

Э.Л.Лутфуллаев, А.Т.Бердиев, Х.С.Мамадиярова

Анорганик кимё

Ўзбекистон Республикаси олий ва ўрта махсус таълим
вазирлигининг 2009 йил 26 февралдаги 51-сонли қарорига
асосан ўқув қўлланма сифатида нашр этишга рухсат берилган

Самарқанд - 2009

УДК 546

Анорганик кимёдан тавсия этилаётган ушбу қўлланма ўқувчиларни кимё фани ва бошқа табиий фанлар орасидаги ўрни, кимёнинг асосий тушунчалари, қонунлари, назарий асослари, кимёвий элементлар ва улардан ҳосил бўладиган бирикмаларнинг хосса ва хусусиятлари ҳамда жамиятдаги кўпгина муаммоларни ечишда кимё фанининг роли билан таништиради. Қўлланмада умумий ва анорганик кимёнинг ҳамма бўлимлари бўйича маълумотлар берилган.

Қўлланма 5620100 Агрокимё ва агротупроқшунослик йўналишининг ҳамда кимёдан мутахассислик бермайдиган олий ўқув юртларининг талабалари, умумтаълим мактаблари, касб-хунар коллежлари, академик лицей ўқувчилари, кимё фани ўқитувчилари, олий ўқув юртларига кирувчилар, республика умумтаълим мактаблари ўқитувчиларини малакасини ошириш ва қайта тайёрлаш институтларининг кимё фанидан малака оширувчилари, номутахассис ва нопедагогларни қайта тайёрлаш курси тингловчилари ҳамда кимёни мустақил ўрганувчилар учун мўлжалланган.

Такризчилар: т.ф.д., профессор А.М.Насимов,
к.ф.д., профессор М.Д.Давронов,
к.ф.н., доцент М.У.Жалилов.

Ўзбекистон республикаси Президентининг республика Олий Мажлиси IX сессиясида сўзлаган нутқида (1997 йил 29-август) ва «Таълим-тарбия ва кадрлар тайёрлаш тизимини тубдан ислоҳ қилиш, баркамол авлодни вояга етказиш тўғрисида»ги фармонида, кадрлар тайёрлаш муаммосининг ҳал қилувчи масаласи, барча босқич ўқув юртларини ўқув адабиётлари билан таъминлаш кўрсатилган эди.

Ҳар бир фаннинг чуқур билимдони бўлган ўқувчиларни тарбиялашда бугунги кун талабларига жавоб бера оладиган дарслик ва ўқув қўлланмаларига эга бўлиш муҳим роль ўйнайди.

Ҳуқмингизга ҳавола этилаётган ушбу қўлланма 5620100–Агрокимё ва тупроқшунослик йўналиши талабалари ҳамда олий ўқув юртларининг кимёдан мутахассислик бермайдиган факультетлар (биология, география, экология, физика, электроника ...) нинг турли мутахассисликларда таълим олаётган талабалари учун мўлжалланган. Энг аввало, қўлланма умумтаълим мактабларининг VII – IX синф ўқувчилари, академик лицейлар ва касб-ҳунар коллежларининг талабалари ҳамда кимё мутахассислиги бўйича олий ўқув юртларига кирувчилар учун кимё фанидан тест синовларига тайёрланувчилар учун мўлжалланган. Ушбу ўқув қўлланма умумтаълим мактаблари, академик лицейлар, касб-ҳунар коллежларининг кимё ўқитувчилари, республикамиздаги умумтаълим мактаблари кимё фани ўқитувчиларининг малакасини ошириш ва қайта тайёрлаш институтлари тингловчилари ҳамда кимё фани билан мустақил шуғулланувчилар учун ҳам фойдалидир. Ўқув қўлланма ДТС томонидан тасдиқланган ўқув режасининг кимё фани ўқув дастурига тўлиқ мос тарзда ёзилди.

Республикамизда Олий ва ўрта махсус ўқув юртларига талабаларни қабул қилиш учун ўтказилаётгани, тест саволларига тўғри жавоб топишда, кимё фани назарий асосларини чуқур билиш, унинг қонуниятларини берилган масалага тўғри қўллай олиш, таҳлил қилаши, мантикий фикрлаши, моддалар синфлари, уларнинг тузилиши орасидаги муносабатни илмий асослай олишлари зарур.

Ҳозирги кунда кимё фани бўйича кириш имтиҳонлари дастурига мувофиқ, шу фаннинг назарий асосларини бирлаштирган ва ўқувчиларни у ёки бу саволга жавоб топиш учун бир қанча китобларни кўриб чиқиш қийинчиликларидан халос этадиган ўқув қўлланма йўқ эди. Шуларни ҳисобга олиб, мазкур қўлланмада тест саволларига тўғри жавоб топиш учун зарур бўлган кимёнинг назарий асослари қисқа ва содда тилда тушунарли қилиб берилган. Қўлланма икки қисмдан: Уму-

мий ва анорганик кимёдан иборат. Қўлланманинг учинчи қисми «Органик кимё» бўлимини муаллифлар нашрга тайёрлашмоқда. Қўлланманинг умумий кимё бўлимида фаннинг назарий асослари, яъни кимёнинг асосий тушунча ва қонунлари, кимёда қўлланиладиган ўлчов бирликлари, физик–кимёвий катталиклар бугунги кун талаби асосида халқаро системада берилган. Атом–молекуляр таълимот, Д.И.Менделеевнинг даврий қонуни ва атом тузилиши, электронларнинг квант сонлари, электрон формулалар, кимёвий боғланиш ва молекулаларнинг тузилиши, кинетика ва кимёвий мувозанат, эритмалар ва электролитик диссоцияланиш назарияси, оксидланиш–қайтарилиш реакциялари ва электролиз каби боблар содда ва тушунарли тарзда кўпгина мисоллар асосида баён қилинган.

Шуни алоҳида қайд қилиш лозимки, кўпгина оксидлар, кислоталар ва тузларни ҳосил қилувчи элементларнинг бу бирикмаларида, гибридланиш ҳолатларининг умумий жадвали, даврий системадаги элементларнинг нисбий электроманфийлик қийматлари жадвали ҳамда элементлар атом ва ион радиусларининг ўзгаришлари жадвал тарзида берилиши ўқувчиларни бундай саволларга жавоб топишда жуда кўп кимёвий манбаларни ахтаришдан халос этади ва ўқувчининг вақтини тежайди, фанни ўзлаштиришда мукамал ёрдам беради.

Қўлланманинг иккинчи анорганик кимё қисмида элементлар кимёси s, p, d-элементларига умумий тавсифлар берилган. Металлар, уларнинг даврий системадаги ўрни, физик ва кимёвий хоссалари, металларнинг табиатда тарқалиши, маъданлар, металларни олишнинг асосий усуллари, металларнинг кристалл панжаралари, техникада металлар ва қотишмалар берилган.

Металларнинг электрокимёвий кучланиш қатори, коррозия ва унга қарши кураш чоралари каби мавзуларга алоҳида эътибор берилган. Даврий системанинг I, II, III, IV, V, VI, VII ва VIII бош гуруҳлари элементларининг умумий тавсифларида ўқувчилар учун зарурий маълумотлар баён қилинган. Бу билан ўқув материални максимал системалаштириши муаммоларни осон тушунтиришга ёрдам беради.

Элементларнинг табиатда учраши, муҳим табиий бирикмалари, саноатда олиниш усуллари, физик–кимёвий хоссалари, энг муҳим бирикмаларнинг хосса ва хусусиятларига алоҳида эътибор берилган. Муҳим кимёвий маҳсулотларни (аммиак, хлорид, нитрат, сульфат ва фосфат кислоталари, домна жараёнида чўян) ишлаб чиқариш жараёнларининг илмий асослари ҳақидаги маълумотлар келтирилган.

d – металллардан темирдан ташқари мис, рух, хром, марганец, титан каби оралиқ металллар, платина металлари тўғрисида ҳам муҳим маълумотлар бор.

Қўлланмада умумтаълим мактаблари, академик лицейлар ва касб-хунар коллежларининг дастурларига кирмайдиган айрим саволларни (сувнинг ионли кўпайтмаси ва эритма рН, сувнинг қаттиқлиги ва уни йўқотиш усуллари, эквивалентлар қонуни, платина металлари ва бошқалар) тўғрисида ҳам маълумотлар келтирилган.

Бундай маълумотларнинг берилиши ўқувчилар билимини оширади, ҳар қандай тест саволларига жавоб топишни осонлаштиради, ўқув қўлланмаси сифатли кўرғазмали материаллар, расмлар, чизмалар, графиклар, жадваллар ва таниқли ўзбек кимёгар олимларининг илмий фаолиятлари ва суратлари билан жиҳозланган.

Қўлланма ўқувчиларнинг кимёдан чуқур билим олишларига, кириш имтиҳонларига ёки умумтаълим мактабларининг ўқувчиларига, академик лицей, касб – хунар коллежларининг битириш имтиҳонларига ҳар тарафлама тайёргарлик кўришларига услубий ёрдам беради, деган умиддамиз.

Қўлланма айрим камчилик ва нуқсонлардан холи эмас. Қўлланмада учрайдиган камчилик ва нуқсонлар ҳақидаги фикр ҳамда мулоҳазаларингизни миннатдорчилик билан қабул қиламиз, бу таклиф ҳамда мулоҳазалар кейинги нашрларда, албатта, инобатга олинади.

Муаллифлар қўлёзма бўйича расмий тақризчи техника фанлари доктори, проф. А.М.Насимовга, кимё фанлари доктори, проф. М.Д.Давроновга (Самарқанд давлат тиббиёт институти қошидаги академик лицейи директори) ва кимё фанлари номзоди, доцент М.У. Жалиловга қўлланма сифатини яхшилашга қаратилган қимматли мулоҳаза ва маслаҳатлари учун чуқур миннатдорчилик билдирадилар.

Ушбу қўлланма бўйича билдирилган барча таклиф ва мулоҳазаларингизни қуйидаги манзилга юборишларингизни сўраймиз. 703000, Университет хиёбони 15. Самарқанд давлат университети, Анорганмик кимё кафедраси.

I – ҚИСМ УМУМИЙ КИМЁ

1 БОБ. КИМЁ ФАНИ ВА УНИНГ ВАЗИФАЛАРИ. КИМЁНИНГ ТАБИЙ ФАНЛАР ОРАСИДАГИ ЎРНИ. ЎЗБЕКИСТОНДА КИ- МЁ ФАНИ ВА ИШЛАБ ЧИҚАРИШНИНГ РИВОЖЛАНИШИ. АНОРГАНИК БИРИКМАЛАРНИНГ АСОСИЙ СИНФЛАРИ

Кимё фани – бизни ўраб олган бутун оламни, унинг хилма-хил шакллари ва оламда содир бўладиган турли-туман ҳодисаларни текширувчи табиат фанларидан биридир.

Ер шари кимё нуқтаи назаридан – Ернинг пайдо бўлган вақтидан буён ҳаракатланаётган гигант кимёвий комбинатдир ва бу нуқтаи назардан жонли тўқималар одатдан ташқари мураккаб кимёвий микро комбинатлардир.

Бу дунё кўпроқ кимёвий моддалар ва уларнинг айланиш дунёсидир, яъни бизнинг атрофимизни ўраб олган дунёда содир бўлаётган жараёнларнинг кўпчилиги кимёвий жараёнлардир.

Табиат, бутун олам инсон онгидан ташқарида ва инсон онгига боғлиқ бўлмаган ҳолда мавжуддир. Олам материядан иборат, мавжуд нарсаларнинг ҳаммаси доимо ҳаракат қилиб турадиган материянинг ҳар хил турларидир.

Материя (лотинча – *materrem* – нарсалар онаси деган маънони билдиради) бу объектив реалликни “ифодалайдиган фалсафий категория бўлиб, бу объектив реалликни инсон ўз сезгилари билан идрок қилади, объектив реаллик бизнинг сезгиларимизга боғлиқ бўлмаган ҳолда мавжуддир”. Материяни яратиб ҳам, йўқотиб ҳам бўлмайди, у абадий ва чексиздир. Ҳаракат материянинг мавжудлик хусусиятидир. Материяга ўз-ўзидан ривожланиш, бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтиш ва бошқалар хос.

Материянинг структура даражалари: элементар заррачалар (протон, нейтрон, электрон, ...) ва майдонлар (электр, магнит ҳамда гравитацион), атомлар, молекулалар, турли катталиқдаги макроскопик жисмлар, геологик системалар, планеталар, юлдузлар, Галлактиканинг ички системалари, Галлактика, галактикалар; моддий системаларнинг алоҳида турлари-тирик мавжудотлар (ўз-ўзидан янгиланиш (тикланиш)га қодир организмлар мавжуд) ва ижтимоий уюшган материя (жамият) ва ҳ.к.лар киради. Материя-моддалар ва майдон кўринишида мавжуддир. Моддалар жуда кўп ва хилма-хилдир. Ҳозирги вақтда 600 минг анорганик ва 10 миллиондан ортиқ органик моддалар маълум. Ил-

гарилари кимёвий жиҳатдан инерт ҳисобланган Ксеноннинг ҳозирги пайтда 400 дан ортиқ кимёвий бирикмалари олинган. Табиатдаги ҳамма жисмлар моддалардан ташкил топган. Кимёда модда тушунчаси бирламчи тушунча, шунинг учун моддага аниқ ва мантиқий жиҳатдан бекам-кўст таъриф бериш мумкин эмас. Аммо шунга қарамасдан «Материянинг муайян шароитида ўзгармас физик катталиклар (зичлик- ρ , суюқланиш температураси- t_c , қайнаш температураси- t_k) билан ифодаланганидан, бир ёки бир неча кимёвий элементларнинг заррачаларидан таркиб топган, қаттиқ, суюқ ёки газ ҳолатида бўладиган, масса ва ҳажмга эга алоҳида турига кимёда модда дейилади» деган таърифни бериш мумкин.

Модданинг асосий белгилари:

- модда тинч массага эга,

- фазонинг бир бўлагини эгаллайди (охирги ўлчам ва шаклга эга).

Моддаларни ўрганиш билан ҳар хил табиий фанлар шуғулланади, улар орасида кимё энг муҳим ўринга ва аҳамиятга эга.

Кимё моддаларнинг таркибини, тузилишини, хоссаларини ва бир-бирларига айланишларига олиб келадиган реакцияларни (жараёнларни) ўрганади.

Кимё ҳозирги замон тасаввуримиздаги фанга айланиши учун минг-минг йиллар керак бўлди.

Моддани чуқур билиш ва ундан инсон ҳаёти фаровонлиги йўлида фойдаланиш кимёнинг ҳозирги асосий шиоридир. Кимё дунёни ташкил этган элементларни ҳам, шу элементлардан ҳосил бўладиган турлитуман оддий ва мураккаб моддаларни ҳам, уларнинг бир-бирига айланишига доир қонунларни ҳам ўрганади. Ҳозирги кимё моддалар ва уларнинг айланишлари тўғрисида тўпланган билимлар соҳасини ўз ичига оладиган кимёвий фанлар оиласига бўлинади: жонсиз табиатнинг таркибий қисми айланишларини ўрганадиган кимёнинг бўлими - анорганик кимё номини олди; ҳайвонот ва ўсимликлар дунёси таркибий асосларини ўрганадиган бўлим – органик кимё деб ном олди.

Кимё – ўзининг вазифалари ва ишлаш усуллари билан фарқ қиладиган, аммо ўзаро боғланган ёки қатор чегара соҳаларига эга бўлган бўлимларга бўлинади. Масалан, ҳар қандай кимёвий айланишларга хос умумий қонуниятларни ўрганиш билан умумий кимё шуғулланади.

Моддаларнинг сифат ва миқдорий таркибини ўрганиш билан аналитик кимё шуғулланади.

Кимё бошқа табиий фанлар билан узвий боғлиқ бўлиб, бир-бирлари билан чатишиб кетиши натижасида улар билан туташ қуйидаги фанлар

вужудга келди ва айна пайтда бу фанлар ривожланмоқда, булар: биокимё, геокимё, физикавий коллоид кимё, электрокимё, термокимё, радиацион кимё, кимёвий технология, препаратив кимё (моддаларни олиш билан шуғулланади) ва бошқалар.

Кимё фанининг ҳозирги вазифалари.

Кимё олдида турган вазифалар, айна пайтда илмий – техника тараққиёти ва жамиятимизнинг тинимсиз ўсиб бораётган эҳтиёжини тўлиқ қондириш, моддалар тўғрисида тўпланган билимларни ҳамда ютуқларни инсонларнинг турмуш фаолиятларини яхшилашга тадбиқ қилиш билан узвий боғлиқ.

Буларга энг аввало:

- кундалик амалий фаолиятимизда кенг фойдаланиладиган моддалар ва материалларни табиий хомашёлардан олиш учун чиқиндисиз ва экологик зарарсиз технология яратиш (металллар, қотишмалар, ёқилғилар, ўғитлар ва бошқалар) ва жорий қилиш;

- хоссалари олдиндан маълум бўлган сунъий моддаларни яратиш (пластмассалар, доривор препаратлар);

- кимёвий жараёнлар энергияларидан фойдаланиш (минатюр ва узоқ муддатли ток манбаларини яратиш).

Демак, кимё энг аввало, инсоният учун керакли материалларни табиий хомашёлардан олиш учун зарур – металллар, керамика, боғловчи моддалар, чинни, шиша, ўғитлар, фармацевтик материаллар, каучук, пластмасса, сунъий тола, ёқилғилар, композицион материаллар, озик-овқат маҳсулотлари ва кўпгина бошқа материаллар олишга қаратилгандир.

Кимёнинг табиий фанлар орасидаги ўрни.

Табиатшунослик, табиий фанлар–табиат ҳақидаги фанлар мажмуи. Табиий фанларга: математика, физика, биология, кимё, география ва астрономия каби фанлар киради.

Табиий фанларнинг бевосита мақсади ўзининг ўрганиш объекти бўлган табиат қонунларини кашф этиш асосида табиий жараёнлар ва ҳодисаларни таърифлаш, моҳиятини тушунтириш, олдиндан айтиб беришдир. Ҳар бир табиий фан ўзига хос бўлган табиий ҳодисаларни ўрганади. Масалан, физика фани табиатдаги физикавий ҳодисаларни, биология - биологик ҳодисаларни, кимё - кимёвий ҳодисаларни ўрганади. Юқорида қайд қилганимиздек кимё-моддалар ва уларнинг тузилиши тўғрисидаги фан бўлганлиги учун ҳам, табиий фанлар орасида кимё энг муҳим ўринга эга ва кимё фанининг ривожланиши ҳам бошқа табиий фанлар билан ҳам узвий боғлиқдир.

Масалан, атом ва молекуляр массаларни аниқланишида, 1850 йилда кимёвий реакцияларнинг тезликларини математик ифодалашда, дифференциал, интеграл, математик статистика, ҳисоблаш математикаси, электрон ҳисоблаш машиналари ҳамда замонавий компьютерларни кимёвий ва технологик жараёнларни моделлаштириш, кимёвий реакцияларни график тасвирлаш ва уларни кимё фанига тадбиқ қилишда математика муҳим аҳамиятга эга. Моддаларнинг тузилишини, кимёвий реакцияга кириш жараёнини физикавий усуллар ёрдамида ўрганишда физиканинг роли биқиёсдир. Физиклар ҳам физикавий ҳодисаларнинг моҳиятини тушунтиришда, жисмлар моддалардан тузилганлиги сабабли уларнинг хоссаларини ўрганишда кимёни чуқур билишлари зарурдир. Кимё билан физика узвий боғлиқ ва улар шунчалик чатишиб кетганки, у билан туташ бўлган физикавий кимё, электрокимё, радиацион кимё каби фанлар ҳозирги кунда жадал ривожланмоқда.

Кимё фани билан биология фанининг чамбарчас боғлиқлигидан, биоорганик кимё, биокимё, бионеорганик кимё ўсимликлар ва тирик организмлардаги металллар (Mn, Fe, Cu, Ca, Zn, Mg, Na) нинг тузилиши, таркиби ва уларнинг миграциясини ўрганади. Бу металллар ферментларнинг таркибий қисми бўлиб, уларни “хаёт металлари” деб аталади. Оксилларнинг бўлакчалари бўлган аминокислоталар аноорганик ва органик комплекс бирикмалар ва уларнинг хоссалари ҳамда организмдаги ролини биокимёгарлар чуқур ўрганади. Геология-Ер қобиғидаги кимёвий элементлар ва уларнинг минералларининг табиатда тарқалишини ўрганади.

Тирик организмда борадиган биокимёвий жараёнларни ўрганиб, уларни бошқариш имкониятларини яратиш биолог ва кимёгарларнинг биргаликдаги изланишлари асосида буюк кашфиётлар қилинмоқда. Биокимёгарларнинг биргаликдаги илмий ва амалий ишлари асосида инсонларни доривор моддаларга (айниқса, доривор ўсимликларга), чорвачиликда эса бир талай қўшимча озуқаларга бўлган эҳтиёжларни кондиришга қаратилган катта ишлар қилинмоқда.

Кимёгарлар, биологлар, физиклар, географлар ва бошқа ташкилотлар билан ҳамкорликда атроф-муҳитни (экология муаммолари) ифлосланишдан сақлаш борасида ҳам катта илмий тадқиқот ишларини олиб бормоқдалар.

Ўзбекистонда кимё фани ва ишлаб чиқаришнинг ривожланиши.

Ўзбекистон Республикаси кимё фани ва кимё саноатининг ривожланиши учун ҳамма шароитларга эга. Йирик хомашё захиралари мавжуд: буларга табиий газ, газ конденсати, фосфорит, сильвинит, ош тузи,

мармар, оҳактош, нефт ва бошқалар киради. Кимё корхоналари компанияларида 30 мингдан ортиқ юқори малакали ишчилар ишлайди. Олий ўқув юртларида кимё мутахассислиги бўйича кадрлар тайёрлаш амалга оширилмоқда.

2001 йил март ойида Ўзбекистон Республикаси Вазирлар Маҳкамасининг кадрлар билан “Ўзкимёсаноат” давлат акционерлар жамияти тузилди.

“Ўзкимёсаноат” давлат акционерлар жамиятининг 2004-2007 йил ва 2010 йилгача корхоналарнинг “Ривожланиш ва техник қайта қуролланиш режалари” ишлаб чиқилган ва амалга оширилмоқда.

Кимё саноатининг ривожланиш йуналишларининг асосий стратегияларига:

-ҳаракатдаги минерал ўғитлар ишлаб чиқариш корхоналарини реконструкция ва модернизация қилиш;

-тўхтаб қолган ишлаб чиқариш маҳсулотларини экспортбоп қилиб ишлаб чиқаришни ўзлаштириш кабилар киради.

Кальцинацияланган сода (Na_2CO_3) ишлаб чиқаришни кўпайтириш ҳисобига кимё саноатлари, қурилиш материаллари саноатлари учун шиша, шиша маҳсулотлари, силикагель ишлаб чиқаришда зарур бўлган Na_2CO_3 нинг қуввати бир йилда 700 минг. т. етказилади. 2005 йилда ушбу маҳсулот ишлаб чиқарадиган завод ишга туширилди.

Республиканинг олий ўқув юртларида муҳандис-техник ходимлар, кимёгарлар ва ишчи кадрлар тайёрлаш бўйича тинимсиз ишлар олиб борилмоқда. Ҳар йили йирик кимё корхоналарига, ўқув муассасаларига минглаб юқори малакали кадрлар тайёрлаб бермоқда.

“Ўзбекистон ўз ер ости бойликлари билан ҳақли равишда фахрланади – бу ерда Менделеев даврий системасидаги деярли барча элементлар топилган” деган жумлани ҳурматли Президентимиз И.А.Каримов айтган ва Ўзбекистонда кимёни ривожланишига ҳақиқий объектив баҳо берган. Ўзбекистон бугунги кунда олтин заҳираси бўйича дунёда 4-ўринда, уни қазиб олиш бўйича 7-ўринда туради. Республикаимизнинг Навоий ва Чирчиқ шаҳарларида жойлашган энг йирик электр кимё комбинатлари бугунги кунда ўз маҳсулотлари бўйича нафақат Республикаимиз талабини қондириб қолмасдан, балки жаҳоннинг қатор мамлакатларига ўз маҳсулотларини экспорт қилмоқда.

Республикаимиз Мустақилликка эришгандан кейин ўнлаб янги нефть конлари излаб топилди ва бугунги кунда уларнинг сони 160 дан ошиб кетди.

Устюрт, Бухоро – Хива, Жанубий – Ғарбий Хисор, Сурхондарё, Фарғона каби минтақаларда нефт ва газнинг йирик захиралари мавжудлиги аниқланди.

Ўзбекистон – кимёвий маъданларга, газ, нефт, олтин, мис, рух каби металлларга бой бўлган диёрдир.

Ўзбекистонда нафақат анорганик кимёнинг, балки кимёнинг ҳамма тармоқларини ривожланиши учун йирик ўзбек кимёгар олимларидан Обид Содиқович Содиқов, Собир Юнусович Юнусов, Малик Набиевич Набиев, Ҳамдам Усмонович Усмонов, Карим Содиқович Ахмедов, Зокиржон Салимович Салимов ва бошқалар ўзларининг муносиб хиссаларини қўшдилар.

Қуйида кимё фанини ривожланишига муносиб ҳисса қўшган буюк ўзбек кимёгар олимлари ҳақида қисқача маълумотлар берилган.



Обид Содиқович Содиқов (1913-1987) Ўз.ФА академиги.
Ўз.ФА.Президенти (1966-1984). Беруний номидаги Ўз.Р.Давлат
мукофоти лауреати. Ўз.Р ва Қ.Қ.А.Р хизмат кўрсатган фан ва
техника арбоби. Д.И.Менделеев номидаги олтин медал соҳиби.
Дунёга машҳур бўлган 1200 та кимёгар олимлар орасидаги
ягона ўзбек олими.

Содиқов Обид Содиқович органик, биоорганик ва табиий бирикмалар кимёси соҳасидаги йирик олим, илмий ишлари Ўрта Осиёдаги алкалоидли ўсимликларни текшириш, янги алкалоидлар ажратиш олиш, уларнинг тузилиши ва конформациясини аниқлашга, пахта целлюлозаси кимёси ва технологиясига, ғўза таркибидаги алкалоидларни, Ўрта Осиё ёввойи ўсимликларни таркибидаги алкалоидларни муҳофаза қилиш соҳасидаги катта илмий муаммоларни ҳал этишга қаратилгандир.

Ғўза барги, чигити, гули ва ғўзапоядан турли юқори молекулали углеводородлар, спиртлар, турли витаминлар ажратиш олинди. Лимон ва олма кислоталари олишнинг янги ва арзон усули яратилиб ишлаб чиқаришга жорий этилган.

Алкалоидлар билан бир қаторда турли физиологик хусусиятли ўсимлик моддаларининг бошқа турларини ҳам чуқур ўрганиш асосида айрим группа моддаларининг ўсимликлар ҳаёт фаолиятидаги физиологик ролини аниқлаш катта аҳамият касб этди. Натижада ўсимликларда кечадиган кўпгина кимёвий жараёнлар механизми ўрганилди.

Бу тадқиқотларда спектроскопия, квант кимёси, стереокимё ва моддаларнинг электрон таркиби каби энг замонавий анализ усуллари қўлланилди.

Бу органик кимё, биоорганик кимё ва биокимё каби фанларининг муҳим назарий масалаларини ҳал этишга имкон берди.

О.С.Содиқов раҳбарлигида республикада биринчилардан бўлиб, турли группадаги табиий бирикмаларнинг реакцияга киришиш моҳиятини, уларнинг нафис электрон таркиби ва молекулалари конформацияси билан ўзаро алоқадорлиги ўрганилди.

О.С.Содиқов Ўз.Р.ФА.Президенти сифатида биоорганик кимё, полимерлар кимёси, пахта целлюлозаси, биология, геология каби соҳаларнинг янада ривожланишига улкан ҳисса қўшган буюк олимдир.

Ўзбекистон ФА академиясининг ва бир қатор чет эллар академияларининг академиги, алкалоидлар кимёси тараққиётига улкан ҳисса қўшган ўзбек кимёгарларидан бири Собир Юнусович Юнусовдир.



Собир Юнусович Юнусов (1909-1991)

ЎзФА академиги, Леопольдин номидаги немис табиатшунослари академияси академиги. Ўзбекистонда хизмат кўрсатган фан ва техника арбоби. Беруний номидаги Ўз.Р.Давлат мукофоти лауреати.

Илмий ишлари ўсимликлар таркибидан алкалоидларни излаш, уларни ажратиб олиш, халқ хўжалигининг турли соҳаларида қўлланилишига бағишланган. Академик Собир Юнусович раҳбарлигида алкалоидларнинг ўсимликларда йиғилиш динамикаси ва ҳосил бўлиш механизми чуқур ўрганилди. Тўрт мингдан ортиқ ўсимлик ўрганилиб, уларнинг ярмиси таркибида алкалоид мавжудлиги аниқланди. Бир неча юз янги алкалоидлар ажратиб олинди. Уч юздан ортиқ янги алкалоидларнинг тузилиши аниқланди. Кўпгина препаратларнинг тиббиётда қўлланилишига Собир

Юнусовичнинг роли катта бўлди. Унинг раҳбарлигида юқори самарали пестицидлар топилди ва қишлоқ хўжалигига жорий этилди.

С.Ю.Юнусовичнинг раҳбарлигида республикада улкан алкалоидшунослар мактаби яратилди. У саккиз юздан ортиқ илмий ишлар ва дунёга машҳур “Алкалоидлар” справочнигининг муаллифидир.

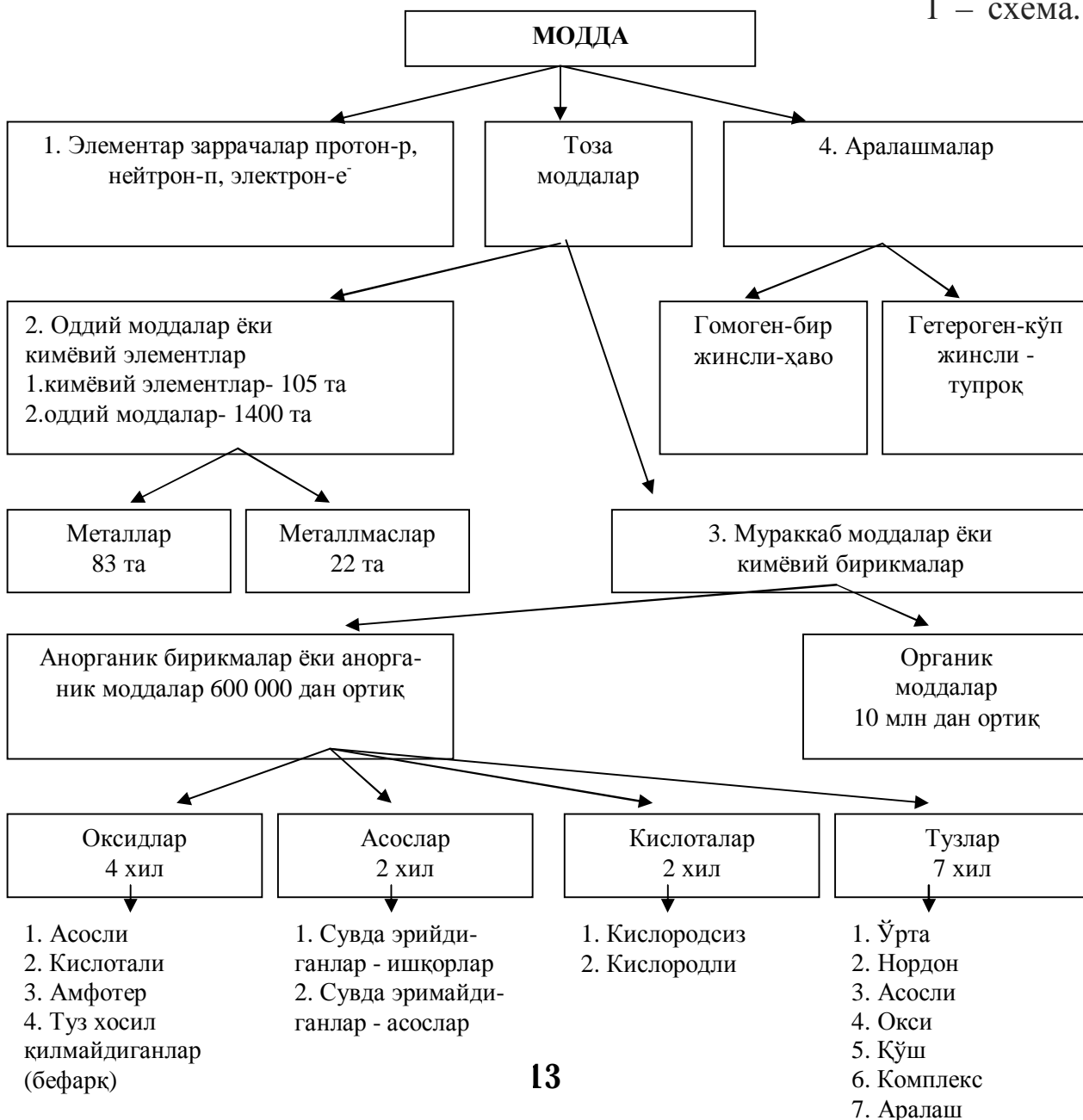
Анорганик бирикмаларнинг асосий синфлари.

