиқ металл, у марказлашган куб системада кристалланади. Кристалл панжарада хром атомининг координацион сони 8 га тенг. Хром парамагнит моддалар қаторига киради.

Хром барча металллар орасида энг қаттиқ металл ҳисобланади, у билан ойна қирқиш мумкин. Хромнинг бу қадар қаттиқ эканлигининг сабабларидан бири — унинг кристалл панжарасида нисбатан кичик ҳажмли битта хром иони атрофида олти нисбатан эркин электронлар жойлашганлигидир.

Хром кимёвий жиҳатдан пасив элемент. Хромга одатдаги температурада кислород ҳам, нам ҳам таъсир этмайди. Қиздирилганда эса унинг сирти оксидланади. Қиздирилганда кислород, олтингугурт, азот, углерод ва галогенлар билан бирика олади.

Кўп металллар (Al, Ta) да учрайдиган пасивланиш ҳодисаси хромда ҳам намоён бўлади. Металлнинг пасивланишига сабаб унинг сиртида жуда юпқа ва кўзга кўринмайдиган пишиқ оксид парданинг ҳосил бўлишидир. Баъзи металллар ҳаво кислороди таъсирида пасив ҳолатга ўтади. Кўпчилик ҳолларда металлни анодда оксидлаш йўли билан пасивлантирилади. Бунинг учун айна металл анод сифатида қўлланилиб, унга H_2SO_4 , $H_2Cr_2O_7$, ёки H_2CrO_4 эритмалари орқали доимий ёки ўзгарувчан ток юборилади. Анодда ажралиб чиққан кислород металлни оксидлаб пасив ҳолатга ўтказди. Бундан ташқари, металлга оксидловчи хоссали кислоталар, масалан, кучли нитрат кислота таъсир эттириб ҳам пасивлашни амалга ошириш мумкин.

Концентрланган нитрат кислота ва зар суви ($HNO_3 + 3HCl$) хромни пасивлайди. Пасив ҳолатдаги хром худди асл металллар каби кимёвий хоссалар намоён қилади. Унинг стандарт электрод потенциали 1,25 вольтга тенг,

пасивланмаган хромнинг стандарт электрод потенциали эса $E^0_{Cr/Cr^{2+}} = -0,91V$ дир (XII.9-жадвал).

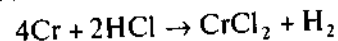
Хромнинг бирикмаларидаги оксидланиш даражаси +2, +3, +4 ва +6 га тенг.

XII.4.2. Хром бирикмалари

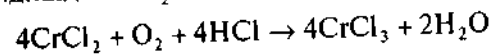
Икки валентли хром бирикмалари. Сувдаги эритмаларда Cr^{3+}/Cr^{2+} жуфтнинг электрод потенциали $E^0 = -0,4V$ бўлганлиги сабабли улар кучли қайтарувчилардир. Хромнинг икки валентли бирикмалари — CrO , $Cr(OH)_2$, CrS , $CrCl_2$, $CrSO_4$, $Cr(CH_3COO)_2$ ва ҳоказо унча кўп эмас. Икки валентли хромнинг характерли бирикмаси қора рангли CrO ва унга мувофиқ сариқ рангли $Cr(OH)_2$ дир. CrO қаттиқ қиздирилганда эмирилади:



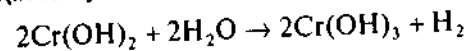
Хром совуқ хлорид кислотада эримайди. Қиздирилганда хром сиртидаги оксид парда HCl да эриб, хром(II) хлорид ҳосил қилади:



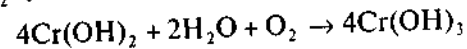
Очиқ идишда $CrCl_2$ оксидланади:



2 валентли хром гидроксиди асос хоссаларини намоён қилади. У ҳатто сувни қайтаради:



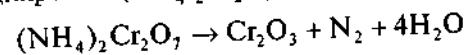
$Cr(OH)_2$ ҳаво кислороди билан ҳам оксидланади:



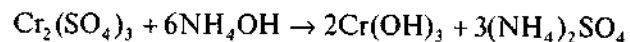
Икки валентли хромнинг энг барқарор бирикмаси унинг ацетатидир.

Уч валентли хром бирикмалари. Унинг бирикмалари орасида энг барқарор моддалардир.

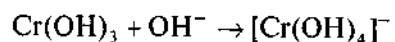
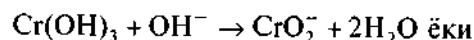
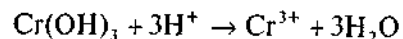
Хром(III) оксид Cr_2O_3 яшил рангли кукун. Кимёвий жиҳатдан пасив модда. Бўёқчилик ишида қўлланилади. У Al_2O_3 билан изоморфдир. Лабораторияда Cr_2O_3 олиш учун аммоний дихромат $(NH_4)_2Cr_2O_7$ қайдирилади:



Хром(III) тузлари эритмасидан $\text{Cr}(\text{OH})_3$ бавосита йўл билан чўктирилади:



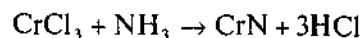
Янги чўктирилган $\text{Cr}(\text{OH})_3$ аморф хоссалар намоён қилади:



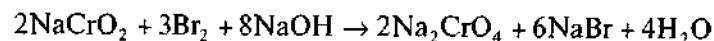
Хром(III) гидроксид хром тузлари эритмасига ишқор таъсир этишидан ҳосил бўлади. Хром(III) гидроксид хоссалари худди $\text{Al}(\text{OH})_3$ никига ўхшайди.

Хром(III) тузлари эритмалардан кристаллгидратлар ҳолида ажралиб чиқади: $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

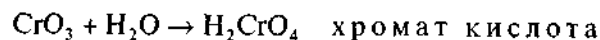
Бу тузлар кристалл ҳолатда ҳам, эритмаларда ҳам рангли моддалардир. Хром(III) тузлари орасида алмашилиш реакциялари ҳам мавжуд:



Олти валентли хром бирикмалари. Уч валентли хром бирикмалари кислотали муҳитда ва кучли қайтарувчи иштирокида оксидловчи хоссаларини намоён қилади, бундай шароитда хром уч валентли ҳолатдан икки валентли ҳолатга ўтади. Лекин ишқорий муҳитда кучли оксидловчилар таъсирида уч валентли хром бирикмалари қайтарувчи хоссаларини намоён қилиб, Хром(VI) бирикмаларига айланади. Масалан:

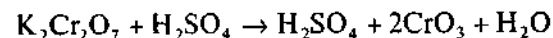


Хром(VI) оксид CrO_3 тўқ-қизил рангли кристалл модда. Қаттиқ ҳолатда полимер тузилишга эга; сувда яхши эрийди. У сув билан реакцияга киришганда фақат эритмада мавжуд бўладиган кислоталар ҳосил бўлади:



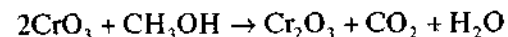
Шунинг учун CrO_3 ни хромат кислота ангидриди деб аталади.

Хромат кислота ангидридини ҳосил қилиш учун калий бихроматга концентранган сульфат кислота таъсир эттирилади:



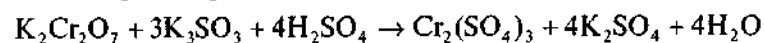
CrO_3 кучли оксидловчи бўлгани сабабли, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ нинг одатдаги температурадаги тўйинган эритмаси (1 ҳажм) билан концентранган сульфат кислота эритмаси (1 ҳажм) аралашмаси лабораторияларда «хром аралашмаси» номи билан юритилади, бу суюқлик кимёвий идишларни ювишда ишлатилади.

CrO_3 таъсиридан метил спирт ёниб кетади:



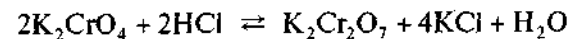
CrO_3 ни 420°C гача (кислород босими $20\text{--}30 \cdot 10^3$ кПа босим шароитида) қиздирилса, тўрт валентли хром бирикмаси CrO_2 ҳосил бўлади. CrO_2 ферромагнит хоссага эга.

Хромат кислота ангидриди турли органик синтезларда кучли оксидловчи сифатида ишлатилади. Умуман, олти валентли хром бирикмалари кучли оксидловчилар (айниқса, кислотали муҳитда) бўлиб, улар қайтарилганда уч валентли хром бирикмалари ҳосил бўлади. Масалан:

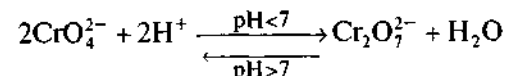


Хромат ва дихроматлар катта амалий аҳамиятга эга.

Хроматлар нейтрал ва ишқорий муҳитда ($\text{pH} \geq 7$) барқарор бўлиб, кислотали муҳитда ($\text{pH} < 7$ бўлганда) дихроматларга айланади:



ёки ионли кўринишда:



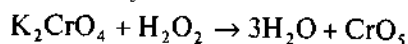
Натрий хромат Na_2CrO_4 кристаллари таркибида 4, 6 баъзан 10 молекула сув бўлади. У сувда яхши (25°C да 100 г сувда $84,5\text{ г}$ Na_2CrO_4) эрийди.

Калий хромат K_2CrO_4 сувсиз ҳолатда кристалланади. Сувда яхши (20°C да 100 г сувда $62,9\text{ г}$ K_2CrO_4) эрийди.

$K_2Cr_2O_7$ даги хром хлорид кислота (ва HBr) таъсирида ҳам киздирилганда уч валентли ҳолатга ўтади:



Олти валентли хром бирикмалари ишқорий муҳитда водород пероксид билан реакцияга киришиб зангори тусли хром пероксид CrO_5 ни ҳосил қилади:



Натижада **хромнинг пероксокислота** $H_2Cr_2O_{12}$ ва H_3CrO_8 лари келиб чиқади. Барча пероксохром бирикмалари беқарор моддалар бўлиб, ниҳоятда кучли оксидовчилар жумласига киради.

Натрий дихромат $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$ сувда яхши ($0^\circ C$ да 100 г сувда 180 г, $100^\circ C$ да 100 г сувда 418 г) эрийди. Натрий дихромат билан KCl орасидаги алмашиниш реакцияси туфайли калий дихромат олинади.

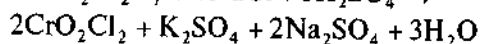
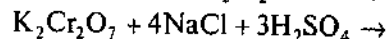
Калий дихромат $K_2Cr_2O_7$ ўзининг барқарорлиги ва сувсиз ҳолда кристалланиши туфайли йодометрияда қўлланиладиган эритмалар титрини аниқлаш учун ишлатилади.

Аммоний хромат $(NH_4)_2CrO_4$ ва дихроматлари $(NH_4)_2Cr_2O_7$ $200^\circ C$ да сув, азот ва хром(III) оксидга парчаланadi.

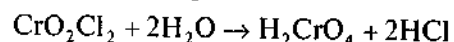
Сувда ёмон эрийдиган хроматлар қаторига қўрғошин хромат $PbCrO_4$ ва барий хромат $BaCrO_4$ лар киради; бу икки сариқ минерал бўёқ сифатида ишлатилади.

Ниҳоят, олти валентли хромнинг CrO_5 таркибли пероксиди ва H_2CrO_6 таркибли пероксо-кислотаси борлигини айтиб ўтамиз. Бу кислота эфир билан яхши экстракция қилинади.

$Cr(VI)$ бирикмалари жумласига **хромил хлорид** CrO_2Cl_2 ва **хромил фторид** CrO_2F_2 ҳам киради. $K_2Cr_2O_7 + NaCl$ аראлашмага H_2SO_4 таъсирдан CrO_2Cl_2 ҳосил бўлади:



CrO_2Cl_2 қора тусли суюқлик ($d=1,91 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$), $\gamma -96,5^\circ C$ да қотади ва $+117^\circ C$ да қайнайди. CrO_2Cl_2 сув билан худди SO_2Cl_2 каби реакцияга киришади:



Олти валентли хром бирикмалари жуда заҳарли, шу сабабдан хромлаш цехларида CrO_3 , хроматлар ва уларнинг

ҳосилалари билан иш олиб бориладиган хоналари тез-тез шамоллатиб турилади.

XII.4.3. Молибден — Mo

Молибден минералларидан энг муҳими **молибден ялтироғи** ёки **молибденит** MoS_2 дир; вульфенит $PbMoO_4$ камроқ учрайди. Молибден минераллари АҚШ нинг Колорадо штатида кўп учрайди; оз миқдорда Арманистонда, Норвегия, Япония ва Австралияда қазиб олинади.

1778 йилда Шееле молибденитга нитрат кислота таъсир эттириб молибдат кислота ҳосил қилди. Молибден элемент ҳолида фақат 1782 йилда Хельм (Гельм) томонидан ҳосил қилинди.

Молибденнинг олти изотопи бор: ^{98}Mo (23,75%), ^{96}Mo (16,5%), ^{95}Mo (15,70%), ^{100}Mo (9,62%), ^{97}Mo (9,45%) ва ^{94}Mo (9,12%).

Тоza молибден яхлит ҳолатда кумуш каби оқ металл (лекин кукун ҳолида кул ранг тусли) яхши болғаланади, механик жиҳатдан молибден яхши ишлана оладиган металл; унинг Моос шкаласидаги қаттиқлиги 5,5 га тенг.

XII.10-жадвал

Хром, молибден ҳамда вольфрамнинг кислородли бирикмалари

Cr	Mo	W
CrO_3 қизил тусли, $d = 2,70 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $t_{\text{суюқл.}} = 196^\circ C$ $\Delta H_f^0 = -526,8 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$	MoO_3 оч-сариқ рангли, $d = 4,50 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $t_{\text{суюқл.}} = 705^\circ C$ $\Delta H_f^0 = -745,2 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ $Mo_3O_{23} (\beta)$ $d = 4,32 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $Mo_3O_{28} (\beta)$ $d = 4,26 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $Mo_4O_{11} (\gamma)$ бинафша тусли, $d = 4,18 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$	WO_3 сариқ тусли, $d = 7,16 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $t_{\text{суюқл.}} = 1473^\circ C$ $\Delta H_f^0 = -842,7 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ $W_{20}O_{58} (\beta)$ $W_{18}O_{49} (\gamma)$
CrO_2 қора тусли, $d = 4,89 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$	MoO_2 жигар рангли, $d = 4,58 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $\Delta H_f^0 = -589,1 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$	WO_2 жигар рангли, $d = 12,11 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $\Delta H_f^0 = -589,63 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$
Cr_2O_3 яшил тусли, $d = 5,21 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$ $t_{\text{суюқл.}} = 1990^\circ C$ $\Delta H_f^0 = -1140,6 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$		
CrO қора тусли		

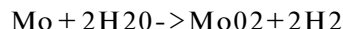
Олиниши. Унинг оксиди MoO_3 800—1000 °C да водород билан кайтариледи. Бу реакцияда молибден кукун холида ажралиб чик^ади. Кукун)(олатидаги молибденни водород атмосферасида к.издириб яхлит молибден метали олинади:



Хоссалари. Молибденнинг оксидланиш даражалари унинг бирикмларида +2, +3, +4, +5 ва +6 га тенг. Булар орасида барк.арори +4 ва +6 дир.

Молибден купчилик бирикмалар таркибида кислородли анион MoO_4^{2-} холида булади. Mo^{6+} ионининг радиуси 0,065 нм булиб, у U^{6+} иони радиусига жуда яқин. Молибден билан вольфрамнинг бир-бирига жуда ухшаши ва табиатда биргаликда учрашига сабаб уларнинг ион радиусларининг деярлик тенглигидир.

Яхлит ҳолатдаги молибден одатдаги шароитда ^авода оксидланмайди. Факат 600 °C да оксидланиб MoO_3 га айланади. Молибден тоза кислородда 500—600 °C да ёниб кетади. 700 °C да сув буги билан реакцияга киришиб, водород ажратиб чик,аради:



Молибден кислоталар таъсирига у кадар-чидамли эмас: хлорид кислота 110 °C да молибденни аста-секин эритади; суюлтирилган нитрат кислотада молибден коррозияга учрайди. Молибден зар сувида яхши эрийди, у одатдаги температурада ишк.орларда эримайди. Лекин юк.ори температурада суюлтирилган ишк.орлар молибденни эритади (оксидловчилар иштирокида бу жараён янада тезлашади). Водород билан молибден реакцияга киришмайди.

Молибден(У1) оксид MoO_3 ок-сарриш модда булиб, узининг хоссалари жих.атидан хром(У1) оксид Cr_2O_3 дан анча фарк, к¹лади: MoO_3 сувда ёмон (20 °C да 1 л сувда 1,07 г) эрийди; қийин суюкданувчан модда; у 795 °C да суюқданади, лекин суюқданиш температурасига етмасданок. буглана бошлайди.

Молибден(У1) оксид ишк.орларда яхши эрийди ва молибдатлар ҳосил к.илади. Молибтадларнинг нитрат кислотали эритмасидан сарик. тусли молибдат кислота H^+MoO_4^- -Нр чукади. Сувсиз H^+MoO_4^- эса игнасимон кристалл моддадир. H^+MoO_4^- -Нр ни 60 °C гача к.издирилса, H^+MoO_4^- га айланади.

MoO_3 ва H^+MoO_4^- бирмунча амотер хоссалар)(ам намоён к.илади; чунончи MoO_3 ва H^+MoO_4^- аммиакда, ишк^аорларда, хлорид, сульфат ва нитрат кислоталарда эрийди. MoO_4^{2-} -иони хромат иони CrO_4^{2-} каби нейтрал ва ишк^аорий *му-штит* баркарордир, кучсиз кислотали му^итда эса MOgO_2 иони барк.арор; кучли кислотали мух.итда MoO_3 иони (**молибденил-ион**) мавжуд. Бу ион $\text{MoO}_3 \cdot \text{O}^-$ туридаги тузларни ҳосил к.илади.

Техникада MoO_3 ни олиш учун молибденнинг минерали куйдирилади.

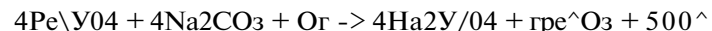
Лабораторияда аммоний молибдатни к^издириш йули билан MoO_3 олинади.

Молибден(1У) оксид MoO^+ , молибден(У1) оксидни водород таъсирида охиста кайтариш йули билан олинади.

X11.4.4. ВОЛЬФРАМ - \У

Вольфрам табиатда асосан **вольфрамат кислота** тузлари Re_2WO_7 ва Mn_2WO_7 , яъни **вольфраматлар** таркибида учрайди. Кальций вольфрамат Ca_2WO_7 , (**шеелт**) ^аолида камрок. учрайди. Вольфрам минераллари Хитойда, АКШ да, Россияда, Грузия, Марказий Осиё \удудларида қазиб олинади.

Олиниши. Вольфрам олиш учун майдаланган ва бойитилган вольфрам рудаси сода билан аралаштирилиб кучли аланга берадиган печда суюк^атантирилади:



Реакция натижасида ҳосил булган натрий вольфрамат сувда эритилади ва унга к^айнок. хлорид кислота таъсир эттирклади.

Бу реакцияда ҳосил булган вольфрамат кислота к.издирилганда парчаланиб H_2WO_4 га айланади:



Сунгра UO_2 кумир билан ёки водород ок^имида к^айтарилиб металл *олнр.а* вольфрам олинади. Бу жараён да кукун ^аолидаги вольфрам ^аосил булади. Уни яхлит металл ҳолатига утказиш учун «кукун металлургия» усулларида фойдаланилади: бунинг учун вол!^а)рам кукунлари махсус металл трубаларга жойланади; труба рахларидан электрод сифатида фойдаланиб, кукун орк,али паст кучланишга эга

булган узгарувчан ток утказилади. Кукунларнинг электрп Каршилиги (контакт к^аршилик) нихоятда катта булган^а сабабли, вольфрам кукунлари қизийди ва пластик^а ўлат^аЕ утади. Шу вақтда труба рахларини катта босим остида си- қиб, металлни рула шаклидаги брикетларга айлантирилади. Шундай қилиб олинган металл >а^ауз мурт хусусиятга эга булади; яъна бир неча марта қиздириш ва унга босим бериш натижасида яхши яссиладиган юқори сифатли вольфрамга айлантирилади. Бу усул молибден олишда ҳам кулланилади.

Хоссалари. Яхлит вольфрам ок-кумуш рангли модда. Вольфрамнинг электр утказувчанлиги кумуш электр утказувчанлигининг 28,3% ига тенг. Вольфрам 2000 °С қиздирилганда унинг каршилиги 14 марта ортиб кетади.

Вольфрам одатдаги температурада барқарор. Юқори температурада заводи оксидланиб ^аа^аО^а га утади. Сув бури чуг холатдаги вольфрамга таъсир этганда водород билан вольфрам(IV) оксид \УO2 хосил булади.

Кукуй холатдаги вольфрам одатдаги хароратда фтор билан реакцияга киришади. Азот хатто 1500 °С да ҳам, вольфрам билан реакцияга киришмайди; вольфрам водородни кам ютади.

Нитрат кислота (хатто зар суви ҳам) вольфрамнинг факат сирт қисминигина емиради. Вольфрам нитрат кислота билан фторид кислота эритмасида аста-секин эрийди. Лекин вольфрам сода билан селитра аралашмасида к^аз-дирилса, осон емирилади.

Вольфрам уз бирикмаларида 2, 3, 4, 5 ва 6 валентли булади. 6 валентли холатдаги вольфрам нихоятда барқарор. У\УР^а ва \СI^а бирикмалар хосил қилади. Сг—Мо—^акаторида чапдаи унга томон оддий моддаларнинг кимёвий активлиги камаяди.

Икки валентли вольфрам бирикмалари, масалан, ХУС^а нихоятда бе^аарор, улар кучли кайтарувчилар к^ааторига киради.

Вольфрамнинг уч валентли холати факат комплекс бирикмаларда намоён булади, масалан, \УСIз факат куш хлоридлар холида мавжуд.

Турт валентли вольфрам бирикмалари ХУС^а, \УI^а, кам учувчан, говак гигроскопик каттик, моддалар булиб, сувда гидролизланади. ХУО^а зичлиги 12,11 г • см^а булган кунрир рангли кукун. У осонгина оксидланиб \УOз га айланади.

Беш валентли вольфрам бирикмаси ХУС^а, корамтир-яшил рангли кристаллар хосил қилади, унинг суюқ^ааниш температураси 248 °С, қайнаш температураси 276 °С. Кислород таъсирида ХУОС^а га айланади. Сувда қисман гидролизланади.

Олти валентли вольфрам бирикмалари ^аVP^а, \УСI^а, ШOз, \^аО^аС\^апар соф холатда барқарор моддалардир.

ХII.5. VII Б ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ТАВСИФИ

Бу группачани марганец Мп, технеций Тс ва рений Ке ташкил қилади. Марганец ва рений бирикмалари табиатда

ХII.И-жадвая

Марганец группачаси элементларининг асосий хоссалари

Хоссалар	Мп	Тс	Ке
Ер кобирида тарқ ^а лиши, масса %	9-10-2		110-'
Валент электрон конфигурацияси	[Ar]3 ^а М52	[Kr]4 ^а 552	[XфГ ^а 5сI ^а 65 ^а
Атом радиуси, нм	0,130	0,136	0,137
Ионланиш потенциаллари, эВ			
1,(Э-»Э ^а +ё)	7,4	7,28	7,87
12(Э ^а -чЭ ^а +ё)	15,64	15,26	13,2
II (Э ^а -ч Э ^а + ё)	39,7	29,3	26,0
1, О ^а - ^а Э ^а + ё)	53,4	43,5	37,7
'5 О ^а - ^а Э ^а + с)	76,0	59,2	50,6
1 в (Э ^а - ^а Э ^а %ё)	100,7	76,2	64,5
Б (Э ^а - ^а Э ^а + е)	119,27	94,1	79,0
;ЕI.,ЭВ	406	325	276
Суюкланиш температураси, °С	1244	2200	3180
Қайнаш температураси, °С	2080	4600	5600
Зичлиги, гсм ^{-а}	7,44	11,49	21,04
НЭМ	1,5	1,9	1,9
Е» (Э ^а УЭ), В	-1,18	0,4	—
Е° (Э'7Э), В	—	—	0,3

учрайди. Технеций эса сунъий радиоактив изотоплар холида олинади, у ураннинг смирилиш маг[^]сулотлари таркибида ўам учрайди. ХИЛ 1-жадвалда марганец группачаси элементларининг асосий хоссалари келтирилган.

Мп 2=25, нисбий атом массаси 54,9380; КБ $35^{3/3}452$

Тс 2=43, нисбий атом массаси [99], КБМ $45^{4p}4cP5з^{^}$

Ке 2=75, нисбий атом массаси 186,2, КБМЫ $3з^{3p}^cPбз^{^}$

Марганецнинг барк.арор изотопи "Мп табиий марганецнинг 100% ини, рейнийнинг барк.арор изотопи ^{*}Ке табиатдаги ренийнинг 36,07% ини ташкил килади. Ренийнинг иккинчи изотопи ^{*}Ке гарчи оз даражада радиоактив булса-да, табиатдаги ренийнинг 62,93% ини ташкил этади (бу изотопнинг ярим емирилиш даври $4 \cdot 10^4$ йилга тенг). Технецийнинг 15 та изотопи маълум, уларнинг хаммаси 5[^]ам радиоактив изотоплар булиб, фақат "Тс энг барк.арордир (унинг ярим емирилиш даври 210^4 йил).

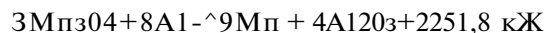
X11.5.1. Марганец — Мп

Марганецнинг бир неча хил бирикмалари учрайди. Улар ичида энг мухими **пиролозит** $MnO^{^}$ дир. $MnO^{^}$ қадим замонлардан бери маълум. Унинг бошқа минералларидан **браунит** $3Mn_2O_3 \cdot Mn_8O_{10}$, **манганит** $Mn^{^}O_2 \cdot H^{^}O$, **гаусманит** $Mn_2O^{^}$, **марганецли шпат** $MnCO_3$ за[^]оказолар маълум. Марганец рудалари МДХ, да (асосан, Кавказда), Хиндистонда, Канада, Жанубий Африкада учрайди. Марганецни 1774 йилда Шееле ва Ган олганлар.

Олиниши. Металлургияда к[^]ора металлларга кушиш учун Электр печда ферромарганец олинади; ферромарганец марганецнинг темир билан *оси1* қилган к.отишмаси булиб, унинг таркибида озгина углерод ва 60—90% Мп булади. Ферромарганецни марганецнинг табиий оксидларини углерод билан пирометаллургик усулда кайтариш оркали олинади, масалан:



Марганец оксидларини алюмотермия йули билан қайтариш оркали олинadиган марганец у қадар тоза булмайди, лекин углерод сиз булади:

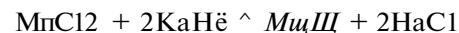


пиролозитдан $Mn_2O^{^}$, \осил к[^]илиш учун аввал чурлантириб парчаланади:



Энг тоза марганец олиш учун, марганец (II) тузлариинг сувдаги эритмаси электролиз килинади.

Лабораторияда марганец олиш учун $MnCl^{^}$ нинг концентрланган эритмасига натрий амальгамаси таъсир эттирилади:

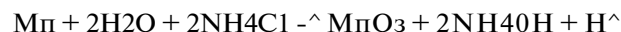


Хосил булган чукмани махсус идишда 400 °С гача қиздириб марганецни симобдан тозаланади: $Mn_2N\ddot{e} - 2Mn + HeT$.

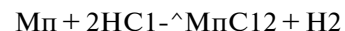
Физик хоссалари. Марганец кумуш каби ок, тусли огир металл. У туртта кристалл модификацияга эга. 727 °С дан куйи температурада α = марганец, 727 °С дан то 1079 °С гача β = марганец, 1079 °С дан 1143 °С гача γ = марганец, 1143 °С дан юк[^]орида 1244 °С гача δ = марганец баркарордир. Улар бир-биридан узларининг кристалл тузилиши ва физик констаталари билан фарк, к[^]илади.

Кимёвий хоссалари. Марганецнинг сирти оксид парда билан копланганлиги сабабли яхлит холда марганец заводи оксидланмайди. Лекин кукун \олидаги марганец хавода оксидланади. Алюминий, сурьма, мис ва бошқа металллар марганец билан ферромагнит к.отишмалар \осил к.илади.