Кимё моддалар ва уларнинг ўзгаришлари ҳақидаги фан эканлиги билан юқорида танишиб чиқдик. Модда нима? деган савол билан ҳам танишдик.

Энди анорганик бирикмалар (анорганик моддалар) нинг асосий синфлари билан танишишни бошлайлик. Барча анорганик бирикмалар дастлаб 4 та гуруҳга бўлинади (1-схемага қаранг).

Анорганик бирикмаларнинг асосий синфлари.

1 – схема.

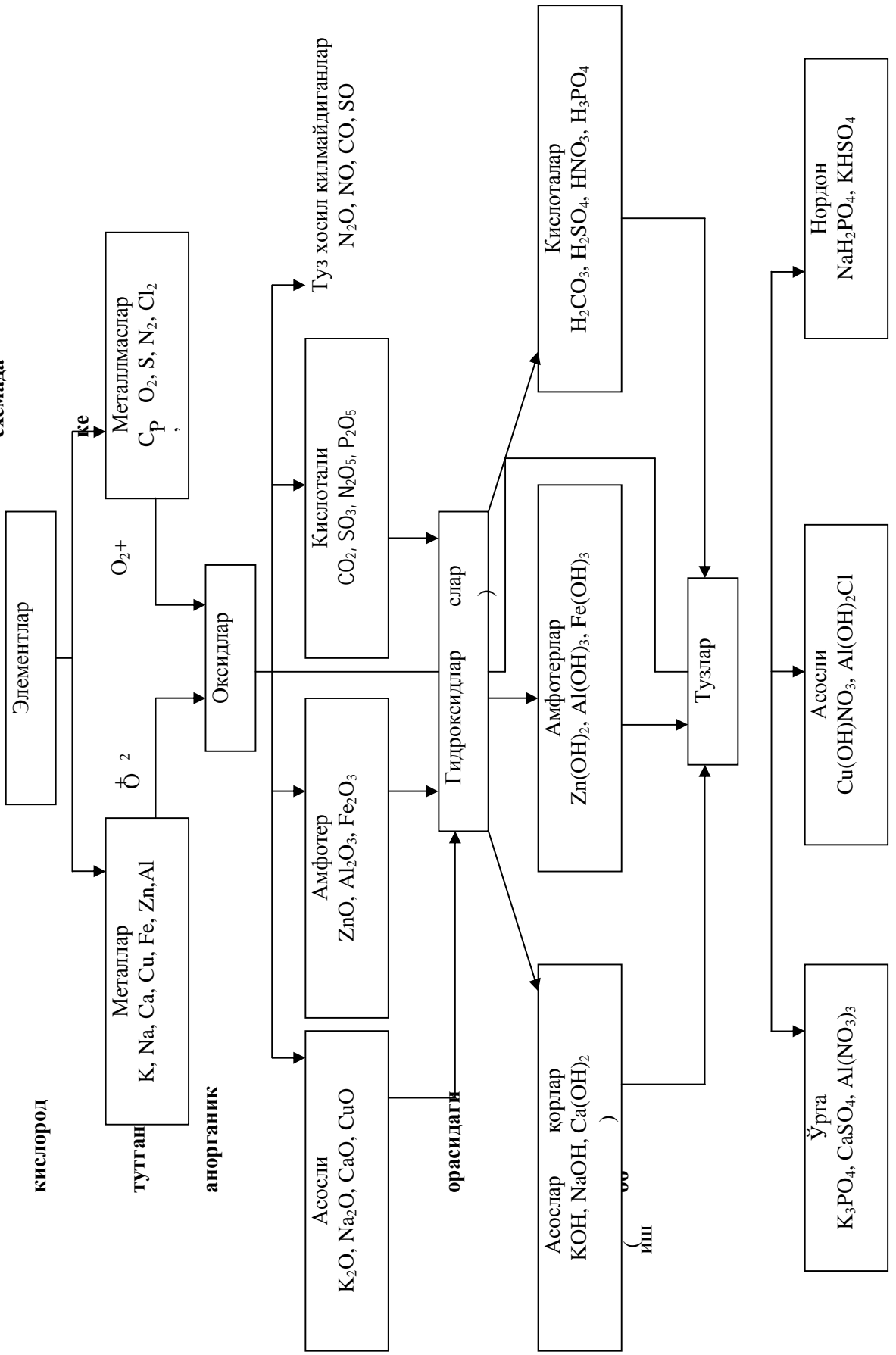


Ўзларида

Ғилиқлик

лтирилган

2
схемада



2 Боб. АТОМ – МОЛЕКУЛЯР ТАЪЛИМОТ

Атомлар. Молекулалар.

Кимёнинг стехиометрик қонунлари. Массанинг сақланиш қонуни ва унинг кимё учун аҳамияти. Модда таркибининг доимийлиги. Нисбий атом ва нисбий молекуляр масса. Мол-модда миқдорининг ўлчов бирлиги. Моляр масса. Кимёнинг газ қонунлари. Авогадро қонуни ва газларнинг моляр ҳажми.

1741 йилда Ломоносов атом – молекуляр таълимоти баён қилди (“Математик кимё элементлари”). Модда тузилиши ҳақидаги атом – молекуляр тасаввурларни ривожлантирди ва корпускуляр назариянинг энг муҳим ҳолларини таърифлади.

Атом – молекуляр таълимоти асосига моддаларнинг энг кичик структуравий зарчалари атомлар, молекулалар ва ионлар эканлиги тўғрисидаги тасаввурлар қўйилган.

Ломоносов тасаввурича ҳамма моддалар физикавий жиҳатдан бўлинмайдиган ва ўзаро қўшила оладиган қобилиятга эга бўлган “сезилмайдиган” жуда майда заррачалардан тузилган моддаларнинг хоссалари ва энг аввало уларнинг агрегат ҳолати бу заррачаларнинг хоссаси билан кафолатланган, моддаларнинг хоссаларидаги фарқ ўша заррачаларнинг ўзларидаги фарққа ёки уларнинг ўзаро боғланиш усулларига боғлиқдир.

Ломоносов бундай заррачалардан иккитасини фарқлайди: жуда кичиклари “элемент”, ҳозирги замон атамаси тушунчасида – атом ва бироз йирикроқлари “корпускула”, ҳозир биз уларни молекула деб атаймиз. Корпускулалар – бир жинсли (бир хил таркибли), агар улар бир хил сондаги, бир турдаги атомлардан бир хилда бириккан бўлсалар ва корпускулалар ҳар хил жинсли – агар улар ҳар хил атомларнинг ҳар хил сонда ёки ҳар хил усулда бирикишидан ташкил топган бўлсалар.

Демак, ҳозирги замон тушунчаларига асосланиб ҳамма моддалар атомлардан, молекулалардан ҳамда ионлардан тузилган дея оламиз.

Атомлардан тузилган:

ҳамма металлар;

кўпчилик металлмаслар (инерт газлар, С, Si, В, Se, Те, As...).

Молекулалардан тузилган:

амалда ҳамма органик моддалар;

кам сондаги анорганик: оддий ва мураккаб газлар (H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 , CO , SO_2 , SO_3 , N_2O , NO , NO_2 , H_2S , HCl), ҳамда суюқ ва қаттиқ анорганик моддалар: H_2O , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 ва айрим бошқа моддалар.

Ионлардан таркиб топган:

хамма тузлар;

ишқорлар ва асослар;

энг кучли кислоталар.

Атомлар, молекулалар ва ионлар узлуксиз иссиқлик харакатида бўладилар:

-қаттиқ моддаларда атомлар, молекулалар ва ионлар кристалл панжара тугунларида айрим мувозанат ҳолатига нисбатан тебранма ҳаракатда бўладилар;

-суюқликларда молекулалар бир ҳолатдаги бир қанча тебранма ҳаракатдан қўшни ҳолатга сакраб ўтадилар ва ҳ.к;

-газларда молекулалар берилган бутун ҳажмда тартибсиз хаотик ҳаракатда бўлади.

Атомлар, молекулалар ва ионлар орасида оралик мавжуд:

-қаттиқ моддаларда ва суюқликларда бу оралик атомлар ва молекулалар ўлчами каби ўлчамда бўлади;

-газларда молекулалар масофа айна молекула ўлчамига нисбатан жуда катта.

Атомлараро, молекулалараро ва ионлараро электр табиатига эга бўлган ўзаро тортишиш ва итарилиш кучлари мавжуд. Бу кучлар қаттиқ моддаларда энг кучли, газларда эса энг кичик бўлади.

Кимёвий элементларнинг атомлари бир-биридан зарядлар сони, массалари, ўлчамлари ва хоссалари билан фарқ қилади.

Атомнинг ўлчами жуда кичик, нанометр (нм) ёки Ангстрем (\AA) ларда ўлчанади. Молекула–атомга нисбатан анча йирик структуравий birlik. У иккита ёки бир неча юз минг атомлардан иборат бўлиши мумкин.

Оддий моддалар атомлардан (Na , Fe , Al , Si , $B...$), мураккаб моддалар эса молекулалардан ёки ионлардан (CO_2 , SO_2 , NH_3 , H_2S , $NaCl$, KNO_3 , $CaSO_4...$) таркиб топган бўлади.

Оддий моддаларнинг молекулалари бир хил атомлардан (O_2 , O_3 , P_4 , H_2 , N_2 , $S_8...$), мураккаб моддаларнинг молекулалари ҳар хил атомлардан (CaO , $AlCl_3$, H_2SO_4 , $Al_2(SO_4)_3...$) таркиб топган бўлади.

“Атом” сўзи грекча сўздан олинган бўлиб “бўлинмас” деганидир.

“Молекула”-молес сўзидан олинган, “кичкина масса” деганидир.

Атом-молекуляр таълимоти 1860 йилдан бошлаб Карлсруэда (Германия) халқаро кимёгарлар съездида атом ва молекулаларнинг таърифи қабул қилингандан сўнг тўлиқ тан олинди.

Моддаларнинг структуравий заррачалари:

-элементар заррачалар: протон (p), нейтрон (n), ва электрон (e^-).

Уларнинг айрим тавсифлари қуйидаги жадвалда келтирилган.

хоссалари	протон	нейтрон	электрон
Тинч массаси, m_r	1836	1840	1
заряди	+1	0	-1
Эркин ҳолатда заррачаларнинг барқарорлиги	барқарор	беқарор	барқарор

Атом-кимёвий элементнинг ва оддий модданинг энг кичик электронейтрал заррачаси бўлиб, унинг ҳамма кимёвий хоссаларига эга, физикавий жиҳатдан ҳам, кимёвий жиҳатдан ҳам бўлинмайди.

Атомнинг электронейтраллиги унинг ядросидаги протонлар сонини электрон қаватлардаги электронлар сони билан тенглигидадир.

Протон + нейтрон = ядро + электрон = атом. Изолирланган атом зарядга эга бўлмайди, аммо у тоқ электронга эга бўлиши мумкин. Бу ҳолда унга атом радикали дейилади H^* , Cl^* ... жуфтлашмаган электронга эга, асосий (нормал) ёки уйғонган ҳолатда бўлиши мумкин).

Атом заррачаларига–ион атом (Na^+ , Cl^- ...) мусбат ва манфий зарядларга эга, атомни электрон бериши ёки электрон қабул қилиши натижа-сида ҳосил бўлади. Атом ион – радикал (Cu^{2+} V^{2+}) зарядга ва жуфтлаш-маган (тоқ) электронга эга бўлган заррачалардир. Молекула – модда-нинг энг кичик электронейтрал заррачаси бўлиб, унинг ҳамма кимёвий хоссаларига эга, физикавий жиҳатдан бўлинмайди (аммо кимёвий жиҳатдан бўлинади).

Молекула ҳам электронейтрал атомлардан тузилганлиги учун электронейтралдир.

Молекула–модданинг кимёвий хоссаларини ўзида сақловчи унинг энг кичик заррачасидир. Физик ҳодисаларида молекула сақланиб қолади, кимёвий жараёнларда молекула парчаланаяди.

Атомнинг кимёвий хоссаси унинг ташқи энергетик (асосан охириги) қаватнинг тузилиши, молекуланинг тузилиши, эса унинг таркиби ва ту-зилиши билан ифодаланади.

Молекулаларнинг ўлчами, атомларники каби жуда кичик, нм ёки Å ларда ўлчанади. Атом ва молекулаларнинг массалари ҳам жуда кичик, г

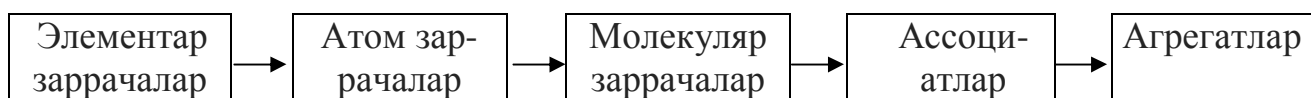
ва кг ларда ўлчанади. Масалан, водород атомининг массаси $m(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, диаметри $- 1,06 \cdot 10^{-10}$ м.

Ион – мураккаб модданинг энг кичик заррачаси, атом ёки атомлар группаси бўлиб, битта ёки бир нечта электронлар йўқотиш ёки қабул қилиш натижасида ортиқча мусбат ёки манфий зарядга эга.

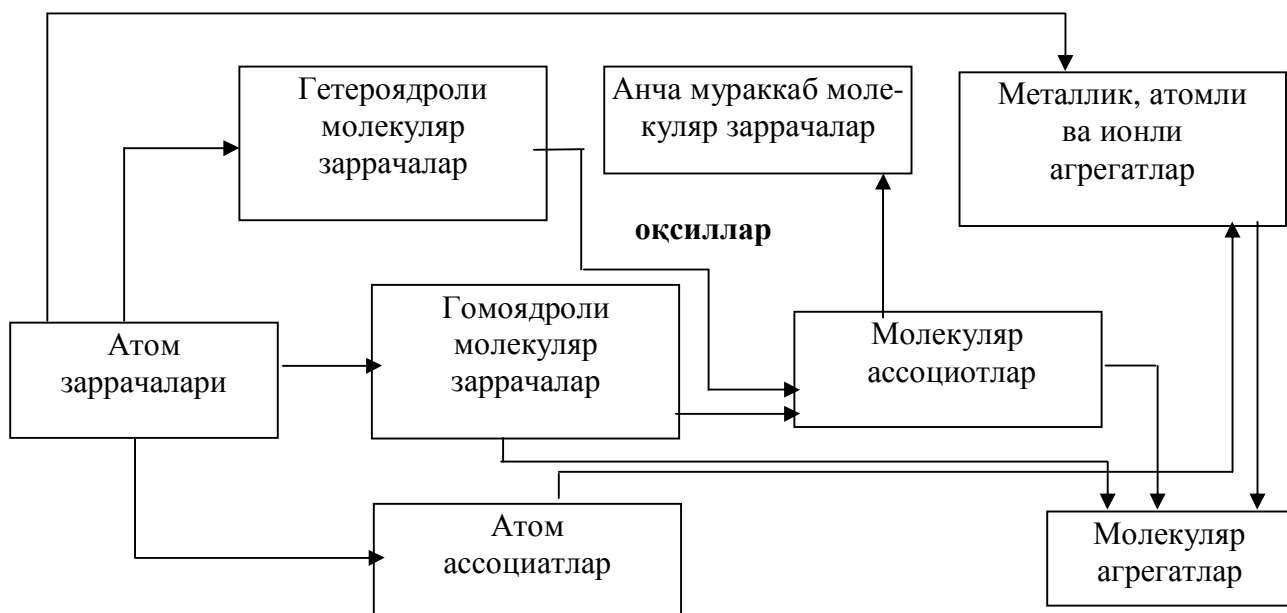
Ионлар оддий: $\text{Al}^0 - 3e^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$, $\text{Cl}^0 + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ ёки $\text{Ca}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Ca}^{2+}$, $\text{S}^0 + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$

ва мураккаб: NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , ClO_4^- ионларга бўлинади.

Булардан ташқари комплекс $[(\text{Fe}(\text{CN})_6)^{3-}]$, $[(\text{Fe}(\text{CN})_6)^{4-}]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ионлар ҳам бор. Юқорида айтилганлар асосида модда заррачаларини мураккаблашиши қуйидаги йўналишда боришини кўрсатиш мумкин:



Атом заррачалари, молекуляр заррачалари, ассоциатлар ва агрегатларнинг ўзаро боғлиқлигини схемаси.



Йўналиш бўйича заррачаларнинг мураккаблашиб бориши билан миқдордан сифатга ўтиш кузатилади.

Қимёнинг стехиометрик қонунлари.

Ўзаро реакцияга киришаётган моддалар ёки реакция натижасида ҳосил бўлган бирикмалардаги бирорта модданинг оғирлик нисбатлари

(масса ёки ҳажм) билан иш кўрадиган кимёнинг бўлимига стехиометрия дейилади.

Кимёвий формулалар ва тенгламалар бўйича ҳисобларга ҳамда моддаларнинг формулаларини чиқаришга стехиометрик ҳисоблар дейилади.

Реакция тенгламалари ва формулалардаги коэффицентлар модда миқдорларига мослиги стехиометриклик дейилади.

Кимёнинг асосий стехиометрик қонунлари:

энергия ва моддалар массасининг сақланиш қонунлари, таркибнинг доимийлик қонуни, эквивалентлар қонуни ётади.

Масса ва ҳажм. Ҳар қандай модда масса (m) ва ҳажмга (v) эга. Халқаро бирликлар системаси СИ бўйича масса бирлиги сифатида 1кг, ҳажм бирлиги сифатида 1м^3 қабул қилинган. Кичик кимёвий ҳисоблашлар учун анча кичик масса (г,мг) ва ҳажм (л, мл, см^3) бирликлари қўлланилади.

$$\begin{aligned} 1\text{кг} &= 1000\text{г} = 10^3\text{г} \\ 1\text{г} &= 1000\text{мг} = 10^{-3}\text{кг} \\ 1\text{мг} &= 10^{-3}\text{г} = 10^{-6}\text{кг} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1\text{м}^3 &= 1000\text{л} = 10^3\text{л} \\ 1\text{л} &= 1000\text{мл} = 1\text{дм}^3 = 10^{-3}\text{мл}^3 \\ 1\text{мл} &= 1\text{см}^3 = 10^{-3}\text{л} = 10^{-6}\text{м}^3 \end{aligned}$$

Модданинг массасини (m), модданинг ҳажмига (v) нисбатига модданинг зичлиги (ρ) дейилади:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

СИ – системасида модданинг зичлиги $\text{кг}/\text{м}^3$, $\text{г}/\text{мл}$ ёки $\text{г}/\text{см}^3$ ларда ўлчанади.

Моддалар массанинг сақланиш қонуни.

Бу қонунни 1748 йил М.В. Ломоносов ва унга боғлиқ бўлмаган ҳолда А. Лавуазье очганлар.

Кимёвий реакцияга киришаётган моддаларнинг массаси, реакция натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг массаларига тенг.

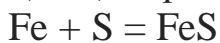
Математик ифодаси: $\sum m_{\text{д.м}} = \sum m_{\text{р.м}}$

Бу ерда $\sum m_{\text{д.м}}$ – дастлабки моддалар массалари йиғиндиси, $\sum m_{\text{р.м}}$ – реакция маҳсулотлари массалари йиғиндиси.

Бу қонун атом – молекуляр таълимот назарияси асосида осон тунтирилади ва кимё учун аҳамияти каттадир:

Кимёвий реакцияларда атомлар ва молекулалар йўқолмайди, яъни йўқдан пайдо бўлмайди, улар фақат қайта группаланади ва реакция

махсулотларини ҳосил қилади, бунда ҳар бир элементнинг атомлар сони реакциягача ва реакциядан кейин ҳам сақланиб қолади, атомлар доимий массага эга бўлгани учун моддаларнинг массалари реакциягача ва реакциядан кейин ҳам доимий бир хил бўлади. Масалан, темир билан олтингургуртнинг ўзаро таъсирида 1 моль темир (56 г) билан 1 моль олтингургурт (32 г) бирикади ва 1 моль темир сульфид (88 г) ҳосил бўлади.



Моддаларнинг реакциягача массаси $m(\text{Fe})56 + m(\text{S})32 = 88$ г, реакциядан кейинги массаси ҳам $m(\text{FeS}) = 88$ г тенг.

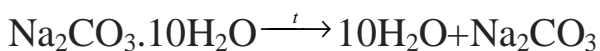
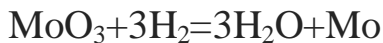
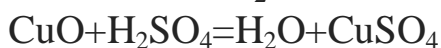
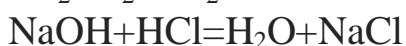
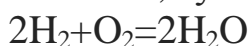
$$88 = 88$$

Таркибнинг доимийлик қонуни.

Бу қонунни 1801 йил Ж. Пруст очган.

Ҳар қандай тоза модда, олиниш усулидан қатъий назар, унинг сифат ва миқдорий таркиби доимий бўлади.

Масалан, сув – H_2O ни бир неча усулда олиш мумкин:



Демак, олиниш усулидан қатъий назар H_2O молекуласи 2 атом водород ва 1 атом кислороддан иборат.

Бу қонун фақат молекуляр структурали бирикмалар (далтонида) учун қўлланилади. Номолекуляр структурали бирикмалар (бертолида) кўпинча ўзгарувчан таркибли бўлади.

Бу қонун модда таркибидаги элементлар масса нисбатларининг ва масса улушларининг ўзгармаслигини ифодалайди.

Элементларнинг масса нисбатлари деганда модда таркибидаги ҳар бир элемент массаларининг энг кичик бўлинмас бутун сонлардаги нисбати тушунилади. Масалан, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ учун:

$$m(\text{Al}):m(\text{S}):m(\text{O}) = 2A_r(\text{Al}):3A_r(\text{S}):12A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 : 3 \cdot 32 : 12 \cdot 16 = 54 : 96 : 192 = 9 : 16 : 32$$

Демак, $m(\text{Al}):m(\text{S}):m(\text{O}) = 9:16:32$ нисбатларда бўлади.

Элементнинг масса улуши тўғрисида кейинроқ тўхталамиз.

Эквивалентлар қонуни – кимёнинг асосий қонунларидан бири.

Бу қонунни Дж. Дальтон очган.

Элементлар (моддалар) бир-бирлари билан ўзларининг эквивалентларига пропорционал оғирлик миқдорларда бирикадилар.

Эквивалент (лотинча) – бирор нарсанинг ўрнини боса оладиган ёки унинг ифодаси бўлиб хизмат қиладиган тенг баҳоли, тенг қийматли нарса ёки миқдор деганидир.

Кимёвий ўзаро таъсирлашаётган моддалар массасининг нисбати уларнинг кимёвий эквивалентига тенг ёки карралийлигини билдиради.

Эквивалентлик, тенглик типдаги муносабат.

Моддаларнинг эквивалентларини топиш:

- кимёвий элементларни эквивалентларини топиш учун нисбий

$$Э = \frac{Ar}{B}$$

атом массаларини унинг валентлигига бўлинади:

Масалан, олтингугурт 4 ва 6 валентли бўлганидаги эквивалентларини топайлик:

$$Э = \frac{32}{4} = 8 ; \quad Э = \frac{32}{6} = 5,3$$

Валентлик ўзгарувчан бўлганлиги учун элементларнинг эквивалентлари ҳам ўзгарувчан бўлади. Агар элементнинг валентлиги ўзгармас (доимий) бўлса, унинг эквиваленти ҳам ўзгармас бўлади.

Мураккаб анорганик бирикмаларнинг эквивалентлари қуйидагича топилади.

- оксидларни (ҳамма типдаги оксидлар) эквивалентларини топиш учун уларнинг нисбий моляр массаларини оксид ҳосил қилувчи эле-

ментнинг умумий валентлигига бўлинади: $Э_{ок} = \frac{Mr}{nЭ.вал}$ бу ерда n – оксиддаги элемент атомлари сони.

$$\text{Масалан, } Э_{Al_2O_3} = \frac{54 + 48}{2 \cdot 3} = \frac{102}{6} = 17 ,$$

$$Э_{Cl_2O_7} = \frac{71 + 112}{2 \cdot 7} = \frac{183}{14} = 13,07 = 13,1$$

Асосларнинг эквивалентларни топиш учун асоснинг нисбий молекуляр массасини асоснинг таркибидаги гидроксил (ОН–) группалари (асоснинг кислоталик сони) сонига бўлинади:

$$\mathcal{E}_{Ac} = \frac{Mr}{n(OH^-)}$$
, бу ерда n–асос таркибидаги гидроксил группалари сони.

Масалан, $\mathcal{E}_{NaOH} = \frac{40}{1} = 40$; $\mathcal{E}_{Ca(OH)_2} = \frac{74}{2} = 37$; $\mathcal{E}_{Ti(OH)_4} = \frac{48+68}{4} = \frac{116}{4} = 29$

Кислоталарнинг эквивалентларини топиш учун кислотанинг нисбий моляр массаси кислота негизлигига (кислота таркибидаги водород атомлари сони) бўлинади:

Масалан, $\mathcal{E}_{HNO_3} = \frac{63}{1} = 63$, $\mathcal{E}_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49$, $\mathcal{E}_{H_3PO_4} = \frac{98}{3} = 32,7$

Тузларнинг эквивалентларини топиш учун тузнинг нисбий моляр массасини туз таркибидаги металнинг умумий валентлигига бўлинади.

$$\mathcal{E}_{Туз} = \frac{Mr}{Me \cdot \text{ум.вал.}}$$

Масалан, $\mathcal{E}_{K_3PO_4} = \frac{215}{3} = 71,67$, $\mathcal{E}_{Ca(H_2PO_4)_2} = \frac{234}{2} = 117$

Нисбий атом ва нисбий молекуляр масса.

Атомларнинг ва молекулаларнинг массалари ниҳоятда кичик, амалда улардан фойдаланиш жуда ноқулай.

Атом ва молекулаларни массаларини грамларда ёки килограмларда (г, кг) ифодаланишига абсолют масса дейилади (m- билан белгиланади). Атом ва молекулаларнинг абсолют массаларини энг сезгир тарозиларда ҳам тортиб бўлмайди (масалан, $m(H)=1,6604 \cdot 10^{-27}$ кг, $m(C)=1,993 \cdot 10^{-26}$ кг, $m(S) = 53,12 \cdot 10^{-26}$ кг, $m(O) = 26,56 \cdot 10^{-26}$ кг...)

Шунинг учун атом ва молекулаларнинг нисбий массаларидан фойдаланилади.

Атом масса бирлиги (а.м.б.) 1961 йилдан бошлаб атом массасининг бирлиги сифатида углерод бирлиги қабул қилинган, бу углерод-12, яъни углерод ^{12}C изотопи атом массасининг 1/12 қисмига тенг, у қуйидагича топилади:

$$m_{(a.m.b.)} = \frac{1}{12} \cdot m_{(c)} = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Кимёвий элементнинг нисбий атом массаси (Ar) – (r-“relative”-нисбий) деб тегишли кимёвий элемент атом массасининг ^{12}C –углерод изотопи массасининг 1/12 га нисбатига тенг.

$$Ar(x) = \frac{m_a(x)}{\frac{1}{12} \cdot m_a(C)} = \frac{m_a(x)_{кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = \frac{m_a(x)_{г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}}$$

бу ерда $m_a(x)$ - берилган атомнинг абсолют массаси.

Грамм билан грамм қисқаргани сабабли, нисбий атом масса (Ar)- ўлчамсиз катталиқ. Ar нинг қиймати Д.И.Менделеевнинг кимёвий элементлар жадвалида келтирилган.

Юқорида келтирилган фикрларни тушуниш учун мисол келтирамиз. Олтингургуртнинг абсолют атом массаси $m(S) = 53,12 \cdot 10^{-24}$ г бўлса, олтингургуртнинг нисбий атом массасини топинг:

$$Ar(S) = \frac{m_a(S)}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = \frac{53,12 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 32,0$$

Нисбий молекуляр масса (Mr)- худди нисбий атом массаси каби, молекула массасини углерод ^{12}C изотопи массасининг $1/12$ га нисбатига ёки атом масса бирлигига нисбатига тенг:

$$Mr(x) = \frac{m_a(x)}{\frac{1}{12} \cdot m_a(C)} = \frac{m_a(x)_{кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = \frac{m_a(x)_{г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}}$$

бу ерда $m_a(x)$ -берилган молекулани абсолют массаси.

Модданинг нисбий молекуляр массаси ҳам молекулани абсолют массаси, атом масса бирлигидан қанча катта эканлигини кўрсатадиган сон бўлиб, ўлчамсиз катталиқдир.

Масалан, $Al(OH)_3$ нинг абсолют массаси $m_a(Al(OH)_3) = 129,48 \cdot 10^{-24}$ бўлса унинг нисбий моляр массасини ҳисобланг:

$$Mr(Al(OH)_3) = \frac{129,48 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ кг}} = 78$$

Нисбий молекуляр массани ҳисоблашни энг қулай усули, молекула таркибига кирган элементлар нисбий атом массаларининг йиғиндисини ҳисоблаш усулидир. $Mr(X_n Y_m) = nAr(X) + mAr(Y) + \dots$

Масалан, $Al(OH)_3$ – нинг нисбий моляр массасини ҳисоблайлик.

$$Mr(Al(OH)_3) = Ar(Al) + 3Ar(O) + 3Ar(H) = 27 + 3 \cdot 16 + 3 \cdot 1 = 78$$

Моляр масса, моль (M) – бу модда массасининг модда миқдорига бўлган нисбатидир.

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)}$$

бу ерда $M(x)$ – х модданинг моляр массаси;

$m(x)$ - х модданинг массаси;

$n(x)$ – х модданинг миқдори.

Моляр массанинг СИ бирлиги – кг/моль, г/моль.

Масса бирлиги кг, г. 1971 йилда модда миқдори бирлиги сифатида мол (лотинча moles миқдор) қабул қилинган.

Углерод ^{12}C изотопининг 0,012 кг даги атомлари сонига тенг бўлган структуравий бирликка эга бўлган модда миқдорига мол деб аталади. Модда миқдори $n(\text{J})$ билан, моляр масса (M) кўпайтмасига тенг бўлган катталиқка модда массаси (m) дейилади:

$$m = M \cdot J_{\text{ёки}} \quad m = M \cdot n \quad (1)$$

$$n(\text{J}) = \frac{m}{M} \quad (2)$$

$$M = \frac{m}{n(\text{J})} \quad (3)$$

1-чи, 2-чи ва 3-чи тенгламалар модда массаси (m), модда миқдори (n ёки J) ва моляр массалар (M) орасидаги боғлиқликни ифодалайди.

Битта мисолни кўздан кечирайлик. Массаси 12 г бўлган SO_3 да қанча миқдор модда бор?

$$n(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3)} = \frac{12\text{г}}{80\text{г/мол}} = 0,15\text{мол} \quad \text{ёки}$$

0,15 моль SO_3 ни массасини топайлик: (1-формуладан):

$$m(\text{SO}_3) = M \cdot n = 80 \cdot 0,15 = 12 \text{ г}$$

Энди 1-чи ва 2-чи формулалардан фойдаланиб 3- формула бўйича SO_3 нинг моляр массасини топамиз:

$$M = \frac{12\text{г}}{0,15\text{мол}} = 80\text{г/мол}$$

Масса улуши (ω). Модданинг масса улуши деб системадаги берилган модданинг массаси системанинг умумий массасига бўлган нисбатига

$$w(x) = \frac{m(x)}{m_{\text{ум}}}$$

айтилади:

Бу ерда $\omega(x)$ – системадаги x модданинг (компонентнинг) масса улуши;

$m(x)$ – x компонентнинг массаси:

$m_{\text{ум}}$ – системанинг умумий массаси.

Одатда масса улуши бирорта мураккаб моддадаги элементларнинг массаларни улушларда ифодалаш учун қўлланилади. Бунда мураккаб модда таркибидаги элементларни умумий ҳиссасини бирга тенг деб қабул қилинади ва ҳар бир элемент улуши қуйидагича топилади.

$$w(x_1) = \frac{m(x_1)}{m_{\text{ум}}}$$

Масалан СаО таркибини масса улушларда ифодалайлик:

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г / мол}$$

$$w(\text{Ca}) = \frac{40}{56} = 0,71$$

$$w(\text{O}) = \frac{16}{56} = 0,29$$

Одатда масса улуши фоизларда ифодаланади:

$$w(x) = \frac{m(x)}{m_{\text{ум}}} \cdot 100\%$$

Демак, СаО да кальцийнинг улуши 71%, кислородники эса 29% бўлади.

Кимёнинг газ қонунлари

Гей-Люссак (1804 – 1808 й) реакцияга киришаётган ва реакция натижасида ҳосил бўладиган газсимон моддаларнинг ҳажмларини ўлчаш билан шуғулланди. Ўз ишларининг натижаларини оддий ҳажмий нисбатлар қонуни ёки Гей Люссакни “Кимёвий” қонуни деб эълон қилди.

“Ўзгармас температура ва босимда реакцияга киришувчи газларнинг ҳажмлари, реакцияда ҳосил бўлган газсимон маҳсулотларининг ҳажмлари ўзаро кичик бутун сонлар каби нисбатда бўлади”.

Масалан: 1 ҳажм водород + 1 ҳажм хлор = 2 ҳажм HCl 1:1:2

1 ҳажм кислород + 2 ҳажм водород = 2 ҳажм сув 1:2:2 бу ерда ҳажм нима учун 1га камайишини исботлаб бера олмади.

Авогадро қонуни. “Бир хил шароитда (температура ва босим) тенг ҳажмдаги ҳар хил газларнинг молекулалар сони бир хил бўлади”. Бу қонунни 1811йил Италиялик олим Авогадро очди.

Авогадро ўз қонунига асосланиб оддий газларнинг (водород, азот, кислород, фтор, хлор...) молекулалари икки атомли бўлишини ҳисобга олиб, ҳажмий нисбатлар қонунини осон тушунтирилишини исботлади. Реакцияда иштирок этувчи газларнинг ҳажмий нисбатларини реакция тенгламасидаги коэффициентлар кўрсатади:

Масалан: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $n_{\text{H}_2} : n_{\text{Cl}_2} : n_{\text{HCl}} = 1:1:2$

$\text{O}_2 + 2\text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ $n_{\text{O}_2} : n_{\text{H}_2} : n_{\text{H}_2\text{O}} = 1:2:2$

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ $n_{\text{N}_2} : n_{\text{H}_2} : n_{\text{NH}_3} = 1:3:2$

Каби нисбатлар келиб чиқади ва бу нисбатлар Гей-Люссакнинг тажрибада топган нисбатларига айнан мос келади. 1 ҳажм водороднинг ёниши учун бир ҳажм хлор сарфланади ва бунда 2 ҳажм водород хлорид буғлари ҳосил бўлади, ҳажмий нисбатлар 1:1:2.

Авогадро қонунидан келиб чиқадиган хулосалар:

1. Берилган шароитда ҳар қандай газнинг бир мол миқдори тенг ҳажмни эгаллайди. Агар шароитни нормал шароитга келтирсак ($t=0^{\circ}\text{C}$, $P=1\text{атм}$ ёки $101,325\text{ кПа}$ н.ш деб белгиланади) бир мол ҳар қандай газнинг ҳажми 22,4л га тенг. Бу ҳажм газнинг моляр ҳажми (V_m) дейилади ва у газ ҳажмини модда миқдорига нисбатига тенг:

$$n_m = \frac{n}{V} = 22,4\text{ мол} / \text{л}$$

22,4 л – бу ҳажмга н.ш.да газларнинг моляр ҳажми дейилади.

2. Бир хил шароитда тенг ҳажмдаги ҳар хил газларнинг массаларининг нисбати уларнинг моляр массаларини нисбати каби бўлади.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Моляр массаларининг нисбати биринчи газнинг иккинчи газга нисбатан зичлиги дейилади:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{nM_1}{nM_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{D_1}{D_2}$$

бу нисбат бир газнинг иккинчи газга нисбатан нисбий зичлиги дейилади. $\frac{D_1}{D_2} = D$

Одатда газларнинг нисбий зичликлари водородга нисбатан $D_{H_2} = \frac{M}{2}$ ёки ҳавога нисбатан (ҳавонинг ўртача моляр массаси $M=29$ га тенг) $D_x = \frac{M}{29}$ топилади. Газларнинг нисбий зичликлари орқали ҳар қандай газнинг моляр массасини ҳисоблаб топилади:

$$M_{\text{газ}} = 2 D_{H_2} \quad M_{\text{газ}} = 29 D_x$$

3. н.ш.да ҳар қандай газнинг бир молида ёки 22,4 литрида молекулалар сони $6,02 \cdot 10^{23}$ та бўлади. Бунга Авогадро сони дейилади ва N_A билан белгиланади. Шундай қилиб ҳар қандай газнинг н.ш. да $6,02 \cdot 10^{23}$ та молекулалари бир мол бўлади ёки $6,02 \cdot 10^{23}$ та молекула н.ш.да 22,4 л ҳажмни эгаллайди.

4. Ҳар қандай газнинг моляр массасини унинг зичлиги (г/л) ни моляр ҳажмига кўпайтириб топиш мумкин:

$$M_{\text{газ}} = 22,4_l \cdot r \frac{\text{г}}{\text{л}}$$

Масалан н.ш.да водороднинг зичлиги $r = 0,09$ г/л бўлса унинг моляр массаси $M_{H_2} = 22,4 \cdot 0,09 = 2,02$

5. Газлар аралашмасининг ўртача моляр массаси уларни аралашмадаги ҳажмий улушларини (j) моляр массаларига кўпайтмаларининг йиғиндисига тенг: $M_{\text{ўрт}} = j_1 M_1 + j_2 M_2 + \dots$

$$j_1 = V_1 / V_{\text{ум}}; \quad j_1 + j_2 + \dots = 1$$

6. Исталган шароитда газнинг маълум ҳажмидаги массасини ёки босимни Менделеев – Клапейрон тенгламаси ёрдамида топилади:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

3 Боб. КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТ. ОДДИЙ МОДДА. АЛЛОТРОПИЯ

Мураккаб модда. Кимёвий элементларнинг белгилари ва кимёвий формулалар. Оддий моддаларнинг формулалари, мураккаб моддаларнинг формулалари. График формулалар. Моддаларнинг хосслари: кимёвий хоссалари, физикавий хоссалари, моддаларнинг агрегат ҳолати. Модда формуласи бўйича кимёвий элементларнинг масса улушини ҳисоблаш. Валентлик ва оксидланиш даражаси.

Кимёвий элемент. Маълум ядро зарядлари билан тавсифланадиган атомлар турига кимёвий элемент дейилади.

Мусбат ядро зарядлари бир хил атомлар турига кимёвий элемент дейилади.

Ёки ядросининг мусбат зарядлари бир хил бўлган атомларнинг муайян турига кимёвий элемент дейилади.

Кимёвий элемент – ядро зарядлари бир хил бўлган атомларнинг алоҳида туридир.

Кимёвий элементга қандай таъриф беришимиздан қатъий назар уни тавсифлайдиган асосий белги унинг ядро зарядидир.

Масалан, кислород кимёвий элементининг ҳамма атомлари ядро зарядлари 8 га тенг, ёки ядро заряди 8 га тенг бўлган фақат биргина кислород элементи тавсифланади.

Ҳозирги вақтда мусбат ядро зарядлари бир – биридан фарк қиладиган 105 та атомлар тури, ёки 105 та кимёвий элементлар маълум. (Кўпчилик дарсликларда кимёвий элементлар сони 108 ёки 110 деб кўрсатилган, аммо IUPAC томонидан тасдиқланиб, даврий жадвалларда берилган элементлар сони 105 тадир). Нисбатан кам сондаги кимёвий

элементлар улкан сондаги моддаларни ҳосил қилади. Ҳар бир элемент белгига ва номга эга. Элементларнинг белгилари тўғрисида сал кейинроқ тўхталамиз. Кимёвий белгилар (символлар) – куйидаги ахборотларни беради: кимёвий элемент – P фосфор элементи, модда миқдори – 1 мол кимёвий элементга мувофиқ $N_A=6,02 \cdot 10^{23}$ заррача, 1 мол кимёвий элемент массаси 31 г га тенг.

Кўпчилик кимёвий элементлар буюк олимлар (элементни очган олимнинг) номи билан аталади.

Масалан; 96 Cm - Кюри, 97 Bk - Беркли, 99 Es - Эйнштейн, 100 Fm - Ферми, 101 Md - Менделеев, 102 No - Нобел, 104 Cu - Курчатов, 105 Ns - Нильсбори ва ҳ.к.

Айрим кимёвий элементлар мамлакатлар (ватан) номи билан аталади.

Масалан, 87Fr-Франция (Франция), 84Po-Полоний (Польша), 44Ru-Рутений (Россия), 15Am-Америций (Америка), 32Ge-Германий (Германия).

92U-уран, 93Np-Нептуний, 94Pu-Плутоний планеталар номи билан аталган.

52Te-Теллур (Tellos – лотинча – ер) ер шарафига, 34Se-Селен (selenium – лотинча – ой) ой шарафига қўйилган.

Кимёвий элементлар металлларга ва металлмасларга бўлинади.

Агар Менделеев даврий жадвалининг қисқа вариантыда бор элементдан астафача диагональ ўтказсак, бу диагональнинг чап томонида фақат металллар, ўнг томонида металлмаслар ва катта даврий металлари жойлашади.

105 та кимёвий элементлардан 22 таси металлмас ва 83 таси металллардир.

Металллар ўз навбатида қуйидагига бўлинади:

Ишқорий – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Ишқорий-ер – Ca, Sr, Ba, Ra.

Сийрак-ер – Sc, Y, La ва лантанидлар, Ac- ва актинидлар.

Металмаслар ҳам бўлинадилар:

Инерт (асл) газлар – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Галогенлар – F, Cl, Br, I, At

Халкогенлар – O, S, Se, Te

Пниктогенлар – N, P, As

Металмасларга – H, B, C, ва Si лар ҳам кирилади. Кимёвий элементларни металллар ва металлмасларга бўлиниши маълум даражада шартли. Масалан, Cr, Mn, Zn - типик металллар, аммо улар айрим бирикмаларида

– CrO_3 , Mn_2O_7 типик кислотали оксидлар, уларга мувофиқ келадиган H_2CrO_4 , HMnO_4 , H_2ZnO_2 кислоталарда улар ўзларини типик металмаслардек тутадилар. Бир бирикмада ўзини металмасдек тутган элемент иккинчи бирикмада металдек тутди ёки аксинча. Бошқа томондан йод (I) типик металмас, аммо оддий модда ҳолида I_2 айрим металл (қаттиқлик, ялтироқлик) хоссаларини намоён қилади. Шунинг учун кўпинча I_2 металл йод деб ҳам аталади.

Элементларнинг табиатда тарқалиши.

Кимёвий элементларнинг муҳим хусусиятларидан бири уларнинг табиатда, яъни ер шарида, қобиғида (ер қобиғи деганда литосфера 17 км гача чуқурликка олинган ернинг қаттиқ пўстлоғи, гидросфера деганда денгиз ва океанлар суви сатҳидан 15 км гача чуқурлик, атмосфера деганда 15 км гача баландликдаги ҳаво қатлами тушунилади) тарқалганлигидир.

Шу кунгача бизга маълум бўлган 105 та элементдан 88 таси табиатда топилган (қолганлари лабораторияларда сунъий усулда олинган), лекин уларнинг ер қобиғида тарқалганлиги турличадир.

Бутун ер қобиғи оғирлигининг 99,79 фоизини қўйидаги 9 та кимёвий элемент ташкил қилади: масса бўйича – кислород – 47,2%, Si–27,6%, Al–8,8%, Fe–5,1%, Ca–3,6%, Na–2,64%, K–2,6%, Mg–2,1%, H–0,15% ташкил қилади. Келтирилган натижалардан кўриниб турибдики, кимёвий элементларнинг табиатда тарқалишлари умуман бир хилда эмас. Қолган элементларга эса ҳаммаси бўлиб 0,21% тўғри келади.

Космосда энг кўп тарқалган элементлар Н ва Не дир. Ҳавода энг кўп тарқалган элементлар азот ҳажм жиҳатидан – 78,1% ва кислород – 20,8%. Кимёвий элементларнинг ер қобиғида тарқалишига Кларк дейилади (Кларк – америкалик геокимёгар).

Сувда – Н- 11,11% ва О- 88,89% бўлади.

“Кимёвий элемент” тушунчаси “атом” тушунчаси орқали ифодаланади ёки айтилади:

Атом – кимёвий элементнинг мавжудлигини материал формаси, шунинг учун атомнинг ҳамма тавсифи бир вақтнинг ўзида кимёвий элементнинг ҳам тавсифидир.

Бундан кимёвий элементни тавсифлашда қўйидагиларни кўрсатиш лозимлиги келиб чиқади:

номланиши, кимёвий белгиси, Д.И. Менделеевнинг элементлар даврий системасидаги ўрни;

абсолют (m) ва нисбий (Ar) массалари;

ядро тузилишини ва электрон қобикларини, электрон формуласини; изотоп таркибини, табиатда тарқалиши ва учрашини;

айни кимёвий элемент ҳосил қиладиган оддий ва мураккаб моддаларни;

электроманфийлик қиймати ва бошқа элементлар билан бирикмаларидаги кимёвий боғланиш типларини;

намоён қиладиган валентликлари қийматини ва оксидланиш даражаларини;

кимёвий хоссаларини.

Оддий модда. Аллотропия.

Кимёвий элементларнинг атомлари бир-биридан алоҳида эркин ҳолатда жуда юқори температурада мавжуд бўлади. Бошқа ҳар қандай ҳолатда жуда кўпчилик кимёвий элементларнинг атомлари бир-бирлари билан бирикиб атрофимизни ўраб олган моддаларни ҳосил қиладилар. Табиатда бу моддалар кўпинча турли моддаларнинг аралашмалари ҳолида учрайди.

Соф, тоза моддалар жуда кам учрайди.

Тоза модда – фақат битта модда заррачаларидан таркиб топган моддалардир.

Масалан, CO_2 – фақат CO_2 молекулаларидан таркиб топган. Агар модда фақат бир хил элемент атомларидан таркиб топган бўлса, оддий модда дейилади.

Масалан, мис (Cu) – фақат Cu элементи атомларидан ташкил топган.

Демак:

Оддий модда – бу битта кимёвий элементнинг атомларидан таркиб топгандир.

Бир хил кимёвий элемент хоссаси жиҳатдан бир-биридан фарқ қиладиган икки ёки ундан ортиқ оддий модда ҳосил қилиши аллотропия, бу моддаларга аллотропик шакл кўринишлар (ўзгаришлар) дейилади.

Масалан, углерод кимёвий элементи 3 та оддий модда ҳосил қилади – олмос, графит, карбин, бу моддаларнинг таркиби биргина углерод

атомларидан таркиб топган. Кимёвий элемент кислород эса 2 та оддий модда – O_2 ва O_3 ҳосил қилади.

Аллотропия ҳодисаси иккита сабабга кўра намоён бўлади:

молекуладаги ҳар хил атомлар сонига кўра (O_2, O_3);

модда кристалл панжарасининг ҳар хил тузилишига кўра (олмос, графит, карбин).

Қуйида баъзи кимёвий элементларни аллотропик модификацияларини келтирамиз.

Кремний – кристаллик кремний (олмосга ўхшаш) ва аморф кремний

Фосфор – оқ фосфор, қизил фосфор ва қора фосфор.

Олтингугурт – ромбик - $S(\alpha-s)$, моноклиник - $S(\beta-s)$ ва пластик ёки аморф-S.

Мишьяк – Сарик - As (оқ P_4 ўхшаш), кулранг - As ва қора – As.

Сурьма – сарик - Sb, кулранг металллик - Sb ва қора Sb.

Селен – тўқ кулранг металллик - Se ва аморф – Se.

Теллур – ялтироқ-кумуш-кулранг – Te ва аморф – Te.

Қалай – оқ-кумуш ранг $\beta-Sn$ ва кулранг $\alpha-Sn$.

Аллотропия ҳодисаси борлиги сабабли 105 та кимёвий элементлар учун 400 га яқин оддий моддалар тури маълум.

Оддий моддалар қуйидаги структураларда бўлади:

атом структурага – инерт газлар, C, Si

металллик структурага – ҳамма металллар;

молекуляр структурага – $H_2, N_2, O_2, O_3, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, S_8, P_4...$

Модда (оддий ва мураккаб) ўзларида қуйидаги тавсифларни намоён қилади:

модда формуласи берадиган ахборотларни;

физикавий хоссаларни;

табиатда тарқалишини;

олинишлари;

ишлатилишлари.

Кўпчилик ҳолларда кимёвий элементнинг номланиши ва оддий моддаларнинг белгиланиши тўғри келишига қарамасдан “кимёвий элемент” тушунчаси билан “оддий модда” тушунчасини бир хил тушуниш мумкин эмас, уларни фарқлай билиш лозим.

Масалан, углерод, кислород, темир кимёвий элементлари бор ва углерод, кислород, темир оддий моддалари бор. Шунинг учун ҳар сафар

ушбу атамалар айтилганда гап кимёвий элемент тўғрисидами ёки оддий модда тўғрисида бораётганлигига эътибор бериш лозим.

Масалан, агар кислород “сув молекуласи таркибига кирази” дейилса, гап кимёвий элемент тўғрисида борган бўлади ва O деб ёзилади, агар “кислород ёнишга ёрдам беради, ёки нафас олаётган ҳаво таркибида кислород” бўлади дейилса, гап оддий модда тўғрисида бораётганлигини билдиради ва O_2 кўришида ёзилади.

Оддий моддаларнинг номи уни ташкил қилган элемент номи билан аталаверади. Масалан, қаттиқ моддалар: натрий, мис, олтин, темир, алюминий, суюқ моддалар, симоб, бром, газ моддалар водород, кислород, азот, фтор, хлор... ўзларини ташкил қилган элементларнинг номи билан юритилади. Оддий моддаларнинг ўзи ҳам металллар ва металмасларга бўлинишини юқорида айтган эдик. Қуйидаги схемада бу бўлинишни мисоллар билан кўрсатилган:



Мураккаб моддалар. Аралашмалар.

Икки ёки бир неча элемент атомларининг муайян тартибда бири-киш маҳсулотларига мураккаб моддалар дейилади.

Ҳар хил элементлар атомларидан ташкил топган моддаларга мураккаб моддалар ёки кимёвий бирикмалар дейилади.

Кимёвий бирикмалар – элементларнинг ўзаро реакцияларидан, ёки бошқа бирикмалардан, ёки бирикмалар ва элементлардан ҳосил бўлади. Уларнинг хоссалари олинган моддаларнинг хоссаларидан фарқ қилади.

Кимёвий бирикмаларнинг асосий белгиларига киради:

бир жинслилик;

таркибнинг доимийлиги;

физикавий ва кимёвий хоссаларнинг доимийлиги;

ҳосил бўлишида энергиянинг чиқиши ёки ютилиши;

физикавий усуллар билан таркибий қисмларга ажратиш мумкин эмаслиги.

Табиатда абсолют тоза модда йўқ. Ҳар қандай моддада ҳеч бўлмаганда жуда оз миқдорда аралашмалар бўлади. Агар аралашмадаги битта модданинг миқдори қолган ҳамма моддалардан анча кўп бўлса, шартли равишда бундай моддани индивидуал кимёвий бирикма дейилади.

Саноат миқёсида чиқариладиган моддадаги рухсат этилган аралашмалар миқдори стандарт билан аниқланади ва модда маркасига боғлиқ бўлади.

Умум қабул қилган моддаларнинг қўйидаги маркалари мавжуд:

техн – техник тоза, (20% - гача аралашма бўлади);

Т – тоза;

а.у.т. – анализ учун тоза;

К.т – кимёвий тоза (10^{-2} - 10^{-3} % гача)

М.т – маҳсус тоза (10^{-6} % гача)

Аралашмалар. Бир неча компонентлардан таркиб топган системага (моддаларга) аралашмалар дейилади. Механик аралашмани ҳосил қилувчи моддаларга (компонентлар) дейилади.

Бунда аралашманинг асосий массасини ташкил қиладиган бошқа ҳамма моддаларга – аралашмалар дейилади. Механик аралашмаларнинг кимёвий бирикмалардан фарқи:

- механик аралашмани ҳосил қилган компонентларни ҳар хил зичликларига (r), суюқланиш (t_c), қайнаш температураларига (t_k), эрувчан-

ликларига, магнит хоссаларига ва бошқа физик хоссаларига асосланган ҳолда исталган механик аралашмани физикавий усуллар билан таркибий қисмларга ажратиш мумкин (масалан шакарнинг сувдаги эритмасини сувни буғлатиб ажратиш мумкин);

таркибнинг доимий эмаслиги;

физикавий ва кимёвий хоссаларини доимий эмаслиги;

бир жинсли эмасликлари (аммо суюқликлар ва ҳаво бир жинслидир);

механик аралашмани ҳосил бўлишида энергиянинг (иссиқлик) чиқиши ва ютилиши кузатилмайди.

Механик аралашмалар ва кимёвий бирикмалар оралиғидаги ҳолатни эритмалар эгаллайди. Эритмалар бир жиҳатдан кимёвий бирикмаларга ўхшаса иккинчи жиҳатдан механик аралашмаларга ўхшайди.

Эритмалар кимёвий бирикмаларга ўхшайди:

бир жинслиги билан;

эритмалар ҳосил бўлишида иссиқлик ютилиши ёки чиқиши билан.

Эритмаларнинг механик аралашмаларга ўхшашлиги:

физикавий усулларда осонлик билан таркибий қисмларга ажралиши билан,

таркибнинг доимий эмаслиги билан, эритма таркиби кенг чегарада ўзгаради.

Кимёвий элементларнинг белгилари (символлари).

Элементнинг кимёвий белгиси ёки кимёвий симболи бу айти элементнинг латинча номининг биринчи бош ҳарфи билан ундан кейинги иккинчи, ёки учинчи, тўртинчи ва ҳ.к. ҳарфларидир.

Масалан: Oxygenium – O, Nitrogenium – N, Cuprum – Cu, Aurum – Au, Argentium – Ag, Mendeleviy – Md.

Кимёвий элементнинг белгиси берадиган ахборотлар қўйидаги жадвалда берилган:

Кимёвий белги берадиган ахборот	Мисол: Na
Элементнинг номи	Натрий
Элементнинг қайси кимёвий элементлар синфига мансублиги	Ишқорий металл
Элементнинг бир атомини	1 атом натрий
Айти элементнинг нисбий атом массасини (Ar)	Ar(Na) = 23
Айти элементнинг абсолют атом массасини (m) $m = Ar \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$ г ёки $Ar \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг	$m(\text{Na}) = 23 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$ г = $38,18 \cdot 10^{-24}$ г ёки $23 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг = $38,18 \cdot 10^{-27}$ кг

Кўпчилик ҳолларда кимёвий белгининг номи кимёвий элементнинг номи каби ўқилади.

Масалан: Na – натрий, Mg – магний, Ni – никел, Cr – хром, Co – кобальт, Ar – аргон, B – бор, Se – селен, Cl – хлор, Ba – барий, Ra – радий, Pt – платина ва ҳ.к..

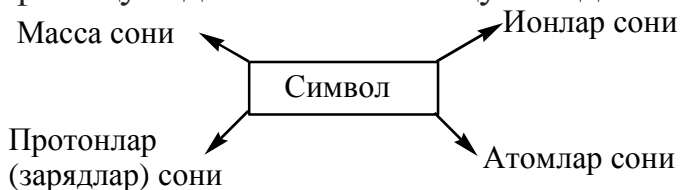
Қуйидаги жадвалда кимёвий элементнинг номи бошқача ўқиладиган ҳоллар келтирилган:

Кимёвий элементнинг номи	Кимёвий белгиси	Кимёвий белгининг ўқилиши
1	2	3
Азот	N	Эн
Водород	H	Аш
1	2	3
Темир	Fe	Феррум
Олтин	Au	Аурум
Кислород	O	О
Кремний	Si	Силициум
Мис	Cu	Купрум
Қалай	Sn	Станнум
Симоб	Hg	Гидраргирум
Қўрғошин	Pb	Плюмбум
Олтингугурт	S	Эс
Кумуш	Ag	Аргентум
Углерод	C	Це
Фосфор	P	Пэ
Мишьяк	As	Арсеникум
Сурьма	Sb	Стибиум

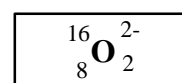
Демак, кимёвий элементнинг белгиси (символи) айти элементнинг формуласини ҳам англатади. Бу тушунчани кенгроқ оддий моддалар ва уларнинг формулаларида кўриб чиқамиз.

Оддий моддаларнинг формулалари.

Формула – кимёвий бирикмани ҳамда кимёвий элементни – молекулани таркибини ифодалайди. Формулалар – кимёвий белги (символ) атрофига қуйидаги 4 катталиқ қўйилади:



Масалан



Кўпчилик оддий моддаларнинг кимёвий формулалари (ҳамма металллар ва баъзи металмаслар) тегишли кимёвий элементларнинг белгилари билан ифодаланади. Масалан: кальций моддаси ва кальций кимёвий элементи бир хил кимёвий белги – Ca билан ифодаланади.

Агар оддий модда молекуляр структурага эга бўлса (молекула кўринишида мавжуд бўлса), унинг формуласи – тегишли кимёвий элемент белгиси ўнгида қўйи қисмида молекуладаги атомлар сонини кўрсатувчи сон индекс қўйилади (юқоридаги схемага қаранг).

Масалан: H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 ..

Олтингугурт (S) мисолида оддий модда формуласи берадиган ахборотлар билан танишайлик:

Модданинг номи	Олтингугурт (ромбик, моноклинник, пластик)
Қайси модда синфига мансублигини	Металмас, халькоген
Модданинг бир атомини	1 атом олтингугурт
Моддани ҳосил қиладиган элементнинг нисбий атом массасини (Ar)	Ar(S)=32
Абсолют атом массасини (m)	$m(S)=32 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$; $m=53,12 \cdot 10^{-24} \text{ г}$
Модданинг бир молини	1 атом олтингугурт ёки $6,02 \cdot 10^{23}$ та олтингугурт атомлари
Модданинг моляр массасини (M(S))	$M(S)=Ar(S)=32 \text{ г/мол}$

Кимёвий элемент ва оддий модда формулалари турлари тўғрисида гапириш маъносиздир, фақат оддий моддаларнинг атом ёки молекуляр структуралари тўғрисида гапириш мумкин. Масалан, оддий модда ҳолида углерод – олмос, графит ва карбин кўринишларида учрайди. Уларнинг структуравий тузилишлари ҳар хилдир.

Шунингдек O_2 ва O_3 нинг ҳам молекуляр тузилишлари ҳар хилдир.

Мураккаб моддаларнинг формулалари.

Мураккаб моддаларнинг формулалари бу модда таркибига кирадиган элементларнинг белгиларини ва молекуладаги ҳар бир элементлар атомлар сонини кўрсатиш билан тузилади. Бунда қоида бўйича кимёвий элементларни электроманфийликлари ортиб бориши бўйича қўйидаги амалдаги қатор асосида тузилади:

Me, Si, B, Te, H, P, As, I, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F.

Масалан: H_2S , HCl , CaO , Fe_2O_3 , CS_2 , OF_2 , NaN , K_2SO_4 .

Бу қоидадан азотнинг водород билан айрим бирикмалари (NH_3 , N_2H_4 – гидразин) ёки PH_3 , ҳамда органик кислоталарнинг тузлари ($HCOONa$, $(CH_3COO)_2Ca$..), углеводородлар (CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 ..) мустаснодир. Димер ёки тример кўринишида бўладиган моддаларнинг формулалари (NO_2 , P_2O_3 , P_2O_5 , SO_3) бир валентли симоб тузлари ($HgCl$, $HgNO_3$) кўйидаги кўринишда ёзилади:

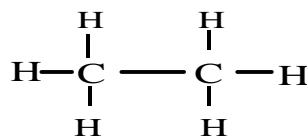
N_2O_4 , P_4O_6 , P_4O_{10} , S_3O_9 , Hg_2Cl_2 , $Hg_2(NO_3)_2$..).

Формулалар – эмпирик формула, график формула, (у кўпинча структура формула деб ҳам юритилади) ва қисқартирилган структура формулаларга бўлинади:

1. **Эмпирик (йиғма) формула** – формуланинг оддий, энг кўп тарқалган тури. Эмпирик формула модда таркиби тўғрисида ахборотни берсада, ундаги атом ёки ионлар орасидаги боғланиш тури, модданинг тузилиши тўғрисида ҳеч қандай маълумот бермайди. Эмпирик (“Эмпирио” - тажриба) – яъни кўпгина мураккаб моддаларнинг кимёвий формулалари тажриба йўли билан аниқланган. Шу сабабли уларга эмпирик формулалар дейилади.

Масалан: H_2O , K_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$, $FeCl_3$, $NaClO$..

2. **Структура формула** – атомлар орасидаги боғланишни кўрсатиб, молекулани тасвирлашда фойдаланилади:



Масалан: N_2 , $N \equiv N$, C_2H_6 ,

C_2H_2 , $H-C \equiv C-H$

3. **Қисқартирилган структура формула:**

$CH_3 - CH_3$, $CH_2 = CH_2$, $CH_3 - CH_2COOH$ ва ҳ.к.

Структура формула ва қисқартирилган формулалар билан кўпинча органик кимёда дуч келаемиз. Чунки органик кимёда, органик жараёнларни ва уларда иштирок этаётган моддаларни структура ва қисқартирилган структура ҳолида ёзиб, реакцияларнинг бориш механизмлари осон тушунтирилади.

Анорганик кимёда кўпинча моддаларнинг график формулалари тушунчасидан фойдаланилади. График формулалар тўғрисида кейинги мавзуларда тўхталамиз.

Мураккаб модданинг формуласи қандай ахборотларни бериши кўйидаги жадвалда келтирилган.