Марганец аммоний хлорид кушилган сувда эрийди:



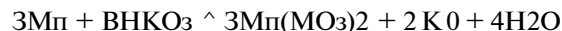
Марганец оксидловчи хоссаларни намоён к[^]илмайдиган кислоталарда эриса, водород ажралиб чицади:



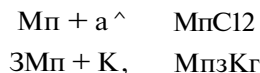
Концентрланган сульфат ва нитрат кислоталар совук. х;олатларда марганецни пассив \олатга уткази, лекин к[^]здирилган мрганец билан концентрланган нитрат ва сульфат кислота орасида куйидаги реакциялар боради:



Суюлтирилган нитрат кислота Мп га таъсир этганида NO₀ ҳосил булади:



Марганец юкори температурада олтингургурт, фосфор, углерод, азот, кремний ва галогенлар билан бевосита бирикади, масалан:



Марганец уз бирикмаларида +2, +3, +4, +5, +6 ва +7 га тенг оксидланиш даражалар намоён қилади.

X11.5.2. Марганец бирикмалари

Марганец уз бирикмаларининг хоссалари билан хром ва темирга ухшаб кетади. Марганец паст валентлик намоён қиладиган бирикмалари ичида икки валентли марганец бирикмалари купрок, учрайди. Улар деярли барқарор булади ва кислотали муҳитда қийинлик билан оксидланади.

Марганец уч валентли ҳам булади. Лекин таркибида Мп⁺ катиони булган тузлар осонлик билан диспропорцияга учраб, Мп⁺ ва Мп²⁺ бирикмаларига айланади:

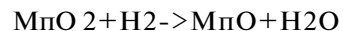


Бир валентли марганец факат комплекс бирикмалардагина маълум.

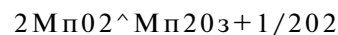
Марганецнинг водородли бирикмаси олинган эмас; у факат водородни ютиш қобилиятига эга, холос.

Марганецнинг 5 та оксиди бор, улар экзотермик бирикмалар ҳисобланади.

1. МпО — сувда эримайдиган яшил тусли кукун; $\rho = 5,43 \text{ г см}^{-3}$; $\Delta H_f = -385 \text{ кЖ- моль}^{-1}$; У қуйидаги реакция буйича олинади:



2. Мп⁺Оз кунрир тусли каттик; модда; $\rho = 4,50 \text{ г-см}^{-3}$; $\Delta H_f = -958 \text{ кЖ- моль}^{-1}$; $T_{\text{пл}} = 1650 \text{ }^\circ\text{C}$; асосли оксид булиб, қуйидаги тенглама асосида олинади:



3. МпО⁺ — кул ранг-к,орамтир тусли каттик; модда; $\Delta H_f = -521,5 \text{ кЖ- моль}^{-1}$. Хавода $530 \text{ }^\circ\text{C}$ гача қиздирилганда узидан кислород чинара бошлайди. Бу амфотер оксид булиб, қуйидагича олинади:



Унинг бир неча полиморф курунишлари бор. Табиатда учрайдиган пиролюзит $\rho = \text{MnO}_2$ дир.

4. МПзО⁺ — кора тусли каттик, модда; $\rho = 4,85 \text{ г-см}^{-3}$; $\Delta H_f = -1387,5 \text{ кЖ- моль}^{-1}$. Бу моддада Мп икки ва уч валентлидир: Мп(Мп204).

5. Мп20⁺ — яшил кўнрир тусли мойсимон суюқлик; ($\rho = 2,4 \text{ г см}^{-3}$; $\Delta H_f = -739,9 \text{ кЖ- моль}^{-1}$, кислотали оксид. МП207 кучли оксидловчи. Қиздирилганда портлаш билан парчаланади. Бу модда — Мп етти валентлидир.

Марганец оксидлари факат юкори температуралардагина водород таъсирида марганецга қадар қайтарилади.

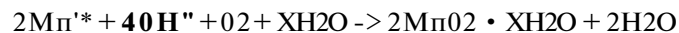
Марганец оксидлари гидратларининг кислотали хоссалари Мп(ОН)₂ - МпО(ОН) - МпОз • 2Н₂О - НзМпОд - НМПО4 каторида чапдан унга томон кучайиб боради.

Марганец(111) оксид Мп⁺Оз табиатда браунит минерали ва манганит МП203 -Н⁺О ҳолида учрайди. МпО⁺ 500—900 °С да МП203 га айланади.

Марганец(П1) оксид МпО(ОН) таркибига эга. МПзО⁺ хам 1000 °С га яқин температурада МпОз дан ҳосил булади.

Марганец оксидлари орасида МПзО⁺ жуда барқарор модда, уни манганит кислота Н⁺МпО⁺ нинг марганецли тузи Мп⁺СМпО⁺ деб қараш керак. Марганецнинг бошқа оксидлари қиздирилганда, улар узига кислород кушиб олиб ёки узидан кислород йукотиб МПзО⁺ га айланади.

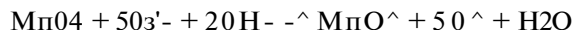
Марганец(11) тузларининг ишқорли эритмаларига ҳатто ҳаво таъсир этганида марганец(1У) оксид гидрати чукади:



Марганец(1\0 оксид узидан осонлик билан кислород бериб, МП304 га ёки МП203 га утиши сабабли купинча оксидловчи сифатида ишлатилади. Сргъваник элементларда марганец(1\0 оксид деполяризатор сифатида ишлатилади.

Беш валентли марганец бирикмалари. Манганатлар У. Концентрланган ишқорий муҳитда натрий перманганат-

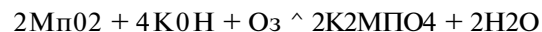
ни сульфитлар ёки йодидлар билан кайтариш орқали кўж тусли $\text{BaZMnO}^+ \cdot \text{H}^+ \text{O}$ олиш мумкин:



MnO^+ ни Mn^+O ва нитритлар билан кушиб киздирилганда ҳам беш валентли марганец бирикмаларининг H^+O сит булиши кузатилган.

Олти валентли марганец бирикмалари. Манганатлар (U^1). Олти валентли марганец, манганат кислота тузлари $\text{Me}^+ \cdot \text{MnO}^+ \text{O}$ *олит* мавжуд. Манганат кислотанинг узи ҳам, унинг ангидриди ҳам эркин ҳолатда олинган эмас.

Манганатлар марганец оксидларини ишқор билан кислоталар билан ёки бошқа оксидловчи иштирокида киздириш натижасида ҳосил бўлади;

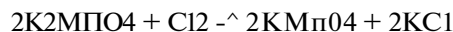


K_3MnO^+ ишқорий муҳитда ёки сувда эритилганда яшил тусли эритма ҳосил қилади. Лекин нейтрал ва кислотали муҳитда диспропорцияга учрайди:



Калий манганат 500°C гача киздирилганда парчаланadi.

Металл манганатлардан BaMnO^+ сувда эримайдиган яшил бўёқ, сифатида ишлатилади. $\text{Na}^+ \cdot \text{MnO}^+$ рудадан олтинни ажратиш олишда, турли оксидлаш жараёнларида қулланилади. K_2MnO_4 дан техникада KMnO^+ олинади. Манганатлар оксидловчилар таъсирида перманганатларга утади:

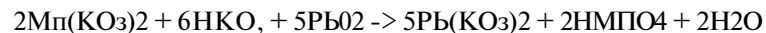


Перманганат кислота HMnO^+ , ангидриди Mn^+O калий перманганат қуқунига концентранган сульфат кислота таъсир эттириш йули билан ҳосил қилинади:



Перманганат кислота ва унинг тузлари. Mn^+O сувда эриганда перманганат кислота $\text{HMnO}^+ \cdot \text{H}^+\text{O}$ сит бўлади. Перманганат кислота жуда кучли кислота бўлиб, факат суюлтирилган (20% гача) эритмаларда мавжуд (0,1 н эритмада $\alpha = 93\%$). Унинг узи ҳам, тузлари ҳам бинафша тусли бўлади.

Перманганат кислота икки валентли марганец тузларига кислотали муҳитда PbO^+ таъсир эттирилганда ҳам ҳосил бўлади:



Техникада манганат эритмаларини электролиз қилиб перманганатлар олинади.

Калий перманганат сувсиз ҳолатда ромбик системада кристалланади. Унинг зичлиги $\rho = 2,7 \text{ г} \cdot \text{см}^3$; 20°C да 100 г сувда 6,3 г KMnO^+ эрийди; калий перманганатни киздира борилса, у 200°C га яқин ҳароратда парчаланadi:



KMnO_4 билан BaSO_4 ва K_2SO_4 изоморфдир.

Натрий перманганат $\text{NaMnO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ таркибли гидрат ҳосил қилади. У сувда яхши эрийди ва ҳавода нам тортиб ёйилиб кетади.

Перманганатлар, айниқса KMnO_4 оксидловчи ва дезинфекцияловчи воситалар сифатида ишлатилади. Калий перманганат эритмаси аналитик кимёда темир(II) тузларини, йодид, нитрит ва ҳоказоларни аниқлаш учун қулланилади. KMnO_4 эритмаси қумуш катализатори иштирокидагина газсимон водородни оксидлайди.

Марганецнинг икки хил сульфиди бор;

1. Марганец дисульфид Mn_3S_4 — жигар рангли каттик, модда бўлиб, унинг зичлиги $\rho = 3,46 \text{ г} \cdot \text{см}^3$ У одатдаги шароитда барқарор, лекин киздирилганда Mn_2S_7 билан олтингургуртга ажралади.

2. Марганец сульфид MnS — қовоқ; рангли каттик, жисм бўлиб, унинг зичлиги $\rho = 3,99 \text{ г} \cdot \text{см}^3$ У ош тузи шаклида кристалланади. У икки валентли марганец тузларига N^14011 иштирокида H^+O юбориш йули билан олинади.

Марганецнинг 6 та барқарор ва 2 та бекқарор галогенидлари маълум; барқарорлари: MnCl_2 , MnBr_2 , MnI_2 , MnF_2 , Mn_2F_7 лар ва бекқарорлари: MnCl_3 ва MnCl_3 лардир. Марганецнинг $\text{Mn}^+\text{O} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}^+\text{O} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}_2\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ таркибли кристаллгидратлари олинган.

Икки валентли марганец галогенидлари сувда яхши эрийди, факат Mn^+O сувда оз эрийди. MnCl_3 ва MnCl_3 бирикмаларининг мавжудлиги шу вақтга қадар аниқ, эмас. Лекин уларнинг комплекс бирикмалари, масалан, K_2MnCl_5 ва K_3Mn^+ олинган.

Икки валентли марганецнинг сувда яхши эрийдиган тузлари қаторига $\text{Mn}_2\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ва шу қабил ар қиради.

Марганец(II) карбонат $MnCO_3$ сувда эримайди. $MnCO_3$ кальций карбонат $CaCO_3$ билан изоморфдир. Худци кальций каби $MnCO_3$ CO_3^{2-} иштирокида сувда эриб $Mn(HCO_3)_2$ га айланади.

Марганец(II) сульфатнинг сульфат кислотали эритмасига перманганат таъсир эттириб марганец(IV) сульфат $Mn(80^{\circ}2)$ олинган. Бир ва уч валентли марганец бирикмаларидан комплекслар Mn^{2+} билан бу валентлик Mn^{2+} лар барқарорланади. Масалан, $K_2[Mn(СК)]$ ни электролитик кайтариш ёки алюминий ёрдамида кайтариш орқали бир валентли марганецнинг комплекс бирикмаси $K_3[Mn(СК)]$ килинган.

Сувда ёмон эрийдиган марганец(II) цианид $Mn(CN)_2$, га ортикча микдорда КСК кушиш натижасида $K_2Mn(CN)_6$ олинган.

Бу модда барқарор эмас, тезда оксидланиб уч валентли марганецнинг гексацианиди $K_3[Mn(CN)_6]$ га айланади.

Ишлатилиши. Олинадиган марганецнинг 90% и юкори сифатли пулатлар тайёрлаш учун сарфланади. Марганецли пулат ни(оятда каттик; ва чидамли булади. Бундай пулатдан машиналар учун зир)улар тайёрланади. Марганец жуда куп электротехник котишмалар таркибига ҳам киради. Масалан, манганин номли котишма таркибида 13% Mn , 2% Ni ва 85% Si булади. Бу котишманинг электр утказувчанлиги температура ошганда жуда кам узгаради. Шунинг учун бу котишма реостат ва улчов асбоблари тайёрлашда ишлатилади. Икки валентли марганец тузлари матоларни буяшда, керамика буюк, олишда ва бошқа соҳаларда кулланилади. Марганец(II) бирикмалари кўшлук; хужалигида микроугит сифатида ишлатилади.

X11.5.3. Рений-Ке ва технеций —Tc

43- ва 75- элементларнинг мавжудлигини 1871 йилда Д.И. Менделеев олдиндан башорат этган. Бирини «Эка-марганец», иккинчисини «Дви-марганец» деб атаган 75- элементни топиш максадида В. Ноддак ҳамда И.Ноддак 1925 йилда 1600 дан ортик, минерал ва тоғ жинсларини текшириб платина гуруҳчаси металлари рудаларида ва колумбитда борлигини кашф этдилар. Унга рений номи берилди.

43-элементи 1937 йилда Сегре молибден ядроларини дейтронлар билан бомбардимон қилиш орқали сунъий

усулда олишга муваффақ. булди; унга «технеций» номи берилди. Содир бўлган ядро реакцияси:



Хозирги вақтда технеций олиш учун манба сифатида ядро реакторларида уранинг емирилиш маҳсулотларидан фойдаланилади. Хозирги вақтда Ерда ^{99}Tc нинг микдори Ке микдоридан кўп булса керак.

Технеций узининг кимёвий хоссалари жихатида ренийга кўпроқ. ва марганецга камроқ. ухшайди. Технеций уз бирикмаларида 2, 4, 6 ва 7 валентли булади. Айниқса, етти валентли технеций бирикмалари батафсил урганилган. Масалан, Tc^{4+} кучли кислота хоссаларини намоён қилади. Пертехнат-ион TcO_4^- худди перренат-ион ReO_4^- ва перманганат-ион MnO_4^- лар каби металл пертехнатлар ҳосил қилади. Масалан, калий пертехнат $KTcO_4$ кучли оксидловчи хоссаларга эга булган туз. Унинг сувдаги эритмаси пушти ранглидир.

Пертехнат эритмаларига кайтарувчилар ($8pCl_2$, $HC1+2p$ ва бошқалар) таъсир эттириб, технецийни пастроқ валентли ва хатто эркин ҳолатга утказиши мумкин.

Пертехнатларнинг ажойиб бир хусусияти маълум булди: агар металлни коррозияловчи бирор муҳитга пертехнат киритилса, коррозия кескин секинлашар экан.

Технеций сульфид $1100^{\circ}C$ да водород окимида кайтарилса, технеций метали ҳосил булади. У худци ренийникига ухшаш тузилишга эга булган кристалл панжара ҳосил қилди, $-262^{\circ}C$ да унинг электр токини ўтказишга қаршилиги йуқолади.

Технеций зар сувида ва $HNO_3+H_2O_2$ да эрийди; технецийга кислород окими юборилса, у оксидланиб Tc_2O_7 га утади.

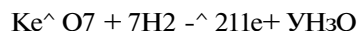
Технецийнинг учта оксиди мавжуд:

1. TcO_2 қора рангли каттик модда, унинг зичлиги ($d=6,9$ г-см $^{-3}$) $\Delta H_f^{\circ} = -431$ кЖ • моль $^{-1}$,
2. TcO_3 — унинг учун $\Delta H_f^{\circ} = -597,7$ кЖ • моль $^{-1}$,
3. Tc_2O_7 — яшил-жигар рангли, $d=1,99$ г-см $^{-3}$, $\Delta H_f^{\circ} = -1113$ кЖ • моль $^{-1}$,

Олиниши ва хоссалари. Рений нисбатда таркок элемент булиб, табиатда купинча молибден, вольфрам, ниобий,

тантал, платина рудаларида, шунингдек, мис рудаларида ҳам учрайди. Яқинда унинг SiCe^{3+} таркибли жезказганит номли минерали топилган.

Тоза рений олиш учун унинг оксидларини ёки калий ва аммоний перренатни $400\text{--}600\text{ }^\circ\text{C}$ да водород билан қайтарилади:



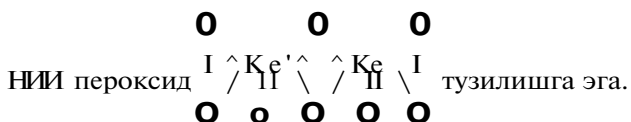
Иккинчи реакция билан олинган ренийда калий қушимчаси борлиги туфайли учинчи реакция билан рений олиш мақсадга мувофиқдир.

Калий перренатнинг сувдаги эритмасини электролиз қилиб ҳам рений олинади.

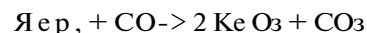
Тоза ҳолатдаги рений худди платина каби оқ, тусли бўлади. Рений одатдаги шароитда ҳаво, сув ва суюлтирилган кислота таъсирида узгармайди; қиздирилганда эса кислоталар, олтингугурт ва галогенлар билан бирикади; рений водородни адсорблайди.

Рений концентрантланган хлорид, фторид ва сульфат кислоталарида аста-секин эрийди. Агар ренийни ҳам кислоталарда ёки бошқа оксидловчи моддалар иштирокида ишқорлар билан қиздириб суюқлантирилса, перренат кислота тузлари ҳосил бўлади. Рений уз бирикмаларида I, 2, 3, 4, 5, 6, 7 валентли бўлади.

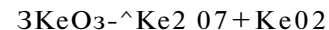
Ренийнинг учта оксиди, битта сувли оксиди ва 1 та пероксиди бор: $\text{CeO}^{\wedge}$ қора тусли каттик модда бўлиб, $\Delta H_f = -432,6\text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$; Ce_2O_3 — қизил ва кук тусли каттик модда бўлиб, икки хил шакл узгаришига эга; $\text{Ce}^{\wedge}\text{O}$, — сарик тусли кристалл модда, $220\text{ }^\circ\text{C}$ да суюкланади, $\text{Ce}^{\wedge}\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ қора тусли каттик модда. $\text{Ce}^{\wedge}\text{O}$, — перренат кислота $\text{HKeO}^{\wedge}$ нинг ангидриддир. Бу кислота эркин ҳолатда мавжуд эмас, у факат сувдаги эритмада маълум; $\text{Ce}^{\wedge}\text{O}^{\wedge}$ — ре-



Технеций ва ренийни кислород оқимида қиздирилса, бирданига уларнинг юқори оксидлари ҳосил бўлади; уларнинг паст валентли кларга мувофиқ келадиган оксидларини тайёрлаш учун бавосита йуллardan фойдаланилади. Масалан, $\text{Ce}^{\wedge}\text{O}$, ни CO иштирокида аста-секин қиздирилса, қайтарилиш натижасида CeO_3X ҳосил қилиш мумкин:



Агар CeO_3 ни вакуумда қиздирилса, у диспропорцияга учрайди натижада $\text{CeO}^{\wedge}\text{X}$ ҳосил бўлади:

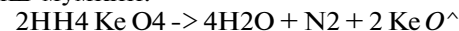


(Бу реакция CeO_3 нинг барқарорлиги пастлигидан далолат беради).

Перренат ангидрид $\text{Ce}^{\wedge}\text{O}^{\wedge}$ га мувофиқ келадиган кислота $\text{HKeO}^{\wedge}$ перренат кислота деб аталади. Унинг сувдаги эритмаси рангсиз.

Перренат кислота тузларидан энг муҳимлари калий перренат $\text{KKeO}^{\wedge}$ ва аммоний перренат $\text{NH}_4^+\text{CeO}^{\wedge}$ дир; улар сувда эрувчан моддалардир.

Аммоний перренатни вакуумда қиздириш орқали CeO_3 ҳосил қилиш мумкин:



Агар $\text{CeO}^{\wedge}$ га ишқор қушиб суюклантирилса, турт валентли тузлари ҳосил бўлади:



1 ва 2 валентли рений бирикмалари факат кучли қайтарувчилар иштирокида олинishi мумкин. Улар ниҳоятда бекарор бирикмалардир.

Ренийнинг CeP , $\text{CeP}^{\wedge}$ ва CeP , таркибли фторидлари рений металига фтор таъсир эттириб олинади. $\text{CeP}^{\wedge}$ ни водород билан қайтариб $\text{CeP}^{\wedge}$ ҳосил қилинади. CeCl_5 рений металига хлор таъсир эттириб олинади. Бу модда осонгина ажралиб рений (PI) хлоридга утади. Рений (PI) хлорид $\text{Ce}^{\wedge}\text{Cl}^{\wedge}$ таркибга эга.

Рений бир нечта оксигалогениз ҳосил қилади. Масалан, CeOP_3 , $\text{CeO}^{\wedge}\text{P}_3$, CeO_3Cl , CeO_3Br , CeOCl , $\text{CeOP}^{\wedge}$

Рений қандай валентли ҳолатда ҳам комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

Ренийнинг иккита сульфиди маълум: рений(VII) сульфид Re_2S_7 , ва рений (IV) сульфид ReS_2 қора тусли каттик моддалардир, ReS_2 нинг зичлиги $\rho = 5,51 \text{ г} \cdot \text{см}^{-3}$.

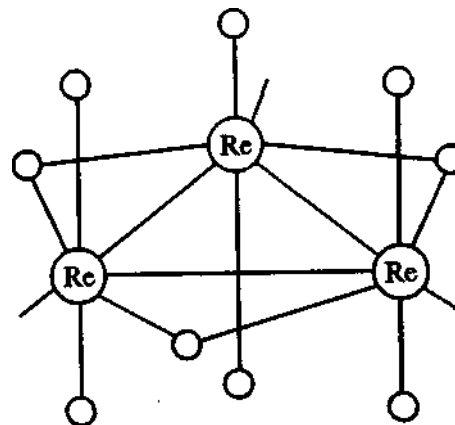
Етти валентли ренийнинг бирикмалари, масалан, Re_2O_7 , HReO_4 , KReO_4 ва бошқалар, оксидловчи хоссалар намён килмайди (марганецдан фарқ).

Ишлатилиши. Рений электротехникада, кимё технологияси, вакуум техника ва бошқа соҳаларда ишлатилади. Вольфрамга озгина рений қушиб олинган қотишмадан Электр лампа толалари тайёрланса, бундай лампалар куп вақт ишлатилганида ҳам «қуймайди». Рений ва унинг қотишмаларидан тайёрланган контактлардан юкори температурали ҳамда юкори намлик шароитида фойдаланилади. Таркибида рений булган катализаторлар органик моддаларни дегидратлаш реакциясида кўп қулланилади.

Юкорида айтиб утилганидек, технеций ва рений узларининг энг барқарор бирикмаларида асосан +7 га тенг булган оксидланиш даражасига эга. Уларнинг бундай оксидланиш даражасига мувофиқ; келадиган гидроксидларининг умумий формуласи HReO_4 дир. Бу гидрооксидларнинг кислоталик ва оксидловчилик қобилияти $\text{HMnO}_4 > \text{HTeO}_4 > \text{HReO}_4$ каторида чапдан унга утган сари камайиб боради.

X11.5.4. Марганец, технеций ва ренийнинг комплекс бирикмалари

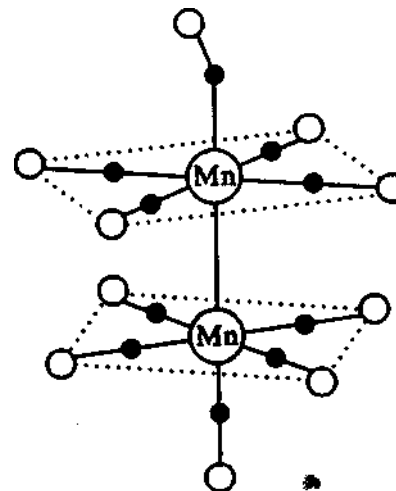
Марганец комплекс бирикмалар ҳосил қилишга мойил элементлар жумласига қиради; у комплекс бирикмалар ҳосил қилганида оддий моддаларида бекорор булган валентлик ҳолатлари барқарорлашади. Масалан, унинг +1 га тенг оксидланиш даражасига мувофиқ келадиган комплекс бирикмаси калий гексацианоманганат(1) $\text{K}_5[\text{Mn}(\text{CN})_6]$ бироз барқарор модда ҳисобланади. Марганецнинг икки валентли тузлари (MnCO , ва $\text{Mn}_2(\text{P}_2\text{O}_7)_2$ дан бошқалари) эритмалардан кристаллгидратлар ҳолида кристалланади. Мисол тариқасида $\text{Mn}(\text{CO})_5$, $\text{Mn}_2(\text{CO}_{10})$, $\text{Mn}_3(\text{CO}_{12})$ ларни келтириш мумкин. Бу ҳолатда унда икки валентли комплекслар ҳосил қилиш қобилияти мавжудлигини курсатади $\text{Mn}(\text{II})$ нинг цианидли, хлоридли комплексларидан ташқари унинг этилендиаминтетраацетатли $[\text{Mn}(\text{EDTA})]^{2-}$, сульфатли ва бошқа комплекс бирикмалари мавжуд.



X11.2-расм. $[\text{Re}_3\text{Cl}_9]^{4-}$ анионининг фазовий тузилиши.

Марганец ва ренийнинг галогенли кластерлари ҳам олинган. Мисол тариқасида ReCl_3 , нинг KReCl_6 , таркибли кластери, $[\text{Re}_3\text{Cl}_{12}]^{3-}$, $[\text{Re}_4\text{Cl}_{16}]^{4-}$ ва бошқа Re-Re богга эга булган кластерлар бу элемент учун хосдир.

Mn-Te-Re элементларида $\text{Re}_2\text{TeO}_{10}$ таркибли кластерлар мавжуд. Мисол тариқасида $\text{Mn}_2\text{TeO}_{10}$, $\text{Te}_2(\text{CO})_8$ ва



X11.3-расм. Икки узакли $(\text{Mn}_2\text{CO}_{10})_2$ кластерининг тузилиши.

Ке₂(СО)₃,, ларнинг суюқ^аниш температураларини келти-
рамыз:

Кластерлар	Мп^ССО) ₃ ,,,	ТСзССО)^	Ке ₂ (СО) ₃ ,,
1	155	160	177

Бу моддалар молекуляр структурага эга. Уларга хос струк-
тура тузилиш ХИ.3-расмда келтирилган. Улар осон бугла-
ниш (сублимация) хоссасини намоён к^лади, молекулада
кимёвий борланиш донор-акцептор механизм асосида шакл-
ланган. Улар хосил булишида электрон жуфтлар лиганд-
лардан металл атомларига кучади (5-борланишлар хосил
булади). Шунингдек, электрон жуфтлар металл атомлари-
дан лигандларга кучади. Датив л-богланишлар хосил були-
шида металл атомлари электрон жуфтлар донори, лиганд-
лар электрон жуфтлари акцептори сифатида катнашади. Де-
мак, бу }^олда **датив узаро таъсир** содир булади.

ХП.6. УПБ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

VIII группа нодир газлар (Не, Ёе, Аг, Кг, Хе, Кп) ва
ёнаки группача элементлари (Ре, Со, N1 ва платина ме-
таллар) дан иборат. Ре, Со, N1 ни «**темир триадаси метал-
лари**» деб юритилади.

Нодир газларнинг электрон конфигурациялари куйи-
дагича:

Гелий: ^Не Б^ (бу элементни л-элементлар жумласига
киритилади, колганлари /)-элементлардир).

Неон: „,Ке 15225^2/

Аргон: |^Аг uПзЧр^БвЧр" (ёки КБ 35^3/)

Криптон: зБКг Б^г^г/3^3/3й?'^^^^

Ксенон: 54X0 |зПз'21^Бз'Бр^Бс1'4541^Аа">555/[^

Радон: з^Кп |848'2р(^Б5np^Ба'ЧзЧрЧ(1^^5|8^51^А^^^5(J^^'68'6р^
ёки КБМН 4/^5525/5^обб^6;?'

Х11.6.1. Темир триадаси металлари

Бу элементларнинг валент электрон конфигурацияси
Х11.12-жадвалда келтирилган. Бу элементларда биз ажойиб
х^одисани учратамыз:

1) кобальт ва никель атомларида валент электронлар
сони группа ракамидан ортик. (Со да 9 та, N1 да 10 та);

2) бу элементлар узларининг ҳеч бир бирикмасида 8 га
тенг оксидланиш даража намоён килмайди;

3) уч элементдан иборат горизонтал туркум VIII ёнаки
группанинг битта каторига жойлашган. Бунинг сабаби шун-
даки, бу группачада горизонтал ухшашлик них^оятда куч-
ли ифодаланган. Бу элементларда 3^-орбиталнинг кайно-
симметриклиги \ам узининг ифодасини топган. Бу эле-
ментлар кайносимметрик элементлардир.