Ахборотлар	Мисол: $NaHCO_3$
------------	------------------

1	2
Модданинг номи	Натрий гидрокарбонат
Модданинг қайси синфга мансублиги	Нордон туз
Модданинг бир молекуласи	1 молекула натрий гидрокарбонат
Бир мол модда.	$6,02 \cdot 10^{23}$ NaHCO_3 молекуласи
Модданинг нисбий молекуляр массасини (Mr)	$M_r(\text{NaHCO}_3) = 84$
Модданинг моляр массасини (M)	$M(\text{NaHCO}_3) = 84$ г/мол
Модданинг абсолют молекуляр массасини (m)	$m(\text{NaHCO}_3) = M_r(\text{NaHCO}_3) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$ г = $139,4 \cdot 10^{-24}$ г
Сифат таркибини (модда қандай кимёвий элементлардан ҳосил бўлганлиги)	Натрий, водород, углерод ва кислород
1	2
Модданинг миқдор таркибини: - бир молекула моддадаги ҳар бир элемент атомлар сони - бир моль моддадаги ҳар бир элементнинг моллар сони	Натрий гидрокарбонат молекуласи бир атом натрий, 1 атом Н, 1 атом С ва 3 атом О дан иборат 1 моль NaHCO_3 ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекула) да бўлади: - 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ атомлар) Na кимёвий элементи - 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ атомлар) H кимёвий элементи - 3 моль ($3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомлар) O кимёвий элементи
Модданинг масса таркиби: 1 моль моддадаги ҳар бир элементнинг массаси	1 моль натрий гидрокарбонат (84г) да бўлади: - 23 г Na кимёвий элементи - 1 г H кимёвий элементи - 12 г C кимёвий элементи - 48 г O кимёвий элементи
Моддадаги кимёвий элементларнинг масса улушлари (модда таркиби масса бўйича фоизларда)	Масса бўйича натрий гидрокарбонатда (%): $w(\text{Na}) = 23/84 = 0,274 = (27,4\%)$ $w(\text{H}) = 1/84 = 0,0119 = (1,2\%)$ $w(\text{C}) = 12/84 = 0,143 = 14,3\%$ $w(\text{O}) = 48/84 = 0,57 = 57\%$
Ион структурали моддалар учун: (тузлар, кислоталар, ишқорлар) моддадаги ҳар бир ионлар сони, уларнинг миқдорлари ва массалари (1 моль моддада) тўғрисидаги ахборот-	Натрий гидрокарбонат молекуласи - Na^+ ва HCO_3^- ионларидан тузилган - 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекула) натрий гидрокарбонат 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$) Na^+ ионларидан ва 1

ларни беради.	моль ($6,02 \cdot 10^{23}$) HCO_3^- ионларидан иборат 1 моль (84 г) натрийгидрокарбонатда 23 г Na^+ ионлари ва 61 г HCO_3^- ионлари бўлади
Модданинг моляр ҳажми н.ш. да (фақат газлар учун)	–

График формулалар

Модда тўғрисида тўлароқ ахборот олиш учун уларнинг график формулаларидан фойдаланилади.

График формула – бирор моддани ундаги элементларнинг валентликларига боғлиқлигини кўргазмани тасвирлаш учун қўлланиладиган чизма.

График формула молекуладаги атомларнинг боғланиш тартибини ва ҳар бир элементни валентлигини кўрсатади.

Молекуланинг муҳим тавсифларидан бири боғланиш тартиби (БТ) дир. Боғланиш тартиби – айна молекула таркибига кирадиган элементлар намоён қиладиган умумий боғланишлар сонини ифодалайди.

Анорганик бирикмаларнинг ҳамма синфларига кирадиган моддаларда (оксидлар, асослар, кислоталар ва тузлар) фақат S ва P боғлар бўлади. Бирламчи боғларнинг ҳаммаси S -боғлар, иккиламчи (=) боғларнинг бири S , бири P -боғ (=) ва учламчи (\equiv) боғларда биттаси S , қолган иккитаси- P боғ бўлади.

Демак, боғланиш тартиби – (БТ) айна моддадаги S ва P боғларнинг суммаси (йиғиндисига) тенг бўлади.

$$B.T = \sum S + \sum P$$

Боғланишлар тартибини кўпинча боғланишлар сони деб ҳам айтилади.

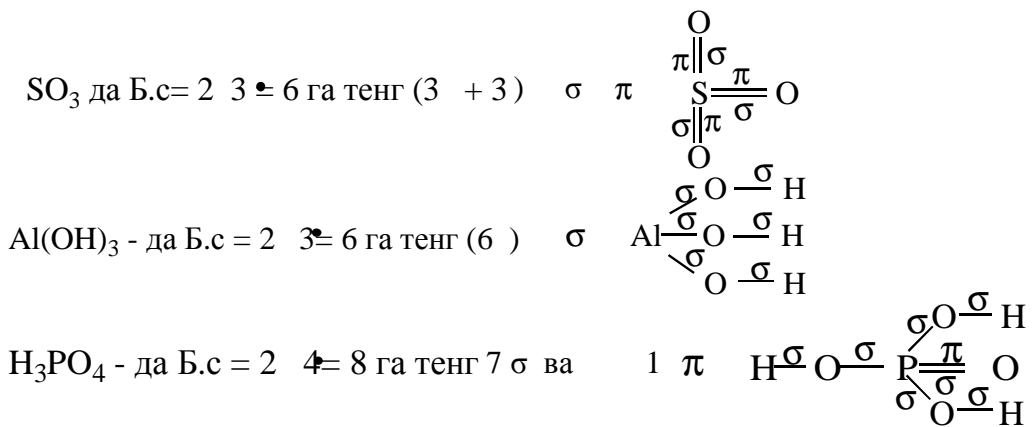
Кислородли кислоталар, асослар ва асосли, кислотали оксидлар ҳамда кислородли кислоталарнинг қолдиқларидан иборат бўлган тузларнинг боғланишлар сонини топиш учун қуйидаги тенгламадан фойдаланилади: ёки

$$B.T = 2n(O)$$

$$B.C = 2n(O)$$

бу ерда 2-кислороднинг валентлиги, n -моддадаги кислород атомлари сони. Боғларнинг карралигига қараб S ва P сонлар сони топилади.

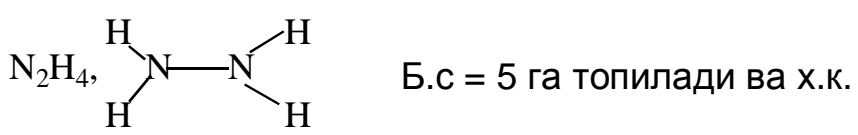
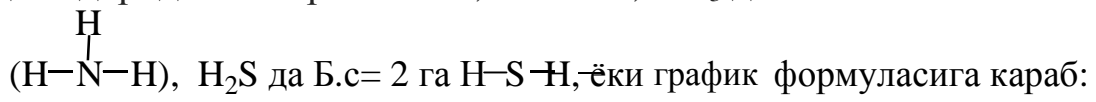
Масалан: CaO -да $B.c = 2 \cdot 1 = 2$ га тенг (1та S ва 1та P) $\text{Ca} = \text{O}$



$Al_2(SO_4)_3$ -да Б.с= $2 \cdot 12=24$ та S ва P боғлар бор.

Улардан $18S$ ва $6P$ боғлар бўлади.

Фақат водород ва бошқа кимёвий элементлардан ташкил топган моддаларда (NH_3 , N_2H_4 , PH_3 ..) кабиларда ҳамда кислородсиз кислота-ларда водород атомлари сонига, масалан, NH_3 да Бс = 3 га



Молекулалардан таркиб топган моддаларнинг график формулалари у ёки бу даражада айти молекулани тузилишини (структурасини) акс эттиради, бундай ҳолларда уларни структура формулалари ҳам дейилади.

Моддаларнинг график (структура) формулаларини тузиш учун зарур:

моддани ташкил қилган ҳамма кимёвий элементларни валентликларини аниқлаш (кимёвий элементларнинг валентлиги айти элемент атоми молекуладаги бошқа элемент атомлари билан боғланган умумий электронлар жуфти сонига тенг);

молекуладаги ҳар бир элемент миқдорини атомлар сонига тенг ҳолда моддани ҳосил қилувчи ҳамма кимёвий элементларнинг белгиларини (символларини) ёзиш;

кимёвий элементларнинг белгиларини чизиқчалар билан бирлаштириш;

ҳар бир чизиқча, кимёвий элементлар орасидаги боғни юзага келтирадиган умумий электрон жуфтни билдиради ва шу сабабли ҳар иккала элементга бир хил таъаллуқлидир;

кимёвий элемент белгисини ўраб олган чизиқчалар сони, айти кимёвий элемент валентлигига мувофиқ бўлиши керак;

кислородли кислоталарни ва уларнинг тузларини график формулаларини тузишда водород ва металлларнинг атомлари кислота ҳосил қилувчи элемент билан кислород орқали бирикади;

тузларнинг график формулаларини тузишда, бу тузни ҳосил қилган кислота қолдиғини формуласини тузишдан бошлаш қулай. Бунда туз таркибида кислота қолдиғи қанча бўлса, шунча марта кислота қолдиғи формуласи ёзилади. Кейин металл атомлари кислота қолдиқларини хаммаси билан кислород орқали бирлаштирилади.

Кислородсиз кислоталарнинг тузларида металл атомлари кислота ҳосил қилувчи элемент билан тўғридан тўғри боғланади.

Фақат пероксидларнинг формулаларини тузишда кислород атомлари бир-бири билан боғланади.

Органик моддаларнинг структура (график) формулаларини ёзишда бу қоидадан бошқачароқ бўлади (органик кимё бўлимида тўхталамиз)

График формулаларга мисоллар.

Модданинг номи	Модданинг формуласи	Модданинг график формуласи	Боғланишлар сони
1	2	3	4
Хлор	Cl ₂	Cl—Cl	1(σ)
Кислород	O ₂	O=O	2(<i>S</i> ва <i>P</i>)
Азот	N ₂	N≡N	3(1 <i>S</i> +2 <i>P</i>)
Натрий оксид	Na ₂ O	Na > O Na	2(2 <i>S</i>)
Сульфит ангидрит	SO ₂	O=S=O	4(2 <i>S</i> +2 <i>P</i>)
Сульфат ангидрит Олтингурут (VI) оксид	SO ₃	O=S=O O	6(3 <i>S</i> +3 <i>P</i>)
Марганец (VII) оксид	Mn ₂ O ₇	O=O=Mn—O—Mn=O O O	14(8 <i>S</i> +6 <i>P</i>)
Титан гидроксиди	Ti(OH) ₄	Ti $\begin{cases} \text{O—H} \\ \text{O—H} \\ \text{O—H} \\ \text{O—H} \end{cases}$	8(8 <i>S</i>)
Фосфат кислота	H ₃ PO ₄	H—O H—O—P=O H—O	8(7 <i>S</i> +1 <i>P</i>)
Перхлорат кислота	HClO ₄	H—O—Cl $\begin{cases} =O \\ =O \\ =O \end{cases}$	8(5 <i>S</i> +3 <i>P</i>)

Пирофосфат килота	$H_4P_2O_7$	$\begin{array}{c} H-O \\ \diagdown \\ P=O \\ \diagup \\ H-O \end{array} - O - \begin{array}{c} O-H \\ \diagdown \\ P=O \\ \diagup \\ O-H \end{array}$	$14(12s + 2p)$
Натрий сульфат	Na_2SO_4	$\begin{array}{c} Na-O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ Na-O \end{array}$	$8(6s + 2p)$
Натрий гидро-сульфат	$NaHSO_4$	$\begin{array}{c} Na-O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ H-O \end{array}$	$8(6s + 2p)$
Алюминий дигидро-роксонитрат	$Al(OH)_2NO_3$	$\begin{array}{c} O-N=O \\ \diagdown \\ Al-O-H \\ \diagup \\ O-H \end{array}$	$10(8s + 2p)$
Алюминий сульфат	$Al_2(SO_4)_3$	$\begin{array}{c} O \\ \diagdown \\ Al-O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ Al-O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ Al-O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ O \end{array}$	$24(18s + 6p)$
1	2	3	4
Калий алюмо-сульфат	$KAl(SO_4)_2$	$\begin{array}{c} K-O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ Al-O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ S=O \\ \diagup \\ O \end{array}$	$16(12s + 4p)$
Кальций дигидро-фосфат	$Ca(H_2PO_4)_2$	$\begin{array}{c} H-O \\ \diagdown \\ H-O \\ \diagup \\ P=O \\ \diagdown \\ Ca-O \\ \diagup \\ O \\ \diagdown \\ H-O \\ \diagup \\ H-O \\ \diagup \\ P=O \\ \diagdown \\ H-O \end{array}$	$16(14s + 2p)$

Моддаларнинг хоссалари

Моддаларнинг физикавий хоссалари.

Ҳар қандай модда маълум физикавий ва кимёвий хоссалар билан тавсифланади.

Моддаларнинг бир-биридан фарқ қиладиган ёки ўзаро ўхшаш белгилари модданинг хоссаси дейилади.

Модданинг бошқа моддаларга айланиш қобилиятини ҳисобга олмасдан унинг индивидуаллигини аниқлайдиган белгиларга – физикавий хосса дейилади.

Моддаларнинг физикавий хоссаларини физика фани ўрганади. Кимёгарларни айна моддани билишда ёрдам берадиган физикавий хоссаларигина қизиқтиради, буларга қуйидагилар киради:

қайнаш температураси (t_k^0);

суюқланиш температураси (t_c^0);
агрегат ҳолати (қаттиқ, суюқ, газ);
зичлиги ρ г/мл ёки ρ г/см³;
сувда ва бошқа эритувчиларда эрувчанлиги;
рангги;
ҳиди, синдириш кўрсаткичи (суюқликлар учун);
турли электромагнит тўлқинларида нурланиш ва ютиш спектрлари
ва ҳ.к.

Моддаларнинг кимёвий хоссалари

Моддалар бир-бирлари билан таъсирлашганда ёки ташқи омиллар (t , p , турли нурланишлар) таъсирида бошқа моддаларга айланишида ўзларининг таркиби ва тузилишларини ўзгартириш қобилиятларини аниқлайдиган белгиларига – кимёвий хоссалари дейилади.

Модданинг кимёвий хоссаларини изоҳлаш қуйидаги саволларга жавоб беришдир:

айни модда бошқа моддалар билан таъсирлашадими ёки йўқ, агар таъсирлашса қандай шароитда ва бунда нима ҳосил бўлади?

модданинг таркиби ва тузилишига ташқи шароит қандай таъсир этади; асосан температуранинг ўзгариши?

анорганик моддаларни б та синфга.

Металлар, металлмаслар, оксидлар, асослар, кислоталар ва тузларга бўлинишларини юқорида кўрган эдик.

Шунинг учун модданинг кимёвий хоссаси бу синфларнинг ҳар бирига бўлган муносабатлари ва ўз синфига бўлган муносабати билан аниқланади. Масалан, бирор кислотани кимёвий хоссасини аниқлаш қуйидаги саволларга жавоб беришдир: айна кислота, металлар, металлмаслар, асослар, оксидлар ва тузлар ҳамда бошқа кислоталар билан таъсирлашадими? Булардан ташқари айна модда қиздирилганда парчаланадими ёки йўқ сув билан таъсирлашадими ёки сув ва бошқа эритувчиларда эрийдими, ёки эримайдими каби саволларга жавобларини билиш кимёгарлар учун қизиқарлидир.

Демак, кимёвий хоссани ифодалашда айна моддани қуйидаги бошқа моддаларга муносабатларини билиш зарурдир:

кислоталарга;

асосларга;

тузларга;

оксидларга;

металларга;

металлмасларга;
қиздиришга;
сувга;
органик моддаларга.

Моддаларнинг кимёвий хоссаларини ўрганишга бундай ёндашиш модданинг кўп сонли хоссаларини системалаштириш имконини беради, уларни маълум ҳодиса бўйича ифода қилишда, уларни ўрганиш ва ўзлаштириш жараёнини анча енгиллаштиради.

Моддаларнинг кимёвий хоссаларини ўрганиш билан кимё фани шуғулланади. Жумладан, анорганик кимё бўлими кимёвий элементлар уларнинг хоссалари ва элементларнинг ўзаро бирикишидан ҳосил бўладиган турли туман бирикмаларини олинишларини, хоссаларини ўрганиш унинг текшириш предметиدير.

Моддаларнинг агрегат ҳолатлари.

Моддалар қаттиқ, суюқ ва газ ҳолатларида мавжуд бўладилар. Буларга модданинг агрегат ҳолати дейилади.

Қаттиқ ва суюқ ҳолатларга модданинг конденцирланган ҳолатлари ҳам дейилади.

Умумий ҳолда модданинг агрегат ҳолати температура ва босим билан аниқланади.

Масалан, сув – 0°C (273°K) дан паст ва 1 атм (101325 Па) босимда қаттиқ модда, 100°C дан юқори температурада буғ, $0-100^{\circ}\text{C}$ оралиғида суюқ ҳолатда бўлади. Моддаларнинг агрегат ҳолатини тасвирлашда қаттиқ ва суюқликлар учун қуйидаги шароит стандарт шароит деб қабул қилинган:

$$t=25^{\circ}\text{C}, T=T^{\circ}+t=273^{\circ}\text{K}+25^{\circ}\text{C}=298^{\circ}\text{K}, P=1\text{атм} (101,325 \text{ кПа}).$$

Бу шароитда: NaCl – қаттиқ, CaO – қаттиқ, KNO_3 – қаттиқ, NaHCO_3 – қаттиқ, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – қаттиқ,

H_2O – суюқ, H_2SO_4 – суюқ, H_3PO_4 – суюқ, HNO_3 – суюқ ва ҳ.к.

Газлар учун $t=0^{\circ}\text{C}$ ($T=273^{\circ}\text{K}$) ва $P=1$ атм (101325 Па) қабул қилинган. Бу шароитга нормал шароит (н.ш.) дейилади. Бу шароитда: H_2 – газ, O_2 – газ, N_2 – газ, F_2 , Cl_2 – газлар, Ne – газ, Ar – газ, CO_2 – газ, NO_2 – газ, SO_2 – газ, NH_3 – газ ва ҳ.к.

Юқори температурада модданинг газсимон ҳолати барқарор, аксинча қуйи температурада моддаларнинг конденцирланган ҳолатлари барқарор бўлади.

Босимнинг кўтарилиши (юқори босимда) модданинг конденцирланган ҳолатларга ўтиш имконияти ортади.

Модданинг ҳар бир агрегат ҳолатида маълум ташқи муҳитда (Т ва Р) мавжуд бўлади.

Ташқи муҳитнинг (Т ва Р) ўзгариши натижасида моддалар бир агрегат ҳолатдан бошқа агрегат ҳолатга ўтади. Бу ҳодисага фазовий алмашилиш дейилади.

Моддалар қаттиқ, суюқ ва газ ҳолатларидан ташқари аморф ҳолатда ҳам бўлади. Аморф ҳолат – модданинг кристаллик ҳолатига қарама – қарши заррачалари тартибсиз ҳолда бўлади. Аморф жисмларга табиий (янтар ва смолалар) ҳамда сунъий шиша пластмассалар мисол бўлади. Кристал ҳолатдан фарқли равишда қаттиқ, аморф ҳолатдан суюқ-аморф ҳолатга ўтиш аста – секин кечади. Аслида аморф ҳолат ҳам модданинг қаттиқ ёки суюқ ҳолатига киради.

Модда формуласи бўйича кимёвий элементларнинг масса улушини ҳисоблаш.

Кимёвий элементнинг масса улуши - w деб, айти модда таркибидаги кимёвий элемент массасини шу модданинг моляр массасига нисбатига айтилади:

$$w(\text{элемент}) = \frac{m(\text{элемент})}{Mr(\text{модда})}$$

бу ерда w - (омега) – масса улуши белгиси.

Формуладан кўришиб турибдики, масса улуши (w)нинг ҳақиқий қиймати $w = \frac{m}{Mr} = 0$ дан 1 гача бўлади.

Масса улушни унинг ҳақиқий (мутлоқ) қиймати билан ифодалаш ҳисоблашлар учун бироз ноқулай. Шунинг учун амалиётда масса улушининг қиймати фоизда ифодаланади. Фоизларда ифодалаш учун масса улушнинг ҳақиқий қиймати 100 га кўпайтирилади:

$$w(\text{элемент}) = \frac{m(\text{элемент})}{Mr(\text{модда})} \cdot 100\%$$

Мураккаб модда молекуласидаги кимёвий элементларнинг масса улушлари қуйидагича ҳисобланади:

мураккаб модданинг формуласи ёзилади,

мураккаб модданинг нисбий молекуляр (Mr) массаси аниқланади (бунда модда таркибидаги элементларнинг атом массалари алоҳида – алоҳида йиғинди қилиб ёзилади ва моляр масса йиғиндиси чиқарилади), кетма-кет алоҳида кимёвий элементларнинг масса улушлари топилади.

Анорганик моддаларнинг синфлари бўйича мисоллар келтирамиз.

Оксидлар: $Mr(Al_2O_3) = 2Ar(Al) + 3Ar(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 54 + 48 = 102$

$$w(Al) = \frac{54}{102} = 0,53 \text{ ёки } 53\% \quad w(O) = \frac{48}{102} = 0,47 \text{ ёки } 47\%$$

Бинар бирикмадаги кимёвий элементларни масса улушларини топишда янада соддароқ усулни қўллаш мумкин:

1-чи элементни масса улушини топгандан кейин, 2-чи элементни масса улуши: $v(\text{Эл}) = 1 - \omega$; 1 элемент ёки $\omega(\text{Эл}) = 100 - \omega\%$ тенгламалари ёрдамида осон топилиши мумкин.

Масалан, I_2O_7 мисолида кўрайлик:

$$Mr(I_2O_7) = 2 \cdot 127 + 7 \cdot 16 = 154 + 112 = 266$$

$$w(I) = \frac{254}{266} = 0,58 \quad \text{ёки} \quad 0,58 \cdot 100 = 58\%$$

$$w(O) = 1 - 0,58 = 0,42 \quad \text{ёки} \quad 0,42 \cdot 100 = 42\% \quad \text{ёки} \quad w(O) = 100 - 58 = 42\%$$

Асослар: $Mr(Ca(OH)_2) = Ar(Ca) + 2Ar(O) + 2Ar(H) = 40 + 32 + 2 = 74$.

$$w(Ca) = \frac{40}{74} = 0,54 \text{ ёки } 54\% \quad w(O) = \frac{32}{74} = 0,43 \text{ ёки } 43\%$$

$$w(H) = \frac{2}{74} = 0,03 \text{ ёки } 3\%$$

3. **Кислоталар:** $Mr(H_2SO_4) = 2Ar(H) + Ar(S) + 4Ar(O) = 2 + 32 + 64 = 98$.

$$w(H) = \frac{2}{98} = 0,02 \text{ ёки } 2\% \quad w(S) = \frac{32}{98} = 0,33 \text{ ёки } 33\%$$

$$w(O) = \frac{64}{98} = 0,65 \text{ ёки } 65\%$$

4. Тузлар: $Mr(Al_2(SO_4)_3) = 2Ar(Al) + 3Ar(S) + 12Ar(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 54 + 96 + 192 = 342$.

$$w(Al) = \frac{54}{342} = 0,16 \text{ ёки } 16\% \quad w(S) = \frac{96}{342} = 0,28 \text{ ёки } 28\%$$

$$w(O) = \frac{192}{342} = 0,56 \text{ ёки } 56\%$$

Агар барча элементлар масса улушларининг йиғиндиси 1 ёки 100% га тенг бўлса ҳисоблаш тўғри бажарилган бўлади.

Агар модданинг таркибини ташкил қилган барча кимёвий элементлар атомларининг масса улушлари маълум бўлса, шу модданинг кимёвий формуласини чиқариш мумкин.

Бунда қуйидаги амаллар бажарилади:

формуласи номаълум модданинг таркибини ташкил қилган кимёвий элементларнинг белгилари тартиб билан ёзилади;

молекуладаги элементлар атомлар сонини кўрсатувчи индекслар умумий тарзда: $x, y, z, h..$ белгилари билан ифодаланиб олинади;

берилган модда таркибидаги элементларнинг масса улушларини кўрсатувчи фоиздаги сон ҳар бир элементнинг нисбий атом массаларига бўлинади;

олинган сонлар нисбатларини ёзиб ва уларнинг энг кичигини бир (1) га тенг деб олиб, қолган сонлар унга бўлинади, топилган сон ҳар бир элементнинг моддадаги атомлар сони (индексни) билдиради;

модданинг молекуляр формуласи ёзилади.

Масалан, номаълум модда таркибида 3% водород, 32% фосфор ва 65% кислород бор. Шу модданинг молекуляр формуласини чиқаринг:

Масалани ечиш учун берилганлар асосида юқоридаги тартибда ёзиб чиқамиз:

1. НРО – модда таркиби:

2. Модда таркибидаги кимёвий элементлар атомларининг сони: $H_xP_yO_z$;

$$3. \quad x : y : z = \frac{w(H)}{Ar(H)} : \frac{w(P)}{Ar(P)} : \frac{w(O)}{Ar(O)} = \frac{3}{1} : \frac{32}{31} : \frac{65}{16} = 3 : 1,03 : 4,06$$

4. Энг кичик сон 1,03 ни 1 га тенг деб оламиз ва қолган сонларни шунга бўлиб индексларни топамиз:

$$x = \frac{3}{1} = 3; \quad y = \frac{1,03}{1,03} = 1; \quad z = \frac{4,00}{1} = 4;$$

Демак, берилган моддадаги водород, фосфор ва кислород атомлари сон жиҳатдан 3:1:4 нисбатларда бирикканлиги топилади ва бирикманнинг молекуляр формуласи: H_3PO_4 — фосфат кислотади.

Валентлик ва оксидланиш даражаси

Валентлик атамаси кимёга 1853 йилда инглиз кимёгар олими Франклед томонидан кимёвий бирикмалардаги кимёвий элемент атомларининг миқдорий нисбатларини асослаш учун киритилган.

Валентлик (лотинча) – кимёвий элемент атомининг бошқа атомлар билан қанчалик кимёвий бирика олиш қобилияти.

Валентлик – кимёнинг жумладан, аорганик кимёни ҳам ўрганишда фойдаланиладиган энг муҳим тушунчалардан бири, у кимёни ривожланишида муҳим аҳамиятга эга.

Аорганик кимёни, асосан, кимёвий элементлар атомлари валент нисбатларини чуқур билиш Д.И.Менделеев учун даврий қонунни яратишига асос бўлди. Даврий системага элементларни жойлаштиришда, тортишувли ҳолларда валентлик бош ориентир бўлди (Со ва Ni).

Дарсликларда валентликка турлича таъриф берилишини учратамиз:

“Валентлик – молекула ҳосил бўлишида бирор элемент атомини бир валентли элемент атомидан нечтасини бириктириб олишини кўрсатадиган сондир”.

“Валентлик – бирор элемент атомининг бошқа элемент атомидан маълум сондагисини бириктириб олиш хоссасидир”.

“Валентлик – атомлардан бирикмалар ҳосил бўлишидаги кимёвий боғланишлар сонидир”.

“Валентлик – айна элемент атомидаги тоқ электронлар сонидир”.

Валентликнинг бундай таърифлари маъно жиҳатидан турлича бўлиб, валентликни ҳақиқий моҳиятини очиб бера олмайди. Шунга қарамасдан валентликни тушунтириш учун элементнинг валентлик стехиометрияси – тушунчаси киритилди, яъни – бир валентли элемент атомининг берилган элемент атоми билан қанча атом бирика олишини кўрсатади.

Бир валентли элементлар – деб икки элементли бирикмада ҳамма вақт бошқа элементнинг битта атоми билан бириккан элементларга ай-тилади.

Бир валентли элементга водород (H) элементи қабул қилинган. Шунинг учун элементнинг валентлик стехиометрияси бирор элементнинг битта атоми водороднинг нечта атоми билан боғланганлигини кўрсатади.

Масалан: HCl да – хлор бир валентли, H₂O да - кислород 2 валентли, NH₃ да – азот 3 валентли ва ҳ.к.

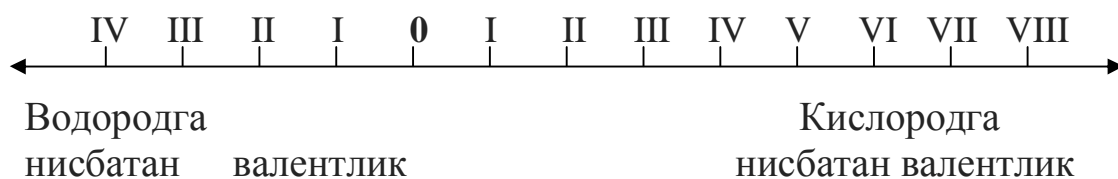
Ҳамма элементлар учун водородли бирикмалар маълум эмас, аммо деярли ҳамма элементлар кислород билан бирикма ҳосил қилади. Кислород ҳамма вақт стехиометрик 2 валентли ҳисобланади. Масалан, Na₂O да Na - 1 ва CaO да – Ca 2 валентли эканлигини топиш осон.

Шундай қилиб, элементнинг валентлик стехиометрияси бирор элементнинг битта атоми билан бириккан ва алмашган водород атомлари сони, ёки икки валентли кислород атомлари сони билан аниқланади. Икки элементли бирикмаларда (бири водород ёки кислород иккинчиси бошқа ҳар қандай элемент) элементлар валентликлари билан ейишган принцип асосида осонлик билан арифметик усулда 2- чи элемент валентлигини топиш мумкин: Водородни 1 валентлигини билган ҳолда

$NaH, CaH_2, BH_3, CH_4, NH_3, H_2S, HCl$ ва шунга ўхшаш кислородни II валентлигини билган ҳолда:

$K_2O, BeO, B_2O_3, CO_2, P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7, RuO_4$ иккинчи элементларни валентликларини осонликча топиш мумкин экан.

Шундай қилиб, элементларнинг водородга нисбатан валентликлари I дан IV гача, кислородга нисбатан I дан VIII гача бўлади.



Валентлик бутун сон, уни рим рақамлари билан кўрсатилади. Валентлик 0 га тенг ва 8 дан катта бўлмайди. Элементлар каср сондаги валентликларни намоён қилмайдилар. Баъзи кимёвий элементлар ўзгармас доимий валентликни намоён қиладилар:

I валентли элементлар – H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag, F.

II валентли элементлар – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd, O.

III валентли элементлар – B, Al, Ga.

Кўпчилик элементлар ўзгарувчан валентлик намоён қилади.

Масалан: Cu, Hg - I ва II, Au - I ва III, C, Si, Sn, Pb - II ва IV.

N-I, II, III, IV, P, As, Sb-III ва V; S, Te, Se-II, IV ва VI;

Cr-II, III, IV, VI, Cl, Br, I-1дан VII гача, Mn-II, IV, VI ва VII, Fe, Co, Ni – II, III. Pt-II, IV, Os, Ru-II, IV, VI ва VIII.

He, Ne, Ar – валентлик намоён қилмайди, яъни кимёвий бирикмалар ҳосил қилмайди. Уларга инерт ёки асл газлар дейилади.

Кимёвий элементларнинг стехиометрик валентликлари маълум бўлса, улар асосида моддаларнинг кимёвий формулалари тузилади. Кўпинча икки элементдан иборат бўлган моддаларнинг формуласида ҳар бир элемент валентлигини индексига кўпайтмаси ўзаро тенг бўлиши лозим.

Масалан: $S^{IV}O_2, S^{VI}O_3, Fe^{III}O_2, Mn^{VII}O_7, As^{V}S_5, Ru^{VIII}O_4$ ёки валентликка қараб формула тузишда қуйидагича ҳам йўл тутилади:

Масалан: Cl - VII валентли, O - II валентли, бўлса оксид формуласини топиш учун: умумий кўпайтма топилиб, умумий кўпайтма валентликларга бўлинади, чиққан сонлар формуладаги индексни билдиради:

Cl – VII } Умумий кўпайтма 14 бўлади:
O - II }

$Cl_xO_y - x : y = \frac{14}{7} = 2, y = \frac{14}{2} = 7$ модда формуласи Cl_2O_7 ёки жуда содда усули формуладаги элементларни валентликлари крест қоидаси бўйича индексга туширилади : $Cl^{\overset{VII}{\downarrow}}\overset{II}{\uparrow} \rightarrow Cl_2O_7, Cr^{\overset{III}{\downarrow}}\overset{II}{\uparrow} \rightarrow Cr_2O_3$

Шуни айтиш лозимки стехиометрик валентлик ҳам, суммар формула ҳам, кимёвий боғланиш типидан ҳам, молекула тузилишидан ҳам ҳеч қандай маълумот бермайди.

Оксидланиш даражаси.

Валентлик асосида фақат бинар бирикмаларнинг формулалари тузилади, ёки бу бирикмаларнинг кимёвий формулалари бўйича элементларнинг валентлиги аниқланади.

Учта ва ундан кўпроқ элементлардан ташкил топган бирикмаларнинг формулалари бўйича валентликни аниқлаш ва бундай бирикмаларнинг формулаларини валентлик бўйича тузиш қийин ёки энг содда стехиометрик таркибга эга бўлган моддаларни тузилишларини анча содда қилиб тушунтириш учун “оксидланиш даражаси” тушунчаси киритилган.

Оксидланиш даражаси – бу молекуладаги атомнинг шартли заряди бўлиб, умумий электронлар жуфтлари тўлиқ электроманфийлиги каттароқ атомга тааллуқли деб фараз бўйича ҳисобланади. Ёки ҳар қандай бирикмани ионли боғланишда деб фараз қилинганда, ундаги элементларнинг шартли электр зарядлари қиймати (+ ва -) айни элементнинг оксидланиш даражаси дейилади.

Элементларнинг оксидланиш даражалари + ва – бутун ёки каср сонларга эга бўлиб –4 дан кам ва +8 дан ошмайди.

Бирикмаларда элементларнинг оксидланиш даражалари ва ион зарядлари қуйидагича белгиланади:

Масалан:

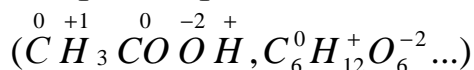
Оксидланиш даражаси	Ион заряди
K^+Cl^- 1 қўйилмайди	$K^+ Cl^-$
K_2S^{-2}	$2K^+ S^{2-}$
$K^{\overset{+}{}}Mn^{\overset{+7}{}}O_4^{-2}, H_3^{\overset{+}{}}P^{\overset{+5}{}}O_4^{-2}$	$KMnO_4 \rightarrow K^+ + MnO_4^-,$ $H_3PO_4 \rightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$
бу ерда аввал ишора кейин сон қўйилади.	бу ерда аввал сон кейин ишора қўйилади.

Элементларнинг оксидланиш даражаларини топишда доимо водороднинг оксидланиш даражасини +1 га, кислородники эса – 2 га тенг

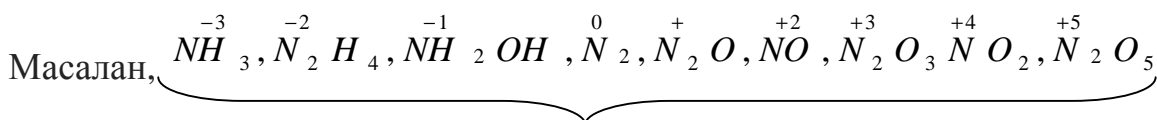
деб қабул қилинган. Оддий моддаларда, бу моддалар қандай структурага молекуляр ёки атом структурага эгалигидан қатъий назар элементларнинг оксидланиш даражалари (металлар ва металлмасларда ҳам) 0 га тенг.

Масалан: $\text{Cu}^0, \text{Al}^0, \text{C}^0, \text{S}_8^0, \text{O}_2^0, \text{O}_3^0, \text{Cl}_2^0, \text{P}^0, \text{I}_2^0, \text{N}_2^0 \dots$

Кўпгина мураккаб органик моддаларда ҳам элементларнинг оксидланиш даражалари нол қийматга эга бўлиши мумкин



Агар элемент энг юқори оксидланиш қийматида бўлса, элемент юқори оксидланиш даражасида, энг кичик оксидланиш даражасида бўлса, элемент энг қуйи оксидланиш даражасида дейилади. Ҳамма қолган оксидланиш даражаларига оралиқ оксидланиш даражалари дейилади.



*енг қуйи оксидланиш
даражаси*

*оралиқ оксидланиш
даражаси*

*енг юқори оксидланиш
даражаси*

Элементнинг энг юқори мусбат оксидланиш даражаси айти элементнинг группа рақамига тенг бўлади.

Бундан мустасно бўлган элементлар жадвалда келтирилган.

Элемент	Группа №	Юқори оксидланиш қиймати	Бирикмаларига мисоллар
F	7	0	F_2
O	6	+2	OF_2
Fe	8	+6	K_2FeO_4
Co	8	+3	Co_2O_3
Ni	8	+4	KNiO_6
Cu	1	+3	Cu_2O_3
Au	1	+3	AuCl_3

Элементнинг энг қуйи манфий оксидланиш даражаси қиймати $N_{\text{гp}} = -8$ ёки (Nr-8) га тенглигидан топилади.

Масалан, олтингугурт 6-чи гуруҳда $6 - 8 = -2$ га тенг.

Углероднинг энг қуйи оксидланиш даражаси:

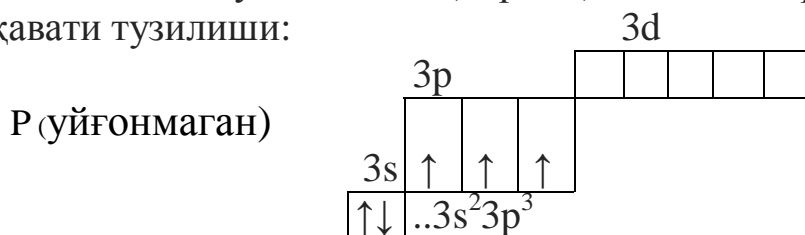
$$4 = -8 = -4 \text{ тенг.}$$

Манфий оксидланиш даражалари қийматига фақат металлмаслар эга бўлади.

Металларда электрон қабул қилиш хусусияти йўқ, улар манфий оксидланиш даражасига эга бўлмайдилар, шунинг учун металларнинг энг қуйи оксидланиш даражаларининг қиймати 0 га тенг.

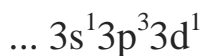
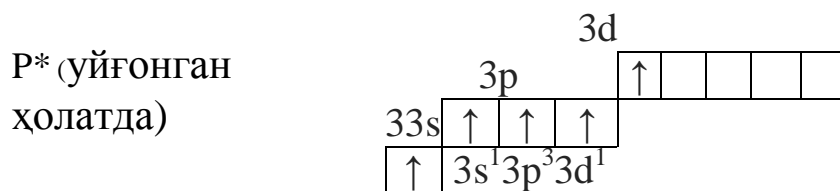
Кимёвий элементларнинг оксидланиш даражаларини, элемент атомининг ташқи электрон қаватининг тузилиши бўйича аниқлаш мумкин.

Масалан, уйғонмаган (нормал) ҳолатдаги фосфор атомининг ташқи қавати тузилиши:



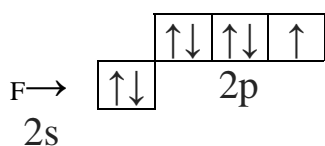
Бундан кўришиб турибдики, ташқи қаватни тугаллаш учун 3 та электрон етмайди, уни бириктириб фосфор -3 оксидланиш даражасини намоён қилади. Бунда фосфорнинг электрон формуласи $15P^{-3}$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ тугалланган, барқарор аргон электрон конфигурациясини намоён қилади.

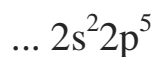
Фосфорни ташқи энергия ҳисобига нормал ҳолатдан уйғонган ҳолатга ўтказилганда $+5$ оксидланиш даражасини намоён қилади:



Бу ҳолатда фосфор 5 та тоқ электронларини йўқотиб, неонни электрон конфигурациясига ўтади ва бу ҳолат фосфор учун энг барқарор ҳолатдир. Булардан ташқари фосфор $+1$, $+3$ оралиқ оксидланиш даражаларини ҳам намоён қилади.

Фтор атомининг ташқи қаватида бўш орбиталлари йўқлиги учун уни уйғонган ҳолатга ўтказиш мумкин эмас:





Шу сабабли фтор – хлор, бром ва йоддан фарқли + оксидланиш даражани мутлоқ намоён қилмайди, у етмайдиган 1 электронни қабул қилиб фақат оксидловчи хоссасига эга ва ягона – 1 оксидланиш даражасини намоён қилади. Бу жиҳатдан фтор даврий системада ягона элементдир.

Даврий системада бош ва қўшимча гуруҳ элементларининг барқарор оксидланиш даражалари қуйидаги қоида бўйича аниқланади:

I—III бош ва қўшимча гуруҳ элементлари бирикмаларида фақат мусбат, ўзгармас гуруҳ рақамига тенг бўлган оксидланиш даражалари қийматини намоён қилади.

Бундан: Cu (+1, +2), Au (+1, +3), Hg (+1, +2) лар истисно, –IV—VII бош гуруҳ элементлари, гуруҳ рақамига тенг бўлган юқори мусбат оксидланиш даражаларидан ташқари, N гуруҳ –8 га тенг бўлган қуйи манфий ва оралиқ оксидланиш даражаларини намоён қилади.

Бундан: F (фақат –1), Br (-1, +1, +2, +3, +5) лар мустаснодир.

IV—VII қўшимча гуруҳ элементларида гуруҳ рақамлари билан барқарор оксидланиш даражалари қийматлари орасида аниқ боғлиқлик йўқ.

Бу элементларнинг атомлари гуруҳ рақамига тенг бўлган юқори оксидланиш даражаларини намоён қилади (Fe, Co Ni, Pd Pt, Ir.. мустасно) ва манфий оксидланиш даражасига эга эмас, чунки уларнинг ҳаммаси металллардир.

Оксидланиш даражаси тушунчасидан формулаларни тузишда, моддаларни номлашда, ҳамда оксидланиш – қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда кенг фойдаланилади.

Шуни эсда тутиш лозимки, кўпчилик элементларнинг абсолют оксидланиш даражасининг қиймати билан валентлиги ҳамма вақт ҳам тўғри келавермайди. (Айниқса органик бирикмаларда углероднинг валентлиги 4 га тенг бўлган ҳолда унинг оксидланиш даражаси –4 дан +4 гача ўзгаради).

Айрим элементларнинг абсолют оксидланиш даражасининг қийматлари билан валентликларини тенг эмаслигини кўрастуви бирикмаларга мисоллар – манбада кейинги жадвалда келтирилган.

4 Боб. АТОМ ТУЗИЛИШИ

Даврий системанинг 1, 2, 3 ва 4 – давр элементлари мисолида атомлар қаватларининг ва s, p, d ҳамда f-электрон қобикчаларининг тузилиши. Электрон булут ва орбитал тушунчалари. Квант сонлари ҳақида тушунчалар. Атом орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби. Клечковский қондаси. Электрон формула ва электрон конфигурация. Электрон қаватларнинг ва электрон поғоначаларнинг электронлар билан тўлиш максимал сифимлари. Элементлар оиласи.

Атомнинг тузилишини кўрсатувчи бир неча хил моделлар бор. Атом модели – атом тузилиши тўғрисидаги ёрқин таъсаввурларни беради. Атомнинг марказида ядро бўлиб, унинг атрофида электронлар айланиб юривчи электрон қаватлари бўлади.

1911 йил Эрнест Резерфорд – атомнинг планетар моделини яратди ва ҳозирги замон атом тузилиши таълимотининг ривожланишига асос солди.

Атом тузилишининг планетар моделига мувофиқ космик планеталар Қуёш атрофида айлангани каби электронлар ҳам ядро атрофида махсус орбиталлар бўйлаб айланади. Электронлар ҳаракатланадиган орбиталлар электрон қаватлар ёки энергетик поғоналар деб аталади. Бу моделларнинг ҳаммаси ниҳоятда содда схематик ҳолда бўлишига қарамадан ҳозирга қадар атом тузилишини тушунтиришда улардан фойдаланилади.

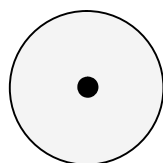
Атом тузилишининг ҳозирги замон назарияси квант механикасига таянади, бунга биноан электрон бир вақтда заррача хоссасига (тинч массага эга) ва тўлқин хоссасига (унинг ҳаракати мураккаб, уни тўлқин узунлик, амплитуда ва частоталар билан тавсифланади) эга. Шунинг учун атомдаги электрон ҳаракатини қандайдир аниқ траектория (орбита) бўйлаб бўлади дейиш нотўғридир. Фақат ядро атрофидаги фазонинг у ёки бу соҳасида электронни бўлиш эҳтимоллиги тўғрисида гапириш мумкин. Бунга боғлиқ “орбита” атамаси ўзининг маъносини йўқотди. Унинг ўрнига “электрон булут” ва “орбитал” тушунчалари киритилди. Электрон булут – бу квант механика модели, атомдаги электрон ҳолатини (ҳаракатини) тавсифлайди.

Бу моделга мувофиқ, жуда тез ҳаракатланаётган электрон (106-107 м/с) атом ўлчами билан чегараланган соҳанинг исталган нуқтасида бўлиши мумкин.

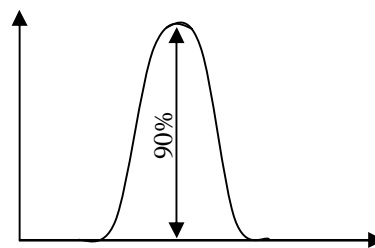
Агар, маълум вақт оралиғида атомнинг ҳамма соҳасида электронни бўлиши мумкин бўлган жойларни нуқталар билан белгиласак, бу нуқталарнинг тўпламига электрон булут дейилади.

Электрон булут қатъий чизилган чегарага эга эмас ва унинг зичлиги ҳамма жойда бир текисда бўлмайди

Ядро атропоидаги фазода электронлар бўлиб туриш эҳтимоллигини қуюқ ва сийрак соҳаларга эга бўлган электрон булут деб қабул қилсак, унинг шакли орбитал дейилади. Ёки берилган электронни бўлиш эҳтимоллиги энг қуюқ (энг катта 90%) бўлган атом юзасининг қисмига орбитал дейилади.



s-электрон булутнинг шакли



Электрон орбитали

Тўлқин механикаси асосида ядро атропоидаги электронларнинг ҳаракати 4 та квант сонлари билан тавсифланади.

1.Бош квант сон – n . У электрон энергиясининг катталигини ва электрон булутининг ўлчамини кўрсатади.

Бош квант сонининг қиймати қанчалик катта бўлса, электрон энергияси шунчалик катта ва электрон булутининг ўлчами ҳам катта бўлади.

Бош квант сон исталган бутун сонларни қабул қилиши мумкин:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7\dots$$

Аммо ҳозирги пайтда маълум бўлган нормал атомлардаги (105) та электронларни ифодалаш учун атом орбиталлари $n > 7$ дан катта бўла олмайди. Шу сабабли ҳам ионланмаган атомлардаги электронлар учун бош квант сон қийматининг юқори ўзгариш чегараси 7 дан ошмайди (чунки даврий системада даврлар сони 7 та).

Ядродан ҳар хил масофаларда электронлар жойлашиб электрон қаватни (энергетик қаватни) ҳосил қиладилар. Ҳар хил энергетик қаватда турган электронларга маълум энергия даражаси мувофиқ келади. Шунинг учун электрон қаватларга энергетик даража деб ҳам аталади. Бош квант сонлари бир бирига тенг бўлган бир нечта электрон атомда электрон қаватни ёки электрон поғонани (энергетик даражани) ҳосил қилади. Атом электрон қаватларини ядродан бошлаб латин алфавитлари бош ҳарфлари: K, L, M, N, O, P, Q билан белгиланади. Кимёвий элемент

атомидаги энергетик қаватлар сони, айна элемент жойлашган давр тартиб рақамига тенг бўлади.

Электрон қаватлар сони = элемент жойлашган давр тартиб рақами.

Масалан, натрий даврий системада 3-чи даврда жойлашган, демак, унда учта электрон қават бор, йод 5-чи даврда, унда 5 та электрон қават бўлади ва ҳ.к...

Ядрога энг яқин жойлашган қават – К унинг учун – $n=1$, L-қават учун $n=2$, M қават учун $n=3$, N қават учун эса $n=4$ узоқликда туради ва ҳ.к...

Бош квант сон қиймати: $n= 1 2 3 4 5 6 7$



Электрон қават белгилари $K L M N O P Q$

Ҳар бир электрон қаватдаги электронлар бир-бирларидан ўзларининг энергиялари билан фарқ қиладилар ва ҳар бир қават бир ёки бир нечта поғоначаларга ёки орбиталларга бўлинади. Бу поғоначалар ўз шакллари билан бир-биридан фарқ қилади. Квант механикасида қават номери n – катталашган сайин ўша қават поғонача ва орбиталларининг хилма-хиллиги ортади ва $E_{o.c} = n^2$ формула билан ифодаланади. Бу ерда $E_{o.c}$ –айни электрон қаватдаги орбиталлар сони, n - бош квант сон.

Бу формулага мувофиқ:

$n=1$, 1 чи қаватда $E_{o.c}^1 = 1^2 = 1$ та орбитал,

$n=2$, 2 чи қаватда $E_{o.c}^2 = 2^2 = 4$ та орбитал,

$n=3$, 3 чи қаватда $E_{o.c}^3 = 3^2 = 9$ та орбитал,

$n=4$, 4 чи қаватда $E_{o.c}^4 = 4^2 = 16$ та орбитал,

n чи қаватда $E_{o.c}^n = n^2$ орбитал бўлади.

2. Орбитал квант сон ℓ – поғоначалардаги электрон энергиясини ёки электрон булутининг шаклини ифодалайди. Орбитал квант сони 0 дан $n-1$ бўлган бутун сонларни қабул қилади.

ℓ -нинг қийматлари: 0, 1, 2, 3, ... ($n-1$). Ушбу чегараланишга мувофиқ, берилган n - қиймати учун орбитал квант сони ℓ фақат рухсат этилган қийматларни олади. Қуйида бош квант сонининг биринчи 4 та қийматлари учун рухсат этилган ℓ қийматлари келтирилган:

n қиймалари: 1 2 3 4
 ℓ рухсат этилган
 қийматлари: 0 0,1 0,1,2 0, 1, 2, 3

Демак, $\ell=0$ қиймати исталган n- қийматига рухсат этилган. $\ell=1$ исталган n қийматига ва 1 дан катта, $\ell=2$ исталган n ва 2 дан катта қийматларга ва ҳ.к...

Орбитал квант сони ℓ – электронларни атомдаги фазовий ва энергетик ҳолатларида муҳим рол ўйнаганлиги учун унинг қийматларига махсус белгилар инглизча спектрал чизиқларнинг номларининг (sharp, principal, diffuse, fundamental) биринчи ҳарфлари берилган:

ℓ қийматлари: 0 1 2 3
 ҳолат (поғонача)
 белгилари: s p d f

Бош квант сон n нинг ҳар бир қиймати учун бир-биридан орбитал квант сон ℓ қиймати билан фарқ қиладиган бир қанча электрон ҳолатлар тўғри келади. Бундай ҳолатлар сони бош квант сон n- қийматига мос келади:

n=1 учун орбитал квант сони 1 — фақат битта қийматга ($\ell=0$) эга, n=2 учун – 2 га ($\ell=0,1$), n=3 учун – 3 та ($\ell=0,1,2$) ва ҳ.к. бўлади.

Бу, n нинг ҳар бир қиймати учун қатъий, аниқ (сони ва характери бўйича) атом орбиталлари мос келишини билдиради. Ушбу боғлиқликни ифодаси қуйидаги жадвалда келтирилган:

Бош квант сон n	Орбитал квант сон ℓ	Атом орбиталлари (белгиланиши)
1	0	1s
2	0,1	2s,2p
3	0,1,2	3s,3p,3d
4	0,1,2,3	4s,4p,4d,4f

Демак, ҳар бир поғонача иккита квант сон n ва ℓ га мувофиқ маълум сонлар тўплами билан тавсифланади.

Демак, орбитал квант сони (ℓ) поғоначалардаги электрон энергиясини ҳамда электрон булутини шаклини ифодалайди.

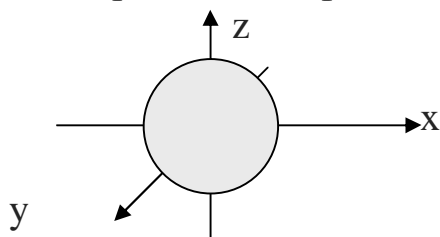
Поғоначалар моҳияти қуйидагича тавсифланади:

- $\ell=0$, s- поғонача дейилади;
- $\ell=1$, p- поғонача дейилади;
- $\ell=2$, d- поғонача дейилади;
- $\ell=3$, f- поғонача дейилади.

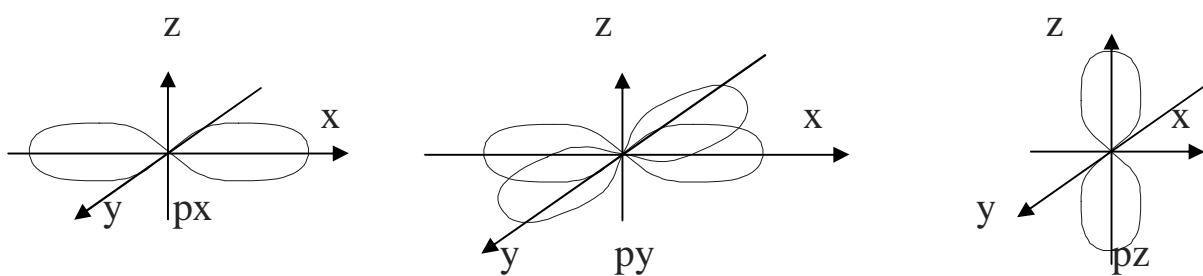
Шунга мувофиқ ҳар бир поғоначадаги электронлар ва унга жавоб берадиган орбитал ҳамда электрон булут номланади: s- электронлар, s- орбиталлар, s- электрон булутлар, p- электронлар, p- орбиталлар, p- электрон булутлар ва ҳ.к...

Орбитал квант сони (ℓ), электрон энергиясидан ташқари, электрон булутини шаклини ҳам аниқлайди:

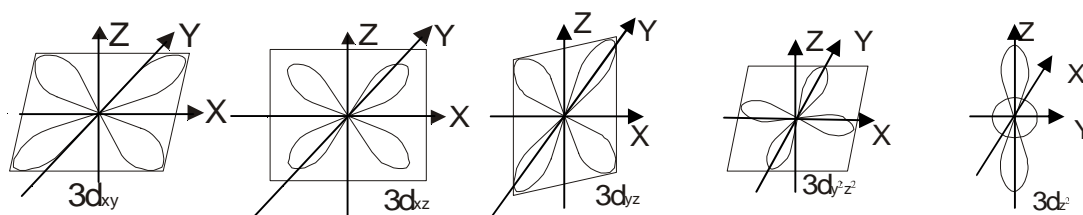
Квант механик ҳисоблашлар асосида s- ҳолат ёки s- электрон булутини (поғонача) шар шаклида (фақат бир хил кўринишда)



p- электрон булутини чўзилган ҳажмли саккиз шаклида уч хил (P_x , P_y , P_z) гантел кўринишида бўлади.



d- электрон булутини тўртта барг шаклига (иккита чатишган гантел шаклига) ўхшайди.



d- электрон булутлари 5 хил кўринишда бўлади.

f- электрон булутлари янада мураккаб шаклга эга.

f- электрон булутлари 7 хил шаклга эга бўлишлари керак. Лекин ҳозиргача f- электрон булутларининг шакллари қандай эканлиги аниқланган эмас. Улар анча мураккаб тузилишга эга бўлади.

3. Магнит квант сони - m_ℓ - электрон орбиталларининг фазодаги вазиятини характерлайди.

Магнит квант сони исталган бутун сонларни $+\ell$, 0 ва $-\ell$ қийматларни олади: $m_\ell = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm \ell$

Магнит квант сони энергетик поғоначада неча хил орбитал бор эканлигини аниқлайди. Поғоначалардаги орбиталлар сони (П.о.с.) қуйидаги формула билан аниқланади:

$$\text{П.о.с} = 2\mathbf{l} + 1$$

бу ерда П.о.с – берилган поғоначадаги орбиталлар сони, l - ёрдамчи квант сони.

Берилган орбитал квант сони l - учун бир хил типдаги $2l + 1$ атом орбиталлари мавжуд бўлади:

Орбитал квант сони l	Магнит квант сони m_l қийматлари	Берилган l қийматидаги атом орбиталлар сони
0 (s)	0	1
1 (p)	-1,0,1	3
2 (d)	-2,-1,0,1,2	5
3 (f)	-3,-2,-1,0,1,2,3	7

П.о.с = $2l + 1$ формуласи билан ҳам поғоначалардаги орбиталлар сонини аниқлаш мумкин:


Масалан: s поғонача учун: П.о.с = $2 \cdot 0 + 1 = 1$ та

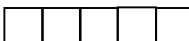
p поғонача учун: П.о.с = $2 \cdot 1 + 1 = 3$ та

d поғонача учун: П.о.с = $2 \cdot 2 + 1 = 5$ та

f поғонача учун: П.о.с = $2 \cdot 3 + 1 = 7$ та орбитал бўлади ҳ.к

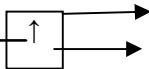
Орбиталларни график кўринишда тасвирланади, буларга квант (энергетик) ячейка дейилади. Унда поғоначалар қуйидаги кўринишга эга бўладилар:

s-поғонача 

d-поғонача 

p-поғонача 

f-поғонача 

унинг йўналиши
спинни кўрсатади 

ячейка орбитал
стрелка электрон

Ҳар бир энергетик поғоначалардаги катакчаларнинг сони, уларнинг электрон сифимининг ярмига тенг. s^2 поғоначада 1 та катак, p^6 -поғоначада 3 та катак, d^{10} – поғоначада 5 та катак ва f^{14} -поғоначада 7 та катак бўлади. Ҳар бир катакчада кўпи билан қарама-қарши спинли 2 та электрон жойлашади.

Электроннинг атом фазосидаги ҳолатини белгилаш учун, бош квант сон орбитал квант соннинг белгиси олдида қўйилади. Масалан, $3s$ бўлган электрон учун $n = 3$, $l = 0$ шар шаклини, $3p$ электрон учун эса $n = 3$ ва $l = 1$ гантел шаклини билдиради.

Ҳамма айтилганлардан хулоса чиқариш мумкин: берилган бош квант сон (n) қиймати учун ҳар хил атом орбиталларининг умумий сони энг содда- n^2 ифодаси билан топилади. Масалан, $n=1$ учун битта s – орбитал, $n=2$ учун 4 та орбитал, улардан биттаси s - типиди, 3- таси p – типиди, 5- таси d – типиди ва 7- таси f – типиди бўлади. n , ℓ , m_ℓ – квант сонлари атомдаги электрон ҳаракатини тўлиқ аниқлай олмайди.

Атом спектрларини тузилиш структураларини ўрганиш ва бошқа тадқиқотлар электрон булутларнинг ўлчамларидаги фарқлардан ташқари, уларнинг шакл ва бир-бирига нисбатан фазовий жойланиш харақтерларидан ташқари атомдаги электронлар яна битта харақтеристикаси- шахсий ҳарақат миқдори моменти, яъни спинлари билан ҳам фарқ қилишлари аниқланди. Бу момент (голландиялик физиклар 1925 йил Г. Уленбек ва С. Гоудсмитларнинг кўрсатишича), электронларнинг махсус ҳарақати, шартли равишда ўз ўқи атрофида айланиши натижасида туғилади.

4. Спин квант сони - m_s . Спин – электроннинг ўз ўқи атрофида айланишига айтилади.

“Спин”-инглизча сўз бўлиб “пилдироқ”, “айланмоқ” демакдир.

Электронлар ўз ўқи атрофида соат милига нисбатан ўнг ёки чапга айланиши мумкин. Буни шартли равишда $\uparrow\downarrow$ тарзида ифодаланади.

Электроннинг бу шахсий моменти 4 чи квант сони – спин квант сони билан (s) белгиланади (ёки m_s). $m_s \pm \frac{1}{2}$ ($+\frac{1}{2}$ ва $-\frac{1}{2}$) қийматларга эга бўлади.

Демак, атомда битта орбиталда 2 та электрон бўлса, уларнинг спин моментлари қарама-қарши йўналган бўлади (ҳар хил ишораларда бирида $+\frac{1}{2}$ бўлса, иккинчида $-\frac{1}{2}$) ва ўзаро бир-бирини компенсациялайди (ейишади) ва бундай жуфтлашган электронлар атомнинг магнит моменти йиғиндисига ҳеч қандай зиён етказмайди. Аксинча, атомда жуфтлашмаган электрон бўлса, атомнинг магнит моменти йиғиндисига етарлича ўзининг ҳиссасини қўшади. Жуфтлашмаган электронга эга бўлган атом ёки молекуланинг магнит моменти одатда тоқ электронлар сонига пропорционал бўлади.

Хулоса: Атомдаги электроннинг ҳаракатини 4 та квант сон n , ℓ , m_ℓ , m_s лар ёрдамида тулиқ ифодалаш мумкин. Бу квант сонлар ядро атрофида бўлиш эҳтимоли бўлган электронни спинини, электроннинг энергиясини, фазодаги электрон булутининг шакл ва ҳолатини белгилайди. Атом бир квант ҳолатдан 2 чи квант ҳолатга ўтганда, квант сонларининг

қиймати ўзгаради ва электрон булут қайта тузилади. Бу вақтда атом квант энергия ютади ёки чиқаради.

Атом орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби.

Паули принципи.

Бу принцип 1925 йилда Паули томонидан очилди.

“Бир атомда тўртала квант сонлари бир-бирига тенг бўлган иккита электрон бўла олмайди”. Бошқача сўз билан айтилганда n , ℓ , m_ℓ , m_s квант сонлари билан фақат битта электрон характерланади. Атомдаги бошқа ҳар қандай электрон учун ҳеч бўлмаганда квант сонларининг биттаси бошқа қийматга эга бўлиши керак деган хулоса келиб чиқади.

Паули принциpidан, битта орбиталда спин квант сони $m_s = +\frac{1}{2}$ ёки $m_s = -\frac{1}{2}$ қийматга эга бўлган фақат 2 та электрон бўлиши мумкин деган хулоса келиб чиқади.

Демак, s- ҳолатида 1 та орбитал бўлиб, унда фақат 2 та электрон бўлади, p- ҳолатда 3 та орбитал бўлиб, унда 6 та электрон, d- ҳолатда 5 та орбитал бўлиб, унда 10 та электрон, f- ҳолатда 7 та орбитал бўлиб, унда 14 та электрон бўлади. Поғоначаларда бўлиши мумкин бўлган электронлар сонини: **$n=2(2\ell+1)$** формуласи билан ҳам топиш мумкин. Бу ерда n- берилган поғоначада бўлиши мумкин бўлган электронлар сони, l-орбитал квант сони. Бу формулага поғоначаларнинг электронга бўлган максимал сифими дейилади.

Масалан, s поғоначада, $\ell=0$, $n=2(2 \cdot 0+1)=2 \cdot 1=2$ та (s^2)

p поғоначада, $\ell = 1$, $n=2(2 \cdot 1+1)=2 \cdot 3=6$ та (p^6)

d поғоначада, $\ell = 2$, $n=2(2 \cdot 2+1) = 2 \cdot 5=10$ та (d^{10})

f поғоначада, $\ell = 3$, $n=2(2 \cdot 3+1)=2 \cdot 7= 14$ та (f^{14}) электрон бўлади.

Электрон қаватдаги орбиталлар сони $\Sigma_{o.c.} = n^2$ га тенг бўлганлиги ҳар бир электрон қаватда максимум бўлиши мумкин бўлган электронлар сонини **$N=2n^2$** формуласи билан топиш мумкин. Бу ерда N- берилган электрон қаватдаги максимум бўлиши мумкин бўлган электронлар сони, n- бош квант сони.

Бу тенгламага энергетик қаватларнинг электронга бўлган максимал сифими дейилади.

Масалан: 1 чи энергетик қават K, бу қават учун бош квант сон $n=1$ га тенг бўлса, $N=2 \cdot 1^2=2 \cdot 1=2$ та

2 чи энергетик қават L, бу учун $n=2$, $N=2 \cdot 2^2=2 \cdot 4=8$ та,

3 чи энергетик қават M, бу учун $n=3$, $N=2 \cdot 3^2=2 \cdot 9=18$ та

4 чи энергетик қават N, бу учун $n=4$, $N=2 \cdot 4^2=2 \cdot 16=32$ та

5 чи энергетик қават 0, бу учун $n=5$, $N=2 \cdot 5^2=2 \cdot 25=50$ та электронлар жойлашади ва ҳоказо.

Электрон қаватларнинг сифими, қават ядродан узоқлашган сари ортиб боради.

Хунд қоидаси.

Атом тузилишининг ҳозирги замон назариясига асосан даврий системадаги ҳамма элемент атомларининг электрон структураларининг (электрон формулаларини) тузиш имкони яратилди. Нормал (ҳаяжонланмаган) атомда поғоначалар ва орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби қўйидагича: дастлаб энг кам энергияли поғонача тўлади, ундан кейин энергияси кўпроқ бўлгани, сўнгра энергияси ундан кўпроғи ва шу тартибда энг кичик энергия қиймати принципи асосида тўлиб боради.