Куйидаги Х11.12-жадвалда темир триадаси металлари-
нинг баъзи хоссалари келтирилган:

Х\|. 12-жадвал

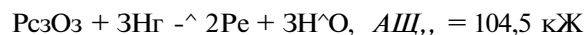
Хоссалари	Ре	Со	N1
Электронлар конфигурацияси	[Ar]3^4.52	[Ar]3сГ452	
Атом радиуси, нм	0,126	0,125	0,124
Э* ион радиуси, нм	0,084	0,078	0,074
Э* ион радиуси, нм	0,067	0,064	0,062
Ер пуслюрида тарцалганлиги (масса %)	5,1	310-^	8-10-'
I., эВ	7,89	7,87	7,63
НЭМ	1,8	1,9	1,9
I , "C	1536	1493	1453
суюқд. + "C	2870	2960	2900
у^эритма / ^/ ' ^	-0,441	-0,277	-0,255
Зичлиги, й, гсм~'	7,87	8,84	8,91

Юк,оридаги жадвал Ре, Со, N1 ларнинг бир-бирига ни-
х^оятда ухшашлигини курсатади. Бу элементларнинг атом-
ларидаги 3^-электронлар ядро билан анча мах^кам боғлан-
ган. Шу сабабли бу элементларда +3 дан юк,ори оксидла-
ниш даражалар нотургундир. Бу элементларнинг узига хос
оксидланиш даражалари +2 ва +3 га тенг. Темирда +3 га
тенг оксидланиш ҳолат -b2 га нисбатан озгина муста)^кам,
чунки оксидланиш даражаси +3 булишлиги учун факат бит-
та й?-электрон керак; бунда 1 та о'-электрон ва 2 та 5-элек-
трон чик?1б кетса [КГ]3ЙР45", ЯЪНИ й?^-конфигурация номли
них.оятда баркарор ?^олат юзага чик^ади. Кобальтда +2 ва +3
оксидланиш даражалар баравар дя|'вватга эга, лекин N1 да
+2 оксидланиш даража +3 га нисбатан гоят муста)^кам.
Кучли оксидловчилар таъсирида темир +6 га тенг оксид-

ланиш даража намоён кила олади. Бу уч элемент **карбониллар** ХОСИ килишга қобил; карбонилларда бу элементларнинг оксидланиш даражаси 0 га тенг бўлади.

Ер пустлоғида тарқалганлиги. Темир Ерда тарқалиш жиқатидан кислород, кремний ва алюминийдан кейинда туради. Темир Ерда тугма FeO , деярлик учрамайди; унинг асосий рудалари: **магнетит** Fe_3O_4 , **пирит** FeS_2 , **арсенопирит** FeAs_2 . Кобальт ва никелнинг энг мушм минераллари **кобальтин** Co_3O_4 , **кобальт ялпигори** Co_2O_3 , **миллерит** CaNi_4S_6 , **мишьякли никель ялтироғи** Ni_3As_2 , CoAs_2 ва бошқалар.

Олиниши. Лабораторияда темирни олиш учун унинг оксидини водород билан қайтарилади:

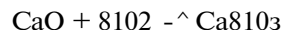


X11.6.2. Домна жараёни

Темир рудаларидан домна жараёни оркали чуян олинади. Бу жараёнда темирнинг кислородли рудалари эркин темирга қадар қайтарилади. Хосил бўлган темир таркибидаги кераксиз қушимчалардан (фосфор ва олтингургуртдан) озод бўлиши билан бирга ортикча углеродни узига қушиб олади. Домна печида асосан икки жараён содир бўлади:

1. Руданинг кумир ёки кокс билан қайтарилиши ва

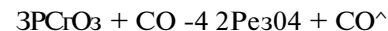
2. Бекорчи жинсларни осон суюқланувчан бирикмалар (шлаклар) таркибидан ажратиш жараёни содир бўлади. Домна печида руда ва кокс билан бирга **флюс** (SiO_2 ва CaO) қўйилади. Бекорчи жинслар (силикатлар) юқори температурада, SiO_2 қўйилган парчаланишидан SiO_2 қўйилган SiO_2 билан реакцияга киришиб осон суюқланадиган бирикма (**шлак**)га айланади:



Суюқ SiO_2 қўйилган шлак домна печининг пастки қисми оркали чиқариб ташланади. Домна печи бир неча йил давомида бетухтов ишлайди.

Хозирги замой домнасининг буйи 30 метрга, энг кенг жойининг диаметри 7,5 метрга етади; домнанинг ич томони утга чидамли силикат РИШТ билан қопланган бўлади. Домнанинг сиртки томонидан пулат каркас тортилади. Руда, кокс ва SiO_2 қўйилган **шихта** деб аталадиган аралаш-

маси печнинг юқори қисмидан домнага агдарилади. Печнинг пастки қисмидан иссиқ FeO ёки жараёни тезлаштириш учун кислород берилади. Кумир ёниб: $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO}$ мувозанат тенгламаси натижасида углерод(II) оксид қўйилган бўлади. Темир(II) оксид 400 °C дан бошлаб CO таъсирида қайтарилади:



500 °C дан юқорида темирнинг Fe_3O_4 ва FeO таркибли оксидлари темирга қадар қайтарилади. Домнанинг юқори қисмида (900 °C да) FeO углерод билан реакцияга киришади:



Шу қисмда шихта таркибидаги кальций карбонат ва темир карбонат ҳам парчаланиб, шлак қўйилган бўлади. Домна печнинг энг кенг жойида температура 1000 °C дан юқори бўлади. Бу температурада темир суюқлана бошлади ва узига углеродни қушиб олиб чуянга айланади. Унинг таркибида 2—4% углерод, 0,2—2,5% фосфор, 0,6—4% кремний, 0,2% га қадар олтингургурт бўлади. Чуян домна печнинг пастки қисмидан махсус қолипларга қуйилади ва шу қолипларда қотари.

Таркибида C, P, S, Mn ларнинг микдори кўпроқ, бўлган чуян жуда катта махсус идишларга қуйилади ва пулат ёки темир тайёрлаш учун юборилади. Машинасозлик деталлари, станокларнинг ускуналари ва шу каби бошқа буюмлар учун мулжалланган **қуйма пулатда** C, S, Mn, 81 ларнинг микдори кўпроқ, бўлиши керак.

Суюқ чуян тез совитилса, **ок**; **чуян** қўйилган бўлади, чунки киска вақт ичида чуян таркибидаги **цементит** Fe_3C парчаланмай қолган. Ок чуян жуда қаттиқ, лекин мурт бўлади. Агар суюқланган чуян секин совитилса, **қуланг чуян** ХОСИ бўлади.

Чуяндан пулат олиш. Чуяндан пулат олишнинг турли усуллари мавжуд. Улар: Бессемер ёки Томас усули ва Мартен-Сименс усулидир.

Бессемер усулида чуяндан пулат олиш учун махсус конверторга жойланган суюқ чуян оркали FeO ёки кислород

билан бойитилган ҳаво оқими утказилади. Конверторнинг ичи силикат гиштлар билан копланган булади. Конвертор 20 минутча ишлаганидан кейин ундаги суюк металлни куйма қолипларга агдарилади. Агар чуян таркибида анча микдорда фосфор булса, бу фосфор Томас усули ёрдамида йуқотилади. Бунинг учун конверторнинг ички қопламаси доломитдан қилинади ва чуянни суюкутантириш жараёнида яна 15—20% оқак қушилади. Углерод ёниб булгандан кейин фосфор ёниб Р^Од га айланади. Р^Од конверторнинг қопламасидаги оқак билан бирикиб томас-шлакка айланади.

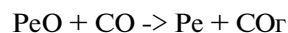
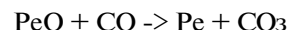
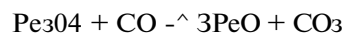
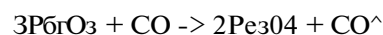
Мартен-Сименс усулида утхонали печ қулланилиб, унинг ичида суюк, металл устида генератор газ ёниб туради. Печга ортиқроқ, микдорда кислород берилади, чунки чуяндаги углерод, кремний ва фосфорни оксидлаш учун қуп кислород зарур булади. Реакциялар махсус регенераторларда олиб борилади.

Юқори сифатли махсус пулатлар ҳосил қилиш учун Электр печлар (электр ёйли печ ва индукцион печ) дан фойдаланилади.

Тоза темир ҳосил қилиш учун пентакарбонил РеССО[^] ни ҳавосиз шароитда 140 °С дан юқори ʻароратда киздирилади, ёки РеСl₂ эритмасини 30 °С да электролиз қилишдан фойдаланилади.

Кумир ёнганида СО > ҳосил булади (С + СО₂ → 2СО). Темир оксидлари СО ва С таъсирида қайтарилади.

Домна печида содир буладиган жараёнларнинг босқичлари:



Темир домнанинг пастрок; ва иссикрок; қисми — **распарга** тушишида кумир (углерод)га тʻйинади. Натижада чуян ʻосил бзʻлади. Чуян эриб, домнанинг паст қисмига тушади, шлаклар эса — суюк ҳолатда чуяннинг юқори қисмига қутарилади, улар чуянни оксидланишдан саʻлайди. Домна печи улуксиз ишлайди. Агар домнага кислородга

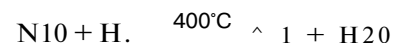
бойитилган ҳаво юборилса, чуян ҳосил булиши қуп марогаба тезлашади ва жараёни бажариш енгиллашади. Чуян таркибида 90—93% темир ва 2—4% углерод булади. Пулат таркибида 0,3—1,7% углерод булади. Тоза юмшок, темир таркибида эса углерод микдори 0,3% дан кам булади. Окчуянда углероднинг ʻаммаси цементит РвЗС шаклида булади, бундай чуян мурт, шу сабабли кам ишлатилади. Ундан асосан пулат тайёрланади. Қул ранг чуянда цементит урнида фафит булади. Қулранг чуян машиналар, станоклар ва механизмлар тайёрлашда кенг ишлатилади. Чуяндан пулат олинади. Бунинг учун чуянда булган қушимчаларни (фосфор, олтингугурт ва ʻоказоларни) оксидлаш усулларидан фойдаланилади. МДХ да мартен ва Бессемер (конвертор) усуллари қулланилади. Эндиликда чуянни эритиш учун электр печлардан фойдаланилади. Чуян болга билан урганда яссиланмайди, унда пластик деформация содир булмайди, лекин куйма буюмлар тайёрлашда чуян жуда ҳам қул келади. Чуян пулатдан анча арзон. Чуянда углерод микдори 2,1% дан ортиқ. булиши мумкин (4% гача).

Лигирланган пулах — бошқа металллар (У, Мп, N1, V, Сг, Мо) қушилган сифатли пулатдир.

Домнализ- металлургия ʻам мавжуд. У ҳам қатта г. ʻам/л-ятга эга.

Кобальтни олиш. Бунинг учун СоО, Со[^]О₃, Со[^]О₃ ларни водород, углерод, углерод(11) оксид, метан, алюминий ва кремнийлар билан киздириб қайтарилади. Яна Со₂(СО)[^] ни парчалаш, Со₃ОН[^]О нинг сувдаги эритмасини электролиз қлтиш каби жараёнлардан фойдаланилади. Қупинча тоза булмаган Со олинади, уни турли усуллар (зоналар буйлаб қайта кристаллаш, юқори вакуумда қиздириб су- ʻантириш, электролиз ёрдамида рафинация қилиш) билан тозаланади.

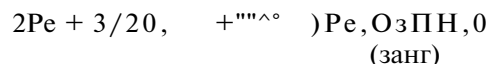
Никелни олиш. Никель олиш учун никель оксидларини водород, углерод(11) оксид, углерод, алюминий, кремний, бор ва бошқалар билан қайтарилади:



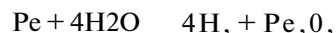
Натижада никель қуқуни ʻосил булади. Никелни электролитик усулда ʻам олиш мумкин.

XII.6.3. Темир, кобальт ва никелнинг хоссалари

Темир, кобальт ва никель оддий модда >^олатида қушсимон ок. тусли, пластик ва муста^кам (пишиқ.) металллардир. Мазкур металлларнинг механик хоссасига улар таркибида булган аралашмалар катта таъсир курсатади. Ре—Со—N1 каторида чапдан унга утган сари бу металлларнинг кимёвий активлиги камая боради. Булардан никель оксидловчилар таъсирига к^йин дучор буладиган металл. Темир куруқ, хавода туррун, лекин нам }(авода занглайди:



Темир сув бури билан реакцияга киришганда водород ажратиб чиқ^аради:



Нихоятда тоза темир зангламайди. Чунончи, Хиндистонда (Дехли яқинида) тоза темирдан ясалган буйи 10 метрли уступ бор, у 3000 йилдан ортиқ вақт ичида (бу ерда *икдим* рутубатли булса ҳам) зангламаган.

Кобальт ва никель сиртида оксид парда мавжуд булганлиги сабабли улар нам ҳавода зангламайди. Темир, кобальт ва никелга галогенлар кушиб к.издирилса, РеГз, СоГ^, КГГ^лар)осил булади. Темир, кобальт ва никеллар олтингургурт билан Ре8, Со8, N18 ларни ҳосил қ.илади. Бу сульфидлар суюқ, металлда эрийди ва металлда дарзлар >^осил қ.илади. Натижада бу металлларнинг сифати ёмонлашади.

Ре28з, РеЗ^, Со38^, N138^ суюқ, ^олдаги металллар таъсирида Ре8, Со8 ва N18 ларга айланадилар.

Фосфор, мишьяк, бор, углерод ва кремнийлар темир, кобальт ва никель билан бирикиб, фосфид, арсенид, борид, карбид ва силицидларни >^осил қ.иладилар.

XII.6.4. Темир, кобальт ва никелнинг кислота ва ишқорларга муносабати

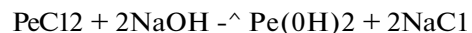
Хлорид ва суюлтирилган сульфат кислоталар бу металлларни оксидлаб, РеС!^, Ре80,, СоС!^, Со80,, N10^, N180, ларга утказида. Концентрланган нитрат ва сульфат кислоталар ва зар суви темирни уч валентли, кобальт ва никелни икки валентли ҳолатга утади. Нихоятда юқори кон-

хентрациядаги нитрат кислота совукда бу металлларни пасжвлайди. Улар 600 °С да суюбутантирилган ишқорлар бишн реакцияга киришади. Лекин ишқорларнинг сувдаги эритчалари бу металлларга таъсир этмайди.

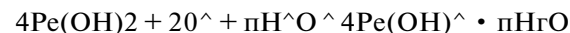
XII.6.5. Темир, кобальт ва никелнинг кислородли бирикмалари

Улар кислород билан ЭО, Э^Оз ва Э3О, (ёки ЭРз'ЭО) гаркибли оксидлар ҳосил қилади. Энг барқарорлари: Ре^з'СоО, N10, РезО, лардир. Лекин РеОз, N102111120 ва [ГоОз'пНр таркибли моддалари бек.арор.

Темир(11) гидроксидни олиш учун 2 валентли темир гузларига ишқор эритмаси таъсир эттирилади:



Темир(11) гидроксиди ҳавода оксидланиб зангга айнади:

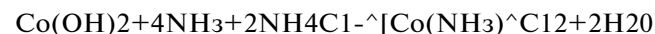


Темир(11) гидроксиди кислород, водород пероксид, хлор ва натрий гипохлорит таъсиридан 5^ам оксидланиб гемир(111) гидроксидга утади.

Со(ОН)2 икки хил модификацияда мавжуд, а-Со(ОН)2— зангори чукма, ва Р-СоСОН)^— пушти рангли чукма. Иккаласи ҳам сувда оз эрийди, лекин кайнок, концентрланган ишқорлар ва кислоталар билан реакцияга киришади. Оксидловчилар таъсиридан Со(ОН)2 ишқорий мухитда СоРз-пН^О га айланади:



Аммиак билан комплекс бирикма ҳосил қ.илади:



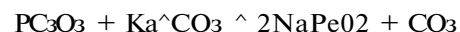
Никель(11) гидроксид N1(011)2 «шил чукма, у куйидаги реакцияларга киришади:



N1(ОН)2, Ре(ОН)2 ва Со(ОН)2 ларга Н2О2 таъсир этмайди, лекин улар Сl2 таъсирида оксидланади:

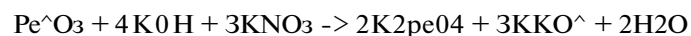


Ферритлар. Агар Fe^{O_3} ни сода билан киздириб суюк; лантирилса, натрий феррит $\text{х}^{\text{осил}}$ булади:

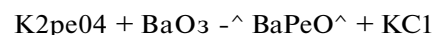


Ферритлар батамом гидролизланади:

Ферратлар. Агар Fe^{O_3} [ёки $\text{Fe}(\text{OH})_3$] ни ишк^{ор} ва ок сидловчилар билан к^{издириб} суюк, лантирилса эрки¹ ?^{олда} олинмаган $\text{H}_3\text{FeO}^{\text{^}}$ нинг тузлари-ферратлар }^{оси} булади:



Улар ннх.оятда кучли оксидловчилар жумласига киради $\text{K}^{\text{^}}\text{FeO}^{\text{^}}$ нинг сувдаги эритмасига $\text{BaCl}^{\text{^}}$ таъсир этдирилс; пушти рангли $\text{BaFeO}^{\text{^}}$ чуқмага тушади:

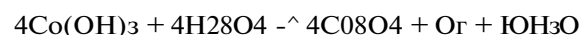


$\text{Fe}(\text{OH})_3$ -пН^{^O} ни сувсизлантириб **феррит кисло та** $\text{HFeO}^{\text{^}}$ $\text{х}^{\text{осил}}$ к.илинган:

CoP_3 ва $\text{N1}^{\text{^03}}$ лар к.издирилса, 265°C да $\text{CO}_3\text{O}^{\text{^}}$ ва 30°C да $\text{H}_3\text{O}^{\text{^}}$ хосил булади, яна к.издириш давом эттирилса N10 ва CoO га айланади.

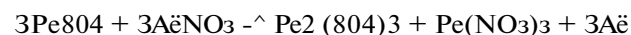
$\text{Co}(111)$, $\text{N1}(111)$ оксид ва гидроксидлар кислоталарн:

оксидлаиди $E_{\text{Co}^{\text{^}}/\text{Co}^{\text{^}}}'^{\circ} = 1,81 \text{ В}$



Темир, кобальт ва никель тузлари $[\text{FeCNp}]^{\text{^}^*}$ — оч-яшил рангли. $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})^{\text{^}2+}$ _ б;изгиш ранг- ли, $[\text{N1}(1^{\text{^}20})^{\text{^}2+}$ — тук,яшил рангли ионлардир. $\text{Fe}_3\text{O}^{\text{^}}$ (суб- сиз)(олатда) — ок. тусли гигроскопик кукун. $\text{Fe}_8\text{O}^{\text{^}} \cdot 7\text{H}_2\text{C}$ — оч-яшил рангли туз, сульфат кислотали му)(итдагина бар-

к.арор, $E^{\circ} 3+ , p 2+ = 0,77 \text{ В}$ булгани учун $\text{Fe}_8\text{O}^{\text{^}}$ яхши кай- тарувчидир. Масалан:

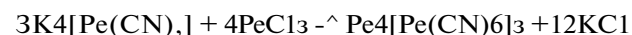


Мор тузи $(\text{N114})_2804 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — оч-яшил кристалл модда. Унинг таркибидаги аммоний сульфат Fe_8O_4 ни оксидла- нишдан сакдаб туради.

Темир(11) цианид $\text{Fe}(\text{CN})_2$ — ок. чуқма. Унга мул мик,- дорда KCN кушилса, координацион тузга — $\text{K}^{\text{^}}\text{Fe}(\text{CN})^{\text{^}}$ [яъни калий гексацианотемир(11)га] айланади:

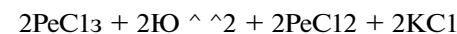


$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})^{\text{^}}]$ сувда яхши эрийдиган туз, жуда зах.арли, у кислотали мухитда тезда оксидланади. FeCl_3 эритма би- лан $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{СЫ})^{\text{^}}]$ реакцияга киришиб **берлин сирини** $\text{х}^{\text{осил}}$ к.илади. Бу жараён куйидаги тенглама билан ифодаланади:



$\text{K}^{\text{^}}[\text{Fe}(\text{CN})^{\text{^}}]$ уч валентли темир иони учун реактив \исоб- ланади. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{СЫ})^{\text{^}}]$ сувда оз эрийди. Уни концентрлан- ган ишк.орлар билан кайнатиладанда $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ажралиб чи- кади.

$\text{Fe}^{\text{^}*}$ катиони баркарор, у кучсиз оксидловчилар жум- ласига киради. Масалан, FeCl_3 билан Ю уртасида куйида- ги реакция кетади:

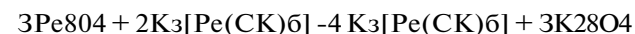


FeCl_3 билан KBг аралаштирилса, KBг оксидланмайди. FeCl_3 га K_8CN эритмаси кушилса, кон каби кизил рангли $\text{Fe}(\text{CN})_3$ \осил булади. $\text{Fe}(111)$ тузлари хавода барк.арор, лекин эритмада гидролизланади.

$\text{Fe}(\text{П1})$ нинг комплекс бирикмаларидан $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})^{\text{^}}]$ (кизил кон тузи) ало)уда эътиборга эга. Унинг $\text{х}^{\text{осил}}$ булиш реакцияси:



$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{СК})^{\text{^}}]$ кизил-ковокранг тусли жуда за!арли крис- талл модда, сувда яхши эрийди. Агар $\text{Fe}(11)$ тузлари эрит- масига $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{СК})^{\text{^}}]$ эритмаси кушилса, тук зангори тус- ли чуқма — **турнбуль** зангориси^{^ез} $[\text{Fe}(\text{CN})^{\text{^}2}$ —)^{осил} булади:



Кизил КСН тузи темир(11) иони учун сифат реактиви ;[^]исобланади.

илова: Шуни >ам айтиб утиш керакки, Берлин сири)[^]ам, турнбуль зангориси ҳам — аслда бир хил таркибга эга; Pe_{-}^{*} ва $[Pe(CK)^{+}]^{+}$ ионлар булган икки эритма бир-бирига кушилганида улар орасида реакция содир булади. Натижада Pe^{*} ва $[Pe(CH)^{+}]^{+}$ ионлар)[^]осил булади. Бу ерда комплекс бирикмаларда учрайдиган махсус изомерия ходисаси руй беради. Pe^{+} ва Pe^{*} лар бир-бири билан жой алмаштиради. Кейинчалик олиб борилган текширишлар бу икки комплекс туз Берлин сири

III II

ва турнбуль зангориси аслда бир хил таркибга $KPe[Pe(CN)5]$ га эга эканлигини курсатади. Уларни куйидаги икки формула шаклида ёзиш-

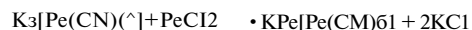
III II

мумкин: $Pe_4[Pe(CN)5]^3$ — Берлин сири ва $Pe_4[Pe(CN)5]_3$ турнбуль зангориси,

Биринчи туз гексацианотемир(11) кислота $H^+[Pe(CK)^{+}]$ нинг Pe^{*} ли тузи, иккинчиси — гексацианотемир(111) кислотанинг Pe^{*} ли тузи. Уларнинг узаро таъсир этишини ионли тенглама шаклида ёзиш мумкин.

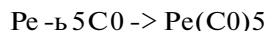


Аслида иккала модда хосил булиш реакция тенгламасини моддалар 1:1 моль нисбатда олинган деб куйидагича ёзиш керак:



Рентген нурлари билан текшириш бу фикрнинг тугрилигини тасдиқлади.

Темир, кобальт ва никеллар — координацион бирикмалар ҳосил қилишга қобил элементлардир (уларда координацион сон 6 га тенг. Никель, кобальтнинг аммиакатлари яхши урганилган). Бу металлларнинг **карбониллари**, ма-салан, $Pe(CO)_3$ куйидаги реакция ёрдамида олинади:



Карбониллар реакция актив ва за[^]арли моддалар жумласига киради. $Pe(CO)_5$ — **темир пентакарбонил** ёруглик ну-рини синдиради, сувда эримайди, органик эритувчиларда эрииди.

Кобальт ва темирнинг координацион бирикмалари ажойиб физиологик а[^]амиятга эга; проф. М. И. Азизов (1913—1987) бу координацион бирикмалардан турли до-рилар ва)[^]айвон озукаси учун қушимчалар тайёрлаш соҳа-сида самарали натижаларга эришди.

Табиатда темирнинг туртта, кобальтнинг битта ва ни-келнинг бешта барқ[^]арор изотопи бор. Кобальт даврий сис-теманинг ток, тартиб рақамли {2 = 27} элементи булгани учун унинг фак[^]ат битта барқ[^]арор изотопи бор.

Кобальтнинг радиоактив изотопларидан ^{60}Co ало[^]ида ах[^]амиятга эга. Унинг ярим емирилиш даври 5 йил. Бу изо-топ узидан у-нурлар чик[^]ариши туфайли металлларнинг у-дефектоскопиясида ва тиббиётда ишлатилади.

Темирнинг радиоактив изотопи ^{59}Fe (ярим емирилиш даври 45,1 кун) домна, машина деталларининг ейилиши-ни текширишда иш[^]латилади.

Темир, кобальт ва никель бир-бирига жуда ухшаш эле-ментлардир. Уларнинг уччаласи \ам кул ранг металл булиб, рангдор ионли бирикмалар \осил қилади. Уларнинг кисло-род билан \осил қилган бирикмаларининг барқ[^]арорлиги $Pe-Co-Ni$ каторида чапдан унга томон бир оз камайиб боради. Буларнинг учаласи ҳам олтингугурт билан барқ[^]арор бирикмалар х[^]осил қилади. Уларнинг турли координа-цион бирикмалари маълум.

$Pe-Co-Ni$ каторида чапдан унга утганда $3s$ -орбитал электронлар билан тулиб борган сари s -электронлар купрок жуфтлашади (Pe да 1 жуфт, кобальтда 2 жуфт ва никелда 3 жуфт). Шунга кура, элементнинг оксидланиш даражаси $Pe-Co-Ni$ к[^]аторида камаяди; темирда оксид-ланиш даражасининг максимал қиймати +6 га, кобальтда фақат -3 га, никелда эса асосан +2 (ва баъзан +3) га қадар булади. Co ва Ni нинг +4 оксидланиш даражали ҳолатлари ни); оятда бек[^]арор. Координацион бирикмаларда бу элемент-ларнинг координацион сонлари 4 ва 6 га тенг.

Бу элементларни стандарт электрод потенциалларининг манфий қ[^]ийматлари темирдан никелга утганда камаяди, Pe^{+} ва Pe^{++} , Co^{+} ва Co^{++} , Ni^{+} ва Ni^{++} жуфтларининг стан-дарт оксидланиш потенциаллари мусбат қ[^]ийматларга эга:

$$E_{Pe}^{+} = -0,7 \text{ В}$$

$$E^{+}, = +1,82 \text{ В} \quad E^{++}, = +1,20 \text{ В}$$

Шунга кура, $Pe(11)$ бирикмалари осонлик билан $Pe(111)$ бирикмаларига утади. $Ni(11)$ бирикмалари фак[^]ат қучли оксидловчилар таъсирида $Ni(111)$ бирикмаларига айлана-

ди, кобальт, асосан, координацион бирикмаларда +3 га тенг оксидланиш даражасини намоён килади.

Суюбутантирилган темир, кобальт ва никелда водород эрийди. Уларнинг таркибини бек.арор хусусиятга эга булган моддалар FeH_3 , $\text{FeH}^\wedge$ формулалари билан ифодалаш мумкин. Водороднинг эрувчанлиги температура узгариши билан кескин узгаради. Темир, кобальт ва никелда эриган водород бу металлларнинг техник хоссаларига салбий таъсир курсатади. Темирнинг гидридларини хосил килиш учун FeCl_3 ва $\text{FeCl}^\wedge$ ларнинг эфирдаги эритмаларига фенилмагний бромид таъсир эттирилади. Кобальт ва никель гидридлари $\text{CoH}^\wedge$, $\text{Ni}^\wedge$ хдм худди шундай $\wedge$ осил қ;илинади.

Темир FeO , $\text{Fe}^\wedge\text{O}_3$, $\text{FeO}^\wedge$ оксидларини хосил килади. Одатдаги шароитда $\text{Fe}^\wedge\text{O}_3$ ни $\wedge$ оятда барқ.арор модда, к.издирилганда $\text{Fe}^\wedge$ га, юк,ори температурада FeO га айланади.