Атомнинг энг барқарор ҳолати, унинг электронлари энг кичик энергия қийматига эга бўлган ҳолатидир. Демак, дастлаб 1s поғонача, кейин 2s поғонача, ундан кейин 2p, кейин 3s ундан кейин 3p тўлади. 4-чи энергетик даражадан кейин бу қоидадан четга чиқилади: 4s орбиталнинг энергияси 3d орбиталнинг энергисидан кам, 5s, 5p ва 6s орбиталларнинг энергияси 4f орбитал электронларининг энергиясидан кам. 4-чи ва ундан кейинги қаватларни электронлар билан тўлишини кўрсатиш учун Клечковский 2 та қоида яратди.

1-қоида. Берилган 2 та ҳолатдан қайси бири учун $n + \ell$ йиғиндиси кичик бўлса, шу ҳолатда турган электронлар энергияси кичик бўлади ва шу ҳолат олдин тўлади.

Масалан 3d ва 4s ҳолатлар берилган бўлсин:

4s ҳолат учун: $n + \ell = 4 + 0 = 4$, 3d ҳолат учун, $n + \ell = 3 + 2 = 5$ (d-ҳолат учун $\ell = 2$ тенг) бўлади.

Демак, биринчи навбатда 3d ҳолат эмас, 4s ҳолат олдин тўлади (чунки 4s ҳолат энергияси, 3d ҳолат энергиясидан кичик).

2-қоида. Агар берилган 2 ҳолатлар учун $n + \ell$ йиғиндиси бир хил бўлса, бош квант сони кичик бўлган ҳолат биринчи навбатда тўлади (бош квант сони кичик бўлган ҳолат минимал қийматга эга бўлади).

Масалан: 3d ва 4p ҳолатлар берилган бўлсин:

3d ҳолат учун: $n + \ell = 3 + 2 = 5$,

4p ҳолат учун: $n + \ell = 4 + 1 = 5$. Биринчи навбатда 3d ҳолат тўлади, чунки бу ҳолат учун $n = 3$ га тенг.

Атомда электронлар поғоначаларга тўлганда 3 та асосий қоидага бўйсунди:

Ҳар қайси электрон минимал энергияга мувофиқ келадиган ҳолатни эгаллашга интилади;

Электронларнинг жойлашиши Паули принципига зид келмаслиги керак;

Поғоначадаги электронларнинг спин сонлари йиғиндиси максимум (кўпроқ) бўлиши керак, ёки айна поғоначада турган электронлар мумкин қадар кўпроқ орбиталларни банд қилишлари керак (Хунд қоидаси).

Масалан, p^3 ҳолат берилган бўлсин, унда электронларни турлича жойлаштириш мумкин:

1.

↑↓	↓	
----	---	--

 $\sum m_s = -\frac{1}{2}$
2.

↓	↓	↓
---	---	---

 $\sum m_s = -\frac{3}{2}$
3.

↑↓	↑	
----	---	--

 $\sum m_s = +\frac{1}{2}$
4.

↑	↑	↑
---	---	---

 $\sum m_s = \frac{3}{2}$

Булардан фақат 4-чи ҳолатда тўғри жойлашган, яъни бу ҳолатда спинлар йиғиндиси энг катта $3/2$ га тенг.

Демак, нормал (ғалаёнланмаган) атомда электронларнинг жойлашиши қуйидаги тартибга бўйсунди:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 6d < 7p \dots$$

Электронларнинг энергетикавий поғона, поғонача ва орбиталлар бўйлаб жойлашган атом структурасига айна элементнинг электрон конфигурацияси (электрон формуласи) дейилади.

Электрон формулани тузишда:

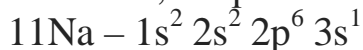
аввал кимёвий элемент белгиси олдидан берилган элементнинг тартиб рақами, кейин кимёвий белги ёзилади (масалан: 11Na), белгидан кейин чизиқча қўйилади (11Na-);

чизиқчадан кейин қават рақами сон билан (бош квант сон n қиймати) кўрсатилади;

ундан сўнг орбитал квант сони ℓ қиймати – s, p, d, f ҳарфлар билан кўрсатилади;

ҳарфларнинг ўнгида юқори қисмида айна поғоначадаги электронлар сони ёзилади.

Масалан, натрий атомининг электрон формуласи:



Поғоначаларда жойлашган электронлар сони унинг ядро зарядлари сонига (тартиб рақамига) тенг бўлиши лозим.

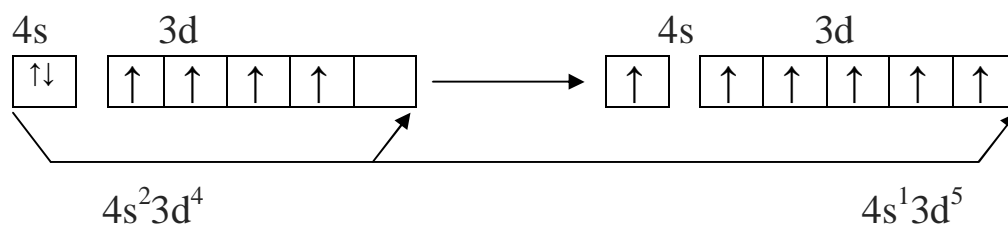
Мисолимзда ${}^{11}\text{p} = 11e^-$. Бу ҳолатга элементнинг нормал ҳолати дейилади.

Атомнинг поғоначаларини тўлиқ ёки ярмигача (ҳар бир орбиталда ҳеч бўлмаганда биттадан электрон бўладиган) тўлган ҳолатига анча барқарор ҳолат мувофиқ келади.

Шу билан электрон “проскок” (электроннинг бир орбиталдан қулай энергияли орбиталга сакраши) ёки ”провал” ҳодисаси тушунтирилади. Масалан, хром атомининг электрон формуласи:

$24\text{Cr}-1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ бўлиши керак эди, аммо хром атомининг барқарор ҳолати:

$24\text{Cr}-1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ – га мувофиқ келади, яъни



Демак, электрон проскок ҳодисаси асосида хром атомида 4s ва 3d поғоначалар ярим тўлган конфигурацияга ўтади, бу анча барқарор ҳолатдир.

Мис атомида ҳам $_{29}\text{Cu}-1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ ҳолатидан электрон “проскок” ҳисобига 4s поғоначадан 1та электрон 3d⁹ ҳолатга ўтади ва 4s-ярим тўлган, 3d эса тўлиқ тўлган бўлади, натижада мис атомининг барқарор электрон формуласи кўйидаги кўринишга эга бўлади:

$_{29}\text{Cu}- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Атомнинг умумий энергиясини кўпайтириш мақсадида электронларни куйроқ поғоначага ўтиши “проскок” ёки “провал” ҳодисаси даврий системада бошқа яна 8 та элемент атомларида: $_{41}\text{Nb}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{44}\text{Ru}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{46}\text{Pd}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{78}\text{Pt}$, $_{79}\text{Au}$... ҳам кузатилади.

Шуни эътироф этиш лозимки палладийда ташқи 5s поғоначадаги 2-ла электрон ҳам 4d поғоначага ўтган, яъни ташқи 5-чи поғоначасида электрон бўлмаган ягона элементдир. Платина атомида ҳам ташқи 6s поғоначасидаги 2 та электрондан 1 таси 5d поғоначага ўтган, яъни ташқаридан ички d поғонасида 9 та электрони бўлган платина элементи ҳам даврий системада ягона элементдир.

Эсда сақлаш лозим, яъни элементларни электрон формулаларини тузганда ташқаридан ички қаватдаги электронлар сони атомдаги умумий электронлар сонидан қолган ҳамма квант қаватлардаги электронларни айириб ташлангандан кейин қоладиган сонга тенгдир. Масалан, марганец атоми учун: у 4-чи даврда ($n=4$), тартиб рақами 25, жами 25 та электрони бор. Биринчи К-қаватда 2, 2-чи L-қаватда 8 та, ташқи M

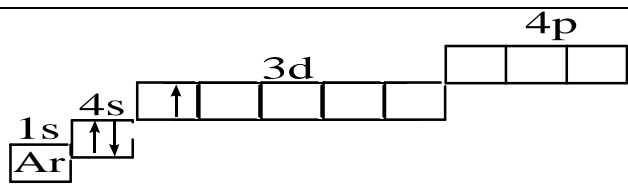
каватда 2 та. 3-чи M қаватдаги электронлар сони юқоридаги қоида бўйича: $N(\bar{e}) = 25 - (2 + 8 + 2) = 25 - 12 = 13$ та электрон бўлади.

Қўйидаги биринчи-тўртинчи давр элементларида электронларнинг энергетик катакларидида жойланишини ва электрон формулаларини келтирамиз.

Электронларнинг энергетик катакларда жойланишини ва электрон формулаларини келтирамиз.

Элементнинг белгиси	Электронларнинг ячейкаларда жойланиши	Электрон формуласи
1H	$\begin{array}{c} 1s \\ \boxed{\uparrow} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^1$
2He	$\begin{array}{c} 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2$
3Li	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{} \boxed{} \boxed{} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^1$
4Be	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{} \boxed{} \boxed{} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2$
5B	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{\uparrow} \boxed{} \boxed{} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^1$
6C	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
7N	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^3$
8O	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^4$
9F	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
10Ne	$\begin{array}{c} 2p \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 2s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^6$

11Na		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12Mg		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13Al		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14Si		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15P		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16S		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17Cl		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18Ar		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
19K		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20Ca		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
21Sc		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^1$



22Ti		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^2$
23V		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^3$
24Cr		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 4d^5$
25Mn		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^5$
26Fe		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^6$
27Co		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^7$
28Ni		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^8$
29Cu		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 4d^{10}$
30Zn		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10}$
31Ga		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^1$

32Ge		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^2$
33As		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^3$
34Se		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^4$
35Br		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^5$
36Kr		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^6$

Элементлар оиласи.

Атомда энергетик поғоначаларнинг электронлар билан тўлиб бориш жараёнида охириги электрон қайси поғоначага жойлашганлигига боғлиқ ҳолда даврий системадаги ҳамма элементлар 4 та оилага (типга) бўлинади.

Охириги электронлари s поғоначага тушган элементларга s-элементлар деб аталади. Ёки, электрон конфигурацияси s-поғоначаси билан тугалланадиган элементларга s-элементлар оиласи дейилади. Масалан, $11\text{Na}-1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

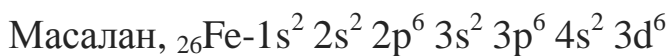
Водород, гелий, ишқорий металллар, бериллий, магний ва ишқорий-ер металлари s-элементлар оилага мансубдир.

Даврий системада жами 14 та s-элементлар бор. Электрон конфигурациялари p-поғонача билан тугалланадиган элементларга p-элементлар оиласи дейилади. Бу элементларнинг охириги электронлари p-поғоначада жойлашади.

Масалан, $33\text{As}-1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

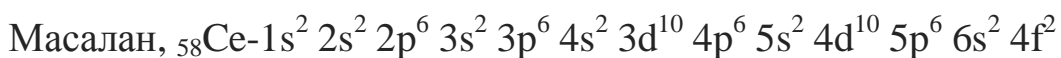
p- элементлар оиласига III, IV, V, VI, VII ва VIII бош гуруҳ элементлари киради. Даврий ситемада жами 30 та p- элементлар бор.

Электрон конфигурациялари d- поғонача билан тугалланадиган элементларга d- элементлар оиласи дейилади. Ушбу оиллага мансуб элементларнинг охириги электронлари d- поғоначада жойлашади.



d- элементлар оиласига мансуб ҳамма элементлар кўшимча (ёрдамчи) гуруҳларда жойлашган. Даврий системада жами 33 та d- элементлар бўлиб, уларнинг ҳаммаси металллардир.

Электрон конфигурациялари f-поғоначалар билан тугалланадиган элементларга f- элементлар оиласи дейилади. Ушбу оиллага мансуб элементларнинг охириги электронлари f- поғоначада жойлашади.



Даврий системада f-элементлар оиласи 2 га бўлинади:

4f- элементлар: ${}_{58}\text{Ce}$ дан бошланиб ${}_{71}\text{Lu}$ билан тугалланади.

5f-элементлар: ${}_{90}\text{Th}$ дан бошланиб ${}_{103}\text{Lr}$ билан тугалланади.

4f- элементларга лантанидлар дейилади, чунки улар ${}_{57}\text{La}$ дан кейин жойлашади улар 14 та. 5f- элементларга актинидлар дейилади, улар ҳам 14 та бўлиб, ${}_{89}\text{Ac}$ -дан кейин жойлашади.

Жами f-элементлар оиласига 28 та элементлар киради, уларнинг ҳаммаси металллардир. f- элементлардан: ${}_{93}\text{Np}$ - нептунийдан кейингилари ер қобиғида учрамайди, улар сунъий усулда олинган. Уларга транс-уран – урандан кейинги элементлар дейилади.

5 Боб. Д.И.МЕНДЕЛЕЕВНИНГ КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ ҚОНУНИ ВА ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

Афтидан, даврий қонунга келажак
емирилиш билан хавф туғдирмайди.
Балки фақат устқурма ва ривожлан-
тиришни ваъда беради...

Д.И.Менделеев

Д.И.Менделеев томонидан даврий қонуннинг кашф этилиши ва даврий системанинг яратилиши

Даврий қонуннинг ҳозирги замон таърифи. Даврий қонуннинг аҳамияти. Катта ва кичик даврлар, гуруҳлар ва гуруҳчалар. Элементларни даврий системасидаги ўрнининг унинг хоссаларига боғлиқлиги. Даврларда ва гуруҳларда элемент атомларининг хоссалари (радиус, ионланиш потенциали, нисбий электроманфийлиги, электронга мойиллиги, оксид ва гидроксидларнинг кислота, асослик хоссалари)нинг ўзгариш қонуниятлари.

Атом ядроси ва унинг таркиби. Изотоплар, Изобарлар ва изотонлар. Ядро реакциялари.

Д.И.Менделеевнинг даврий қонуни ва даврий системаси табиатнинг энг муҳим қонунларидан биридир.

1869 йилда Д.И.Менделеев томонидан очилган даврий қонун ҳозирги замон табиатшунослигида энг асосий қонунлардан бири ҳисобланади. Бу қонун дунёнинг материал бирлигини билдиргани учун нафақат кимёда балки бутун табиатшуносликда жуда катта аҳамиятга эга.

Унда кимёни фан сифатидаги моҳияти, яъни таркибнинг миқдор ўзгаришлари таъсирида, сифат ўзгаришлари эканлиги мужассамлангандир. Бошқа табиий фанлар: физика, геокимё, космокимё, биокимё ва ҳ.к.ларнинг ривожланишида ҳам даврий қонун ва даврий системаларнинг аҳамияти жуда каттадир. Даврий система элементларнинг битта бирлик асосида классификациялаш билан чегараланмайди. У ҳар бир элемент хоссасини дадвалда жойлашган ўрни асосида тушунтиради.

Бу фақат оддий моддаларнинг физик хоссаларига эмас балки бутун комплекс кимёвий хоссаларига ҳам тааллуқлидир: ҳар бир элементни бошқа элементлар билан ўзаро таъсирини, ҳосил бўлишини, таркиби ва

хоссаларини, элементларнинг кислота – асос, оксидланиш – қайтарилиш хоссаларини ва бошқаларни билиш имконини беради.

Даврий қонундан фойдаланиб Менделеев ҳали номаълум бўлган, элементларни хоссаларини башорат қилди. Маълумки, ҳақиқий илмий назариянинг ёки табиий қонуннинг кучи, у асосида олинган далилларни тушунтиришигина эмас, балки янги далилларни кўра билиш ёки башорат қилишдадир.

Даврий қонуннинг кашф этилиши ва даврий системанинг яратилиши.

XIX—аср ўрталарига келиб 60 дан ортиқ кимёвий элементлар ўрганилган (айрим манбаларда 63 та ёки 64 та кимёвий элемент маълум бўлгани кўрсатилади) бўлиб, бу элементларнинг атом массалари, валентликлари, ts ва tq лари, зичликлари ҳамда энг муҳим бирикмалари тўғрисидаги маълумотлар маълум бўлган. Элементлар тўғрисидаги маълумотларни тўпланиши, кимёвий элементларни системалаштиришни тақоза қилди. Буни қилиш учун кўпгина кимёгар олимлар уриндилар (Деберейнер, Дюма, Бейер де Шанкартуа, Ньюлендс, Одлинг, Лотер Мейер ва ҳ.к.лар).

Даврий қонунни очиш учун энг яқинлашган немис кимёгари Лотер Мейер бўлди. Бу элементларни атом массаси ортиб бориши асосида жойлаштириб, даврларни ажратиб олди ва ўхшаш элементларни вертикал қаторларга жойланишини кўрсатди. Аммо Л Мейер ҳам, Менделеевгача бўлган бошқа олимлар ҳам ўзларининг кашфиётларини яъни элемент массаси билан уларнинг хоссаси орасидаги боғлиқликни очиб бера олмадилар. Уларнинг асосий камчиликлари бундай боғлиқликни хоссалари бир-бирига ўхшаш бўлган элементлар орасидан топишга уриндилар.

Д.И.Менделеев ўзигача қилинган ишларни танқидий нуқтаи назардан ўрганиб, боғлиқликни кимёвий хоссалари бутунлай бир-бирига ўхшаш бўлмаган элементлар орасидан топишга уринди ва боғлиқликни элементларни атом массалари ортиб бориши тартибида жойлаштириб топди.

Менделеев барча элементларни атом оғирликларининг ортиб бориши асосида жойлаштириб, кимёвий жиҳатдан ўхшаш элементлар муайян интервалларда учрашини ва маълум хоссаларнинг ўзи элементлар каторида даврий суратда такрорланишини пайқади.

Менделеев томонидан топилган қонуниятлар билан танишиш учун дастлабки 20 та элементни атом массаларини ортиб бориши тартиби ва

уларнинг тагига юқори кислородли бирикмаларини формулаларини ёзиб чиқамиз: (формулалар элементнинг энг юқори валентлигига мос келади)

Н	He	Li	Be	B	C	N
Водород	Гелий	Литий	Бериллий	Бор	Углерод	Азот
1	4	6,9	9	10,8	12	14
H ₂ O	-	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅
О	F	Ne	Na	Mg	Al	Si
Кислород	Фтор	Неон	Натрий	Магний	Алюминий	Кремний
16	19	20,2	23	24	27	28,1
-	-	-	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂
P	S	Cl	Ar	K	Ca	
Фосфор	Олтингу- гурт	Хлор	Аргон	Калий	Кальций	ва бошқалар
31	32	35,5	39,9	39,1	40	
P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	-	K ₂ O	CaO	

Бу қаторда фақат калийда қонуниятдан четга чиқиш бор, у ҳам кейинчалик ҳозирги замон атом тузилиши назарияси асосида тўлиқ тасдиғини топди.

Ушбу қаторда водород ва гелийни четга суриб қўйиб қолган элементларда хоссаларининг ўзгаришида кетма-кетлик қандай бўлишини кўрайлик.

Литий бир валентли металл, сувни таркибий қисмларга кучли парчалайди, кучли ишқор ҳосил қилади.

Литийдан кейин бериллий туради – у ҳам металл, аммо икки валентли, сувни секин парчалайди. Бериллийдан кейин бор туради – уч валентли элемент, металмаслик хоссаси кучсиз ифодаланган, бир вақтда металнинг айрим хоссаларини намоён қилади.

Кейинги жойни углерод эгаллайди – 4 валентли металмас. Кейин азот келади – ёрқин ифодаланган металмаслик хоссасига эга, юқори оксиди N₂O₅. Кейинги элемент типик металмас, фтор – металмаслар ичида энг кучлиси. Юзаки кўриб чиқилган 7 та элемент хоссаларидан маълумки, литийда ёрқин ифодаланган металлик хосса, бир элементдан иккинчисига ўтганда аста-секин сусайиб, металмаслик хоссалари ортиб боради ва фторда металмаслик хоссаси энг юқоридир. Бу билан бир вақтда атом массасининг ортиб бориши билан элементларнинг кислородга нисбатан валентликлари, литийдан бошлаб ҳар бир кейинги элементга ўтганда бирга ортиб боради.

Агар хоссаларнинг ўзгариши кейин ҳам уни йўналишда шундай давом этганида эди, фтордан кейин металлмаслик хоссаси янада кучли ифодаланган элемент бўларди. Ҳақиқатдан ҳам фтордан кейинги элемент неон – инерт газ, бошқа элементлар билан бирикмайди, металллик ва металмаслик хоссаларини намоён қилмайди.

Неондан кейин натрий келади бир валентли металл, литийга айнан ўхшайди. Биз бу билан яна хоссалар нарвонининг бошланишига қайтгандек бўламиз. Натрийдан кейин келадиган магний-бериллийга аналог (ўхшаш), кейин алюминий, металл бўлса ҳам, борга ўхшаб металмас эмас, у ҳам уч валентли, айрим металл металмаслик хоссаларига эга. Ундан кейин кремний келади - тўрт валентли металмас, кўпчилик ҳолларда углеродга ўхшаш, фосфор -кимёвий хоссалари бўйича азотга ўхшаш, олтингугурт-ёрқин ифодаланган металмас хоссали элемент, хлор - жуда кучли металмас, фтор каби галогенлар гуруҳига мансуб ва ниҳоят яна инерт газ аргон.

Қолган ҳамма элементлар хоссаларини ўзгаришини кузатсак, худди юқоридаги 16 та элемент хоссалари тартиби каби содир бўлади: аргондан кейин яна бир валентли металл калий, кейин магнийга ўхшаш бўлган икки валентли кальций келади ва ҳ.к.зо.

Шундай қилиб, кимёвий элементларнинг хоссаларининг ўзгариши атом массаларининг ортиб бориши бўйича узлуксиз бир текисда бир йўналишда содир бўлмасдан даврий характерга эга бўлади. Маълум бир элементлардан кейин орқага дастлабки нуқтага қайтгандек содир бўлади ва олдинги ўтган элементларнинг хоссалари яна ўша кетма-кетликда, айрим сифатий фарқлар билан такрорланади.

Хоссаларини ўзгариши маълум чегарада кетма-кет содир бўладиган элементлар қаторини, масалан саккизта элементдан иборат: литийдан неонгача ва натрийдан аргонгача бўлган элементлар қаторини Менделеев даврлар деб атади. Агар биз бу иккита даврни бирини тагидан иккинчисини ёзсак, яъни литий тагида натрий ва неон тагида аргон тушса, элементларни қуйидагича жойлашини оламиз:

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

Худди шундай жойланишида вертикал қаторларга хоссалари ўхшаш, бир хил валентликка эга бўлган элементлар тушади.

Ҳамма элементларни даврларга бўлиб, ва даврларни бирини остига иккинчисини жойлаштириб, яъни хоссалари ўхшаш элементлар битта (столбикка) битта вертикал қаторга тушадиган қилиб жойлаштириб Менделеев гуруҳлар ва қаторлар бўйича жадвал тузди. У бу жадвални элементлар даврий системаси деб атади. Ушбу жадвал ҳозирги замон кўринишида ва Менделеевдан кейин қилинган ўзгаришлар билан келтирилган:

D.I. MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVIDIY JADVALI

DAVIY LAR	ELEMENTLAR										K	
	A I	A II	A III	A IV	A V	A VI	A VII	A VIII	A IX	A X		
1	H 1078427 VODOROD	He 407800222 GELIY							VIII		B	
2	Li 694172 LITIY	Be 9007181 BERILLIY	B 108115 BOR	C 120111 UGLEROD	N 1400941 AZOT	O 1600443 KISLOROD	F 18998431 FLOR	Ne 2017913 NEON	Nisbiy elektr-manfiylik		K	
3	Na 22989771 NATRIY	Mg 2430551 MAGNIY	Al 1329481 ALUMINIY	Si 28085831 KRENNIY	P 30973761 FOSFOR	S 32065931 OLTIMOQURT	Cl 3545321 XLOK	Ar 3994841 ARGON	Qo'lib qolgan elektronlar joylashishi	55,64713 TEMIR	L K	
4	K 390981 KALIY	Ca 400784 KALSIY	Ga 697234 GALIY	Ge 726434 GERMANIY	As 7492161 MISHTAK	Se 789613 SILLEN	Br 7990431 BROM	Kr 838013 KRIPTON	To'lib qolgan va unga yangin bo'lgan gubiqchalarida elektr va magnit joylashishi	27 (28) 28 (29) 28 (30) 28 (31) 28 (32) 28 (33) 28 (34) 28 (35) 28 (36) 28 (37) 28 (38) 28 (39) 28 (40)	M K L K	
5	Rb 854681 RUBIDIY	Sr 876211 STRONSIY	In 917211 INDIY	Sn 1187101 QALAY	Sb 121751 SURIYA	Te 12751 TELLURIY	I 126901 YOD	Xe 1312843 KSENON		45 (46) 46 (47) 46 (48) 46 (49) 46 (50)	ON M L K	
6	Cs 13290541 SEZIY	Ba 1373221 BARIY	Tl 2043271 TALIY	Pb 207211 QO'ROQSHIN	Bi 2089041 VIZMUT	Po 209111 POLONIY	At 210111 ASTAT	Rn 2220116 RADION		78 (79) 78 (80) 78 (81) 78 (82) 78 (83) 78 (84) 78 (85) 78 (86) 78 (87) 78 (88) 78 (89) 78 (90)	P O M L K	
7	Fr 22301771 FRANSIY	Ra 2260254 RADIY	Ac 2270270 AKTIY	Th 2320280 REZERFORDIY	Pa 2310280 KURKIY	U 2380288 YURIY	U 2380288 YURIY	U 2380288 YURIY		109 (110) 109 (111) 109 (112) 109 (113) 109 (114) 109 (115) 109 (116) 109 (117) 109 (118) 109 (119) 109 (120)	P O M L K	
YUQORI OKSIDLAR		RO	RO ₂	RO ₃	RO ₅	RO ₃	RO ₂	RO ₂	RO ₄			
UCHUVCHAN VODORODLI BIRIKMALAR												
80	Po 209111 POLONIY	Pm 209111 PRAMIY	Pu 2440242 PLUTONIY	Am 2430242 AMERIY	Cm 2470242 KURMIY	Bk 2470242 BERKLIY	Cf 2510242 KALIFORNIY	Es 2520242 EYNSHTAYNIY	Fm 2570242 FERMIY	Md 2880288 MENDELEVIY	No 2890288 NOBELIY	L K

1869 йилда Д.И.Менделеев томонидан даврий қонун асосида яратилган элементлар даврий системаси оламшумул аҳамиятга эга бўлди. У элементларнинг юқори валентликларига қараб ўша пайтда маълум бўлган элементларни ўзи тузган системага жойлаштирди, номаълум бўлган элементларни хоссаларини олдиндан айтиб уларга бўш жойлар қолдирди. Д.И.Менделеев учта элементларнинг (21экабор, 31экалюминий ва 32экасилиций) мавжудлигини олдиндан башорат қилган ҳолда бу элементларнинг хоссаларини назарий жиҳатдан батафсил таърифлади. Бу элементлар 10 йил ичида Д.И.Менделеев ҳаёт даврида топилди, яъни 1875 йилда француз кимёғари Лекок де Буабодран томонидан экалюминий (31Ga-галлий), 1879 йилда Швецариялик олим Нильсон Клеве томонидан экабор (21Sc-скандий), 1885 йилда Германиялик олим Винклер томонидан экасилиций (32Ge-германий) элементларининг очилиши ва уларнинг хоссалари Менделеев башорат қилган хоссаларга жуда яқинлиги Менделеевнинг янада системани тўғри тузганлигини яққол исботи бўлди. (эка – сўзи биринчи ўхшаш деганидир).

Менделеев даврий системаси тузилганга қадар бериллийнинг атом массаси 13,8 деб тахмин қилинган ва элементлар жадвалида углерод билан азот орасига жойлаштирилган. Менделеев ўзи кашф этган қонуниятга ишонган ҳолда бериллийни даврий системадаги иккинчи гурпуага жойлаштирди ва унинг атом массасини 9 деб ўзгартириб, тўғрилади. Шунингдек, даврий қонун очилгунга қадар магнийнинг атом массасини 21 деб келинган, урани атом массасини эса 130 га тенг деб тахмин қилинган. Ҳар иккала элементни атом массаларини Д.И.Менделеев даврий системага таяниб тўғрилади ва магнийни атом массаси 24 га ураникини эса 238 га ўзгартирди. Кейинчалик ушбу элементларнинг атом массалари тўғри топилганлиги исботини топди.

Элементларнинг хоссаларини бир хил тартибда тавсифлаш, даврий системада ҳар бир элементнинг аниқ, қатъиян, доимий равишда туришини назарда тутди. Бу ўринларнинг (ҳолат) инвариантлиги (ўзгармаслик) дейилади. Маълумки, Д.И.Менделеев системасида элементларнинг ҳолати фақатгина унинг тартиб рақами билан эмас, балки у турган давр рақами ва гурпуаси билан ҳам аниқланади. Доимо энг кўп тарқалган замонавий даврий система формасида ҳам элементнинг вариантлик ҳолати ҳамма вақт ҳам сақланмайди. Шу сабабли элементнинг ўрнини (ҳолатини) бир хилда белгилайдиган умумий меъзон зарур. Менделеевнинг ўзи шундай меъзон сифатида элементларнинг кимёвий хоссасини танлади. У атом массалари қийматига нисбатан, кимёвий хоссаларини асосий характеристика деб ҳисоблайди. Шунинг учун Менделеев даврий системасида элементларнинг жойлашиш тартибида

ўз қонуниятидан четга чиқади ва қуйидаги элементларнинг жойларини алмаштирди:

${}_{18}\text{Ar}$ - ${}_{19}\text{K}$, ${}_{27}\text{Co}$ - ${}_{28}\text{Ni}$, ${}_{52}\text{Te}$ - ${}_{53}\text{I}$ яъни группалардаги ўхшашлик кимёвий хоссаларини намоён қилишини кўрсатади.

Атом тузилишининг электрон назарияси ривожланиши асосида, элементларнинг кимёвий хоссалари уларнинг атом электрон структураларнинг функциялари эканлиги аниқланди. Шу асосда элементнинг даврий системадаги ҳолатини аниқлашнинг объектив меъзони қилиб атомнинг электрон тузилишини танлаш мақсадга мувофиқ эканлиги исботланди.

Даврий қонун ривожланишини 3 босқичга бўлиб ўрганилади.

1-босқичда, элементларнинг хоссаларини аниқловчи асосий далил сифатида атом массаси танланган бўлиб, Д.И.Менделеев даврий қонунни шу асосда қуйидагича таърифлади:

“Оддий моддаларнинг хоссалари, шунингдек элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалари элементлар атом оғирликларининг ортиб боришига даврий суратда боғлиқдир”.

2-босқичда, атом тартиб рақами-атом ядро зарядини аниқлаши исботланди.

Изотоп ва изобарларнинг очилиши элемент табиатини аниқловчи ҳақиқий далил унинг атом массаси эмас, балки ядро заряди эканлиги кўрсатилди.

Ҳақиқатдан ҳам бир хил атом массали изобарлар:

${}_{18}^{40}\text{Ar}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ - ҳар хил элемент атомларига тааллуқли бўлса, ядро зарядлари бир хил, атом массалари ҳар хил ${}_{8}^{16}\text{O}$, ${}_{8}^{17}\text{O}$, ${}_{8}^{18}\text{O}$ ёки ${}_{1}^1\text{H}$, ${}_{1}^2\text{H}$, ${}_{1}^3\text{H}$ биргина элементга мансуб эканлиги исботланди.

1913 йил инглиз олими Мозли Рентген нурларини текшириб, элементларнинг рентген нурлари тўлқин узунликлари билан шу элементларнинг тартиб рақамлари орасидаги боғланишни топди ва қуйидагича ифодалади:

“Элементларнинг Рентген нурлари тўлқин узунликлари тесқари қийматларидан чиқарилган квадрат илдизлар шу элементларнинг тартиб рақамлари билан чизиқли боғланишда бўлади”

$$\sqrt{J} = K(z - k)$$

J - частота, K, k - доимий катталиклар, z - элементнинг тартиб рақами. Бу қонун натижасида даврий системада элементлар атомлари ядролари-

нинг зарядлари ортиб бориши тартибида аниқ кетма-кет бўлиб жойлашганлиги аниқланди.

Шу сабабли даврий қонун янги таърифланди:

“Оддий моддаларнинг, шунингдек, элементларнинг шакл ва хоссалари улар атомлари ядроларининг зарядларига даврий равишда боғлиқдир”.

Бу таъриф даврий қонуннинг ҳозирги замон таърифи дейилади.

Бу ўзгариш принципал характерга эга бўлиб, элемент табиатини тушинишда янги сифатий даражасидан далолат беради, шунга қарамадан даврийликнинг физикавий маъноси яъни нима учун атом рақамининг монотон ортиб бориши билан, элементнинг хоссалари монотон (бир текисда) ўзгармасдан даврий ўзгаришининг сабаби ноаниқлигича қолди.

Фақат 3-босқичда, атом электрон тузилишининг квантомеханик назариясининг ривожланиши асосида даврий қонуннинг физик маъноси очилди.

Даврийликнинг моҳияти юқори энергетик даражада ўхшаш валент электронлар конфигурацияларининг даврий такрорланиши ва электрон қаватларнинг нисбий сиғими мавжудлигига асосланган.

Элемент атомларининг хоссалари, ташқи энергетик поғонадаги электронларнинг сонига кўра даврий равишда ўзгаради.

Даврий системанинг структураси.

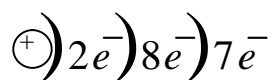
Катта ва кичик даврлар, гуруҳлар ва гуруҳчалар.

Элементлар даврий системаси 7 та давр, 8 та группа ва 10 та қаторни ўз ичига олади (даврий системанинг қисқа варианты).

Даврий системанинг узун вариантыда 7 та давр, 8 та асосий (бош) ва 10 та қўшимча (ёрдамчи) группалар бор. (Қаторлар ўз-ўзидан моҳиятини йўқотади, чунки узун вариантда ҳар бир давр биттадан қатордан ташкил топади). 74-бетга қаранг.

Ишқорий металллар билан бошланиб инерт газлар билан тугалланган элементларнинг горизантал қаторига давр дейилади.

Давр тартиб рақами, бош квант сон қийматини билдиргани учун, ҳар бир давр тартиб рақами айна даврда жойлашган элементларнинг электрон қаватлар сонини билдиради. Масалан тартиб рақами 17 бўлган хлор учинчи даврда жойлашган, шу сабабли унда учта электрон қават бор:



1 2 3

Даврий системанинг қисқа вариантыда берилган,

I, II, III даврлар биттадан қатордан иборат бўлгани учун, уларга кичик даврлар дейилади.

IV, V ва VI даврлар иккитадан қаторни ўз ичига олганликлари учун, уларга катта даврлар дейилади.

VII-давр ишқорий металдан бошланиб инерт газгача етиб келмагани учун тугалланмаган давр дейилади.

VII-давр тартиб рақами $Z=118$ чи элемент билан тугалланади, бу элемент инерт газ бўлиб, VIII гурпуада жойлашади ва Xe, Rn элементларига ўхшаш бўлади. Ундан кейин очиладиган элемент $Z=119$ бўлиб, ишқорий металлларга ўхшаш бўлади ва VIII чи даврнинг биринчи элементи бўлади.

Кимёвий хоссалари бир-бирига ўхшаш, ташқи электрон қаватдаги электронлар сони бир хил бўлган элементларнинг вертикал қаторига группа дейилади. Элемент қайси гурпуада жойлашган бўлса, унинг энг юқори оксидланиш даражаси группа тартиб рақамига тенг бўлади (бундан кислород ва фтор мустаснодир).

Ҳар бир группа бош (асосий) ва қўшимча (ёнаки) группачага бўлинади. Эсда тутиш лозимки ёнаки группалар фақат IV даврдан бошланади. Бош группа элементлари фақат s ва p-элементлардир, қўшимча группача элементларини эса d ва f-элементлар ташкил қилади.

Қўшимча группача элементларида, масалан d-металлларда ташқи s поғоначадаги электронлардан ташқари, ички $(n-1)d$ поғоначадаги, f-металлларда эса ташқи s поғоначадаги электронлардан ташқари ташқаридан ички $(n-2)f$ поғоначадаги электронлари ҳам валент электрон ҳисобланади. Шу сабабли улар бир-биридан фарқ қилади.

Даврий қонун табиатнинг асосий қонунларидан бири бўлиб, элементларнинг миқдор (ядро заряди, электронлар сони ва атом массалари) ва сифат (электронларнинг тақсимланиши, хоссалар тўплами) характеристикалари бирлигини кўрсатади.

Атом тузилиши ҳозирги замон тасаввурлари асосида, элемент аниқ даврга мансублиги атомнинг нормал, ўйғонмаган ҳолатдаги электрон қаватлари сони билан аниқланади.

Давр тартиб рақами, ташқи электрон қават тартиб рақамига тенг бўлади, у тугалланмаган, унда инерт газлардан бошқа элементларда 1 тадан 7 тагача электронлар бўлади.

Элементнинг у ёки бу группачага мансублиги ташқи ва ташқаридан ички қаватдаги умумий валент электронлар сони билан аниқланади.

Масалан: ${}_{25}\text{Mn} - [\text{Ar}]^{18}4s^23d^5$ ва ${}_{17}\text{Cl} - [\text{Ne}]^{10}3s^23p^5$ 7-чи группа элементлари бўлиб, иккала атом ҳам 7 тадан валент электронларга эга.

Даврлар ва группаларга бўлиниш Д.И.Менделеев томонидан киритилган бўлиб, элементнинг аниқ группага мансублиги унинг кимёвий хосасига, юқори валентли оксид ва гидроксидларнинг шакл ва характерига асосланиб аниқланади. Ҳақиқатдан ҳам бир-бирига ўхшаш бўлмаган металл марганец ва металмас хлор группа тартиб рақамига тўғри келадиган юқори оксидланиш даражасидаги бир хил таркибли Mn_2O_7 ва Cl_2O_7 оксидларни ҳосил қилади, уларнинг хоссалари ҳам ўхшаш кислотали.

Уларга тўғри келадиган $HMnO_4$ ва $HClO_4$ лар ёрқин ифодаланган кислоталардир. Шундай қилиб, даврий система группаларида типларига боғлиқ бўлмаган ҳолда қаватларида тўлиши мумкин бўлган бир хил сондаги электронлари бўлган элементларни бирлаштиради. Элементларнинг бундай умумий ўхшашлик турларига группа аналоглари (ўхшаш группалар) дейилади ва улар группа тартиб рақамига мувофиқ фақат юқори оксидланиш даражаларида намоён бўлади. Марганец ва хлордаги ўхшашликни даврий системадаги бошқа ҳамма бош ва ёрдамчи группачаларда ҳам кузатиш мумкин. Шу белгисига нисбатан бош ва ёрдамчи группачалар битта группага бирлаштирилган.

Атом тузилишининг электрон нуктаи-назаридан давр тартиб рақами ёрқин физик маънога эга. У бош квант сон қийматига мос келади ва тугалланмаган ва тугалланган s ва p қаватчалар билан характерланади. Ҳар бир давр валент электрон конфигурацияси ns^1 билан бошланиб, ns^2np^6 стабил (барқарор) конфигурация билан тугалланади (1чи давр бундан мустасно – унда $1s^2$ бўлади).

Атомларида фақат s ва p қаватчалар билан тўладиган даврларга кичик даврлар дейилади. Буларга биринчи 3 та давр мисол бўлади. Уларга 2, 8, 8 та элементлар тўғри келади. 1-чи ва 2-чи даврдаги элементлар сони, электрон қаватларнинг максимал сифимига $N=2n^2$ мос келади. 3-чи электрон қават сифими, элементлар сонидан юқори. Бу 3d орбиталларнинг мавжудлиги билан боғлиқ бўлиб, у бош, уни электронлар билан тўлиши фақат 4 чи даврдагина энергетик қулайдир. Шундай қилиб, 4-чи даврдан бошлаб электрон қаватлар электронлар билан тўлиш тартиби бузилади ва ns, np, элементлар оралиғида d-элементлар декадаси пайдо бўлади, уларда ташқаридан ички n-1d қаватча тўлади. Шундай структурага 4-чи ва 5-чи даврлар эга бўлади ва улар 18 тадан элементга эга. 6-чи ва 7-чи даврларда d элементлар декадасидан ташқари, ташқаридан ички иккинчи қават (n-2) f қаватчаси электронлар билан тўладиган элементлар оиласи мавжуддир. Бу даврлар 32 та элементдан ташкил топган. Менделеев тартиб рақами 57 бўлган катакчага $Z=58$ дан $Z=71$ гача бўлган 14 та элементларни жойлаштиради ва уларни лантанидлар оиласи деб атади.

Худди шундай, тартиб рақами 89 бўлган (Актиний) катакка $Z=90$ дан $Z=103$ гача бўлган 14 та элементларни жойлаштирди ва уларни актинидлар оиласи деб атади.

Лантанидлар ва актинидлар оилаларини Менделеев даврий системанинг пастки қисмига махсус қаторларга жойлаштирди ва даврий системада элементларни жойланишидаги ихчамликни сақлаб қолди.

s ва p элементлардан ташқари d-элементлар декадаси ва f-элементлар оиласидан ташкил топган даврларга катта даврлар дейилади.

Катта даврлардаги атомларда s ва p ташқи қаватлардан ташқари ички $(n-1)d$ ва $(n-2)f$ поғоначалар ҳам бўлади ва улар ҳам валент электронлар ҳисобланади.

Элементларнинг кимёвий хоссалари, маълумки атом орбиталларининг тузилишининг ўзига хос хусусиятлари билан аниқланади. Шунинг учун кичик даврларда, (II-III) қаторларда жами 8 тадан элемент бор, уларнинг атомларининг ташқи қаватлари электронлар билан тўлиб боради ва ишқорий металлдан бошланиб, инерт газгача ўтганда элементларнинг хоссалари кескин ўзгаради.

Катта даврларда s ва p элементлар шу қонуниятга бўйсинади, d-элементларда эса ташқи қават ўзгаришсиз (ns^2 , электрон проскок элементларда эса ns^1) қолади, ташқаридан ички иккинчи қават электронлар билан тўлиб борганлиги сабабли хоссалари анча бир текисда ўзгариши характерлидир. Бу хусусият янада кўпроқ даражада f-элементлар учун ҳам характерлидир, чунки уларда ташқаридан ички учинчи қават тўлади. f-элементларнинг ҳаммасини хоссалари бир-бирига жуда яқин.

Элементлар даврий системадаги ўрнининг унинг хоссаларига боғлиқлиги

Даврлар ва гуруҳларда, элемент атомларининг хоссалари (радиус, ионланиш потенциали, нисбий электроманфийлиги, электронга мойиллиги, оксид ва гидроксидларининг кислота, асослик хоссалари) нинг ўзгариш қонуниятлари.

Ҳозирги пайтда элементлар даврий системасида 1-105 жойларнинг ҳаммаси тўлган (бўш жой йўқ), аммо даврий системанинг ўзи тугалланган эмас. Даврий системада элементларни тўлиш чегараси (қанча элемент жойланиши) ҳам номаълум.

Элементларни даврий системадаги ўрнига (ҳолатига) қараб унинг хоссалари белгиланади.

Масалан, даврий системанинг узун вариантыда аstatдан боргача диагонал чизик тортилса, чизикнинг чап томонида фақат металлар, ўнг томонида эса 22 та металлмас жойлашганлигини кўрамиз.

Даврларда чапдан ўнга ўтган сари атомларнинг радиуслари камаядичунки ҳар бир даврда электрон қаватлар сони бир хил сонга эга бўлиб яд-

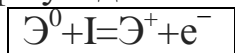
ро зарядлари сони бир бирликка ортиб боради, ташқи қаватдаги электронлар сони ҳам биттага ортади, электронларни ядронинг тортиш кучи ортади, натижада атом қисилади, яъни атом радиуслари кичрайиб боради.

Шу билан боғлиқ ҳолда даврларда чапдан ўнгга ўтганда металл хосса сусайиб, металмаслик хосса ортиб боради.

Гуруҳларда юқоридан пастга ўтган сари атом радиуси катталашади, чунки бу йўналишда электрон қаватлар сони ортади, электронларни ядронинг тортиш кучи камаяди, шу сабабли гуруҳларда юқоридан пастга ўтганда металл хоссалари ортади.

Атомни валент электронларини ушлаб туриш қобилияти ионланиш энергияси (I), электронга мойиллик (E) ва электроманфийлик (Δm) каби катталиклар билан тавсифланади.

Ионланиш энергияси – нормал атомдан битта электронни узиб олиш сарф бўладиган энергияга айтилади.

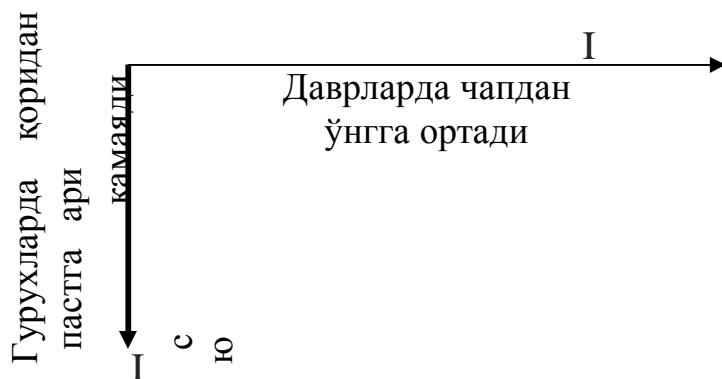


$I_1 < I_2 < I_3 < \dots < I_n$, 1-чи, 2-чи, 3-чи ва n -чи электронларни узиб олиш учун сарф бўлган энергия.

Ионланиш энергияси – элементнинг металлигини ўлчови бўлиб, унинг қиймати қанчалик кичик бўлса, атом электронни шунчалик осон беради, элементнинг металл хоссаси шунчалик ёрқин ифодаланган бўлади.

Ионланиш энергияси энг кичик бўлган элементлар, ишқорий металллардир, чунки уларнинг ташқи қаватидаги битта электронни энг кам энергия қийматига эга бўлиб, осонлик билан бошқа элемент атомига беради, ионланиш энергияси энг юқори бўлган элементлар галогенлар ва инерт газлардир. Даврларда чапдан ўнгга ўтган сари ионланиш энергияси ортиб боради, гуруҳларда пастдан юқорига ўтганда ортади ёки аксинча камаяди.

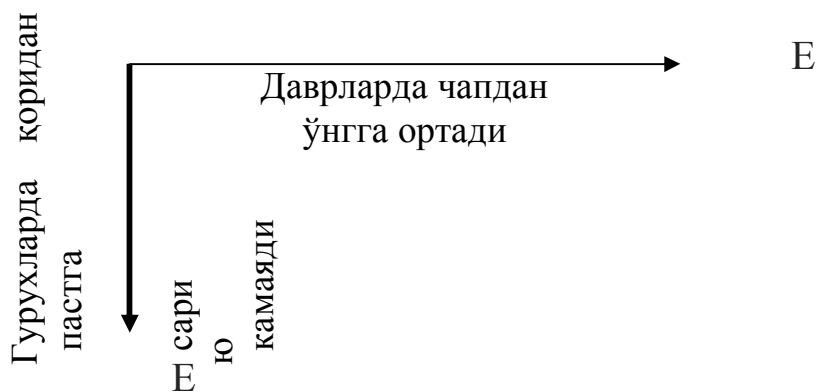
Даврларда ва гуруҳларда элементларнинг ионланиш потенциаллари қийматларининг ўзгариши.



Электронга мойиллик-Е. Нормал атомга битта электрон бирик-канда ажралиб чиқадиган энергия ани элементнинг электронга мойиллиги дейилади.

$$\mathcal{E}^0 + \bar{e} = \mathcal{E}^- + E$$

I ва E қийматлари $\frac{КДж}{мол}$ ёки $\frac{Эв}{атом}$ ларда ўлчанади. Элементнинг электронга мойиллиги қанчалик катта бўлса, ани элементнинг металмаслик хоссаси шунча кучли намоён бўлади. Шунга кўра элементлар даврий системасида даврларда чапдан ўнгга ўтган сари элементларнинг электронга мойиллиги ортади, группаларда эса юқоридан пастга тушган сари электронга мойиллик камайиб боради. Уни график кўринишида кўйидаги расмда тасвирланган:



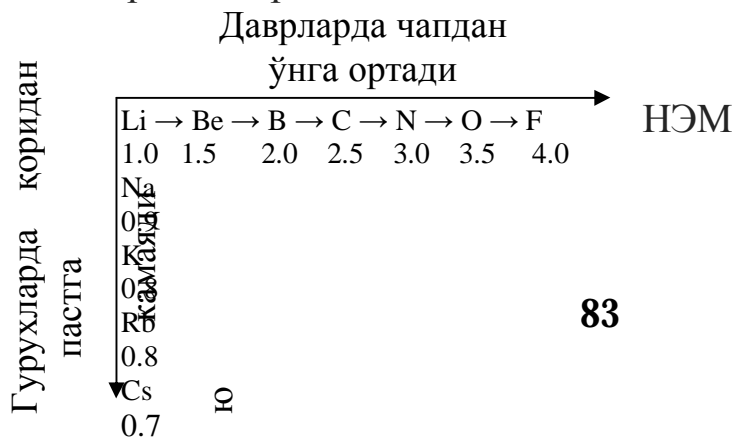
Электронга мойиллиги энг катта бўлган элементлар VII-гурух элементлари галогенлардир. Энг ками инерт газлар, ишқорий ва ишқорий-ер металлари дир.

Электроманфийлик –Эм. Кимёвий боғланиш бўлишида электронни бериш ёки қабул қилиш хусусиятини кўрсатувчи катталиқ дир.

$$I + E = \mathcal{E}_m \text{ ёки } \mathcal{E}_m = \frac{I + E}{2}$$

1927 йилда Полинг фанга нисбий электроманфийлик (НЭМ) тунунчасини киритди. Бунинг учун литий атомининг нисбий электроманфийлигини 1 га тенг деб қабул қилди ва шунга нисбатан бошқа элементларни нисбий электроманфийликлари қийматларини аниқлади.

Бу қийматларга Полинг шкаласи дейилади ва у куйидаги расмда шкала тарзида берилган.



НЭМ

Электроманфийликни энг юқори, қиймати билан фтор, энг кичик қиймати билан сезий (франций) тавсифланади.

Бош гуруҳ элементларининг оксидлари ва гидроксидларининг кислота, асослик хоссаларининг ўзгаришлари қуйидаги қонуниятлар асосида ўзгаради.

Ҳар бир давр ичида элемент тартиб рақамининг ортиши билан оксидларнинг асослик хоссалари сусайиб боради (1-чи давр мустасно). Бир вақтнинг ўзида кислоталик хосси кучаяди. Ҳар бир бош группادا (VII-мустасно) тартиб рақамининг ортиши билан оксидларнинг асослик хоссалари ортади, кислоталик хосслари камаяди.

II ва VI группаларда оксидлари амфотер хоссага эга бўлган элементлар бор.

Амфотер бирикмалар кислоталар ёки асослар билан реакцияларга киришишлари билан боғлиқ мувофиқ ҳолда ҳам асос ҳам кислота хоссаларини намоён қиладилар. Даврлар ва группалар бўйича гидроксидларнинг ҳам асослик ва кислоталик хоссалари оксидлардагидек ўзгаради.

Қуйидаги жадвалда бош гуруҳ элементларининг физикавий ва кимёвий хоссаларининг ўзгаришларидаги даврийликни хулоса сифатида келтирамиз.

Хосса	ўзгариш	
	бош гуруҳларда	даврларда
Металлик ортади	↓	←
Металмаслик ортади	↑	→
Кислородга нисбатан валентлик	ўзгармас	Ортади I дан VII гача
Водородга нисбатан валентлик	ўзгармас	Ортади I→IV←I
Ядро заряди	↓	→
Нисбий электроманфийлик ортади	↑	→
Зичлик ортади	↓	I→IV←I
t^0_c ва t^0_k металларда ортади	↑	←
t^0_c ва t^0_k металмасларда ортади	↓	←
Ионланиш потенциаллари ортади	↑	→
Электронга мойиллик ортади	↑	→
Атом радиуси ортади	↓	←

Электроманфийлик ортади	↑	→
Оксид ва гидроксидларнинг асослик хоссаси ортади	↓	←
Оксид ва гидроксидларнинг кислоталик хоссаси ортади	↑	→

Қуйидаги жадвалда даврий системадаги элементларнинг нисбий электроманфийликлари қийматлари келтирилган.

Элементларнинг нисбий электроманфийликлари

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H 2,1							He —	
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —	
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —	
4	K 0,9 Cu 1,9	Ca 1,0 Zn 1,6	Sc 1,3 Ga 1,6	Ti 1,5 Ge 1,8	V 1,6 As 2,0	Cr 1,6 Se 2,4	Mn 1,5 Br 2,8	Fe 1,9 Kr -	Co 1,9 Ni 1,9
5	Rb 0,8 Ag 1,9	Sr 1,0 Cd 1,7	Y 1,2 Zn 1,7	Zr 1,5 Sn 1,8	Nb 1,6 Sb 1,9	Mo 1,8 Te 2,1	Tc 1,9 I 2,5	Ru 2,2 Xe —	Rh 2,2 Pd 2,2
6	Cs 0,7 Au 2,4	Ba 0,9 Hg 1,9	La 1,0 Te 1,8	Hf 1,3 Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn —	
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1						

Даврий қонунга ва элементарнинг даврий системада жойлашган ўринлари асосида хулоса сифатида қуйидаги тасаввурларни келтирамиз.

Элементлар даврий системасида металллар ва металмасларнинг кимёвий активликлари ҳамда оксидлари ва гидроксидларининг кислота-асослик хоссаларининг даврлар ва гуруҳларда ўзгариш қонуниятлари.

Гуруҳларда юқоридан пастга ўтган сари:

атом ва ион радиуслари ортади;

ионланиш потенциали камаяди;

электронга мойиллик камаяди;

қайтарувчанлик хоссаси ортади;
металлик хоссаси ортади;
нисбий электроманфийлик камаяди;
оксид ва гидроксидларнинг асослик хоссалари ва сувда эрувчан-ликлари ортади.

Даврларда чандан ўннга ўтган сари:

атом ва ион радиуслари камаяди;
манфий ион радиуси ортади;
электронга мойиллик ортади;
оксидловчилик хоссаси ортади;
металлмаслик хоссаси ортади;
ионланиш потенциали ортади;
нисбий электроманфийлик ортади;
оксид ва гидроксидларининг кислота хоссаси ортади;
асос хоссаси камаяди.

Атом ядроси ва унинг таркиби.

Атом = $(p+n)e^-$ электронейтрал заррача. Атом эркин ҳолда ҳам, айна элемент атомлари бир-бирлари билан ҳам ва бошқа элемент атомлари билан ҳам ўзаро бирикиб молекула ҳосил қилади. Масалан, H_2 , O_2 , O_3 , S_8 , P_4 , H_2O , CO_2 , SO_3 , Cl_2O_7 ...

Атом ядроси-бу атомнинг марказий мусбат зарядланган қисми, унда атомнинг деярли ҳамма массаси тўпланган. Атом ядроси протон ва нейтронлардан таркиб топган.

Ядродаги протон ва нейтронларга нуклидлар (илгарилари нуклонлар) дейилади. Ядро нуклидлардан таркиб топган дейилса, демак ядро протон ва нейтронлардан таркиб топганлиги тушунилади. Ядро радиуси жуда кичик бўлиб $\sim 10^{-13}$ см га тенг. Бунга Ферми (ядро ўлчамларини аниқлаган олим) дейилади: $1f=10^{-13}$ см.

Атом радиуси $\sim 10^{-8}$ см (~ 100000 марта катта)

Атом радиуси Ангстремларда ўлчанади: $1\text{Å} = 10^{-8}$ см.

Атом массасини $\sim 99,97\%$ ядро бўлади.

Масса энергиянинг миқдор ўлчови, демак атомнинг ҳамма энергияси ядрога мужассамланган. Модданинг ядродаги зичлиги жуда юқори $\sim 1,4 \cdot 10^{14}$ г/см³, ~ 140 млн тонна.

1932 йил Д.Д.Иваненко ва Е.Н.Гапонлар ядро тузилишини протон-нейтрон тузилишини таклиф этдилар. Бу назарияга мувофиқ ҳамма ядро протон ва нейтронлардан таркиб топган. Ядродаги протонлар сони айна элементни даврий системадаги тартиб рақами- N га тенг.

Ядродаги протон ва нейтронлар сони йиғиндиси атомнинг масса сони дейилади (A). Бу сон элементнинг даврий системада кўрсатилган

нисбий атом массаларига (A_r) га тенг бўлади. $A=A_r$ ёки $A=Z+N$ бу ерда A -атом массаси, Z -айни элементнинг ядро заряди, элементнинг даврий жадвалдаги тартиб рақамига тенг бўлади.

N -айни элементнинг ядросидаги нейтронлар сони.

Масалан, натрий атомини тартиб рақами: $N=Z=11$ яъни, натрий ядросида 11 та протон бор, унинг ядросида 12 та нейтрон ($N=12$) бўлади. Уларнинг йиғиндиси:

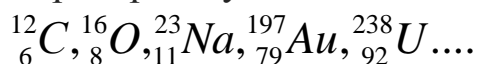
$A=Z+N=11+12=23$ га тенг бўлади.

Одатда $A=A_r$ (A_r - яхлитлаб олинади) даврий жадвалда берилган: ($A_r(Na)=23$ яхлитлаб олинган), унинг тартиб рақами $Z=N=11$ бу ерда N -тартиб рақами сифатида берилган. Лекин жадвалда ҳеч бир кимёвий элементнинг нейтронлар сони (N) кўрсатилмаган. Ядро таркибидаги нейтронларни топиш учун, атомнинг массасидан, ядро зарядини (ёки элементни тартиб рақами (N) ни ($Z=N$) айириб ташланади.

Масалан, $N(Na)=23-11=12$ бўлади, бу сон натрий атоми ядросидаги нейтронлар сонини билдиради.

Демак, атомнинг ядросидаги нейтронлар сони: $N=A_r-Z$ формуласи билан топилади. Бу ерда N - ядрогаги нейтронлар сонини билдиради. Гап нима ҳақида бораётганига қараб, N - ни қийматлари олинади. Агар гап ядро заряди тўғрисида борса $Z=N$ бўлади, агар гап ядрогаги нейтронлар тўғрисида борса $N=A_r-Z$ формуласидан фойдаланиб топилади.

Ядроларни кўйидагича белгилаш қабул қилинган:



Ядронинг барқарорлиги: $\frac{N}{Z}$ тенгсизлиги асосида топилади: бу ерда N - ядрогаги нейтронлар сони, Z -ядро заряди.

Даврий системадаги 1-чи 20 (1-20Ca) элементлари учун бу нисбат ~ 1 га тенг бўлади. Демак, бу ядролар анча барқарор ядролардир.

21-чи элемент (Sc) дан бошланиб бу нисбат ортиб боради ва ${}^{238}_{92}U$ да (92р ва 146n) $\sim 1,6$ га етади, унинг ортиб бориши ядронинг беқарорлигини билдиради.

Даврий системада тартиб рақами 84-полоний ва ундан кейинги элементлар ядролари беқарор, улар ўз-ўзидан бўлинадилар (α -заррачаларга, β -заррачаларга ва γ -нурларга).

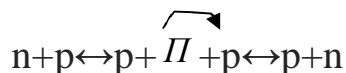
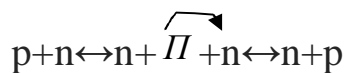
α -заррачалар, оғир заррачалар оқими бўлиб, гелий ядросидан иборат, заряди+2, масса сони-4 га тенг, 4_2He -белгиланиши.

α -ни чопиш тезлиги ~ 20000 км/сек.

β -заррачалар-электронлар оқимидан иборат, чопиш тезлиги ~ 270000 км/сек.

γ-нурлар-электромагнит нурлар, тўлқин узунликлари рентген нурлариникидан кам.

Ядрода доимо протон ва нейтронлар Π -мезон ҳисобига алмашиши хоссасига эга. Π -мезон массаси-электрон массасидан 270 марта ортиқча бўлган заррачалардир. Ҳозирги пайтда протон ва нейтронга битта заррачанинг 2 хил ҳолати деб қаралади ва улар Π -мезон алмашиши туфайли протон нейтронга, нейтрон эса протонга айлана олади:



Демак, бир нуклон Π -мезон чиқаради, 2-чиси эса уни ютади. Ядро хоссаси унинг таркибидаги протон ва нейтронлар сони билан тавсифланади.

Ядро таркибидаги икки хил заррачалар-протонлар ва нейтронларнинг заряд ва массалари қўйидагича:

	массаси	заряди
Протон	1	+1
Нейтрон	1	0
Электрон	1/1840	-1

Одатда олий ўқув юртларига кирувчи абитуриентлар, ўқувчилар ҳамда талабалар атом ядроси тўғрисидаги қўйидаги тасаввурларни чуқур билишлари лозим:

-даврий система асосида ҳар бир элементни нисбий атом массасини (Ar);

-элементни ядро заряди ёки тартиб рақамларини (Z ёки N);

-бу катталиқлар асосида нейтронлар (N) сонини топишни; (нейтронлар-ядродаги умумий нуклидлар сонини нечтасини ташкил қилишини, ёки улушларда неча фоизига тенг эканлигини аниқлашни).

Масалан, Уран мисолида кўрайлик.

Уран даврий системада VII даврда, 2-чи ёрдамчи гуруҳда жойлашган бўлиб, тартиб рақами $N=92$, ёки ядро заряди $Z=92$ га тенг. Нисбий атом массаси $Ar=238$. Нейтронлар сони: $N=Ar-Z=238-92=146$ га тенг бўлади, ёки фоизларда:

$$w = \frac{146 \cdot 100}{238} = 61,3\%$$

Демак, умумий ядронинг 61,3% ни нейтронлар ташкил қилади.

Изотоплар. Бир элементнинг ядро заряди бир хил, лекин массалари билан фарқ қиладиган ҳар хил атомларига изотоплар дейилади. Ҳар бир

изотопнинг масса сони ядродаги протон ва нейтронлар сонининг йиғиндисига тенг.

Масалан, водород элементининг учта изотопи бор:

массаси 1 га тенг бўлган ${}^1_1\text{H}$ протий $(1p) e^-$, белгиланиши –H

массаси 2 га тенг бўлган ${}^2_1\text{H}$ дейтерий $(1p+1n) e^-$, белгиланиши – Д

массаси 3 га тенг бўлган ${}^3_1\text{H}$ тритий $(1p+2n) e^-$, белгиланиши –Т

Хлорнинг ҳам иккита изотопи маълум:

1. массаси 35 га тенг бўлган ${}^{35}_{17}\text{Cl}-(17p+18n)17 e^-$

2. массаси 37га тенг бўлган ${}^{37}_{17}\text{Cl}-(17p+20n)17 e^-$ бор.

Демак, изотоплар бир-бирларидан нейтронлар сони билан ва атом массалари билан фарқ қиладилар. Ядро зарядлари (Z) эса ўзгармас бўлади. Даврий системада элементларнинг нисбий атом массалари (Ar) уларнинг табиий изотопларининг ўртача қийматлари сифатида олинган, шунинг учун улар каср сонларда бўлади.

Масалан, табиий хлор 75% ${}^{35}\text{Cl}$ ва 25% ${}^{37}\text{Cl}$ аралашмаларидан иборат. Унинг ўртача нисбий атом массаси $\bar{Ar}=0,75 \cdot 35+0,25 \cdot 37=26,25+9,25=35,5$ га тенг.

Изобарлар. Ядро зарядлари ҳар хил, аммо атом массалари бир хил бўлган атомлар турига изобарлар дейилади.

Масалан; ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ ёки ${}^{112}_{48}\text{Cd}$ ва ${}^{112}_{50}\text{Sn}$ ва х.к.

Демак, изобарлар бир-бирларидан ядро зарядлари (Z) ва нейтронлар сони (N) билан фарқ қиладилар.

Масалан, ${}^{112}_{48}\text{Cd}-(48p-64n) 48 e^-$ ва ${}^{112}_{50}\text{Sn}-(50p+62n) 50 e^-$ бўлади, аммо уларнинг ўртача атом массалари бир хил (112) бўлади.