Кобальт ва никелнинг кислород билан оксидланиш тезлиги темирникидан кичик, улар ёнганда $[\text{CoO}]$ ва NiO $\wedge$ осил булади. Кобальтнинг CoO , Co_2O_3 , $\text{CoO}^\wedge\text{H}_2\text{O}$, Co_3O_4 оксидлари маълум; булардан энг барқ.арори CoO дир.

Никелнинг ҳам худди кобальт оксидлари каби $\wedge$ осиллари бор. $\text{Ni}^\wedge\text{O}_3$ ни 300—400 °С қ;адар к $\wedge$ издирилганда парчаланиб аввал, $\text{Ni}_3\text{O}^\wedge$ га, сунфа NiO га айланади. $\text{Ni}^\wedge\text{O}_3$ ва $\text{Ni}(\text{OH})_3$ кучли оксидловчи булганлиги учун ишқорли аккумуляторларда ишлатилади. Аккумулятор зарядланганда унинг анодиди $\text{Ni}(\text{OH})_3$ $\wedge$ осил булади; аккумулятор ишлаган (разрядланиш) вак.тида $\text{Ni}(\text{OH})_3$ қайтарилиб $\text{Ni}(\text{OH})^\wedge$ га айланади:



Аккумулятор зарядланаётганда охириги реакция тескарийуналишда боради.

Бу аккумуляторда манфий электрод (анод) сифатида тириланган темир кукуни, мусбат электрод (катод) сифатида эса никель гидроксид хизмат қ;иладди. Электролит сифатида КОН нинг 30% ли эритмаси ишлатилди. Бу аккумулятор куррошинли аккумулятордан анча енгил ва чидамлидир.

Темир, кобальт ва никеллар оксидларининг $\wedge$ осил булиш иссиқ $\wedge$ иклари куйидаги қ;ийматларга эга:

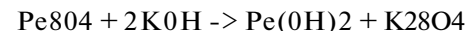
$$\Delta H^\circ_{\text{FeO}} = -264,8 \text{ кЖ/моль}, \quad \Delta H^\circ_{\text{FeO}} = -239,3 \text{ кЖ/моль}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = -239,7 \text{ кЖ/моль}, \quad \Delta H^\circ_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = -829,2 \text{ кЖ/моль}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = -1117 \text{ кЖ/моль}, \quad \Delta H^\circ_{\text{Co}_3\text{O}_4} = -879 \text{ кЖ/моль}$$

Темир, кобальт ва никель оксидлари водород таъсирида қ.айтарилиб, металлларга айланади.

Fe, Co ва Ni нинг $\text{Me}(\text{OH})_2$ ва $\text{Me}(\text{OH})_3$ таркибли гидроксидларини хосил қ;илиш учун айна металл тузлари эритмасига ишқор ҳамда оксидловчилар таъсир қ;илиш керак, масалан:



Темир, кобальт ва никель гидроксидлари сувда эримайди, буларнинг ҳар қайсиси узига хос ранга эга; баъзилари амфотер хоссалари намоён қ;иладди; масалан, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — рангсиз модда булиб, асос хусусиятига $\text{Co}(\text{OH})_2$ — пушти рангли амфотер модда; $\text{Ni}(\text{OH})^\wedge$ — яшил тусли амфотер модда; $\text{Co}(\text{OH})_3$ ва $\text{Ni}(\text{OH})_3$ лар қ.ора тусли асос хоссали моддалардир.

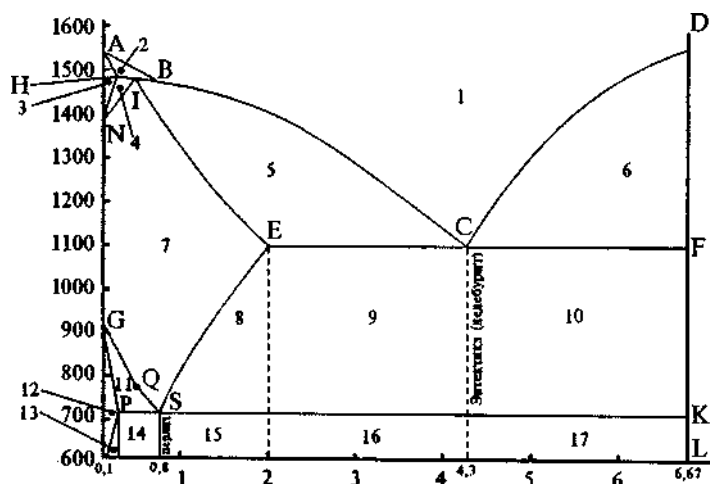
Олти валентли темир гидроксид $\text{H}^\wedge\text{FeO}^\wedge$ (феррат кислота эркин \олда олинмаган, лекин унинг тузлари, масалан, $\text{K}^\wedge\text{FeO}^\wedge$, $\text{BaFeO}^\wedge$ ва \оказолар) олинган.

XII.6.6. Темир, кобальт ва никель галогенидлари

Бу элементлар киздирилганда (сув бури иштирокида) галогенлар билан осон бирикади. Кобальт ва никель галогенлар билан $\text{Co}(\text{II})$ \амда $\text{Ni}(\text{II})$ галогенидлар х $\wedge$ осил килади; кобальт фтор билан фторид CoF_3 х $\wedge$ осил қ;иладди.

Темир, кобальт ва никель галогенидлари учувчан моддалардир. Улар сув билан кристаллгидрат $\wedge$ осил килади, масалан, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ лар.

XII.23-жадвалда темир, кобальт ва никель галогенидларининг формулалари, зичликлари ва ранглири келтирилган.



Х11.5-расм. Ре — С системанинг >олат диаграммаси.

Бу диаграммада темирга энг купу булиб 6,7% углерод кд'шилга ^олатлар келтирилган. Темирга углерод к;ушиб борилганда темирнин суюкланиш температураси А нук^адан В орк,али С гача (4,3% С) пасайи| боради, углерод микдори ортиши билан яна О нуцта (1539°С) гач кутарилади. С нук,тадаги >олат **эвтектик цотишмага** тугри келади (тарки бида 4,3% С ва 95,7% Ре). Котишмадаги углерод микдори 4,3% дан ка) булган суюк; котишма совитилганда)(осил б^лган к,отишмани углерод нинг у-темирдаги эритмаси **аустенит** деб аталган. Бу фаза углеро, микдори 1,7% гача давом этади, оралик,)олатларда (4,3—1,7% лар ора сида) аустенит билан **ледебурит** аралашмаси мавжуд. Аустенит тем пература пасайишида О ва 8 нук;талар чегарасида **феррит ва пер лит** аралашмасига О нук,тага як,ин со^ада р - Ре -> у - Ре, О нукгаг як^'нлашган (768°С да) \олда а - Ре -> р - Ре айланади. Эвтектоид (8 нукгада) к,отишма системасида темирнинг учта полиморф а-Ре, у-Р ва §-модификациялари мавжуд (а- ва р-утишлар иссикилик эффект! билан борланмаган туфайли диаграммада акс эттирилмайди). Темир уг лерод билан сингдирилган каттиц эритмалар)^осил кдпади.

Углероднинг масса улуши тахминан 4% га етганда аустенитга **це ментит** (РеЗС) аралашган эвтектика)^осил б^лади. Суюкданма совутил ганда бу фаза аустенит билан графит аралашмасидан ташкил топга) эвтектика кристалларига ажралади.

Таркибидаги углерод микдори 1,7% дан кам булган суюк; к;отишм; Котганида фацат аустенит чукади; таркибидаги углерод микдори 1,7? дан ортик, булган суюк; котишма совитилганида эса аустенит билан би] Каторда ледебурит >ам кристалланади. Пекин аустенит юкори }арорат дагина баркарор булиб котишма аста-секин совитилганида аустенит С ва 8 (-780 °С) нукталар орасида феррит ва перлит аралашмасига айла нади. (С — Р-темирнинг у-темирга айланиш нуктаси, р — а-темирнин

— Р-темирга айланиш нукгасидир). Бу вақта ораликма>;сулот — **мар тенсит**);осил булади; у **ницратт** каттик молда.

Цементит 1100 °С да бир киём углерод (графит)ни ажратиб парча ланади. Оддий шаронтда бу карбид кучсиз ферромагнит хоссага зга, лекин 1217 °С дан юкори температурада бу хусусият йуколади. Тоза те мирга углерод кушиб борилса, аралашманинг суюкланиш температу раси ИЗО °С гача пасаяди (диаграммада С нукта). Бу нуктани эвтектик нукта деб аталади, у 4,3% углерод тутган \олатта мое келади. Бу систе мага яна углерод кушилса ликвидус ЧИЗИРИ Д нуктгача (1600 °С) кута рилади (~ 6,67% С). Диаграммада ликвидус эгриси АВСД, солидус эг риси АШЕСР чизикдар билан чекланган. Д Нукта Ре^Снинг суюкда ниш температурасига мое келади. Системадаги углерод микдори 2% дан ортганда ликвидус ^ у - Ре + РеЗС (ЕСР — 1300 °С га тугри кела диган горизонталь чизик) схемаси асосида эвтектик аралашма — аусте нитнинг цементит билан аралашмаси (ледебурит) кристаллга тушади. Темирдаги углерод микдори 0,64% дан ошганда 723°С да (Р8К горизон таль чизир) схемаси у - Ре -> а - Ре + РеЗС булган **эвтектоид** (эв тектикага хос булган узгариш суюк фазада эмас, балки каттик котиш мада содир буладиган жараён) парчаланиш юз бериши сабабли феррит билан цементит аралашмаси **перлит** \осил булади. 8 нукта 0,8% угле род тутган эвтектоид таркибига тугри келади. Бу нуктадан чаи (эвтекто иддан олдинги) томонда перлитдан ташкари ортикча микдорда фер рит, унг (эвтектоиддан кейинги) томонда эса (-2% углерод) перлит дан ташкари цементит мавжуд булган)^олатларга тугри келади. Диаграммада келтирилган бирламчи (кристалланиш давомида)^осил булган), иккиламчи (ута туйинган аустенитдан хосил булган) ва уч ламчи (ута туйинган ферритдан хосил булган) цементитлар со);алари келтирилган. Кл'йида темирга к^шилган углерод микдорида караб (пулат ва чуянлар) суюкдамани уй температурасига кадар совутилганда пайдо буладиган структур кисмлар келтирилган:

Углерод-нинг фоиз микдори	Структуралар
0-0,01	[Феррит. а-Ре(С) -темирдаги углероднинг каттик эритмаси
10,01-0,03	Феррит ва 3 ламчи цементит: а - Ре(С) + РеЗС, 1 феррит 3 ламчи цементит
10,03-0,3	[Феррит, 3 ламчи цементит ва перлит: а-Ре(С) + РеЗСш + [а-Ре(С)+а-РеЗС] феррит ^ ламчи перлитнинг перлитнинг цементит , ^ цементит

4. ,8-2,0 2 ламчи цементит ва перлит:

$$\text{Fe}_3\text{C}_{2,0} + [\text{a-Fe(C)} + \text{a-Fe}_3\text{C}]$$

2 ламчи
цементит

иерлитнинг
феррити

перлитнинг
цементити

перлит

5. 2,0-4,3 Перлит, 2 ламчи цементит ва ледебурит:

$$[\text{a-Fe(C)} + \text{Fe}_3\text{C}] + \text{Fe}_3\text{C}_{2,0} + \{[\text{a-Fe(C)} + \text{a-Fe}_3\text{C}] + \text{Fe}_3\text{C}\}$$

перлит

2 ламчи
цементит

аустенитнинг пар-
чаланиш ма^сулоти-

эвтек-
тика

аустенитнинг парчаланиш
ма^сулоти

Ледебурит

6. 4,3-6,67 1 ламчи цементит ва ледебурит:

$$\text{Fe}_3\text{C} - \{[\text{a-Fe(C)} + \text{Fe}_3\text{C}] + \text{Fe}_3\text{C}\}$$

1 ламчи
цементит

аустенитнинг парчала-
ниш ма^сулоти -перлит

эвтек-
тика
цементити

Ледебурит

1—4— углеродли пулатлар, 5 — эвтектикагача булган чуянлар, 6 — эвтектикадан кейинги чуянлар.

Юқори температурадаги пулатни кескин совутилганда — **тобланиш** жараёнида аустенит ва перлит ўқосил қилиб парчаланишга улгурмайди ва углеродга нисбатан ута туйинган а-Fe мартенсит) ўқосил булади. Углерод микдори < 2% C булган қотишмаларни **чуян** деб номланади. Қотишмаларни тез ёки секин совутиш натижасида қузатиладиган жараёнларнинг таъсирига қараб **оц чуян** (аустенит + цементит) ва **кул ранг чуян** (аустенит графит) ларни ажратилади. Паст температурада аустенит структурасини саъутаб қолиш максадида пулатни тоблаш жараёнини амалга оширишдан кенг фойдаланилади.

Айтиб утилган Fe—C системасига оз микдорда қушилган бошқа легирувчи металллар ўқолат диаграммасининг умумий хусусиятига таъсир қилмайди; қўшилган металллар баъзи структураларни тургунлаштиради, бошқаларни эса емиради. Агар пулат таркибига ванадий, хром, вольфрам қўшилса, аустенит структураси тургунлашади, яъни пулатнинг қаттиқлиги ва едирилишга қаршилиги кучаяди. Бу шароитда тасодифан қушилиб қолган цементит бошқа қушилган металлларнинг карбидларини ўқосил қилишда қатнашади ва узи парчаланади.

Оқ, чуянларга оралик, с/-металларда электрони кам булган металллар қушилса, цементит парчаланиб қотишма кристаллари оралирида графит ўқатламлари пайдо булади, бу эса пулатни зарбага чидамлилигини орттиради. Хром ва никель қушилган қотишмаларда аустенит соҳаси кенгайди ва структура мустақамлашади, пулатнинг коррозия тургунлигини (зангламас пулат) оширади, чунки гомоген системаларда коррозия емирилиш жуда суёт амалга ошади.

Кобальт, темир ва никель карбид (C03C , P63C , N13C) ларининг баъзи хоссалари ХП.И-жадвалда келтирилган.

X11.6.9. Темир, кобальт ва никель сульфидлари ва фосфидлари

Темир, кобальт ва никель таркибида олтингугурт ва фосфорнинг булиши металл сифатини кескин пасайтиради. Пулатда олтингугурт ва фосфорнинг булиши пулатнинг механик хоссаларига салбий таъсир курсатади. Шунинг учун пулатни олтингугурт ва фосфордан яхши тозаланади.

Темир, кобальт ва никелнинг куйидаги сульфид ва фосфидлари маълум: FeS , CoS , NiS , Fe_3S_4 , Co_3S_4 , Ni_3S_4 , Co_8S_3 , Ni_8S_3 , Co_3P , Ni_3P , Fe_3P , Co_3P , Ni_3P .

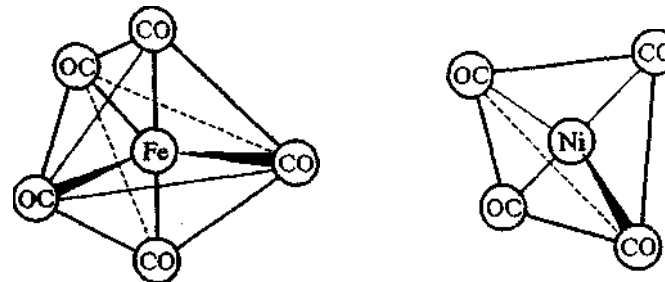
УА\,А-жадвал

Темир, кобальт ва никель карбидларининг баъзи хоссалари.

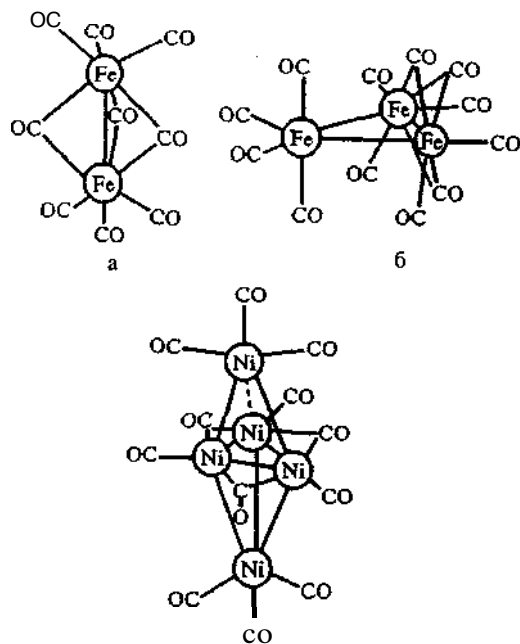
Модда	Зичлиги, г · см ⁻³	Суюкланиш температураси	Хосил бўлиш энтальпияси, Дж · моль ⁻¹ , кЖ / моль
Fe_3C	7,69	1650	28
Co_3C	8,07	2300	41,84
Ni_3C	7,67	2100	38,5

X11.6.10. Темир, кобальт ва никель карбониллари, уларнинг 71-комплекслари

Темир, кобальт ва никеллар углерод(II) оксид билан бир неча бирикма ўқосил қилади. Бу бирикмалар қуқун ҳолидаги металлларга юқори босим остида углерод(II) оксид таъсир эттирилишидан ўқосил булади. Никель карбонил Ni(CO)_4 одатдаги температура ва босимда ўқосил булади. Fe(CO)_5 эса юқори температура ва катта босимда вужудга



ХП.6-расм. Fe(CO)_5 ва Ni(CO)_4 ларнинг тузилиши.



X11.7-расм. $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$, (а), $\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$, (б) ва $\text{Ni}_4(\text{CO})_{12}$, Г-карбонилларнинг тузилиши.

келади. Co^+CCO^- 25—30 минг кПа босимда ва 120–200°C да Co^+CCO^- булади. $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ва $\text{Fe}(\text{CO})_5$ жуда заҳарли суюқликлар. Бошқа карбониллар, масалан, Fe^+CCO^- , Co^+CCO^- киздирилганда парчаланадиган кристалл моддалардир.

$\text{Fe}(\text{CO})_5$ молекуласининг тузилиши учбурчакли пирамида бўлиб, $\text{Ni}(\text{CO})_4$ тетраэдрик тузилишга эга (ХП.6-расм).

Х11.7-расмда 2, 3 ва 5 марказли карбониллар тузилиши курсатилган. Барча карбониллар диамагнит моддалар бўлиб, молекуляр тузилишга эга.

Металл карбониллар M^+CCO^- булишини валент боғланишлар назарияси асосида тушунтириш мумкин: металлнинг оксидланиш даражаси ноллигича қолади, лекин металл атомида электронлар қайта жойланиб, металлнинг электрон орбиталларидаги ток. электронларнинг бир қисми (ёки >аммаси) жуфтлашади. Натижада гибридланган орбиталлар вужудга келади. Бу буш орбиталларнинг ҳар бирига биттадан СО молекуласи келиб жойланади, чунки Лар қайси СО молекуласида бир жуфт эркин электронлар

бордир. Масалан, темир карбонил Fe^+CCO^- булишида темир атомининг $3d^4$ орбиталларидаги саккизта электрон $3d$ бўлиб жуфтлашади ва битта (d -, битта $5s$ - ва учта p - орбитал гибридланиб, sp бири тенг энергетик қийматга эга бўлган бешта гибрид орбитал Fe^+CCO^- осил қилади; бу бешта орбиталга бешта СО тугри келади ва $\text{Fe}(\text{CO})_5$ осил булади. Никель карбонил Ni^+CCO^- булишида sp^2 -гибридланиш руй беради. Хром карбонил $\text{Cr}(\text{CO})_6$ sp^3 -гибридланиш Cr^+CCO^- осил булади.

Темир, никель ва хром карбонилларида ток. электронлар булмагани сабабли, улар диамагнит хоссалар намоён қилади. $\text{Fe}(\text{CO})_5$, яъни темир пентакарбонил ёруклик нури-ни кучли синдирадиган, сувда эримайдиган, органик эритувчилар(бензол, бензин, эфир)да яхши эрийдиган суюқлик, мотор ёкилриларга антидетанатор сифатида кушилади; $\text{Fe}(\text{CO})_5$ киздирилганда парчланади, шунинг учун тоза темир олишда унинг парчаланишидан фойдаланилади.

$\text{Ni}(\text{CO})_4$ — никель тетракарбонил заҳарли суюқлик, у 200 °С да парчаланиб, никель кузгусини Ni^+CCO^- осил қилади. Нитрат кислота билан реакцияга киришади. Барча карбониллар туркуми орасида энг муҳимлари $\text{Fe}(\text{CO})_5$, Co^+CCO^- ва $\text{Ni}(\text{CO})_4$ Ni^+CCO^- Ni^+CCO^- осил булади. Кобальт карбонилини Co^+CCO^- килиш учун 150—200 °С температура ва 2–10—3–10 Па босим шароити яратилиши керак. $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, Fe^+CCO^- , ва $\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$ — кислоталар типидagi бирикмалар бўлиб, уларда металл-металл боғланиш мавжуддир.

Темир, кобальт ва никель карбонилларининг суюқланиш ва қайнаш температураларини келтирамиз:

	$\text{Fe}(\text{CO})_5$	$\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$	$\text{Co}_2(\text{CO})_8$	$\text{Ni}(\text{CO})_4$
°C	-20	105	100	51
°C	100			60
				19,3
				43

парчалан.

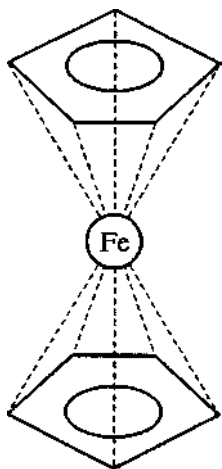
Барча карбониллар киздирилганида металл ва СО га парчланади, бундан фойдаланиб тоза металл M^+CCO^- килинади.

Fe , Co , Ni , Mn , Cr , U , Ti , K ва Os каби d -элементлар циклопентадиен C_5H_6 билан π -комплекслар осил қилади. Бунини амалга ошириш учун шу металлларга ёки улар-

нинг карбонилларига цикlopentadiен таъсир эттирилади. Натижада $\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ —ферроцен, $\text{Ni}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ —никлоцен ва бошқа металлценлар ҳосил булади. Ўзбекистон фанлар академиясининг мухбир аъзоси А. Султонов (1913—1992) й?-элементлар ценларидан янги органик бирикмалар ?осил килишда катализатор сифатида фойдаланиш мумкинлигини курсатди.

й?-элементларнинг цикlopentadiен билан >осил қилган координацион бирикмалари (шунингдек, дибензолхром $\text{Cr}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ каби моддалар текширилганида улар худди «икки булак нон орасига олинган пишлок,» каби тузилганлиги, яъни уртада металл атоми, икки чеккада иккита C_5H_5 радикали жойлашганлиги маълум булди (X11.8-расм). Ферроцен $\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ молекуласининг ташқи каватида 18 та электрон булади. Уларнинг 8 таси темирники ва 10 таси иккита C_5H_5 радикалиникидир. Иккита C_5H_5 радикали узининг 10 та ;7-электрони)(исобига координацион боғланиш \осил қилади. Шунинг учун, оралик. металлларнинг сандвич структурали бирикмалари **я-комплекслар** жумласига киради.

Ферроцен 17ГС да суюқ^анадиган, 249°С да қайнайди-ган сарик, рангли кристалл модда, 400°С га яқин температурада емирила бошлайди.



X11.8-расм. Ферроцен молекуласининг тузилиши.

XII.6.11. Темир кобальт ва никелнинг энг муҳим хоссалари

Тоза темир ок,тусли ялтирок, металл. Унинг Моос шкаласида қаттиқдиги унча юқори эмас (4,5 га тенг). Темир гурт аллотропик шакл узгаришга эга (а-, Р-, а-, ва б-темир). а-темир 769°С га қадар мавжуд, ферромагнит хоссага эга. Моддаларнинг ферромагнит хоссасини йук.отиш температураси *Кюри нуцтаси* деб аталади. Бинобарин, темирнинг Кюри нуцтаси 769°С га тенг. Температура 769°С дан 1400°С гача мавжуд булган темир модификацияси (3-темир деб аталади. а-темир р-темирга утганида унинг кристалл структураси деярлик узгармайди, у ҳажмий марказлашган куб шаклида қолаверади. 1400°С да р-темир у-темирга утади; ҳажмий марказлашган куб ёнлари марказлашган куб структурага айланади. Пекин металл парамагнитлигини йук,отмайди. 1401 °С да полиморф узгариш содир булиб, у-темир 5-темирга айланади. 8-темир 1539°С гача барқарор булиб, шу температурада суюқ^анади. Темир электр токини яхши утказади.

Темир уртача кимёвий активлик намоён қилади. Курук,)авода (одатдаги температурада) темир пассив элемент, лекин нам завода тез оксидланиб, занглайди. Қаздирилганда (айниқ,са қуқуй ҳолатда) деярли барча металлмаслар билан реакцияга киришади. Бундай реакциялар натижасида тузлар (масалан, Fe_8 , FeCu , металлсимон моддалар (масалан, Pb_3C , Fe_8I , $\text{Fe}_3?$, Fe_3N , $\text{Fe}^{\wedge}\text{N}$) ва қаттик, эритмалар (масалан, Fe билан C , Fe билан 8I , Fe билан K , Fe билан P , Fe билан V ларнинг узаро қаттик, эритмалари))осил булади.

Темирнинг стандарт электрод потенциали манфий қийматли ($E^\circ = -0,44 \text{ В}$) булгани учун у суюлтирилган кислоталар билан реакцияга киришиб, водородни сиқ^иб чиқариб, $\text{Fe}(\text{II})$ тузларини >осил қилади. Концентрланган нитрат кислотада темир пассивланади. Темир ишқор билан одатдаги шароитда реакцияга киришмайди.

Биологик а>(амияти. Темир ҳаёт учун керакли элемент. У қондаги **гемоглобин** таркибига киради; гемоглобин кислородни уқадан тук,ималарга олиб боровчи моддадир. Туқималарда оксидловчи-қайтар^и фермент вазифаларини бажарадиган моддалар тарытоида \ам темир булади. Цитохром ва нафас ферментининг қайтарилган шаклида икки валентли темир булиб, уларнинг оксидланган шак-

лида уч валентли темир мавжуд. Кобальт инсон ва ҳайвонлар организмда борадиган модда алмашинуви учун жуда зарур элементдир. Темирнинг ^{60}Fe радиоактив изотопи табобатда қўлланилади.

Кобальт эркин ҳолатда ялтирок, оқ, иш-қул ранг металл. У темирга қараганда анча каттик; ва мурт.

Кобальтнинг иккита аллотропик шакл узгариши маълум. Одатдаги шароитда 417°C гача α -кобальт барқарор: у гексагональ панжарада кристалланади. 417°C дан юқорида α -кобальт (3-кобальтга айланади, 3-кобальт ёқари марказлашган куб структурага эга. (3-кобальт 1495°C гача барқарор бўлиб, 1495°C да суюқланади. Кобальт ферромагнит модда.

Кобальтнинг кимёвий активлиги темирникидан бир оз кам. У одатдаги шароитда барқарор, фақат 300°C дан юқорида кислород билан реакцияга киришиб оксидланади. Кобальт қиздирилганда деярли барча металлмаслар билан бирикади. Худди темир сингари металлмаслар билан каттик, эритмалар (масалан, Co билан V , Co билан C орасида), металлсимон моддалар (масалан, CO_3C , Co^B , Co^V , Co^K), тузлар (масалан, CoP^H , Co_8) ва оксидлар ҳосил қилади.

Кобальт кислоталар билан темирдан кура сустрок, реакцияга киришади, ишқорларда эримайди. Кобальт бошқа металллар билан қаттик, эритмалар, интерметалл бирикмалар, турли қотишмалар ҳосил қилади. Кобальтнинг бир қанча қотишмалари (масалан, таркибида 65% Co , 28% Cr , 3% Ni , 4% Mo булган виталлиум) утга чидамли бўлиб, реактив двигателлар ва газ турбиналар ишлаб чиқаришда қўлланилади. Бундай қотишмалар $800\text{—}900^\circ\text{C}$ ларда ҳам коррозияга учрамайди. Кобальтнинг кислотага чидамли қотишмалари кам бор. Унинг **алнико** номли қотишмаси (50% Fe , 24% Co , 14% Ni , 9% Al , 3% Si) магнитлар тайёрлашда ишлатилади. Кобальт бирикмалари ва унинг радиоактив изотоплари табобатда кенг қўлланилади.

Никель. Табиатда никель узининг асосий минераллари пентландит $\text{Ni}_8\text{-Fe}_8$, миллерит Ni_8 , герсдорфит Ni_8As_8 , ульманит Ni_8As_8 холида учрайди. Улар асосан мис-никель сульфидларга бой полиметалл рудаларга аралашган бўлади. Бундан ташқари, никелнинг магнийли силикати (Ni , Mg) SiO_2 58140, 5^{ам} учрайди.

Никель асосан мис-никель сульфид рудалардан олинади. Бир қанча пирометаллургик жараёнлари натижасида

NiO ҳосил қилинади, сунфа NiO ни кумир билан қайтариб, хомакни никель олинади ва электролитик (NiSO_4 эритмасига тушириб) усулда тозаланади. Никелни электролитик тозалашда руда таркибидаги платина металллар балчик тарзида электролизёр тубига чукади. Олинган никелнинг деярли 80% микдори никелли қотишмалар ва турли пулатлар тайёрлаш учун сарфланади.

Никель кумуш каби оқ, қаттик металл, унинг Моос шкаласидаги каттикчилиги 3,8 га тенг (темирга нисбатан бир оз юмшоқ). Никелнинг икки хил аллотропик шакл узгариши бор, α -никель 250°C дан юқорида β - никелга айланади. β - никель ёнлари марказлашган куб панжарада кристалланади. Никель ферромагнит моддалар туркумига киради. Никель кимёвий активлик жиҳатидан темир билан кобальтдан кейинда туради. У 500°C дагина кислород таъсирида оксидланади. Никель (айниқса қуқун ҳолатида) қиздирилганда галогенлар, олтингургурт, селен, фосфор, мышьяк, сурьма ва бошқа металлмаслар билан реакцияга киришади. Унинг Ni_3S_2 , Ni_3S_4 , Ni_3S_6 , Ni_3S_8 , Ni_3S_{10} , Ni_3S_{12} , Ni_3S_{14} , Ni_3S_{16} таркибли металлсимон бирикмалари олинган. Никель бошқа металллар билан қаттик эритмалар ва интерметалл бирикмалар ҳосил қилади.

Никелнинг утга чидамли қотишмалари ракета, газ турбина ва атом техникасида катта аҳамиятга эга. Улар таркибини Ni_3Al , Ni_3X каби моддалар ҳосил бўлади. Унинг **никелин** 1 (73% Ni , 15% Cr , 7% Fe , 24% Ti , 3% $9\text{Al-I-Nb-Mn}+8^\text{H}$), **нихром** (60% Ni , 40% Cr) ва бошқалар қотишмалари электротехникада саноатида қўлланилади. Никелнинг мис билан ҳосил қилган **монельметалл** (70% Ni , 30% Si) қотишмаси кимёвий таъсирга чидамлидир. Унинг магнит хоссали қотишмалари ҳам маълум. Никелнинг темир билан ҳосил қилган қотишмаси — **инвар** қиздирилганда ҳажмини узгартирмайди, **нейзильбер** қотишмаси (20% Ni , 40—70% Si ва 5—40% 2p) оддий шароитда оксидланмайди.

Никелнинг кислоталарга муносабати худди темир ва кобальтникига ухшаш. У ишқорларда эримайди.

X116.12. Темир, кобальт ва никелнинг ишлатилиши

Темир қотишмалари асосан ^{*}конструкцион материаллар жумласига киради, улар саноатнинг барча тармоқларида қўлланилади.

Агар оддий пулатга кобальт к^шилса, пулатнинг чидамлилиги ортади ва унинг қирқиш хусусияти яхшиланади. «Стеллитлар» номли қаттик, куйма қотишма деярлик 40 куринишда ишлаб чик^арилади. Стеллитлар них^ояда к^атик, пишик. ва урта чидамли қотишмалар жумласига киради, уларнинг таркибида 40—60% кобальт, 20—30% хром, 5—20% вольфрам, 1—2% углерод булади.

Никелнинг ута чидамли қотишмалари масалан, **нимоник**, инконел, хастеллой ва бошқалар ҳам куп ишлатилади. Таркибида 80% Ni ва 20% Cr булган қотишма **нихром** — Электр қиздиргич асбобларда кенг кулланилади. **Инвар** (36% Ni+64% темир) \ам шу мақсадлар учун ва кимёвий машинасозликда кулланилади. Никель органик синтезда катализатор сифатида кенг кулланади.

Темир, кобальт ва никелнинг карбониллари органик синтезларда кенг кулланилади.

XII.7. ПЛАТИНА ГРУППАЧАСИДАГИ МЕТАЛЛА?

Бу группачага саккизинчи группанинг V ва VI давр элементлари Ки, Кб, Рё, Оз, Iг ва КI; киради. Бу атомларнинг электрон конфигурацияси куйидагича;

Ки 2=44 КбМ 45ЧрЧс1'5з'
Кб 2=45 КбМ 4зЧрЧс1'5з'
?й 2=46 КбМ 45Ч/7Чй?"55'
Оз 2=76 КбМ 5з'5р^5(1%з'
Iг 2=77 КбМЫ Ыв^Ьр'Ьа'Ьз^
?^2=78 КбМН 5з'5р'5(1%5'

Бу электрон формулалар асосида куйидагиларни таъкидлаб утиш керак:

1) платина оиласидаги металл атомларининг сиртидан иккинчи каватидаги с? -электронлар сони олтитадан ортик, (фақат осмийда 6 та);

2) уларнинг с1 - орбиталаридаги электронлар сони 10 тага етади, чунончи, палладийнинг 4^-орбиталида электронлар сони 10 тага етади, уларнинг иккитаси 55-пороначадан утган булиб, 5^-погоначада электронлар сони нолга тенг; платина бз -погоначадан бир электронни 5^-га утказиб, 5й?-погоначадаги электронлар сони 9га етади;

3) металл атомларининг электрон конфигурациялари темир, кобальт ва никелнинг электрон конфигурацияларидан буш 4/ -ёки буш 5/ - погоначаларнинг мавжудлиги билан фарк;ланади. Шунга кура, платина оиласидаги металлларнинг кимёвий хоссалари Ре, Со, Ni ларникидан анча фарк, қилади.

Бу элементларда барк^арор изотоплар сони элементнинг тартиб [раками] ток. ёки жуфт булишига боғлиқ.. Масалан, ток, тартиб рақ^амли родийнинг фақат битта, иридийнинг фақат иккита баркарор изотопи булиб, жуфт тартиб рақамли рутений ва осмийнинг еттитадан, платинанинг олтита баркарор изотопи бор.

Платина оиласи элементларининг жуда куп сунъий радиоактив изотоплари }^осил қилинган. Бу металл ар табиатда турма ёки қотишмалар ҳолида учрайди. Улар темир, мис, баъзан олтин }^амда симоб билан бирга учрайди. ПАЗз, (Р1, Рд, Ni, 8) таркибли минераллар ҳам маълум.

Турма ҳолдаги платина купинча ҳар хил (бир неча миллиграммдан бирнеча килограммга қадар) огирликдаги булак }^олида булади. Улардан энг каттаси 9,6 кг келган. Турма ҳолидаги платина таркибида 70—80% платина, 3—10% темир, 2—3% иридий, 0,5% родий, 0,3% палладий, 0,4% осмий, 0,02% рутений, 10% мис булиши мумкин. Турма ҳолидаги платинада бошқа 5 та платина группачасидаги металлларнинг умумий микдори 1,5—2,8% га боради, улар орасида рутений микдори жуда кам. Платина оиласидаги металлларнинг энг катта конлари МДХ да, Жанубий Америкада (Колумбияда) ва бошқа мамлакатларда учрайди.

Палладий билан родийни 1803 йилда Волластон, иридий ва осмийни 1804 йилда Теннант, платинани Уотсон (Колумияда 1748 йилда) ва рутенийни Россияда 1844 йилда Клаус кашф этганлар.

Платина оиласидаги металллар тарқок, ва асл элементлар булиб, уларнинг Ер қобиридаги микдори куйидагича: платина 5-10~%, иридий 110~"%, осмий 510-^%, родий М0~'%, рутений 5-10^^% ва палладий 510~'%. Бинобарин, платина оиласи металлари нодир элементлар жумласига киради, булардан нисбатан куп у%айдигани платинадир. Бу элементларнинг баъзи му^им хоссалари ХП.15-жадвалда келтирилган.

Платина элементларининг му[^]им хоссалари

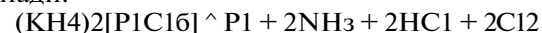
"-...->,,_^^Элементлар	Ки	ЯБ	ра	08	1г	Р1
Хоссалар	*>^					
Ер 1^обиРИдаги мик-дори (масса%)	5-10-'	МО-'	МО-'^	5-10-'	110-'	5-10-'
Валент электронлар конфигурацияси	4e155>	4^55'	4(1>05^	4/5c1%5^	4/5(165^	4/^5 ^6^'
Атом радиуси, нм	0,133	0,134	0,137	0,135	0,136	0,138
Э'''* ионининг радиуси, нм	0,062	0,065	0,064	0,065	0,065	0,064
Ионланиш потенциал, 1,(Э->Э* +ё)	7,366	7,46	8,336	8,5	9,1	9,0
НЭМ	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2
Суюлганиш температураси, °C	2334	1960	1550	3050	2443	1769
Зичлиги, г-см ^{-^}	12,45	12,41	12,02	22,61	22,50	21,45
Е\Ээритма / Э^, В	+0,45	+0,60	+0,987	+0,7	+ 1,0	+1,2

Бу жадвалдан курамизки, 6 та платиноиднинг атом радиуслари ва Э'''* ион радиуслари бир-бириникига жуда яқин. Бунинг сабаби Д.И. Менделеев жадвалида горизонталь ухшашлик мавжудлиги билан изоўланади. Яна курамизки, бу элементларнинг НЭМ лари деярлик катта кийматларга эга, бу ўлат платиноидлар нодир элементлар эканлигидан далолат беради.

Олиниши. Платина группачаси металлари 1930 йилга қадар таркибида ана шу металлларнинг рудалари булган тоғ жинсларини (кумларини) гравитация йули билан бойитиш орқали олинар эди. Улар асосан мис-никель сульфид рудаларидан олинади. Бу рудалар флотация усули билан бойитилгандан кейин, \осю1 қилинган концентратлардан аввал хомаки мис ва никель олинади; никелни электролизёр тубига чуққан балчик^ар таркибида платина металллар, мисни тозалашдан чуққан балчивутарда эса, олтин ва кумуш булади. Таркибида платина группачасидаги металл булган балчик. аввал куйдирилади, концентранган сульфат кислотага солиниб, қайта электролиз қилинади ва балчик, таркибидаги металллар микдори 60% га еткази-

лади. Сунгра **аффинаж** қилинади. Бунинг учун бойитилган балчик, аввал одатдаги температурада турт хажм концентранган HCl ва бир \ажм концентранган H₂O₂ аралашмасида эритилади, сунгра суюқдик қиздирилади. Бунинг натижасида платина — H₂PrC!^ х^олатида, олтин H[A1C1^, иридий — Hз[1гC1^, рутений — H^КиC!^], палладий — H₂PrCю!^, родий — Hз[K11C1^])(олда эритмага утади; осмий эса OзO^ сувда эримайдиган) оксидга айланади. Эритмани филтрлаб чуқмадан осмий олинади. Филтратдан аввал олтин, сунгра бирма-бир бошқа металллар ажратилади. Филтратга қайтарувчи таъсир эттирилса олтин қайтарилади.

Колган эритмага аммоний хлорид кушиб кийин эрийдиган (NH^)2[P1:C1^ таркибли комплекс туз }^осил қилинади; сунгра бу туз каттик, қиздирилиб, тоза платина ажратибли олинади:



Колган филтратга нитрат кислота кушиб, эритма бугланттирилади.

Шу йул билан хлор-иридат чуқтирилади. Колган эритмага бирор қайтарувчи таъсирида палладий ва родий чуқтирилади, сунг [Pc1(1ч1H2)2Cу тарзида палладий, [KI(ЫHз)зC1з] тарзида родий ажратибли олинади. Бу тузлар қиздирилиб, эркин металл \осил қилинади.

XII.7.1. Платина группачасидаги металлларнинг хоссалари

Платина группачасидаги металлларнинг)^аммаси окшиш кулранг ва ялпирок> булади. Уларнинг суюқ^аниш температураси темирникидан юкори; осмий ва иридий жуда юкори температурада суюкланади. Ки, Иг, Рё нинг зичлиги 12 г • см^{-^} га ЯКИН булиб (Оз, 1г, Pr) жуда огир металллардир (с? = 22 г-см^{'''^}). Рутений ва осмий жуда к^аттик, лекин мурт металллар. Шунинг учун бу икки металлни куқун холига айлантириш осон. Родий, палладий ва платина у ^адар каттик, эмас, лекин улар жуда ковушьок,; шунинг учун булардан юпқа зар ва ингичка симлар тайёрлаш мумкин. Бу уч металл яхши яссиланади ва кавшарланади. Металлларнинг бир неча аллотропик шакл узгаришлари маълум

Бу металлларнинг стандарт электрод потенциаллари +0,45—1,2 оралигида булади. Улар кислород ва галогенлар қай

оксидловчилар билан юк.ори температуралардагина реакцияга киришади, яъни кам актив металллардир. Кимёвий активлик жщатидан платина группачасидаги металлларнинг жойланиши куйидагича: осмий-рутений-иридий-платина. Платина оиласидаги металллар техникада (термопара, иси-тиш асбобларида ва)^оказоларда) ишлатилади.

Металллардан фойдаланишда уларнинг учувчанлигини назарда тутиш керак. Айник,са, ҳаво кислороди уларнинг учиб кетишига ёрдам беради, чунки улар (айникса осмий) кислород таъсирида учувчан оксидлар)^осил к.илади. Масалан, рутений \авот 1300 °C да 2,5 соат к^здирилса, унинг массаси 7% гача камаяди; иридий эса 1300 °C 20 соатда 7%, платина 1300 °C да 20 соат к^здирилганда уз массасининг 1% часини йук.отади.

X11.7.2. Платина группачасидаги металлларнинг кимёвий хоссалари

Бу мавзуни куриб чик^ишда олтита металлни куйидагича уч жуфтга (уч диадага) ажратиш кулай: Ки—Оз; КБ—Iг; Рl—Рсl.

Бу металллар сувдаги эритмаларида купинча мураккаб ионлар)^осил к.илади. Улар (айник,са, рутений ва осмий) бир неча оксидланиш даража намоён к.илади:

Ки	КБ	Рё
1-3,(4),5-8	(2), 3,(4,6)	2, (3),4
08	Iг	Рl
(1-3), 4-6,8	1,(2), 3,4, 6	2, (3),4,(6,8)

Платина группачаси металлларининг бек,арор валентлик-лари к,авс ичида курсатилган.

Водородга муносабати. Водород металлларда, айникса, платина ва палладийда яхши (1 щяал палладийда 850)(ажм водород) эрийди. Бунда ?^осил булган «к,отишма» таркибида >ажм жи}^атидан 3,4% водород булади.

Бундай эриш (окклюзия) металлнинг кристалл панжара оралик^аридаги бушлик^арига водороднинг дифузия-ланиши билан изо>уланади.

Кислородга муносабати. Рутений ва осмий кислород билан яхши бирикади. Яхлит холдаги рутений одатдаги шароитда оксидланмайди, чунки унинг сирти оксид парда билан к.опланиб к.олади. Лекин кукун холидаги рутений

100°C гача к.издирилганда оксидланади; юк,ори температураларда ёниб рутений (IV) оксид КиО^ га айланади. На^КиО^ оксидланганида рутений (VIII) оксид КиО^ Хосил булади.

Осмий кислород билан янада актив реакцияга киришади; осмий кукун одатдаги температурада оксидланиб, баркарор осмий(VIII) оксид ОзО^ га утади, осмийнинг яхлит парчаси 600—700 °C ларда ёниб кетади.

Родий яхлит х,олатда 600 °C да кислород билан реакцияга киришади, натижада унинг сирти Шг^ОзТаркибли оксид парда билан к,опланади; шу шароитда кукун х,олатидаги иридий \mO^ га айланади.

Палладий кислород билан 700—800 °C да бирикиб, РйО }^осил к.илади. Шуни хам айтиб утиш керакки, суюк, х^олатдаги палладий узида кислородни эритиш к,обилиятига эга.

Платина яхлит х^олатда хар канча киздирилса хам кислород билан бирикмайди. Лекин кукун х,олидаги платина (ровак платиа ва платина куруми) 450 °C да кислород билан бирикиб, РЮ га айланади. Рутений ва осмий уз оксидларида +4 ва +8 га тенг оксидланиш даражаларни намоён к.илади.

X11.16-жадвалда платина группачаси металлари оксидларининг баъзи хоссалари келтирилган.

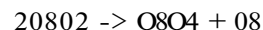
ХИЛ6-жадвал

Ки	КБ	Рl
ЯиО^ (^=7,0 г см-'	КН,0, дн" =	РЮ дн" =
955 °C кайнайди	=89,1 кЖмоль-	= -85,4 кЖ • моль
ДН° = -260 кЖ • моль"	-95,4 кЖ • моль	РЮ дн? =
ШО, йГ=3,29 г см-'	КН,0,, дн	= -71,1 кЖ • моль ⁻¹
(= 25,5 °C		с/= 14,9 г см-'
суюқл. таян: = 100 °C	= -286,2 кЖ • моль ⁻¹	I = 560 °C
ОзО, ^ = 11,37 г см"	к^О,, ДН? =	РЮ^ дн? =
•• 650 °C		= -133,9 кЖ моль ⁻¹
ДН" = -398 кЖ • моль ⁻¹	= -240,8 кЖ • моль"	(/ = 10,2 г-см-'
080, (/ = 4,91 г и-з		I = 380 °C
суюқл. 39,5 °C		
пайн. C		

Рутений(VIII) оксид у қадар **Зкркарор** эмас, к.издирилганда тезда парчаланиб, рутений(IV) оксид билан кислородга ажралади:



Осмий(1У) оксид юкори температурада диспропорция- ланиб парчаланади; натижада $\text{ОзО}^\wedge$ ва Ок)(осил булади:



Рутений ва осмийнинг учувчан оксидлари ни}^оятда зах,арли моддалардир.

Рутений гидроксидда ёки кислотасида рутенийнинг оксидланиш даражаси +6 га тенг.

Родий оксидлари орасида энг барк^арори КьзОз булиб, у ЮИ^ори температураларда парчаланиб, КьО ва $\text{Кь}^\wedge\text{Они}$ \осил килади.

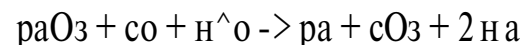
Галогенларга муносабати. Металларнинг барча галоген- лар билан бирикмалари маълум. Платина группачаси ме- талларга фтор таъсир эттирилганда (температурага к.араб) гексафторид, пентафторид; тетра- ва дифторидлар х.осил булиши мумкин. Масалан, $\text{ОзР}^\wedge$, $\text{ИРд}^\wedge$ ^-^^^4' ^<^^2 ^^>^ока- 30. Купчилик платина группачаси металларга хлор таъсир эттирилганда $\text{МеС}^\wedge$ таркибли трихлоридлар 5^осил булади (масалан, ШС1з).

Лекин платина хлор билан реакцияга киришганда $\text{Р1:}(1\text{У})$ хлорид $\text{Р1С1}^\wedge$, палладий эса палладий(11) хлорид $\text{РйС}^\wedge$ ^?^осил к,илади.

X11.17-жадвалда платина группачаси металлари галоген- нидларининг формулалари ва баъзи хоссалари келтирил- ган.

$\text{Р1Р}^\wedge$, $\text{1гР}^\wedge$, $\text{ОзР}^\wedge$ ларда металл билан фтор орасида купрок, ковалент богланиш мавжудлиги сабабли, бу моддалар нис- батан паст температураларда суюк^анади. Агар галогенид- да металлнинг оксидланиш даражаси +4, +3, +2, +1 га тенг булса, уларда металл билан галоген орасида кучли кугбли ёки ионли богланиш мавжуд булади.

Платина металлрининг галогенидлари кучли оксид- ловчилардир, масалан:



XII.П-жадвал

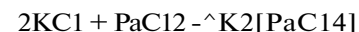
Платина оиласвдаги металлар галогенларининг баъзи хоссалари.

Ри, О5	Кь, ^^	Рс1, Р1
$\text{КиР}^\wedge$ $/_{\text{суюл.}} = 107^\circ\text{C}$ $(^\wedge, \dots) = 131^\circ\text{C}$ $\text{КиР}^\wedge$, $\text{ЯиС1}^\wedge$, ЯиС1з ОБ $\text{ОяР}^\wedge$ Ссарик) $/_{\text{суюл.}} = 230^\circ\text{C}$ $\text{и} = 280-300^\circ\text{C}$ $\text{ОзР}^\wedge$, $/_{\text{суюл.}} = 70^\circ\text{C}$ $\text{и} < 225,5^\circ\text{C}$ $\text{ОвР.яшил, ?}^\wedge = 32,1^\circ\text{C}$ $\text{и} = 47,5^\circ\text{C}$ $0801,., 08\text{С1}, 08\text{С1},$ сублиматланади. $051^\wedge, 081з, \text{Оз}^\wedge, 081$	$\text{КьРз, Ю1р}, \text{ЯьС1},.,$ ЯьВГз, Кь1з $1\text{гр4. '},.,., = 106 \text{ X}$ $\text{И},., = 300^\circ\text{C}$ $\text{1гР}^\wedge$ — сарик. $\text{I} = 44^\circ\text{C}$ $\text{и}^\wedge = 53,6^\circ\text{C}$ $\text{1гС1},., \text{1гВг},., \text{1гВг},.,$ $\text{1гВг},., \text{1г1з, } ^4\text{1гС12, } ^2$ 1гС1	РаРз, Рс1р2, $\text{расц, равг}^\wedge,$ $\text{Р1СЦ, РгВг}^\wedge,$ $\text{квг}^\wedge, \text{Рг}^\wedge,$ $(\text{Р1С1з}, \text{Р1С1},$ $\text{Р1Вг},., \text{Р1},., \text{Р1Р},.,$ Р1ВГ2, Р1р5—кизил $(= 75^\circ\text{C}$ $\text{й}^\wedge = 300-305^\circ\text{C}$ $\text{Р1Р}^\wedge$ —кора $\text{и}^\wedge = 61,3^\circ\text{C}$ $\text{и},., = 69,14^\circ\text{C}$ $\text{й?} = 3,826 \text{ гсм-з}$

$\text{Р1Р}^\wedge$;^атто сувни ҳам оксидлайди:



Платина фуппачаси металлрининг галогенидлари бош- қа металларнинг галогенидлари билан бирикмалар ^^осил к^лади, масалан:

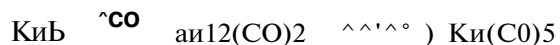


Уларнинг координацион бирикмаларида металларнинг координацион сонлари 4 ва 6 га тенг.

Сульфидлари ва карбониллари. Платина металларнинг $\text{К-з}^\wedge$, $\text{Озз}^\wedge$, $\text{Кь}^\wedge\text{зз}, \text{Кь}^\wedge\text{з},., \text{К.Ц84, К11,8},., \text{1мз}^\wedge, \text{к}^\wedge\text{зз}, \text{1Гз8},., \text{Р18, Рйзз, Р18, Рг}^\wedge\text{зз}^\wedge \text{ Р1}^\wedge\text{2}$ таркибли сульфидлари маълум. Уларнинг орасида рутений ва осмий карбониллари уз тар- киби жи>^атидан темир карбонилларга, родийники эса кобальтникига ухшайди; $\text{И12}(\text{СО})5$ 76°C да суюлуланади. Родийнинг полимер карбониллари ?^ам мавжуд: $[\text{Еи1}(\text{СО})з],.,.,$ нридийнинг иккита карбонили маълум: $\text{Гг}^\wedge\text{ССО}^\wedge$ ва $[\text{г2}(\text{СОз}),.,.$ Л

Рутений карбонил кукун)^олатидаги рутенийга катта эосим остида СО юбориш натижасида)^осил булади; шу-

нингдек, рутений йодидга СО юборилганда >ам рутений карбонил олинади;



Иридий ва осмий карбонилларни ҳам шу тарик,а)^осил қилиш мумкин. Платина ва палладий карбониллар }^осил килмайди.

ХП.7.3. Платина металланинг координацион бирикмалари

Рутений бундай бирикмаларда асосан +3 оксидланиш даражаси бўлади. [Ки(ННз)^С1з, К2[К.и(Ы02)5], 1, 2 ва 4 влентли рутенийнинг координацион бирикмалари маълум, масалан, К^КиСу, КДКи(СК)^.

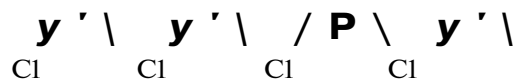
Осмий координацион бирикмаларида 2, 3, 4, 6 ва 8 га тенг валентлик намоён қ,илади. Осмийнинг К4[08С15] ва К^ [08(СК)^ даги валентлиги иккига тенг. Кз[08С1^ да уч валентли, КД0зС!^] да эса турт валентлидир. Осмий нитрозили комплекслари ҳам маълум, масалан, К2[08(СК)5КО].

Родий шундай бирикмаларда 3 валентли бўлди. Масалан, [К11(КНз,)С1з (рангсиз), [Кб(ННз)бСуС1 (сарик.), Кз[КБР,], Кз[И1Су, Кз[К11(СК,)] ва Кз[И1(К0,)],]. Фал^ат СзДКбС!^] да родий турт валентли бўлади.

Иридий ҳам родий каби шундай мураккаб бирикмаларда, асосан 3 валентлидир. Масалан, [1г(ЫНз)5]С1з (рангсиз), [1г(КНз)5СК]С12 (сарик^). Лекин 4 валентли иридийнинг Ам шунга ухшаш бирикмалари бор, масалан, (МН^)2[1гС1^.

Палладий координацион бирикмаларида икки ва турт валентлидир. Икки валентли палладийнинг координацион сони туртга тенг, унинг анион, катион ва нейтрал бирикмалари бор, масалан: [Рел(ЫНз^)С12, К^РёСу. Рентген нурлари ёрдамида текширишларнинг курсатишича, бу бирикмалар текис квадрат тузилишига эга.

Яна шуни айтиб утиш керакки, палладий(И) хлориднинг кристалл панжара тузилиши бошқ,а моддаларникига ухшамаган. Бу модда икки кобиргаси умумий булган ва бир-бири билан уланган текис квадратлардан иборат:



Квадратнинг марказида палладий атоми, учларида эса хлор атомлари жойлашган.

Палладий узининг оддий бирималарида турт валентли булмайди. Турт валентли палладий катиони координацион бирикмалар)^осил килмайди, фак^ат анион комплекслари маълум. Масалан, агар металл)^олдаги палладий зар сувида эритилиб, эритмага КС1 кушилса, турт валентли палладийнинг К2[Р(1С1^ таркибли анион комплекси ҳосил бўлади.

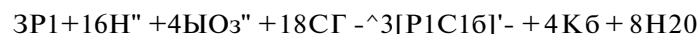
Палладийнинг Н2[Р(1Су таркибли кислотаси палладийнинг зар сувида эритилишидан)^осил бўлди.

Платина икки ва турт валентли х^олатларида жуда куп катион, анион ва нейтрал комплекслар х^осил қ,илади.

Платинанинг анион комплекси учун К2[Р1С1^], катион комплекси учун [Р1(ЫНз)4]С12 ва нейтрал комплекси учун [РЧ(ННз)2С12] лар мисол бўлолади. Икки валентли платина комплекслари текис квадрат тузилишига эга.

Платинанинг К2[Р1(СК)^]-Н20 таркибли комплекс тузи, К^ [Рел(СК)^] ни платина куруми билан к,издириш натижасида ҳосил бўлади. ^ша комплакс анионининг барийли тузи Ва[Р1(С>1)^ • 4Н2О катод, рентген ва радиоактив нурлар таъсирида купли флюоресценция беради. Шу сабабли бу туз радиоактив моддаларни аникдашда ишлатиладиган экранлар таркибига киради.

Турт валентли платина комплексларидан К2[Р1Су ва (КН2)з[Р{Су сувда ёмон эрийди. Шунинг учун улар аналитик кимёда ишлатилади. Бу тузларга мувофик, келадиган гексахлор платина кислота НДР^С!^] платинани зар сувида эритишдан \осил бўлади:



[Р1С16]'' жуда барқ,арор иондир.

ХП.8. 1Б ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Бу группачага мис, кумуш ва олтин киради. Олтин ва кумуш нодир металллар \исобланади. Уларнинг зичлиги, суюк^аниш ва қ,айнаш температуралари юк>ори.

Мис группачаси элементлари табиатда куйидаги изотоплар >^олида учрайди: 11Сцлф9, \(%); ^Си (30,9%); ^Аё (51,35%); ^уАё (48,65%); ^^Аи (100%). Радиоактив изотоплари: здСи (Т1/2 = 12,8 соат); ^7Аё (Т1/2 = 253 кун);

^{79}Au ($T_{1/2} = 2,7$ кун); радиоактив индикатор сифатида ишлатилади.

Мис группачаси элементлари Au -элементлар жумласига киради. Си, Аё, Ли атомларининг сиртки, к,обирида биттадан 5-электрон булади:

$$\text{Cu} \quad 2 = 29, \quad \text{Cu} 45'$$

$$\text{Au} \quad 2 = 47, \quad \text{Cu} 454/4 \text{ } ^{\circ} 55'$$

$$\text{Li} \quad 2 = 79, \quad \text{Cu} 55'5/5 \text{ } ^{\circ} 65'$$

Кумуш атоми радиуси мис ва олтин атомлари радиусидан каттарок,. Шунга кура, кумушнинг ионланиш потенциали мис ва олтинникига Караганда кичикрок. булади. Мис группачаси элементлари +1, +2, +3 оксидланиш даражасига эга булиши мумкин, чунки уларнинг атомлари факат 5-электроннигина бермай, с?-орбиталдаги электронлардан Au битта ёки иккитасини бера олади.

Мис, кумуш ва олтин кучсиз кайтарувчи хоссаларга эга булгани учун улар табиатда турма ?олатда Au учрайди. Мис билан кумуш, асосан, табиий бирикмаларидан олинади.

XII.8.1. Мис

Миснинг табиий бирикмалари каторига мис ялтирори Cu_2S , мис колчедани Cu_2S (яъни халкопирит Cu_2S Cu_2S , кизил мис рудаси Cu и Au (куприт), малахит $\text{CuCO}_3\text{Cu(OH)}_2$ лар киради. Кумуш, асосан, бошқа металллар (кургошин, рух, кадмий ва х;оказолар)нинг сульфидли минераллари таркибида кушимча сифатида учрайди. Кумушнинг мустакил минераллари Au_2S_3 (аргентит) билан Au_2S_3 (кумуш хлорид)дир. Кумуш кушалок сульфидлар (масалан, ZnS - Cu_2S Пираргарит) холида Au учрайди.

XII. 18-жадвалда Си, Аё ва Аи ларнинг баъзи хоссалари келтирилган.

Энг нодир металл — олтин тарқок; металл булиб, асосан, тугма Au да, баъзан бирикмалар, масалан, AuTe — калаверит холида учрайди. Жанубий Африка, Канада, АКШ, Австралия, МДХ да — Шаркай ва Жанубий Сибирда, Забайкалье, Ёкутистон, Приморье, Красноярск,

ХилВ-жадвал

Мис, кумуш ва олтиннинг баъзи хоссалари

Элементлар	Си	А8	Аи
Хоссалар			
Ер п5?сторидаги микдори (масса % лар)	3-10-3	6-10-'	4-10-'
Валент электронлар конфигурацияси	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1$
Атом радиуси, нм	0,128	0,144	0,144
Ион радиуси, нм	0,098	0,113	0,137
Ионланиш потенциали, В			
$\text{II O} \rightarrow \text{Au}^+ + \text{e}^-$	7,726	7,576	9,226
НЭМ	1,9	1,9	2,1
Суво19ланиш температураси, °С	1083	960,5	1063
Қайнаш температураси, °С	2600	2212	2947
Зичлиги, гсм $^{-3}$	8,96	10,5	19,3
$E^\circ (\text{Au}^+/\text{Au}), \text{В}$	0,521	0,799	1,691
$E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}), \text{В}$	0,337		
$E^\circ (\text{Au}_2^{2+}/\text{Au}), \text{В}$	—	—	1,5

Козористон ва Ўзбекистонда учрайди. Олтинли кумнинг 1 тоннасида 2—4 г олтин булади.

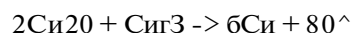
Хозирча топилган олтин булакларининг энг каттаси 100 кг булиб, у Австралияда топилган; 36,22 кг лик олтин собик; СССР да топилган.

Мис группачаси элементларининг иккита энг мух Au им кимёвий хоссасини айтиб ута Au миз: 1) мис группачаси элементлари уз бирикмаларидан металл у;олатга осон и;айтарилади; 2) улар жуда куп лигандлар билан комплекс бирикмалар }(осил к Au илади.

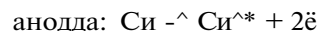
Мис фуппачаси элементларини олишда бу икки хусусият катта а Au амиятга эга. Ўзбекш Au тонда хар йили 80000 тонна мис ишлаб чи Au арилади.

Миснинг олиниши. Металлургияда мис олиш учун таркибида 3% га Я1д1н мис булган сульфид рудаларидан фой-

даланилади. Аввал, руда флотация йули билан бойитилади[^] Сунгра бойитилган руда куйдирилади. Бунинг натижасиди[^] рудадаги сульфидлар ёниб SiO ва 80° га айланади, бу вак[^]тда икки суюк, қават \осил булади, устки қават **шлак қ,ават** булиб, у мис оксидлари ва бекорчи жинслардан **ибо**» рат. Пастки к[^]ават—**штейн кават**, асосан, Si^3 , $\text{Fe}8$ дан (ва[^] мис рудасига аралашган Al , $\text{A}\ddot{\text{e}}$, 8e , Pe , $\text{N}1$ ва бошқ,а элементлар бирикмаларидан) иборат. Суюк. штейн махсус кон-| верторга киритилади. Штейнга босими остида ?[^]аво юбо-1 риб, куйдириб оксидлантирилади. Штейннинг ёнишидан! \осил булган темир оксид конвертордаги 8Ю° билан реак-[^]цияга киришиб шлакка айланади. Мис рудасининг оксид-; ланган к.исми оксидланмай колган к.исми билан реакция-га киришиб, таркибида 95—98% Si булган хомаки мисга айланади:



Реакция натижасида ҳосил булган 80° сульфат кислота ишлаб чик[^]ариш учун ишлатилади. Шлакдан турли мак,сад-лар учун фойдаланилади. Хомаки мис махсус электроли-тик ваннада рафинация к.илинади. Хомаки мисдан куйил-ган электродлар ваннада анод вазифасини утайди. Юпк,а тоза мис пластинкалар эса катод сифатида ишлатилади. Иккала электрод мис сульфат эритмаси солинган ваннага туширилади. Электродлар паст кучланишли ($0,4$ Вольтга **ЯКИН**) узгармас ток манбаи билан уланади. Бу вак[^]тда анод-даги хомаки мис эритмага утади, катодда эса тоза мис ажралиб чик[^]ади:



Хомаки мисдаги к,ушимча моддалар (олтин, кумуш, мишьяк, сурьма, селен, теллар ва х[^]оказолар) анодда эри-майди. Улар балчик,ка ухшаб ванна тубига чукади. Бу бал-чик. қайта ишланиб, нодир металлар, сурьма, селен ва бошқ,а моддалар олинади.

Хомаки мисни ҳ,аво ок[^]имида алангалаш усулида ҳам тозалаш мумкин. Бу жараёнда хомаки мисдан темир, ко-бальт, рух ва қ,исман никель шлакка айланади, миснинг микдори 99,7% гача ортади.

Мис гидрометаллургия усулида ҳам олинади. Бунинг учун мис рудаси суюлтирилган сульфат кислота ёки ам-моний гидроксид эритмаларида эритилади. Натижада мис Cи^* ёки $[\text{Cи}(\text{NH}_3)_4]^\circ$ ионлари \олида эритмага утади. **ХОСИЛ** булган эритмага темир тушириб мис олинади ёки электролиз **КИЛИШ** орқ,али мис ҳосил к.илинади.

X11.8.2. Кумуш

Олиниши. Кумушни олиш учун к[^]ррошин-кумуш руда-ларидан кургошин билан бирга ажратилади. Саноатда оли-иадиган кумушнинг асосий к[^]исми (80%) полиметалл ру-даларни қ,айта ишлаш натижасида тайёрланади.

Кумушни куррошиндан ажратишнинг бир неча усули мавжуд:

1) булардан энг оддийси кумушга бой хомаки курго-шинни усти очик. ваннада оксидлашга асосланган. Бу жа-раёнда кургошин $\text{Р}\text{Б}\text{О}$ суюк. к.отишма бетига к,алқиб чик,а-ди; кумуш эса оксидланмай металл холида қ,олади.

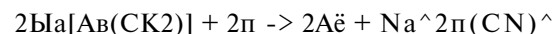
2) кумуш оз булган хомаки цургошиндан кумуш ажра-тиб олиш учун Паркес усули кулланилади. Кумуш оз хо-маки кургошин рухнинг суюкланиш температурасига қ,адар қ,издирилади. Сунгра шу суюк. массага рух кушилади. Ку-муш рухда куррошиндагига Караганда яхшироқ эрийди. Узида кумушни эритган рух суюк. масса сиртига купик боли-да чик,ади; температура пасайганда биринчи навбатда рух к.отади; уни суюк, массадан ажратиб олгандан кейин, рух-кумуш котишма ало\ида идишда к.издирилиб, рух буглан-тирилади. Кумушда к,ушимча сифатида к.олган кургошин биринчи усулга кура ажратилади.

3) Паттinson усулига мувофик., кумуш-кургошин ара-лашмаси аста-секин совитилади; биринчи навбатда соф куррошин (326°C да) кристалланади; у суюк. массадан аж-ратилади; куррошиндан кейин (303°C да) таркибида 2,6% кумуш ва 97,4% кургошин булган эвтектик к.отишма кри-сталланади. Бу котишмадан кургошинни йук.отиш учун яна оксидлаш усулидан фойдаланилади;

4) сульфидли рудалардан кумуш ажратиб олишда нат-рий цианиднинг кумуш билан кдшрдинацион бирикма **ХОСИЛ** **КИЛИШ** к.обилиятидан фойдаланилади:



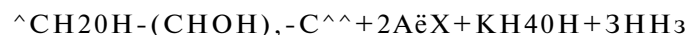
Эритма орк.али)^аво юбориб реакция мувозанатини унга суриш билан ма\сулот унуми оширилади; бунда Ыа 8 оксидланиб N3,803, N3,80, ва Na8CN га айланади. Сунгра эритмага рух б^'лакчалари солиниб хомаки кумуш }<осил Килинади:



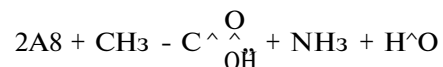
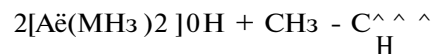
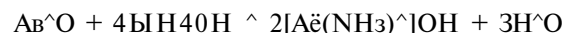
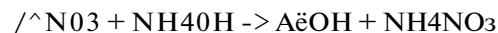
5) кумуш симобда эриб, амальгама \осил килишидан ҳам кумуш олишда фойдаланилади.

Кумуш-кузгу реакцияси. Тоза пробирка олиб, унга АЕК03, КН^Н03 эритмалари солинади (3—4 мл). Пробиркага глюкозанинг 1% ли эритмасидан 2 мл кушилади, аралашмани 70—80 °С да 5—10 минут к.издирилади. Натижада куйидаги тенгламага мувофик., кумуш-кузгу реакцияси амалга ошади, пробирканинг ички сирти кузгу досил к.илувчи кумуш катлами билан копланеди.

Кумуш-к^згу реакцияси тенгламасини к.уйидаги куринишда ёзиш мумкин:



Кумуш-кузгу реакцияда кайтарувчи сифатида глюкоза урнида сирка альдегид олиш дам мумкин, у \олда куйидаги реакциялар натижасида кумуш чукиб, кумуш-кузгу реакцияси амалга ошади:



X11.8.3. Олтин

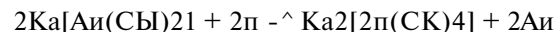
1. Таркибида олтин тутган кумлардан олтин олишда кумни ювиш усули қ.адимдан кулланилиб келган. Олтин аралашган кум ювилганда, солиштирма массаси кичик модда — кум, аввал ювилиб кетади, қ.олган кумда олтиннинг нисбий микдори ортиб боради.

2. Симобнинг олтинни эритиб амальгама)(<осил килишидан фойдаланилади. Таркибида олтин булган руда симоб билан аралаштирилганда симоб фак.ат олтинни эритади, ХОСИП булган амальгамадан симобни ^айдаб тоза олтин олинади.

3. Олтин калий ёки натрий цианид эритмасида (х;аво иштирокида) эриб, комплекс бирикма \осил к.илади (Багратион усули):



Хосил булган комплекс бирикмага рух таъсир эттирилса, олтин к.айтарилади:



Бу реакциялар натижасида х.осил к^илинган хомаки олтин **электролитик усулда** рафинация к.илинади. Электролитик ванна тубига чукадиган балчикдан платина группачасидаги металллар олинади.

Хоссалари. Мис, кумуш ва олтин огир металллар жумласига киради. Олтин кумушга қ.араганда қ.арийб икки марта орир; кумуш узининг солиштирма огирлиги жих^атидан олтинга яқин туради, лекин кумушнинг электр токи утказувчанлиги энг юк.ори.

Мис группачаси элементлари узига хос металл ялтирок^икка эга. Кумуш ок., мис оч-к.изил, олтин сарикрангли булади, умуман, металлнинг ранги унинг таркибидаги с /-электронларнинг металл богланишда иштирок этишидан келиб чик;ади. Улар ёк^пари марказлашган куб шаклида кристалланади (координацион сони 12 га тенг).

Мис группачаси элементларининг пластик хоссалари ниҳоятда кучли ифодаланган; масалан, олтиндан 10"^^ мм қ.алинликдаги зар-қ.огоз тайёрлаш мумкин.

Мис, кумуш, олтин кимёвий а1#ивлиги Си-А§-Аи к^ато-рида чапдан унга томон камайиб боради. Улар металлларнинг кучланишлар қ.аторида водороддан кейин туради.

X11.9. РУХ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Бу группачага рух, кадмий ва симоб киради. Рух IV, кадмий V ва симоб VI давринг охирги й-элементларидир! Рух, кадмий ва симоб элементларининг электрон конфигурациялари к.уйидагича:

$$2_{\Pi} \quad 2 = 30 \quad K^3 5' 3p' 3c'^4 3'$$

C6 2 = 48 Kbm43'4p4c1°55^

H§ 2 = 80 *KBM^55^5p'5c1'%3'*

(бунда $N = 454$) $\chi^2_{4/''}$)

Демак, бу элементлар атомининг сиртки поронасидан олдингисида 18 та электрон бор; унинг s^2 -орбиталлари худди Си, Аё ва Аи даги каби 10 электрон билан тулган b^4 либ, сиртки каватда иккитадан 5-электрон бор. Уларнинг максимал валентлиги иккига тенг. Симоб III^* таркибли радикаллар ҳам ҳосил қила олади (масалан, III^{a^+} да).

Рух, кадмий ва симоб атомларининг сиртки,и қаватидан олдинги поронаси узидан электронлар бермайди. Бу пого-на мис, кумуш, олтиннинг ана шундай поронасига кара-ганда анча муста\камдир.

Бу элементлар II группанинг бош группача элементлари каби актив эмас. Бундай айирма булишининг сабаби бош группача билан ён группача элементларининг ионлашиш потенциаллари ва ион радиусларининг кескин фарқида-дир. Масалан, рух учун:

$$I_1 = 9,4 \text{ эВ}, (2\pi^+ \rightarrow 2\pi^+), I_2 = 17,96 \text{ эВ}, (2\pi^+ \rightarrow 2\pi^+),$$

$2p^{2+}$ нинг ион радиуси 0,083 нм. Металларнинг кучла-
ниш каторида рух билан кадмий водороддан олдинда

$$E''_{\text{св}}, \text{ э. в.} = 0,76 \text{ В, } E''_{\text{св}} \text{ э. в.} = -0,4 \text{ В, симоб эсаводород-}$$

дан кейинда туради $|\hat{\psi}_n\rangle = |\hat{\psi}_n\rangle$ - Шундай булса-
да, рух ва кадмий сувдан водородни сик.иб чи^армайди,
чунки бу металллар сиртида муста^кам оксид парда мав-
жуд.

Рух-кадмий-симоб каторида чапдан унга утган сари металлнинг бурланиши осонлашади, металл хоссалар

эса бу к,аторда заифлашади. **XII.** 19-жадвалда рух группача-
си элементларининг баъзи хоссалари келтирилган.

ХИ. \9-жадвал

Рух группачаси металларининг баъзи хоссалари

Хоссалари	2п	Cd	H6
Ер пуслторидаги микдори (масса % лар)	8,3-10"	1,3-10-5	7-10-"
Валент электронлар конфи- гурацияси	(Ar]3"'"4^2	1 Kr] 4 ^ "55^ 1Xe]4/ ^5"»65=	
Атом радиуси, нм	0,139	0,156	0,160
Э* ионнинг радиуси, нм	0,083	0,099	0,112
Ионланиш потенциаллари, В			
11 (Э -» Э* + ё)	9,394	8,994	10,438
12 (Э" ^ Э'" + ё)	17,964	16,908	18,756
13 (Э^* -> Э' + e)	39,70	37,5	32,43
НЭМ	1,6	1,7	1,9
Суюқдаништемператураси, °C	419,7	321,3	-38,7
Кайнаш температураси, °C	906,4	766,7	356,8
Зичлиги, гсм^^	7,14	8,65	13,55
ЕдЭэритма / Э), в	-0,763	-0,403	+0,954

Қысқаша тарихий маълумот

Одамзод учун энг аввал рухнинг **жез (латун)** номли котишмаси (60% Си ва 40% 2п дан иборат) маълум булган. Рух тоза ҳолда XVIII асрдан бошлаб ишлаб чик.арилган. Табиатда руҳ фақат бирикмалар \олида учрайди.

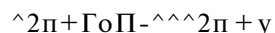
Кадмий 1817 йилда Штрмейер томонидан кашф этилган. У рухнинг табиий минерали — рух ка⁺бонатни текшириш натижасида бу кашфиётга эришган. Уша вак^тда бошқа олим Герман (Негтап) рух оксидни текшириш натижасида рух элементини кашф эд^{ан}.

Симоб кадим замонлардан бери маълум. Хитойда милоддан 3000 йил аввал симобни билишган. Оврупода си-

моб урта асрларда алкимёгарлар кулида тажрибалар **Уткя** |
зиш учун асосий модда сифатида ишлатилган. Лекин *тШ*
рихий адабиётда симоб)(акидаги маълумотлар олтин, *ки*
муш, мис, куррошин ва темир хак;идаги маълумотларда!
кейин пайдо булган, Милоддан 300 йил аввал Теофрас!
киноварь (Нё5) дан симоб олишга муваффақ, булган. Ятро|
кимё даврида табиблар тиббиётга таркибида симоб булган
дориларни киритганлар. Илм-фанда (улчов асбоблар, тер*
мометр, манометр ва х^оказо), ^арбий ишда симобнинг ва^;
сифаси ни\оятда муҳим булган. и

X11.9. 1. Рух

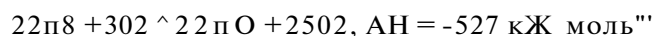
Тартиб раами 30, атом массаси 65,37. Барк^арор изо-
топлари: "2п (табиий рухнинг 48,87% ини), ^2п (табиий
рухнинг 27,81% ини), ^{тм}2п (табиий рухнинг 4,11% ини),
^211 (табиий рухнинг 15,68% ини) ва ^{тм}2п (табиий рух-
нинг 0,62% ини ташкил этади). Рухнинг радиоактив изо-
топлари ичида энг му>^ими "2п дир, унинг ёрдамида био-
логик жараёнларда изотоп алмашиниш реакциялари урга-
нилган. Бу изотоп радиоактив микроуритлар таркибига
киритилиб, унинг жараёнлардиги вазифаси аник^анади.
Уни олиш учун рухни нейтронлар ок,ими билан бомбар-
димон килинади:



Табиатдаги рух минералларидан муҳимлари **рух алда-**
маси 2п8, **галмей** 2пСОз, **виллемит** *Т.ш3Ю^Н^О* дир. Рух-
нинг куп минераллари поли металл маъданлар жумласига
киради. Рух маъданлари мис, кумуш, темир, марганец ва
айник^са, куркошин бирикмалари билан бирга учрайди. Бу
маъданларнинг катта уюмлари АК.Ш да (Нью-Жерси),
МДХ мамлакатларида (Шарк^ий Козогистон, Урал ва У^рта
Осиё), Польша, Белгия ва бошқа мамлакатларда учрайди.

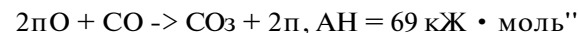
Рух маъдани флотацион усул билан бойитилади, нати-
жада рух концентрати ҳосил қилади.

Олиниши. Руда бойитилгандан кейин >^осил булган рух
концентрати заводи циздирилиб рух олинади:



yu1да \осил буладиган 80^ дан сульфат кислота олишда
|)Ойдаланиш мумкин. Бу реакция натижасида жуда куп
ЮСИЖЛИК ажралиб чик,ади, шу сабабли ёниш зарурий тем-
юратура (худди пирит ёнганидаги каби) бир меъёрда сак>-
ланиб туради.

Хосил булган рух оксидга юкори температурада кумир
к^/шиб рух х,осил к^илинади:

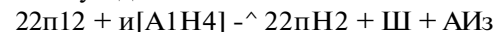


Бу жараён рухнинг қайнаш температураси (906 °С) га
ЯКИН температурада олиб борилганлиги сабабли, рух буг
х,олида ажралиб чик.ади. У совук. юзада конденсатланган-
дан кейин кукун \олатидага рух — рух чанги х,осил булади.

Рух оч кулранг гексагонал шаклда кристалланадиган
металл, одатдаги температурада мурт, лекин 100—150 °С
гача қиздирилганда пластик хоссага эга булади; бундай
рухдан юп.ка тахта (лист)лар тайёрлаш мумкин. Рух курук,
\авода узгармайди. Нам хавода ва сувда рухнинг сирти **ок-**
сикарбонат 2пСОз'32п(ОН)2 қавати билан қ,опланади. Бу
қ,ават рухни янада оксидланишдан сак/тайди.

Рух кислоталар х.амда кучли ишк.орлар билан реакция-
га киришади. У амфотер оксид хосил қ,иладиган элемент.
Одатдаги шароитда сувни парчаламайди, лекин қ.аттик,қиз-
дирилган рух сув бугини парчалайди. К^здир ил ганда гало-
генлар, олтингугурт, фосфор ва бошқа металлмаслар би-
лан реакцияга киришади.

Рух бирикмалари. Рух гидрид. 2пН2 рух йо-
дидга литий алюмогидрид Ы[А1Н^] таъсир эттириш нати-
жасида х,осил булади:



У уз хоссалари билан алюминий гидридга ухшайди.

Рух оксид рухнинг х,авода ёнишидан \осил булади-
ган ок, кукуннинг бошқа бирикмалари — 2пСОз, 2п(НОз)2,
2п(НО)2 ларнинг парчаланишидан \ам 2пО \осил булади.

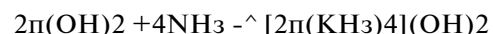
Рух оксид нх.оятда барқарор бирикма. У кучли қ,изди-
рилганда олдин саргаяди, чунки бунда рухнинг кугблов-
чилик таъсири кучаяди, кейин яна оцаради. У амфотер
модда. Кислота ва ишк.орларда эрийди. Рух оксид ок, мой

буёк, тайёрлашда, резина саноатида, тиббиётда ишлатилади.

Рух оксид кобальт тузлари билан қаттик қилинирилса, узгарувчан таркибли яшил масса ҳосил булади.

Рух оксидни кислоталарда эритиб рухнинг бошқа бирикмалари ҳосил қилинади.

Рух гидроксид $\text{Хп}(\text{ОН})_2$ — рух тузлари эритмасига ишқор таъсир эттирилганда ҳосил буладиган оқ, аморф чукма. Сувда эрмайди, кислота ва ишқорларда яхши эрийди. Ишқор мул булганида $\text{На}[\text{2п}(\text{ОН})_3]$, $\text{Ва}[\text{7п}(\text{ОН})_3]$, $\text{Ва}[\text{2п}(\text{ОН})_3]$, таркибли комплекс бирикмалар ҳосил булади. Рух гидроксид аммоний гидроксид аммоний гидроксид эритмаси билан ҳам комплекс бирикма ҳосил қилинади:



Рух сульфид 2п_8 — рух тузларининг нейтрал эритмаларига водород сульфид таъсир эттирилишидан ҳосил булади. Сувда ва сирка кислотада эрмайди. Рух сульфид табиатда учрайди ва рух олишда ҳам ашё сифатида ишлатилади.

Рух сульфиднинг иккита кристалл модификацияси маълум бўлиб, уларнинг бири куб шаклида кристалланидиган $\alpha = 2\text{п}_5$ — **сфалерит**, ва иккинчиси — гексагонал шаклида кристалланидиган $\text{Р} = 2\text{п}_8$ — **вюрцитдир**.

Бу икки модификация 1020°C да энантроп равишда (яъни суюқлашган температурасидан пастда) бир-бирига айланади. Бу иккала кристалларида ҳам рух ва олтингургуртнинг координацион сонлари 4 га тенг.

Рух сульфид маълум шароитда фосфоресценция хоссасини намоён қилинади. Рух сульфиднинг фосфоресценциясининг таркибига оз микдорда ($10^{-3}\%$ дан $10^{-4}\%$ га қадар) огир металлларнинг сульфидлари (мис сульфид, марганец сульфид) аралашиб қолганидан келиб чиқади. Бундай рух сульфид катод ва рентген нурлари таъсирида шуълаланади. Шунга кура таркибига мис, кумуш қушилган рух сульфид кадмий билан аралашма ҳолида телевизион трубкалар, экранлар тайёрлаш ва радиоактив моддаларни аниқлашда қулланиладиган асбоблар ясашда ишлатилади.

Рух хлорид 7пCl — сувсиз ҳолатда олиш жуда қийин булган оқ, гигроскопик модда. У уч молекула сув билан бирга кристалланади. Рухни ёки рух оксидни хлорид кислотасида эритиб $\text{ХпCl}_3 - \text{ЗН}^+\text{О}$ олинади. Рух хлориднинг суюқ-

аниш температураси 318°C , сувда яхши (25°C да 100 г сувда 430 г) эрийди. Осонлик билан қушалоқ тузлар ҳосил қилинади. Масалан, $2\text{КСл} - \text{ХпCl}_3$ таркибли тузини бекқорор координацион тузи КДХпCl_3 деб қараши мумкин.

Рух хлориднинг сувдаги эритмаси кислота хоссасига эга, рухнинг концентранган эритмаси пахта толасини эритади. Рух хлорид ёғочни чиришдан сақлашда, гальванопластикада, металлларнинг сиртини тозалашда кимёвий реакцияларда сувни тортиб олувчи восита сифатида қулланилади.

Рух оксигалогенидлар ҳам ҳосил қилинади, масалан, $2\text{п}(\text{ОН})\text{Сл}$. Бу модда гексагонель призма шаклида кристалланади.

Рух цианид $2\text{п}(\text{СК})_2$ рух тузи эритмасига цианид кислотанинг бирорта эрувчан тузи эритмасини қушиши натижасида оқ, чукма холида ҳосил булади.

Агар КСК дан мулрок, қушилса, бу чукма эриб, комплекс туз ҳосил булади:



Рух цианид буюмлар сиртини гальваник усулда рух билан қоплаш умун ишлатилади.

Рухни нитрат кислотасида эритиш йули билан **рух нитрат $2\text{п}(\text{НО}_3)_2$** ҳосил қилинади. У олти молекула сув тутган ҳолида кристалланади. $2\text{п}(\text{НО}_3)_2 - \text{ЗН}^+\text{О}$, сувда яхши (18°C да 100 г сувда 118 г) эрийди.

Рух оксидни суюлтирилган сульфат кислотасида эритиб **рух сульфат** олинади. У етти молекула сув билан бирга кристалланади ($2\text{п}_8 \cdot 7\text{Н}^+\text{О}$) бу модда магний, темир, марганец, кобальт ва никель сульфатлари билан изоморфдир. Рух сульфат сувда яхши (18°C да 100 г сувда 52,7 г) эрийди.

Рух сульфат эритмаси бошқа металлларни электролитик усулда рух билан қоплашда, тиббиётда, туқимачилик саноатида ва бошқа соҳаларда ишлатилади.

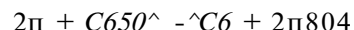
X11.9.2. Кадмий

Кадмийнинг барқарор изотоплари таркибидаги кадмий микдори қуйидагича: ^{106}Cd (1,215%), ^{108}Cd (0,875%), ^{110}Cd (табиий кадмийда 12,39%), ^{112}Cd (табиий кадмийда 24,75%), ^{114}Cd (24,07%), ^{116}Cd (12,26%), ^{118}Cd (28,87%) ва ^{120}Cd (7,58%).

Кадмийнинг бир неча сунъий радиоактив изотоплари олинган. Улардан баъзилари амалий аҳамиятга эга.

Кадмий купинча рух рудалари таркибида CdCO_3 шаклида 1% гача учрайди.

Кадмий саноатда рух билан бирга олинади. Кадмийни рухдан ажратиш учун кадмий ва рухдан иборат аралашма майдалаб буглатилади. Кадмийнинг қайнаш температураси рухникидан паст, шунинг учун кадмий рух чанги билан бирга ажралиб чиқади. Рух чангида кадмийнинг микдори 5% га етади. Рух чангидан кадмийни курук ва хул усуллар билан ажратиш олиш мумкин. Курук усулда рух чангига кокс қўшиб қиздирилади. Бунда ҳосил булган бугда кадмий булади. У бурни бир неча марта хайдаб тоза кадмий олинади. Хул усулда эса таркибида кадмий булган рух чанги HCl ёки H_2SO_4 да эритилади ва ҳосил булган эритмадаги кадмий рух билан қайтариледи:



Тоза кадмий олиш учун хомаки кадмий вакуумда ёки водород оқимида буглантирилади, ёхуд, электролиз усулда тозаланади.

Хоссалари. Кадмий юмшоқ, оқ, рангли ялтирок, металл, гексагонал шаклда кристалланади. Кадмий стандарт электрод потенциали $-0,4$ вольт булиб, рухникидан ($-0,76$ В) катта, шунинг учун рух кадмий бирикмаларидан кадмийни сикатиб чиқара олади.

Кадмий Cd — элемент; у типик металл, бирикмаларида Cd^{2+} амма вақт икки валенти булади. Суюлтирилган кислоталардаги водородни қайтаради.

Кадмий ҳавода оксидланганда унинг сирти оксид парда билан қопланади, чулгантирилганда кунгир тусли кадмий оксид ҳосил қилади. Ёнганда Cd билан бирга жуда оз микдорда кадмий пероксид CdO_2 ҳам ҳосил қилади. Юқори температурада жуда актив металл. Галогенлар билан бирикиб, галогенидларга айланади.

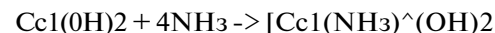
Кадмий бирикмалари. CdH_2 кадмий йодидга BaI_2H_2 таъсир эттириб H_2SiH_4 қилинади. У уз хоссалари билан алюминий гидрид га ухшайди.

Кадмий иккита кислородли бирикмаси (CdO ва CdO_2) маълум булиб, булардан фақат CdO амалда купрок ишлатилади. Тоза кадмий оксид кунгир жигарранг булиб, яво-

да аста-секин оқ, аради, чунки ҳаводан CO_2 ни ютиб оқ, рангли CdCO_3 га айланади. Кадмий оксид сувда оз эрийдиган асос оксиддир. У 700°C дан юқори парчалана бошлайди. Агар водород атмосферасида 300°C гача қиздирилса CdO ҷайтарилиб тоза кадмий ҳосил булади.

Кадмий гидроксид Cd(OH)_2 кадмий тузларига ишқор таъсир эттирилганда оқ, кристалл чукма холида ҳосил бўлади. У 300°C да узидан сувни чиқариб CdO га айланади.

Кадмий гидроксид аммоний гидроксидда эрийди:



Кадмий галогенидлари: CdF_2 , CdCl_2 , CdBr_2 ва CdI_2 лар кадмий гидроксидга тегишли галоид водород кислотаси таъсири натижасида ҳосил қилинади.

Кадмий фторид CdF_2 сувда оз эрийди. Кадмий хлорид $\text{CdCl}_2 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ сувда яхши эрийди. Кадмий бромид CdBr_2 термик жихатидан жуда барқарор модда, 700°C да парчаланмай бурланади. Кадмий йодид CdI_2 сувда яхши эрийдиган рангсиз қаттик, модда, фотографияда ишлатилади. Кадмий йодид координацион бирикмалар ҳосил қилади, масалан, K_2CdI_4 .

Кадмий олтингургурт билан Cd_8S ҳосил қилади. Бу модда табиатда рух рудаларида қушимча модда холида учрайди (у **гринокит** деб аталади). Сунъий усулда олинган CdS — сарик кристалл модда. Кадмий сульфид термик жихатдан барқарор булиб, жуда яхши сарик бўёқ, сифатида ишлатилади.

Қўлланилиши. Металл холидаги кадмий паст температурада суюқланидиган қотишмалар тайёрлашда (масалан, Вуд қотишмасида 12,5% кадмий булади), Вестон элементи номли нормал гальваник элемент ҳосил қилишда ишлатилади. Темирнинг сирти кадмий билан қопланса темир зангламайди. Кадмий билан қоплаш рух билан қоплашдан афзал, чунки темирнинг стандарт оксидланиш потенциали кадмийникига яқин. Кадмий атом техникасида катта аҳамиятга эга, унинг масса сони 13 булган изотопи суёт нейтронларни қамраб олишга қобил булганлиги сабабли, кадмий ядро реакторларда чун керакли регулятор тайёрлашда ишлатилади. Кадмийнинг баъзи бирикмалари тиббиётда ишлатилади.

X11.9.3. Симоб

Табиий симоб таркибида симобнинг еттита барқарор изотопи бор: ${}^3\text{He}$ 0,146%, ${}^4\text{He}$ 10,02%, ${}^6\text{He}$ 16,84%, ${}^{23}\text{N}$ (табиий симобда 23,13%), ${}^{24}\text{N}$ (табиий симобда 13,22%), зюш 29,80%, ${}^{26}\text{m}$ 6,85%.

Симобнинг сунъий йул билан ҳосил қилинган радиоактив изотоплари орасида ${}^{238}\text{Pu}$ (ярим емирилиш даври 46,9 кун) ва ${}^{239}\text{Pu}$ (ярим емирилиш даври 5,5 мин.) амалий аҳамиятга эга.

Симоб орирликжигатидан Ер пустлогининг 7-10% ини ташкил қилади.

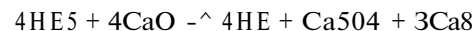
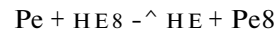
Табиатда симоб баъзан турма шолда, лекин асосан, бирикмалар шамда тарқалган. Симобнинг асосий минерали Нё8 киноварь — Испанияда, МДХ мамлакатларида (Кавказ, Украина, Урта Осиё), Югославия, Италия ва АК.Ш да учрайди. Симобнинг киновардан ташқари яна бошқа минераллари ҳам бор; масалан, $\text{N}^{3-} \cdot 28\text{B}28\text{z}$ (ливингстонит), HeTe , HeZ^+ , $\text{H}2\text{Cl}2$ ва шоза.

Олиниши. Симоб асосан, техникада пирометаллургия усулида Нё8 дан олинади. Симоб маъдани махсус печда 700—800 °С да ҳаво иштирокида киздирилади:

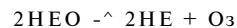


Бур ҳолида шосил қилинган симоб махсус идишга йирилади, кейин шайдаш йули билан тозаланади.

Симобни олишда баъзан $\text{H}2$ билан темир ёки кальций оксид орасидаги реакциядан фойдаланилади:



Лабораторияда симоб олиш учун симоб оксид киздирилади:



Хоссалари. Симоб одатдаги температурада ягона суюқ, металл. Симоб қатил; ҳолатдаги иккита модификацияда булади.

а-симоб — 38,7 °С дан то —194 °С гача мавжуд. У ромбодрик шаклда кристалланади, —194 °С дан пастда Р-симоб барқарор; у шажмий марказлашган гексагонал шаклда

кристалланади. Симоб буги нхоятда зарли. Симобнинг Электр утказувчанлиги миснинг электр утказувчанлигининг 58% ини ташкил қилади.

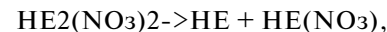
Симоб куп металлрн эритади. Бундай эритмалар — амальгамалар деб аталади. Амальгамалар одатдаги температурада суюқ, ёки юмшоқ. булиши билан бошқа котишмалардан фарқ қилади. Натрий, калий, кумуш, олтин ва бошқа металлр симобда жуда яхши эрийди.

Амальгамаларни физик кимёвий текшириш натижасида уларнинг баъзилари кимёвий бирикмалар эканлиги (масалан, KH_2 , CaHe^+ , PгНй , $\text{АиН}2$ ва ш.оказолар), баъзилари катик, эритмалар эканлиги, баъзилари эса шунчаки суюқ. аралашма эканлиги аниқданди.

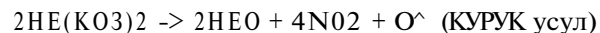
Симоб рух ва кадмийдан бирмунча фарқ қилади. У рухга караганда бироз секин оксидланади, лекин олтингургурт ва галогенлар билан осон реакцияга киришади (шатто совукда ш,ам).

Симобнинг рух ва кадмийдан фарқи яна шундаки, у He^* ионини ҳам, He^{2+} ИОНИНИ ҳам ҳосил қдла кшла олади. Шунга кура симоб икки ва бирга тенг булган оксидланиш даражасига эга булади. Унинг икки катор бирикмалари — HeK^+ ва He^+K^+ маълум (бунда, К — бир валентли колдик.).

Симоб бирикмалари. Бир валентли симоб бирикмалари диспропорция реакциясига учрайди, натижада улар симобга ва икки валентли симоб бирикмасига парчаланади, масалан:



Симоб(11) оксид HeO — сарик, ёки кизил рангли кристал модца, зичлиги 11,14 г • см³, табиатда учрамайди. 400 °С да симоб ва кислородга парчаланади:

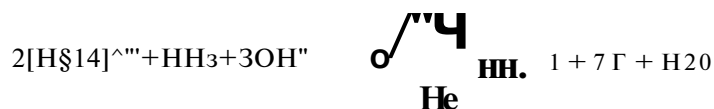


Симоб(11) оксид кимёвий препаратлар олишда ишлатилади.

Симоб (I) оксид He_2O — коралукун; унинг зичлиги 9,8 г • см³ Бу модда термик жигатдан нхоятда бекарор, шатто хона температурасида H_2 билан HeO га парчаланади.

Симоб(11) йодид $\text{He}^{\wedge}$ уч хил курунишда булади (қ,изил, сарик, ва рангсиз) Лаборатория шароитида суюбутантирилган $\text{He}(\text{KO}_3)_2$ эритмасига оз микдорда K_1 эритмасидан кушилганда тухум сариги рангини эслатадиган аморф қ,олдири $\text{He}^{\wedge}$ чукмаси ҳ,осил булади. Шу чукмани етарли мик,дордаги сув билан аралаштириб *,айнатишганда эритма рангсизланади. Олинган эритмани уй температурасигача совутилганда жуда чиройли ялтирок. олтин рангли кристаллар ($\text{He}^{\wedge}$) \осил булишини кузатиш мумкин.

Қдзил тусли модификацияси одатдаги шароитда энг барқ,арордир. Симоб(11) йодид координатсион бирикмалар ҳ,осил қ,илади. Унинг ҚД $\text{He}^{\wedge}$] таркибли тузининг спиртдаги эритмаси Несслер реактиви номи билан маш?^р. У $\text{He}^{\wedge}$ билан K_1 дан >(осил булади. Несслер реактиви аммиак учун сифат реакциясидир:



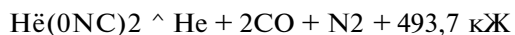
Бу реакция натижасида жигарранг чукма ҳ,осил булади. Симоб(1) йодид $\text{He}^{\wedge}$ сувда ва спиртта эримайдиган яшил-сарик. кукун, 120 °С гача қ,издирилганда сублиматланади. $\text{He}_2(\text{NO}_3)_2$ га K_1 таъсир эттирилса $\text{He}^{\wedge}$ \осил булади, бу модда тиббиётда кулланилади.

Симоб(11) цианид $\text{He}^{\wedge}\text{ССК}_3$. Симоб(1) сульфатга КСК таъсир эттирилса симоб(1) цианид \осил булади.

0 °С да 100 г сувда 8 г $\text{He}\text{ССК}$ эрийди. Симоб(1) цианид жуда кучсиз электролит. Унинг эритмасида симоб ионлари ни\оятда оз булади, уларни \атто сезгир реактивлар билан >ам аник^аб булмайди, бу модда жуда за^арли.

Бир валентли симоб тузлари каторига яна $\text{He}_280^{\wedge}$, $\text{He}_3^{\wedge}$, $\text{He}_2(\text{NO}_3)_2$ ва бошқ,алар киради.

Кучли портловчи модда **1^алдиро1^ симоб** $\text{He}(0\text{KC})_2$ детонатор сифатида ишлатилади. У калдирок. кислота $\text{HO}-\text{Y}-\text{C}$ нинг симобли тузи. К^алдирок, кислота-нинг узи эса цианат кислота $\text{HO}-\text{K}-\text{C}$ нинг изомеридир. Калдирок. симоб курук, ҳ,олатда портлайди. Унинг портлаш реакцияси куйидагича:



Калдирок, симоб иссик, сувда, спиртта ва аммоний гидроксидда эрийди. Бу моддани олиш учун симоб спирт билан нитрат кислота аралашмасида қ,издирилади.

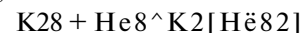
Симоб(11)нитрат $\text{He}(\text{NO}_3)_2 - 1/2\text{H}_2\text{O}$ симобга мул микдорда нитрат кислота таъсир эттирилишидан \осил булади. Сувда гидролизланади.

Симоб (1) нитрат $\text{He}_2(\text{NO}_3)_2$ сувдаги эритмадан икки молекула сув билан бирга кристалланади $[\text{He}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$, гидролизланиб асосли нитратлар ҳосил килади. Симоб(1) нитрат симобга суюлтирилган нитрат кислота таъсир эттирилишидан ҳ,осил булади. У тиббиётда ишлатилади.

Симоб(11) сульфид He_8 кизил ва кора модификацияларда маълум. Унинг кизил модификацияси табиатда **циннобарит** ёки **киноварь** минерали ҳ,олида учрайди. Икки валентли симоб тузларига водород сульфид таъсир эттирилса, қ,ора модда He_8 \осил булади. У барқ,арор эмас, у узининг кизил модификациясига утиши мумкин. Бу жараён монотроп равишда (яъни суюқданиш температурасидан юкорида) содир булади.

Симоб(11) сульфид симобнинг олтингугурт билан бевосита бирикишидан ҳ,осил булади.

He_5 сувда кам эрийди, ишкорий ва ишкорий-ер металлар сульфидлари эритмаларида эриб тиотузлар ҳосил килади, масалан;



Симоб(11) сульфид $\text{He}_3\text{O}^{\wedge}$ — симобниконцентрланган сульфат кислотада эритиш натижасида ҳ,осил булади. У сувда гидролизга учраб асосли туз ҳ,осил қ,илади, ишкорий металларнинг сульфатлари билан мураккаб комплекслар беради. Ацетилендан сирка альдегид олишда $\text{He}_80^{\wedge}$ катализатор сифатида ишлатилади (Кучеров реакцияси). Ундан симобнинг бошқ,а бирикмалари тайёрланади.

Симоб(1) сульфид $\text{He}^{\wedge}\text{SO}^{\wedge}$ сувда оз эрийдиган рангсиз моноклиник кристалл модда. 1% ионлари булган эритмага сульфат ионлари кушилса He_2804 \осил булади. Симобга концентрланган сульфат кислота таъсир эттирилганда \ам He_2804 ҳ,осил булади. ^

Симоб (1) карбонат $\text{He}^{\wedge}\text{CO}_3$ бир валентли симоб тузлари эритмасига ишкорий металларнинг карбонат-

ларини таъсир эттириш натижасида ҳосил булади. Симоб(1) карбонат осонлик билан симобга, симоб(11) оксид ва карбонат ангидридга ажралади.

Симоб(11) карбонат H_2CO_3 шу вақтга қадар нейтрал ҳолатда олинган эмас. Икки валентли симоб тузлари эритмасига ишқорий металлнинг карбонатлари таъсир эттирилганида узгарувчан таркибли оксикарбонатлар ҳосил булади.

Симоб ва симоб бирикмаларининг ишлатилиши. Симоб турли мақсадларда ишлатилади. Тоза симоб барометр, термометр, симоб-каврц ва люминофор лампалар тайёрлашда, гальваник элементлар учун керакли рух пластинкаларни амальгамалашда, қайтариш реакциялари учун керакли ишқорий (ва ишқорий-ер) металлнинг амальгамаларини тайёрлашда, рангли металлургияда рудалардан олтин ва қумуш ажратиш олишда ишлатилади. Симобдан киноварь, қалдирок симоб, тиббиётда эса турли доривор моддалар тайёрланади.

ҲОЙДАЛАНИЛГАН АДАБИЁТЛАР

1. **Б.В. Некрасов.** Основы общей химии. Т. 1,2 М. Химия, 1973 г.
2. **Г. Реми** Курс неорганической химии. М. Мир, т. 1,2 1963, 1966 гг.
3. **Н.С. Ахметов.** Общая и неорганическая химия. М. «Высшая школа» 1987 г.
4. **Я. А. Угай.** Общая химия. М. «Высшая школа», 1984 г.
5. **Я. А. Угай.** Неорганическая химия. М. «Высшая школа», 1989 г.
6. **Қ. Ахмеров, А. Жалилов, А. Исмоилов.** Умумий ва аноганик химия, Тошкент. «Ўқитувчи», 1988 й.
7. **Дж. Хьюи.** Неорганическая химия. М. «Мир» 1987 г.
8. **Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон.** «Основы неорганической химии» М. «Мир», 1979 г.
9. **Л. Полинг.** Общая химия. «Мир», Москва, 1974 г.
10. **х.-Р-Рахимов.** Аноганик химия, Тошкент «Ўқитувчи» нашриёти, 1984 й.
11. Химический энциклопедический словарь Изд. «Советская энциклопедия» М. 1983 и.
12. «Аноганикум» 1,2 томлар. Москва «Мир» 1984 й.
13. **Л. Мартыненко, В. И. Спицын** «Избранные главы неорганической химии. Выпуск 1. Издательство Московского университета, 1986 г.
14. **Н.А. Парпиев., Х. Р. Рахимов. А. Г. Муфтахов.** Аноганик кимё. Назарий асослари. Тошкент «Ўзбекистон», 2000 й.

ҚОШИМЧА АДАБИЁТЛАР

1. **М. Х. Карапетянц.** Введение в теорию химических процессов, 1981 г.
2. **Крестов Г. А.** Теоретические основы неорганической химии, 1982 г.
3. **К. Сайто.** Химия и периодическая система, 1982 г.
4. **Л. И. Мартыненко и В. И. Спицын.** Методические аспекты курса неорганической химии М. Изд. МГУ, 1983 г.

ПРЕДМЕТ КУРСАТКИЧЛАРИ

Агат 344
 Аддуктлар 148
 Авиценнит 541
 Адсорбент 204
 Азеотроп аралашмалар 49, 56
 Азид кислота 216, 146
 Азот 135-137
 Азот оксидлари 149
 Азот(1) оксид 149
 Азот(11) оксид 151
 Азот(111) оксид 153
 Азот(1V) оксид 153
 Азот(1V) оксид димери 154
 Азот(V) оксид 226, 227
 Азотли уритлар 161
 Азофоска (нитрофоска) 177
 Аквакомплекслар 275
 Акварин 315
 Асинит 340
 Актив азот 137
 Активланган кумир 204
 Актиноид киришим 334, 379
 Актиноидлар 334, 364
 Алангаланиш температураси 89
 Александрит (хризоберил) 315
 Аллотропик шакл куринишлар 9
 Алнико қотишмаси 454
 Алунит 342
 Алюминий(1) оксид 529
 Алюминий, олиниши, хоссалари бирикмалари 523-532
 Алюминийли аччик,тош 341
 Алюминатлар 343
 Алюминотермия 396
 Алюмогель 343
 Алюмосиликатлар 235

Альбит 225, 235, 341, 523
 Амальгама 484
 Аметист 344
 Аммофос 176
 Амфиболлар 233
 Аморф кремний 226
 Аммиак 137-144
 Аммиакатлар 141
 Аммиакли селитра 161
 Аммонал 161
 Аммоний тузлари 142, 144
 Аммоний гидроксид 141
 Ангидрит 97
 Ангидрон 322
 Анатаз 385
 Англезит 244
 Анортит 235, 341
 Анод коплаш 289
 Анодирлаш 290
 Аноганик бирикмалар синфлари 13-1
 Аноганик полимер 249
 Антимонат кислота 280
 Антимонидлар 186
 Антимония катиони 186
 Антимонилгидроксид 279
 Антихлор (тисульфатга қаранг)
 Апатит уни 175
 Апатитлар 162, 175, 222
 Аргентит 467
 Арахно-бирикма 356
 Аргиродит 238
 Арсенат ангидрид 183
 Арсенат кислота 133
 Арсенит ангидрид 182
 Арсенопирит 178, 432

Арсин 179
 Асбест 225, 234
 Асбестсимон олтингургурт 110
 Асосий группача элементларининг хоссалари 25-28
 Астат 78
 Астраханит 306
 Ашарит 515
 Ацетиленидлар 208
 Аурипигмент 178
 Аустенит (у-феррат) 701, 445
 Аффинаж 459
 Ацетиленидлар 208
 Аччик туз 97,

Берилл 315
 Бериллатлар 316
 Бериллий карбидлари 317
 Бериллидлар 317
 Бериллий галогенидлари 318
 Бериллий гидрид 317
 Бериллий гидроксид 318
 Бериллий бирикмалари 316-319
 Бериллий оксид 317
 Бериллий нитрид 317
 Берлин сири 439
 Бадделеит 385
 Барий карбид 329
 Барит (огир) шпат 145, 492
 Барит суви 324, 328
 Байерит 343
 Бастнезит 374
 Бешхлорли фосфор 248
 Брейтгауптит 186
 Браунит 418
 Броматометрия 70
 Брукит 385
 Бром группачаси 64
 Бром карналлит 65
 Бром сильвинит 65
 Бромнинг кислородли бирикмалари 101-105
 Биотит 349
 Бор карбид 340
 Бор тетрафторид 339
 Боразол 338
 Борат кислота 336
 Боридлар 336
 Борит 202
 Боксит 265, 341, 342

Бура 306, 336
 Бур 322
 Ванадатлар 400
 Ванадил катиони 409
 Ванадиллар 401
 Ванединит 618
 Вакуум-металлургия 301
 Виллемит 477
 Висмут 191
 Висмут бирикмалари 191-194
 Висмутин 192
 Висмут охраси 191. 265
 Висмут ялтироги 191
 Висмутил катиони 193
 Висмутил нитрат 193
 Висмутил оксикатиони 192
 Висмут бирикмаларининг заҳарлиги 194
 Витерит 200, 322, 327, 329
 Виталлиум 454
 Водород бромид 67, 68
 Водород йодид 74, 75
 Водород пероксид 92-96
 Водород сульфид 102
 Водород хлорид 55
 Водород фторид 47
 Водород цианид 222
 Водород электрод 413
 Водород, унинг хоссалари 28, 29-38
 Вольфраматлар 415
 Вольфрамит 348
 Вюрцит 479
 Вуд қотишмаси 192

Галенит 247
 Гербицидлар 195
 Германат 238
 Германий бирикмалари 352
 Германин 338
 Герсдорфит 454
 Галенит 244
 Галидлар (галогенидлар) 21, 38
 Галит 51, 306, 347, 462
 Галогенлараро бирикмалар 79, 80
 Гексагональ панжара 270
 Гексагидроксоантимонат кислотаси 190

Гексасиликат кислота 347
 Гексатионат кислота 120
 Гексафторсиликат кислота 229
 Гальмей 266, 477
 Гемиморфий 233
 Гемоглобин 711
 Гессит (кумуш теллурид) 127
 Гетерополианионлар 353
 Гетерокатенлар 352
 Гомокатенлар 352
 Гаусманит 418
 Гранитлар 235, 322
 Гринокит 482
 Гигант молекулалар 9
 Глазерит 306
 Гилтупро!^ 353
 Гидразин 146, 148
 Гидразин гидрат 146
 Гидридлар 10, 15
 Гидрокарбонатлар 320
 Гидрагиллит 343
 Гидрид-алюминат 321
 Гидрид-борат 321
 Гидроксоний катиони 86
 Гидроксидлар 218
 Гидроксилапатит 162
 Гидроксиламин 145
 Гидрометаллургия 396
 Гипойодит кислота 77
 Гипосульфит 115, 176
 Гипохлоритлар 58
 Гипофосфит кислота 171
 Гипс 97, 266
 Глаубер тузи (Мирабалитга
 каранг)
 Гнейслар 322

6-борланиш
 Дала шпати 235, 341
 Декаборан 337
 Диарсин 266
 Диборан 337
 Диаммофос 177
 Диаспар 346
 Диродан 223, 224
 Диметафосфат кислота 254
 Диимид 184
 Дисиликат кислоталар 232
 Дискразит 186
 Дистаннан 241

Диуранатлар 335
 Дициан 220, 221
 Дитионат кислоталар 118
 Дитионатлар 176, 107
 Дифосфин 167
 Доломит 200, 219, 319
 Еттинчи ёнаки группа элемент-
 лари (галогенлар) 57
 Еттинчи группа элементлари (га-
 логенлар) 56-57
 Ёнувчи сланецлар 298
 Ёклари марказлашган куб пан-
 жара 270
 Ёкут 342

Жавель суви 59
 Жез 476
 Жезказганит 426

Зар суви 274
 За\арли кимёвий моддалар 288
 Зоналар назарияси 262-265
 Зооцидлар 195
 Зумрад 315

Изополианионлар 353
 Изоцианатлар 328
 Икки атомли молекулалар 5
 Ильменит 385, 389, 605
 Инвар 455, 456
 Инсектицидлар 195
 Инсектоакарицидлар 298
 Интергалогенидлар 81
 Интерметалл карбидлар 208
 Инфузор (кизельгур, трепел)
 тупрок 229
 Ишк,орий металллар 298
 Ички даврийлик 364
 Ичимлик сода 216

Йод 71
 Йодат кислота 77
 Йод нитрид 143
 Йод(1) перхлорат 78
 Йод(1) цианид 76
 Йод(1) хлорат 78
 Йоднинг кислородли бирикма-
 лари 75

Каинит 51
 Карбамид 258
 Карбидлар 21, 22, 208
 Карбин 203
 Карборунд 340
 Карбонадо 202
 Карбонат кислота 215
 Карбонатлар 200
 Карбониллар 211, 432, 440
 Карналлит 51, 266, 309, 319
 Каро (пероксосульфат) кислота
 95, 119

Карборанлар 357
 Карнотит 329, 379, 396
 Калаверит 127, 467
 Кальций карбонат 218
 Калий бирикмалари 310
 Калий антимонил тартрат 277
 Калий ионига сифат реакция 472
 Калий пероксид 470
 Калий метаплюмбат 370
 Калий озонид 470
 Калийли слюда 225
 Калийли сода 336
 Каинит 75, 77, 266, 395, 469,

266
 Каломель 486
 Кальацияланган сода 216
 Кальций гидрокарбонат 216
 Кальций хлорид аммиакати 206
 Кальцийли селитра 238
 Кальцийтермик усул 620
 Каолин 225
 Каолинит 341
 Касситерит 356
 Катод к,оплаш 290
 Кварц 225, 229
 Керметлар 345
 Кизерит 97
 Кластер ядро 359
 Клатратлар 53, 349-6, 548, 53
 Клевент 254
 Клинкер 324
 Клозо-бирикма 356
 Киноварь 266, 477, 483
 Кислород 129
 Кислород фторид 39, 44, 50
 Кислород дифторид 50
 Кобальт 71-кислота 705
 Кобальт галогенидлари 697

Кобальтин 432
 Кобальт хоссалари 584
 Кобальт ялтироги 432
 Кобальтнинг кислородли бирик-
 малари 686
 Коррозия 287
 Коррозион активатор 291
 Коррозион ингибитор 291
 Коррозия газли 288
 Коррозия кимёвий 288
 Корунд 341, 342, 344
 Колчеданлар 96, 348
 Коллоид олтингугурт 151
 я-комплекслар 451. 452
 Кокс 204
 Колумбит 402
 Контакт усули 171
 Кремнезем 229
 Кремний 335
 Кремний(11) оксид 229
 Кремний(1У) оксид 229
 Кремний(1У) фторид 229
 Криолит 43, 306, 341, 342
 Криптон бирикмалари 257, 258
 Кристалл карбонат 216, 325
 Кристалл кремний 226
 Кристалл сода 216
 Кристобалит 229
 Крокоит 244, 407
 Крукезит 350

Ксенон бирикмалари 256, 257
 Ксилолит 321
 «Кулдирувчи газ» 149
 Кукун металлургия 651
 Кулранг чуян 433
 Куприт 467
 Купорос мойи 167
 Кумуш теллурид (гессит) 188
 Кумуш хлорид 467
 Кучланишлар катори 275
 Кюри нукласи 453
 Куп з^закли карбониллар 557
 Куп ^закли нитрозил 557

Лаурит 351
 Лаборак суви 59
 Лантаноид киришим 334
 ЛачЯшоидлар 334, 363, 374, 578
 Леблан усули 218
 Легиранган пулат 435

Легировочные металлы 703-6
 Левингстонит 483
 Ледебурит 702, 703-а
 Лейнофос 177
 Лепидолит 301, 311, 342
 Липовиц к,отишмаси 192
 Ликвидус 297
 Литий гидрид 303
 Литий бирикмалари 303,305
 Литий алюмогидрид 344
 Литиофиллит 301
 Литопон 328
 Лорандит 350
 Лопарит 374

 Магнезиал цемент 321
 Магнетит 200, 219, 319
 Магналий 320, 321
 Магнийли слюда 341
 Магний, хоссалари ва бирикма-
 лари 319-322
 Магнитли темиртош 265, 385, 432
 Мезоперйодат кислота 76
 Марганец бирикмалари 420-424
 Марганецли шпат 418
 Мрамор 216
 Малахит 467
 Манганит 418
 Метаарсенит кислота 268
 Метабисульфит 161
 Метаантимонат кислота 190
 Метагерманат кислота 239
 Металлюмбатлар 248
 Металларни коррозиядан саклаш
 289
 Метаборат кислота — 339
 Метасиликат кислота 230
 Металл боргидридлар 338
 Металл силикатлар 239
 Металл сульфидлари 102
 Металл хиллари 438
 Металл к,отишмалар 437
 Металлар коррозияси 288
 Металларни юзасини кукарти-
 риш
 Металларнинг стандарт электрод
 потенциали 412
 Металларнинг умумий хоссала-
 ри 385 387

Металларнинг электрофилл
 хоссалари 406 I
 Металлмаслар 8-14, 34 <
 Металлсимон фосфидлар 166 •
 Метан 219
 Метаперйодат кислота 76
 Метанидлар 208
 Метастибит (метантимонит
 кислота 189
 Метафосфат кислота 173, 175
 Мирабилит 97, 306
 Микроуритлар 177
 Миллерит 432, 454
 Миллон асоси 485
 Мис колчедани 96, 123, 266
 Мис колчедани 144, 395, 467
 Мис ялтироги 96, 266, 467
 Мишьяк 177
 Мишьякнинг аллотропик шакл
 лари 178, 179
 Мишьякнинг водородли бирик
 малари 179
 Мишьяк галогенидлари 181
 Мишьяк бирикмаларининг за
 5^арлилиги 194
 Мишьяк пирити 178
 Мишьяк сульфидлари 183
 Мишьякнинг кислородли би
 рикмалари 182
 Мор тузи 439
 Мортенсит 447
 Молибденит иони 415
 Молибден бирикмалари 413-41
 Молибден ялтироги 413
 Молибденит 413
 Монельметалл 455
 Монацит 254, 374, 379
 Монацитли кум 578
 Моногерман 239
 Моногидрат 112
 Моноклиник (призматик) ол
 тингургурт 98
 Моносилан 228
 Монотроп узгаришлар 100
 Мусковит 234, 341

 Натрий гидрокарбонат 218
 Натрийли дала шпати 341
 Натрий гексаметафосфат 436
 Натрий бирикмалари 307-309

Натрийтиоантимонат 281
 Натрий тетрагидрат 116
 Натролит 350
 Кизильбер 455
 Тематоидлар 289
 Тесслер реактиви 487, 145
 ^ефелин 341
 Чепть 214
 Чидо бирикмалар 356, 358
 Гликелин 455
 Никель галогенидлари 397
 Никель карбидлари
 Ниландер реактиви 191
 Никонел 456
 Ниобатлар 404
 Нимоник 456
 Нитрат кислота 142, 162, 237
 Нитридлар 21, 22
 Нитрит кислота 153, 155
 Нитрозил комплекслар 152
 Нитрозилгалогенидлар 152
 Нитрозилсульфат кислота 115
 Нитроний нитрат 115
 Нитроний катиони 155
 Нитрозоний тузлари 154
 Нитрофоска (азофоскага,
 к,аранг)
 Нихроль 455
 Нодир газлар 7, И
 Новшадил спирти 203

 Олтингургурт жигари 101, 246
 Олтингургурт оксихлорид 122
 «Олтин \ал» 363
 Озон 90, 135
 Озон дифторид 50
 Огир шпат 97, 216, 327
 Оливин 319
 Оксидлар 15, 16, 133
 Оксидирлаш 200
 Оксоарсенит 271
 Оксо-катионлар 275
 Октазон 148
 Олтинчи группа р-элементлари
 хоссалари 124
 Олтингургурт 96
 Олтингургурт галогенидлари 120
 Олтингургурт гексафторид 121
 Олтингургурт дихлорид 178
 Олтингургурт оксигалогенидлари
 177

Олтингургурт монобромид 122
 Олтингургурт тетранитрид 123
 Олтингургурт тетрахлорид 178
 Олтингургурт тетрафторид 121
 Олтингургурт фторидлари 178
 Олтингургурт(1) оксид 108
 Олтингургуртнинг аллотропик
 шакллари 7
 Олтингургуртнинг \олат диаграм-
 маси 99
 Ортоклаз 235
 Ортоклаюмбатлар 248
 Ортованадатлар 624
 Ортоарсенат кислота 183
 Ортоарсенит кислота 268
 Ортоантимонат кислота (гекса-
 гидроксоантимонат кислота)
 190
 Ортоклаз (дала шпати) 225, 309,
 341
 Ортоперйодат кислота 76
 Ортосиликат кислота 230
 Ортотеллулат кислота 129
 Ортофосфат кислота 173
 Олеум 111
 Официдлар 289
 0)^ак 324
 Ох,актош 200, 216, 322
 Ох> чуян - 433
 Ок фосфор 163
 71-борланиш 3
 Ртг-Ря-борланиш 6
 р-орбиталлар 3

 Патронит 396
 Перкислоталарнинг тацкосий
 характеристикаси 372
 Перброматлар 70
 Перлит 446
 Перлит феррити 446
 Пероксидлар 16, 18, 22
 Пероксокислоталар 120
 Пероксотетрасульфат кислота 177
 Пероксотитанат кислота 388
 Пергидрол 93
 Пермутит 350
 Перхлорат кислота 63, 64
 Пентатионат кислота 120
 пЛтландит 454
 Пассивланиш 159

Пестицидлар 194
 Петалит 301
 Пираргирит 467
 Пиретринлар 289
 Пированадатлар 624
 Пироантимонат кислота 281
 Пироксенлар 283
 Пироселенит 127
 Пиролозит 265, 149, 655
 Пироксотетрасульфат кислота 120
 Пирометаллургия 396
 Пироселенит 127
 Пиросиликат кислота 230
 Пиросульфат кислота 111
 Пиросульфатлар 119
 Пиросульфитлар (метабисульфит) 107, 119
 Пирофосфат кислота 178
 Плавик кислота 48
 Плюмбитлар 246
 Полоний 130
 Полукс 312
 Полинг назарияси 261, 262
 Полимер гидридлар 54
 Полисиликат кислота 231, 232
 Полисульфанлар 105
 Полисульфат кислоталар 167
 Полисульфатлар 168
 Полисульфидлар 104
 Политионат кислоталар 117, 176
 Полифосфазенлар 355
 Полифосфат кислота 175
 Полонидлар 130
 Полоний 130
 Поташ 216, 218, 325
 Преципитат 176, 486
 Промоторлар 138
 Протонакцептор 22

P⁴ (тетрафосфор) молекуласи 6
 Реагентлар 22, 23
 Реальгар 178, 184
 Рений пероксид 426
 Рений оксигалогенидлари 427
 Рений оксидлари 669
 Розе к,отишмаси 192
 Роданид (тиоцианид) кислота 223
 Ромбик (октаэдрик) олтингу-
 гурт 98

Рубидий гидротартрат 472
 Рубидий бирикмалари 312-313
 Рутил 385, 389
 Рух алдамаси 266, 477
 Рух сульфид 124
 Рух ялтироги 96
 а-борланиш 3

«Суюк;ланмайдиган ок, преципитат» 486
 «Суюкланувчан ок; преципитат» 486

Сегнет тузи 283, 474
 Селен 123
 Селен идлар 20, 126
 Селен галогенидлари 126
 Селитралар 161
 Сидерит 348
 Силанлар 228
 Силикагель 231
 Силицидлар 228
 Сильванит 127, 309
 Сильвин 51, 309
 Сильвинит 51, 266, 306
 Синтез-газ 311

Смарагд
 Сода 216, 306
 Солидус 297
 Сольвей усули 322
 Сподумен 233, 301
 Стереттит 370
 Станнан 241
 Станнат кислота а-шакли 360
 Станнат кислота р-шакли 360
 Станнат кислота 360
 Станнитлар 241
 Стибат кислота 133
 Стронцианит 325
 Сфалерит 348, 477
 Сувсиз сода 216

Сувнинг муваққат каттик^и ги 492

Сурик 248
 Сурьма 185
 Сурьма бирикмаларининг за^арлилиги 194
 Сурьма аллотропияси 274
 Сурьма сульфидлари 281
 Сурьма ялтироги 186, 274
 Сурьма(III) оксид 189

Сурьма(III) хлорид 277
 Сурьма(IV) оксид 280
 Сурьма(V) хлорид 188
 Сурьманинг галогенидлари 188
 Сурьманинг кислородли бирик-
 малари 189
 Сурьманинг водородли бирикма-
 си (стибин) 187
 Сулема 485, 486
 Сульфанлар 105
 Сульфат ангидрид 109
 Сульфат кислот 112
 Сульфатлар 113
 Сульфидлар 19-21-26
 Сульфит ангидрид НО
 Сульфоксил кислота 118
 Суперфосфат 175
 Суяк кумири 204
 Суюкланиш диаграммаси 293
 Сундирилган о^ак 324
 8-орбиталлар 3

Тавсифий валентлик 42
 Тальк 349
 Танталатлар 404
 Танталит 402
 Таксимлапиш К1^уни 74
 Тербий туркумчаси 363
 Термик фосфат кислота 174
 Термофосфатлар 176
 Теллур 187
 Теллур галогенидлари 190
 Теллур гидриди 126
 Теллурид кислота 188
 Теллуридлар 20
 Теллурид кислота 128, 129
 а- ва р- теллурлар 189
 Темир каби 433, 446
 Темир колчедани 96, 123
 Темир шпат 200
 Тетраборан 337
 Тетраборат кислота 339
 Тетразин 148
 Триазин 148
 Триазен 148
 Тетраполифосфат 253
 Тетрасиликат кислота 347
 Тетрахлорметан 224
 Тетратионат кислота 116, 120
 Тетраэтилкургошин 249

Тритионат кислота 120
 Тремолит 349
 а-тридимит 229
 Триметафосфат кислота 254
 Триметилалюминий 527
 Тритий 303
 Тритионат кислота 176
 Тиоарсенат 185
 Тиоарсенит 184
 Тиоантимонитлар 190
 Тионил катиони 109
 Тионилхлорид 180
 Тиостаннатлар 244
 Тиосульфат кислота 115, 176
 Тиокарбонат кислота 224
 Тиосульфит кислота 109, 176
 Тиотулар 158
 Тог билури 235
 Торианит 254, 376
 Торит 379
 Тортвейтит 370
 Тош туз 306
 Тузсимон фосфидлар 106
 Турбул зангориси 439
 Тунгстен 405
 Тутовчи нитрат кислота 158
 Туямуюнит 379, 396
 Тулик ухшаш элементлар 42,199
 Тулик,сиз ухшаш элементлар 42, 199
 Углерод субоксид 212
 Углерод(II) оксид 209
 Углерод(IV) оксид 213
 Углерод(IV) сульфид 224
 Углероднинг аллотропик шакл-
 лари 201
 Ульманит 454
 Ультрамарин 236, 351
 Уранит 379
 Уранил хлорид 334
 Уранил нитрат 334
 Уч улчамли фазовий силикатлар 349

Фарадей конунлари 282
 «Фосфор жигари» 246
 Г-ообиталлар 3
 ффратлар 436
 а-феррит 438

Фазовий тўрлар 235
 Ферритлар 438, 445, 446
 Феррованадий 397
 Феррониобий 403
 Ферросилиций 226, 228, 342
 Ферротантал 403
 Феррохром 407
 Ферротитан 386
 Феруза 342
 Фелинг реакцияси 474
 Фенакит 232, 315
 Физик-кимёвий анализ 293
 Фитонцидлар 195
 Флюс 432
 Флюорит 43, 322
 Фосген 224
 Фосфазенлар 354
 Фосфат кислоталар 172
 Фосфин 167
 Фосфит кислота 171
 Фосфитлар 172
 Фосфор 162
 Фосфор галогенидлари 167
 Фосфор гидридлари 166
 Фосфор кислоталари 170-175
 Фосфор оксидлари 170
 Фосфор(III) оксид
 Фосфор сульфидлари 169
 Фосфорли ўғитлар 175
 Фосфорит 162
 Фосфорит уни (қ. «Апатит уни») 175
 Фосфонитрилхлорид 169
 Фтор, бирикмалари 62
 Фторпатит 43, 162
 Фторнинг физик ва кимёвий, хоссалари 42
 Фунгицидлар 195
 Характеристик валентлик 26, 199
 Халькопирит 467
 Халқа тузилишига эга моддалар 549
 Хастеллой 715
 Хром ва унинг бирикмалари 409-413

Хира смарагд 479

Хлор 52

498

Хлорангидридлар 53
 Хлорапатит 51, 162
 Хлорамин 143
 Хлорат ангидрид 61
 Хлорат кислота 54
 Хлорид кислота 55
 Ҳажми марказлашган куб 270
 Хлорли апатит 162
 Хлорли оҳак 59
 Хлорит кислота 54, 60
 Хлорнитрид 143
 Хлормонофторид 81
 Хлорсульфон кислота 123
 Хромли темиртош 407
 Хромнинг пероксикислоталари 412

Чақмоқтош 229
 Цезий бирикмалари 312-313
 Церрусит 244
 Целестин 97, 322, 325
 Цельзион 235
 Цементит (темир карбидига қаранг)
 Цемент 324
 Цеолитлар 235, 350
 Церий туркумча 363
 Цианат кислота 223, 332
 Цианидлар 223
 Циркон 232, 385
 Цианид кислота 220
 Циклик силикатлар 232, 233
 Чексиз занжирли силикатлар 349
 Чексиз қаватли силикатлар 235
 Чизиги ликвидус 447
 Чизиги солидус 447
 Чили селитраси 135, 306
 Чирксимон уран рудаси 588/329

Шеелит 415
 Шлак қават 432
 Шихта 432
 Шиша дераза 352
 Шох ароғи 57
 Шпинель 342, 346
 Штейн қават 469

Эбонит 102

Эвтектик нуқта 294

Эвтектик қотишма 292
 Экстракцион фосфат кислота 174
 Электрод потенциаллар 276
 Электролиз 278
 Электрон танқис бирикмалар 337
 Элементлар 4

Ялтироқ селен -124
 Эрувчан шиша 237
 Энантироп ўзгаришлар 99

Ўта кучланиш 280
 Ўғитлар 311
 Ўувчи барит 313

«Қалдиروқ симоб» 487
 Қалай α-шакли 357
 Қалай β-шакли 357
 Қалай гидрид 659
 Қалай бирикмалари 239, 241
 Қалайтош (касситерит) 240
 Қалай рудаси 240, 265
 Қалай(II) сульфид 243
 Қалай(II) хлорид 361
 Қалай(II) гидроксид 243
 Қалай(IV) оксид 242
 Қалай(IV) сульфид 243, 244
 Қалай(IV) хлорид 243
 Қаттиқ эритма 296
 Қалдируқ кислота 223

Қалайнинг полиморф шакллари 7

Қаттиқлик даражаси 197
 Қизил темиртош 265
 Қизил фосфор 164
 Қора порох 161
 Қора фосфор 164
 Қуйма пўлат 433
 Қўрғошин азид 147
 Қўрғошин галогенидлар 368
 Қўрғошин бирикмалари 245
 Қўрғошин аккумулятори 249
 Қўрғошин ацетат 247
 Қўрғошин ортоплюмбати 249
 Қўрғошин(II) галогенидлар 247
 Қўрғошин(II) оксид 246
 Қўрғошин ялтироғи 96, 266
 Қўрғошин(II) сульфид 247, 248, 368

Қўрғошин(IV) галогенидлар 249
 Қўрғошин(IV) гидрид 247
 Қўрғошин(IV) оксид 247
 Қўрғошин теллуриди 129
 Қўрғошин ялтироғи 244
 Қўнғир темир тош 265
 Қўш суперфосфат 176
 Қўшэлектр қавоқ 276

Ҳинд селитраси 135
 Ҳолат диаграммаси 293

МУНДАРИЖА

Сўз боши	3
Муқаддима	5
I. боб. Кимёвий моддалар ва кимёвий элементлар	6
I.1. Кириш	6
I.2. Кимёвий элементлар	7
I.3. Металлмасларнинг кимёвий элементлар Даврий жадвали- даги ўрни	9
I.4. Аноганик бирикмаларнинг муҳим синфлари	13
I.5. Гидридлар	15
I.6. Оксидлар. Пероксидлар	15
I.7. Гидроксидлар	18
I.8. Сульфидлар	19
I.9. Галогенидлар	21
I.10. Нитридлар ва карбидлар	21
I.11. Реагентлар	22
I.12. Кимёвий реактивлар	24
II боб. Даврий системанинг асосий группача элементлари	25
II.1. Асосий группача элементларнинг умумий тавсифи	25
II.2. Водород	28
II.3. Водороднинг бошқа элементлар билан ҳосил қилган бирикмалари. Гидридлар.	33
III боб. Даврий системанинг VII группа элементлари	38
III.1. VII группа элементларнинг умумий тавсифи	38
III.2. Фтор ва унинг бирикмалари	42
III.2.1. Фторнинг бошқа галогенлардан фарқи	46
III.2.2. Водород фторид	47
III.2.3. Фторнинг кислородли ва бошқа бирикмалари	49
III.3. Хлор ва унинг бирикмалари	51
III.3.1. Водород хлорид	55
III.3.2. Хлорнинг кислородли бирикмалари	58
III.4. Бром группачаси	64
III.4.1. Бром Вг	65
III.4.2. Водород бромид	67
III.4.3. Бромнинг кислородли бирикмалари	68
III.5. Йод ва унинг бирикмалари	71

III.6. Модданинг ўзаро аралашмайдиган икки эритувчи қатлами орасида тақсимланиш қонуни	74
III.7. Водород йодид	74
III.7.1. Йоднинг кислородли бирикмалари	75
III.8. Астат	78
III.9. Галогенларнинг ўзаро ҳосил қилган бирикмалари	79

IV боб. Д. И. Менделеев Даврий системасининг VI группа элементлари

IV.1. Группанинг умумий тавсифи	82
IV.2. VIA группача элементларининг баъзи хоссалари	85
IV.2.1. Кислород	87
IV.2.2. Озон Оз.	90
IV.2.3. Водород пероксид	92
IV.3. Олтингургурт	96
IV.3.1. Водород сульфид	102
IV.3.2. Сульфидлар	105
IV.3.3. Олтингургуртнинг кислородли бирикмалари	105
IV.3.4. Сульфат ангидрид	109
IV.3.5. Сульфат кислота	112
IV.3.6. Тиосульфат кислота	115
IV.3.7. Олтингургуртнинг бошқа кислородли бирикмалари	117
IV.3.8. Олтингургуртнинг галогенид ва оксигалогенидлари	120
IV.3.9. Олтингургуртнинг азотли бирикмалари	123
IV.4. Селен	123
IV.5. Теллур	127
IV.6. Полоний	130

V боб. Даврий системанинг бешинчи группа элементлари

V.1. Элементларнинг умумий тавсифи	131
V.2. Азот	135
V.2.1. Азотнинг водородли бирикмалари	137
V.2.2. Аммоний тузлари	144
V.2.3. Гидроксиламин	145
V.2.4. Гидразин	146
V.2.5. Азид кислота	146
V.2.6. Азотнинг кислородли бирикмалари	149
V.2.7. Нитрат кислота	155
V.2.8. Нитрат кислота	157
V.3. Фосфор	162
V.3.1. Фосфорнинг хоссалари.	163
V.3.2. Фосфорнинг водородли бирикмалари.	166
V.3.3. Фосфорнинг галогенидлари.	167
V.3.4. Фосфорнинг сульфидлари	169
V.3.5. Фосфор оксидлари ва кислоталар	170
V.3.6. Фосфат кислоталар.	172
V.3.7. Фосфорли ўғитлар.	175
V.4. Мишьяк	177
V.4.1. Мишьякнинг хоссалари	178
V.4.2. Мишьякнинг водородли бирикмалари	179

V.4.3. Мишьякнинг галогенли бирикмалари	181
V.4.4. Мишьякнинг кислородли бирикмалари	182
V.4.5. Мишьяк сульфидлари	183
V.5. Сурьма	185
V.5.1. Сурьманинг хоссалари	186
V.5.2. Сурьманинг кислородли бирикмалари	189
V.6. Висмут	191
V.7. Қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши ишлатиладиган кимёвий моддалар	194
VI боб. Даврий системанинг тўртинчи группа элементлари	196
VI.1. Элементларнинг умумий тавсифи	196
VI.2. Углерод	199
VI.2.1. Углероднинг физик хоссалари	200
VI.2.2. Углероднинг кимёвий хоссалари	205
VI.2.3. Карбидлар	208
VI.2.4. Углероднинг кислородли бирикмалари	209
VI.2.5. Нефть ҳақида қисқача маълумот	214
VI.2.6. Карбонат кислота ва унинг тузлари	215
VI.2.7. Углероднинг водородли бирикмалари	219
VI.2.8. Углероднинг азотли бирикмалари	220
VI.2.9. Углероднинг хлорли ва олтингугуртли бирикмалари	224
VI.3. Кремний	225
VI.3.1. Кремнийнинг водородли бирикмалари	228
VI.3.2. Кремнийнинг галогенли бирикмалари	228
VI.3.3. Кремнийнинг кислородли бирикмалари	229
VI.3.4. Силикат кислота ва унинг тузлари	230
VI.4. Германий	238
VI.5. Қалай	239
VI.6. Қўрғошин	244
VI.6.1. Қўрғошин аккумулятор	249
VII боб. Даврий системанинг VIII группа элементлари	251
VII.1. Группанинг умумий тавсифи	251
VII.2. VIII группанинг бош группача элементлари	253
VII.3. Ксенон	255
VII.4. Криптон	257
VIII боб. Металлар	259
VIII.1. Металларнинг умумий хоссалари	259
VIII.2. Металларнинг ички тузилиши. «Электрон газ» назарияси	260
VIII.3. Металларнинг табиатда учраши	265
VIII.4. Металларнинг олиниши	266
VIII.5. Металларнинг физик хоссалари	268
VIII.6. Металларнинг кристалл тузилиши	270
VIII.7. Металларнинг магнит хоссалари	271
VIII.8. Металларнинг кимёвий хоссалари	271
VIII.9. Металларнинг стандарт электрод потенциаллари	276
VIII.10. Электролиз	278

VIII.11. Электролиз қонуниятлари	282
VIII.12. Металларнинг сувга таъсири	284
VIII.13. Металларга кислоталарнинг таъсири	284
VIII.14. Металларнинг асослар билан реакцияси	287
VIII.15. Металлар билан тузлар эритмаларининг ўзаро таъсири	287
VIII.16. Металлар коррозияси	287
VIII.16.1. Металларни коррозиядан сақлаш	289
VIII.16.2. Коррозиянинг активаторлари ва ингибиторлари	291
VIII.17. Металл қотишмалари	292
VIII.17.1. Қотишмаларнинг ҳолат диаграммалари	293
X боб. Даврий системанинг биринчи группа элементлари	298
IX.1. Группанинг умумий тавсифи	298
IX.2. Литий Li	300
IX.3. Натрий Na	305
IX.4. Калий K	309
IX.4.1. Калий бирикмалари	310
IX.5. Рубидий Rb ва цезий Cs	311
X боб. Даврий системанинг иккинчи группа элементлари	313
X.1. Группа умумий тавсифи	313
X.2. Бериллий Be	314
X.3. Магний Mg	319
X.4. Кальций группачаси элементлари	322
X.5. Стронций Sr	325
X.6. Барий Ba	326
X.7. Радий Ra	329
XI боб. Даврий системанинг учинчи группа элементлари	330
XI.1. Группанинг умумий тавсифи	330
XI.2. Бор B	335
XI.3. Алюминий Al	341
XI.3.1. Алюминий бирикмалари	344
XI.4. Галлий Ga	347
XI.5. Индий In	348
XI.6. Таллий Tl	350
XI.7. Аногрик моддаларга хос занжир, халқа ва катак тузилишига эга бўлган моддалар (кластерлар)	351
XI.7.1. Занжир туридаги аногрик бирикмалар (катенлар)	351
XI.7.2. Халқа тузилишига эга бўлган бирикмалар	354
XI.7.3. Катак кўринишига эга бўлган бирикмалар	356
XI.7.4. Металлар кластерлари	358
XII боб. Ёнаки группача элементлари	362
XII.1. Даврий система ёнаки группача элементларининг умумий тавсифи	362
XII.1.1. IV давр ораліқ d-элементларнинг физик хоссалари	366
XII.1.2. Даврий жадвалнинг IIIБ группача элементлари	368
XII.1.3. Лантаноидлар	374
XII.1.4. Актиноидлар	377

XII.2. IVБ группа элементлари — титан, цирконий ва гафний	383
XII.2.1. Титан, цирконий ва гафнийнинг хоссалари	384
XII.2.2. Титан группачаси элементларининг тавсифий бирикмалари	392
XII.2.3. Титан группачаси элементларининг ишлатилиши	394
XII.3. Даврий система V группа ён группачаси элементлари. Ванадий, ниобий ва тантал	395
XII.3.1. Ванадий V	396
XII.3.2. Ниобий ва тантал	401
XII.4. VIБ группанинг ёнаки (хром) группачаси	405
XII.4.1. Хром Cr	407
XII.4.2. Хром бирикмалари	409
XII.4.3. Молибден Mo	413
XII.4.4. Вольфрам W	415
XII.5. VIIБ группача элементларининг умумий тавсифи	417
XII.5.1. Марганец Mn	418
XII.5.2. Марганец бирикмалари	420
XII.5.3. Рений Re ва технеций Te	424
XII.5.4. Марганец, технеций ва ренийнинг комплекс бирикмалари	428
XII.6. VIIIБ группача элементлари	430
XII.6.1. Темир триадаси металлари	430
XII.6.2. Домна жараёни	432
XII.6.3. Темир, кобальт ва никелнинг хоссалари	436
XII.6.4. Темир, кобальт ва никелнинг кислота ва ишқорларга муносабати	436
XII.6.5. Темир, кобальт ва никелнинг кислородли бирикмалари	437
XII.6.6. Темир, кобальт ва никелнинг галогенидлари	443
XII.6.7. Темир, кобальт ва никель нитридлари	444
XII.6.8. Темир, кобальт ва никель карбидлари	445
XII.6.9. Темир, кобальт ва никель сульфидлари ва фосфидлари	449
XII.6.10. Темир, кобальт ва никелнинг карбониллари, уларнинг π-комплекслари	449
XII.6.11. Темир, кобальт ва никелнинг энг муҳим хоссалари	453
XII.6.12. Темир, кобальт ва никелнинг ишлатилиши	455
XII.7. Платина группачасидаги металллар	456
XII.7.1. Платина группачасидаги металлларнинг хоссалари	459
XII.7.2. Платина группачасидаги металлларнинг кимёвий хоссалари	460
XII.7.3. Платина металлларининг координацион бирикмалари	464
XII.8. IB группача элементлари	465
XII.8.1. Мис	466
XII.8.2. Кумуш	469
XII.8.3. Олтин	471
XII.9. Рух группачаси элементлари	474
XII.9.1. Рух	476
XII.9.2. Кадмий	479
XII.9.3. Симоб	482
Фойдаланилган адабиётлар	489
Предмет кўрсаткич	490