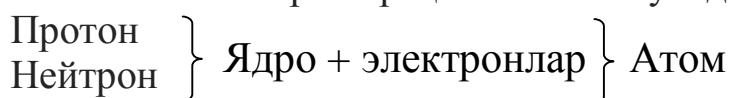
Изотонлар. Айрим элементларнинг ядро зарядлари ҳар хил, атом массалари ҳам ҳар хил аммо ядроларидаги нейтронлар сони бир хил бўлади. Бу ҳодисага изотон дейилади.

Демак, ўртача нисбий атом массалари ҳар хил, ядро зарядлари ҳар хил, аммо нейтронлар сони бир хил бўлган атомлар турига изотонлар дейилади.

Масалан: Лантан ${}^{138}_{57}\text{La}-(57p+81n)57 e^-$ ва Барий ${}^{137}_{56}\text{Ba}-(56p+81n)56 e^-$ ларда 81 тадан нейтронлар бўлгани учун, булар бир-бирларига нисбатан изотон элементлардир.

Изотон элементларда Ar-нисбий атом масса (Ar) ва ядро зарядлари (Z) ҳар хил бўлиб, нейтронлар сони эса бир хил бўлади.

Нейтрал атомдаги электронлар сони ядросидаги протонлар сонига, яъни элементнинг тартиб рақамига тенг бўлади.



Элементнинг тартиб рақами (N) = элементнинг ядро зарядига (Z).
элементнинг ўртача нисбий атом массаси = нуклидлар йиғиндисига
= Z + N тенг.

Радиоактивлик. Ядро реакциялари.

Радиоактивлик - беқарор атом ядроларининг заррачалар ёки γ -квант чиқариш йўли билан ўз-ўзидан бошқа элемент ядроларига айланиши.

Радиоактивликнинг 4 тури: α емирилиш, β емирилиш, атом ядроларининг спонтан бўлиниши, протон радиоактивлик (протон емирилиш фараз қилинадию, лекин ҳали кузатилмаган 2 протонли ва 2 нейтронли радиоактивлик) маълум.

Радиоактивлик учун вақт ўтиши билан актив ядролар ўртача сонининг экспотенциал камайиши характерлидир.

Радиоактивликни 1-чи марта 1896 йилда А.Беккерел очган.

Барча изотоплари радиоактив бўлган, ўз-ўзидан парчаланадиган элементларга радиоактив элементлар дейилади.

Тартиб рақамлари: 43-технеций, 61-прометий, 84-полоний, ва Д.И.Менделеев даврий системасида полонийдан кейин турадиган барча элементлар радиоактив элементлар қаторига киради.

Ядро реакциялари. Атом ядроларининг элементар заррачалар, γ квант нурлар ёки бир-бири билан ўзаро таъсири натижасида содир бўладиган ўзгаришларга ядро реакциялари дейилади. Ядро реакциялари натижасида янги элементлар ва янги заррачалар ҳосил бўлади.

Ядро реакцияларини 1-чи бўлиб Э.Резерфорд 1919 йилда ўргана бошлаган.

Ядро реакцияларида қуйидаги заррачалар қатнашади.

α — ёки ${}^4_2\text{He}$ — гелий ядроси, нисбий атом массаси 4, заряди эса +2 га тенг.

β^- — нисбий массаси 0, заряди -1,

β^+ — ёки позитрон - нисбий массаси 0, заряди +1,

${}^1_1\text{p}$ — ёки ${}^1_1\text{H}$ — водород ядроси, нисбий массаси 1, заряди +1,

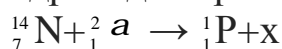
${}^1_0\text{n}$ — нейтрон, нисбий массаси 1, заряди 0,

γ ёки $h\nu$ — массаси ва заряди 0 га тенг нурланиш энергия кванти.

d — дейтерий ${}^2_1\text{H}$ - нисбий массаси 2, заряди +1,

Ядро реакцияларида реакцияга киришувчи заррачалар массалари ва зарядлари йиғиндиси реакция маҳсулотлариникига тенг бўлади.

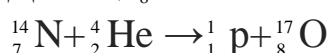
Масалан: ${}^{14}_7\text{N}$ атоми α -заррачалар оқими билан нурлантирилганда, азот ядросидан протон ажралиб чиқса, қайси элемент атоми ҳосил бўлади:



Массалар баланси: $14+4=1+\text{x}$. $\text{x}=17$

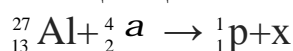
Зарядлар баланси: $7+2=1+\text{y}$. $\text{y}=8$.

Демак, ${}^{17}_8\text{O}$ -элементи ҳосил бўлар экан:



Ядро реакцияларига мисоллар:

${}^{27}_{13}\text{Al}$ атоми α -заррачалар оқими билан нурлантирилганда протон ажралиб чиқса қайси элемент атоми ҳосил бўлади.

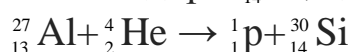


Массалар баланси: $27+4=1+\text{x}$; $\text{x}=31-1=30$,

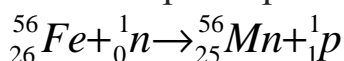
Зарядлар баланси: $13+2=1+\text{y}$; $\text{y}=15-1=14$,

Демак, ядро заряди 14, масса сони 30га тенг бўлган элемент кремний

изотопидир - ${}^{30}_{14}\text{Si}$, ядро реакцияси:



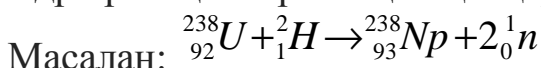
Нейтронлар билан ҳам нурлантириб янги ядролар ҳосил қилинади:



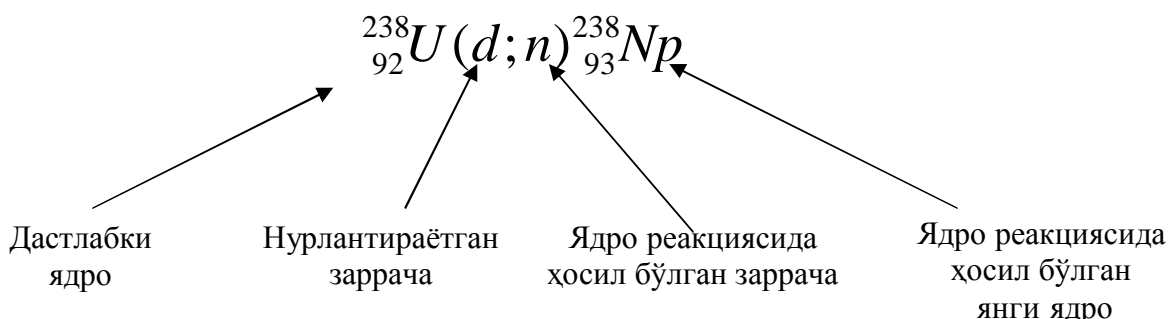
Ҳосил бўлган радиоактив ${}^{56}_{25}\text{Mn}$ ядроси электрон чиқариб яна даст-

лабки ядрони ҳосил қилади: ${}^{56}_{25}\text{Mn} \rightarrow {}^{56}_{26}\text{Fe} + \bar{e}$

Ядро реакцияларини ҳам қисқартирилган тенгламада ёзиш мумкин:



Қисқартирилган тенгламаси.



Ҳозирги пайтда кимёвий элементларнинг 500 дан ортиқ радиоактив изотоплари маълум. Табиатда учрайдиган ва сунъий олинган атомлар тури 1400 дан ортиқ. Ядро зарядлари $Z>93$ дан катта бўлган эле-

ментлар уран ядросини спонтан емирилиши натижасида ёки сунъий радиоактивлик йўли билан синтез қилинган.

6 Боб. КИМЁВИЙ БОҒЛАНИШ

Кимёвий боғланишнинг турлари: ионли, ковалент (кутбсиз ва кутбли), металл боғланишлар. Водород ва донор акцептор боғланишлар. Турли хил боғланишларга эга бўлган бирикмаларга мисоллар. Атом орбиталларининг гибридланиши, sp , sp^2 ва sp^3 -гибридланиш ҳолатлари. Турли хил кимёвий боғлардан ҳосил бўлган молекулалар хоссалари (тўйинувчанлик, йўналувчанлик, карралилик) шундай молекулалардан ҳосил бўлган моддаларнинг муҳим хоссаларидаги тафовутлар. Кристалл панжараларнинг турлари: турли хил кристалл панжарага эга бўлган моддаларнинг хоссаларини таққосий тавсифлари.

Модда молекулаларининг структура формулалари, молекуланинг марказий атоми атрофида боғланган атомларнинг фазовий ҳолатлари (молекула геометрияси) билан марказий атомнинг гибридланиш тури орасидаги муносабат.

Кимёвий боғланишнинг моҳияти.

Кимёвий боғланиш назарияси ҳозирги замон кимёсининг асосий муаммоларидан биридир.

Кимёвий боғланиш назарияси асосига атомнинг барқарор ҳолати қўйилган бўлиб, унинг ташқи энергетик қавати тугалланган яъни 8 та электрон бўлган ҳолати ҳисобланади (1-чи давр элементлари учун 2 та).

Тугалланган ташқи қаватга эга бўлган атомлар кимёвий жиҳатдан жуда барқарор ва жуда инерт. Улар кимёвий реакцияга умуман киришмайди (He, Ne, Ar) ёки жуда қийинчилик билан киришади (Kr, Xe, Rn). Шу сабабли уларга инерт ёки асл газлар дейилади. Улар 6 та.

Даврий системадаги қолган ҳамма элементларнинг ташқи қаватлари тугалланмаган. Улар ё электрон бериб (ички қават ҳисобига) ё электрон қабул қилиб ташқи қаватларини тўлдиришга интиладилар. Бу кимёвий реакция жараёнида қуйидаги йўл билан амалга ошади:

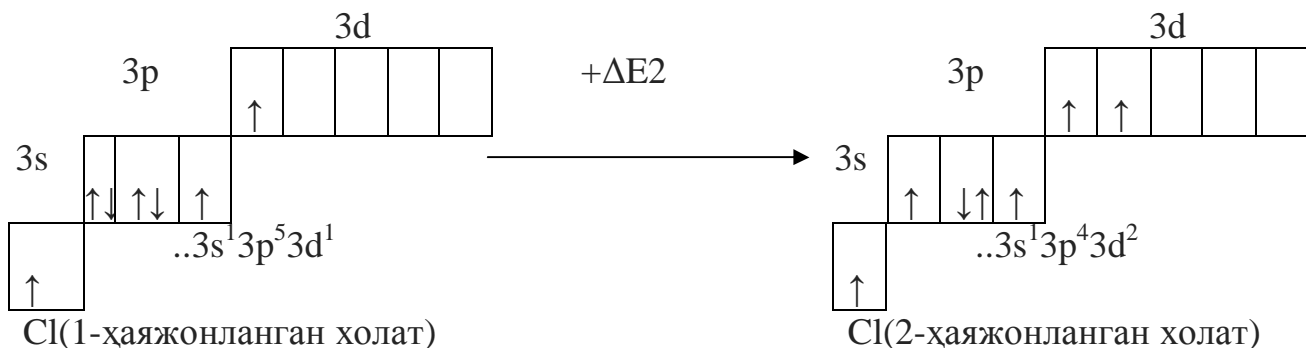
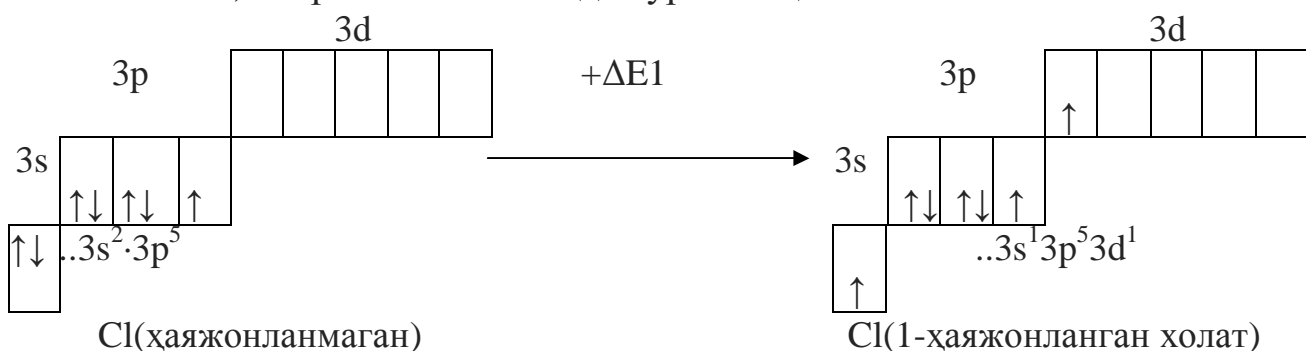
- умумий электрон жуфтнинг ҳосил бўлиши ($\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}:\text{Cl}:$);
- электрон бериш ёки қабул қилиш (ионли боғланишларда);
- электронларнинг умумлашуви ($\text{N}::\text{N}$).

Бу жараёнлар кимёвий элементлар атомлари орасида турли кимёвий боғланишнинг ҳосил бўлишига олиб келади. Атомлардан молекулалар ҳосил бўлишида электрон зичлик ўзгаради, натижада элементнинг электрон структуралари анча қулай ва барқарор бўлади. Шундай қилиб, барча кимёвий реакциялар асосида атомларнинг ташқи электрон қаватларини тўлдиришга интилиш, энергия захираси (барча имкониятлардан) энг кичик ҳолатга яъни энергетик энг қулай ҳолатга ўтиш ётади. Атомнинг энергия захираси қанчалик кичик бўлса, у кимёвий жиҳатдан шунчалик барқарордир.

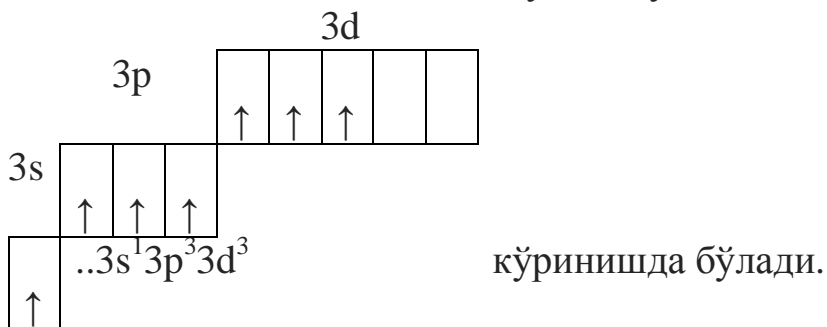
Демак, кимёвий боғланиш, электронлар ҳисобига юзага келади. Бош группача элементлари кимёвий боғ ҳосил қилишида ташқи энергетик поғанадаги жуфтлашмаган (тоқ битта ячейкани эгаллаган) электронлари иштирок этади. Кимёвий боғланиш ҳосил қилиш, фақат тоқ электронлар сони билан эмас, балки атомдаги бўш орбиталларнинг бор йўқлиги билан белгиланади. Фтор атомида бўш орбитал йўқ, шу сабабли у еттинчи группача жойланишига қарамасдан фақат оксидловчи ва фақат бир валентликни намоён қилишининг ҳам сабаби шу.

Кўпгина элементлар бўш орбиталлар ҳисобига кўзгалган уйғонган ҳолда жуфтлашган электронларини бўш орбиталларга ўтиши ҳисобига улар шу элемент жойлашган группа рақамига тенг максимал валентликни намоён қилади.

Масалан, хлор атоми мисолида кўриб чиқайлик:



Cl 3-хаяжонланиши ҳам худди шундай содир бўлади



Шунинг учун хлор, фтордан фарқли 1 валентликдан ташқари 3, 5 ва 7 валентликларни ҳам намоён қилади.

Кўшимча группача элементлари кимёвий боғланиш ҳосил қилишида ташқи ns поғоначадаги электронлар билан бирга, ташқаридан ички n-1d поғоначадаги d электронлари ҳам қатнашишлари мумкин.

Уларнинг ҳам максимал валентликлари группа рақамига тенг бўлади.

Атомлардан молекулалар ҳосил бўлишида электрон зичликнинг ўзгаришига, электрон зичликнинг тақсимланиш характериға қараб кимёвий боғланиш 3 та асосий типга бўлинади: ион боғланиш, ковалент боғланиш ва металл боғланиш.

Кимёвий боғланишнинг 2-чи даражадаги кўринишларига: молекулалараро боғланиш (Вандер Ваальс кучлари билан характерланган боғланиш) ҳамда водород боғланиш киради.

Кимёвий боғланиш типлари.

Ион боғланиш.

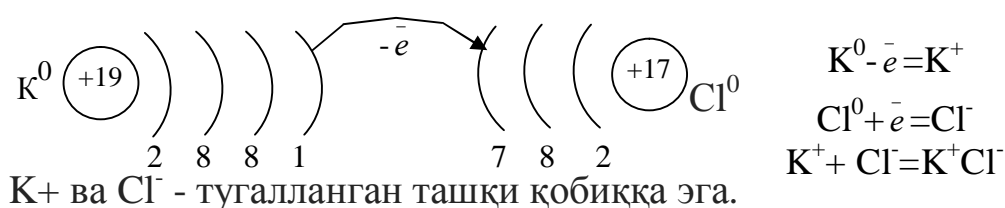
Ион боғланишнинг табиати, структураси ва ион боғланишдаги бирикмаларнинг хоссалари кимёвий боғланишнинг электростатик назарияси асосида тушунтирилади. Бу назарияга мувофиқ атомнинг электрон бериши ёки қабул қилиши натижасида ҳосил бўлган қарама-қарши зарядланган ионлар электростатик кучлар таъсирида тортишиб барқарор системани ҳосил қилади. Элементларни оддий ионларга айланиш қобилияти, улар атомларининг структураларидан келиб чиқади. Бу қобилият атомларнинг ионланиш энергиясининг қиймати ва атомларнинг электронга мойиллигига қараб баҳоланади.

Атомларнинг электроманфийликлари орасидаги фарқ $\Delta E=1,7$ дан катта бўлганда ўзаро бирикувчи атомлар орасида типик ион боғланиш вужудга келади.

Қарама-қарши зарядланган ионларнинг электростатик тортишиш кучлари таъсирида вужудга келадиган боғланишга ион боғланиш дейилади.

Қарама-қарши зарядланган ионлар орасидаги электростатик тортишув ҳисобига ҳосил бўладиган кимёвий бирикмалар ион ёки гетерополяр бирикмалар дейилади.

Масалан: KCl-нинг ҳосил бўлиши механизмини кўрайлик:



Ҳамма тузлар, ҳамма асослар, металл оксидлари... ион боғланишли бирикмалардир.

Шуни қайд қилиш лозимки, ҳақиқий (100%) ион боғланишли молекула йўқ, шунинг учун боғланишни ионлилик даражаси тўғрисида сўз юритилади. Ҳатто энг кучли ион боғланишли молекула CsF да ҳам ионлилик даражаси 89% бўлади, яъни электрон жуфтнинг 89% фторга, 11% Cs га тегишли бўлади. Ёки Cs^+ да эффектив заряд +0,89, фторда эса -0,89 га тенг бўлади деганидир.

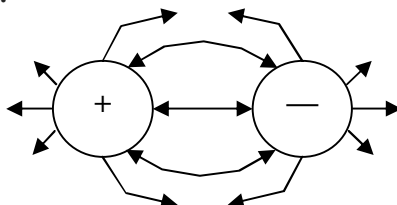
Ион боғланиш хоссалари.

Ион боғланиш йўналувчанлик ва тўйинувчанлик хоссаларини намоён қилмайди. Ҳар бир ионни зарядланган шар деб тасаввур қилсак, ионнинг куч майдонлари фазода ҳамма йўналишлар бўйича тенг тарқалади:



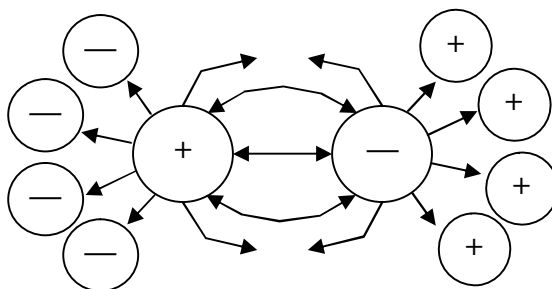
Ионлар зарядланган шар шаклида бўлганликлари учун ҳар бир ион қарама-қарши ионни исталган йўналишда ҳам бир текисда тартади.

Бу ҳодисага ион боғланишнинг йўналувчанлик ҳодисасини намоён қилмаслиги дейилади.



Бундан ташқари қарама-қарши зарядланган икки ион ўзаро бириккан бўлса ҳам, уларнинг куч майдонлари фазода тўлиқ ейишган бўлмайди.

Шунинг учун ҳар бир ион бошқа зарядли ионларни ўзига тартаверади. Бу ҳодиса ион боғланишни тўйинмаслик хусусиятини билдиради.



Ион боғланиш йўналувчанлик ва тўйинувчанлик хоссаларига эга бўлмаганлигидан, ҳар қайси ион атрофида максимал миқдорда қарама-қарши зарядли ионлар бўлади. Айна + ёки — ионлар атрофида жойланиши мумкин бўлган ионларнинг сони шу ионлар ўлчамларига боғлиқ бўлади.

Бу ҳодиса ион боғланишли бирикмаларни йирик, гигант ҳолда бўлишига олиб келади.

Ион боғланишли бирикмалар одатдаги шароитда кристалл моддалардир. Кристалл NaCl , CsCl , KF , CsF ... лар ҳолида якка-якка мавжуд бўлмасдан Na_nCl_m , Cs_nCl_m ҳолида мавжуд бўлади. Аммо кимёвий реакцияларнинг тенгламаларини ёзишда осон бўлсин учун ион боғланишли моддаларни энг содда формула NaCl , CaSO_4 ... ҳолида ёзиш қабул қилинган. Ион боғланишли бирикмаларнинг ҳаммаси одатдаги шароитда қаттиқ кристалл бирикмалар бўлганликлари учун қийин суюқланувчан бўлади.

Уларнинг сувдаги эритмалари (агар модда сувда эриса) ва суюқланмалари электр токини яхши ўтказади. Шу сабабли уларга кучли электролитлар дейилади.

Ковалент боғланиш – H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , H_2O , CO_2 ... каби молекулаларнинг ва кўпчилик анорганик ҳамда органик моддаларнинг тузилишини тушунтириш учун 1916 йилда Льюис (АҚШ) томонидан ковалент боғланиш назарияси яратилди. Бу назарияга мувофиқ, молекулада атомлар, ҳар иккала атом учун тааллуқли бўлган умумий электрон жуфти орқали боғланган бўлади.

Умумий электронлар жуфтлари ҳосил бўлиши билан амалга ошадиган кимёвий боғга ковалент боғланиш дейилади. (“Ко”- биргаликда иштирок этиш, “валентная”-валент электронларини) ёки ковалент-бу тенг валентли деганидир.

Атом томонидан умумий электрон жуфтларини ҳосил қилиш учун сарф бўлган электронлар жуфти сони боғланган атомларнинг валентлигини билдиради (Ленгмюр).

Масалан $\text{H}:\text{H}$ да водород бир валентли (умумий электронлар жуфти битта, $\text{O}::\text{O}$ да кислород икки валентли (умумий электронлар жуфти иккита, $\text{N}\equiv\text{N}$ да азот уч (умумий электронлар сони учта) валентлидир ва ҳ.к.

График формуладаги валентлик бирлигини билдирувчи чизиқча (-) электрон жуфтини ёки аксинча электрон жуфти : бир валентликни (чизиқчани-) англатади.

Кўпгина молекулада ташқи қаватдаги боғланишга кирмай қолган электронлар билан, ҳосил бўлган умумий электронлар жуфтлари бирга-

ликда барқарор дуплет (2) ёки октет (8) электронли конфигурация ҳосил қилади. Масалан, Н:Н-(дуплет), $\ddot{O} :: \ddot{O}$ -октет (8) $\ddot{N} \equiv \ddot{N}$ -октет (8) қават ҳосил бўлади.

Ковалент боғ ҳосил бўлишини иккита механизми мавжуд:

-атомнинг хаяжонланмаган ёки хаяжонланган ҳолатдаги жуфтлашмаган тоқ электронлари ҳисобига боғни вужудга келиши;

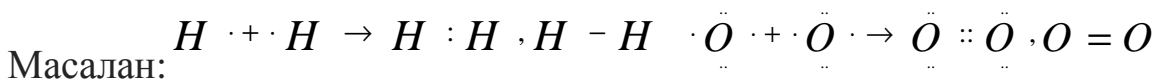
-донор-акцептор (координацион) махсус ковалент боғни вужудга келиши (комплекс бирикмалардагина юзага келади).

Ўзаро бирикувчи атомларнинг табиатига қараб ковалент боғланиш 2 га бўлинади.

1.Ковалент қутбсиз;

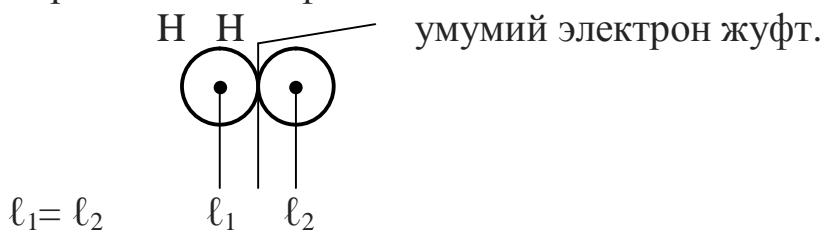
2.Ковалент қутбли;

Агар кимёвий боғланиш бир хил элемент атомлари орасидаги умумий электронлар жуфти ҳисобига юзага келса қутбсиз ковалент боғланиш дейилади.



Қутбсиз ковалент боғланишда умумий электрон жуфти ҳар иккала атомга бир хил тааллуқли бўлади. Боғнинг электрон булути атом ядролари орасида симметрик жойлашади, бунинг натижасида мусбат ва манфий зарядларнинг зичлиги (ёки оғирлик маркази) силжимаган бўлади. Бундай ковалент боғ, яъни зарядларнинг қутблари бўлмаган боғ қутбсиз боғланиш дейилади. Қутбсиз боғланишдаги бирикмалар схематик ҳолатда қуйидагича кўрсатилади.

Қутбсиз ковалент боғланишда дипол моменти $\mu=0$ бўлади, яъни умумий электронлар жуфти ўзаро боғланган атом ядролари марказида бўлади. Бундай молекулаларда $\ell_1 = \ell_2$ бўлади, ℓ - 1-чи ва 2-чи атом ядролари орасидаги масофа

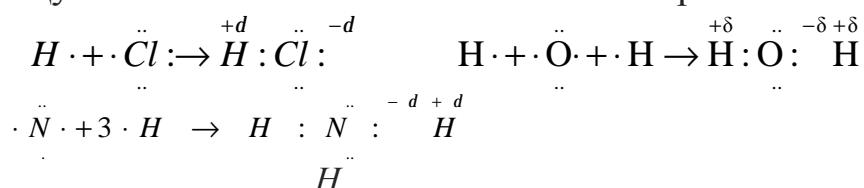


Ҳар хил элемент атомлари орасидаги умумий электронлар жуфти ҳисобига юзага келадиган боғланишга қутбли ковалент боғланиш дейилади.

Бу ҳолда умумий электрон жуфт (боғнинг электрон булути) электронманфийлиги катта бўлган атом томонига силжиган бўлади, бунинг натижасида мусбат ва манфий зарядларни зичликларининг тақсимланиш симметрияси бузилади ва боғ қутбли бўлиб қолади. Электрон жуфт қайси атомдан силжиган бўлса, шу атом айрим мусбат зарядга (+δ) эга бўлади. Электрон жуфти қайси атомга силжиган бўлса, у айрим манфий зарядга (−δ) эга бўлади.

Натижада молекулада иккита зарядли қутб юзага келади ва у дипол (“ди”-икки, “пол”-қутб) га айланади. +δ ва −δ зарядлари қийматлари бўйича ҳамиша электрон зарядидан ($<1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл) кам бўлади. Шунинг учун +δ ва −δ зарядларга қисман ёки эффектив заряд дейилади.

Қутбли ковалент боғланишга мисоллар:



Эсда тутиш лозимки: қутбсиз ва қутбли ковалент боғларда боғ ҳосил бўлиши учун фақат битта ячейкани эгаллаган тоқ электронларгина иштирок этади, яъни уларнинг спинлари қарама-қарши зарядга ($+\frac{1}{2}$ ва $-\frac{1}{2}$) эга бўлиши керак, электронларнинг спинлари, албатта, антипараллел ($\uparrow\downarrow$) бўлишлари керак. Атомдаги жуфт электронлар боғ ҳосил бўлишида иштирок этмайдилар. Уларга ажралмас жуфт дейилади.

Атомнинг уйғонмаган ёки уйғонган ҳолатларидаги тоқ электронлар сони, ўзаро боғланган атомлар орасидаги боғланишлар сонига тенг бўлади.

Масалан H_2 –молекуласида боғланишлар сони бирга тенг (H-H), чунки ҳар бир водород атомларидан биттадан тоқ электронлар иштирок этади.

O_2 -молекуласида боғланишлар сони 2 га тенг (O=O), чунки боғ ҳосил бўлишида ҳар бир кислород атомидан 2 тадан тоқ электронлар иштирок этади. N_2 -молекуласида боғланишлар сони 3 га тенг ($\text{N}\equiv\text{N}$), чунки ҳар бир азот атомидан 3 тадан тоқ электронлар иштирок этади.

Атомларни ҳаяжонлантириш учун зарур бўлган энергия, кимёвий боғ ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган энергияга тенг бўлади (ёки ейишади дейилади).

Нормал атомларни ҳаяжонланган ҳолатга ўтказиш фақат элементнинг ташқи қаватида бўш орбиталлар (бўш квант ячейкалар) ва жуфтлашган электронлар бўлгандагина амалга оширилади (92-бетга қаранг).

Ўзаро боғланган иккита атомлар орасида ҳосил бўлган ковалент кимёвий боғ,

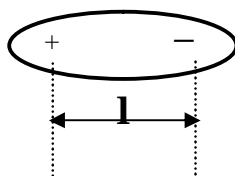
-бир жуфт электронлар ҳисобига бўлса, бирламчи (оддий) боғ дейилади,

-иккита жуфт электронлар ҳисобига бўлса иккиламчи,

-учта жуфт электронлар ҳисобига бўлса учламчи дейилади.

Иккиламчи ва учламчи кимёвий боғларга ковалент боғнинг карралийлиги, (кўш) боғ дейилади.

Қутбли боғга эга бўлган бирикмаларни схематик равишда қуйидагича кўрсатилади. Уларга диполлар дейилади.



ℓ- + ва - зарядлар оғирлик марказлари орасидаги масофа – бунга дипол узунлиги дейилади.

Дипол деб бир хил q-қийматли ва ҳар хил зарядли (+ва-) ℓ - масофада жойлашган ионлардан ташкил топган системага айтилади. Заряднинг масофага кўпайтмаси дипол моменти (μ) дейилади.

$$\mu = q \cdot l$$

μ-дипол моменти ўзаро боғланган молекулалардаги электрон жуфтни бир атомдан иккинчисига нисбатан қай даражада силжиганини, яъни силжиш катталигини билдиради. μ-қиймати қанчалик катта бўлса молекула шунчалик кучли қутбланган бўлади.

Масалан: HF, H₂O, HCl, HBr... кучли қутбли молекулалардир.

σ ва π ковалент боғлар.

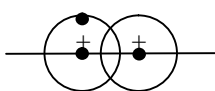
Ўзаро таъсирлашаётган атомлар валент орбиталларининг қопланиш характери ва ўзаро боғланаётган икки атомнинг марказини боғловчи чизиққа нисбатан электрон зичликни тақсимланиш симметриясига қараб σ ва π боғлар фарқланади.

σ -боғланиш деб боғланиш чизиғи орқали биронта ҳам текислик ўтмайдиган кимёвий боғланишларга айтилади.

σ -боғ боғланган атомларнинг марказидан ўтган чизиқ бўйича электрон булутлар қопланганда ҳосил бўлади. σ-боғнинг электрон зичлиги боғланиш чизиғига нисбатан максимум симметрияга эга бўлади. σ-боғ исталган атом орбиталларининг таъсирлашувидан ҳосил бўлади.

s-s p-p d-d f-f
 s-p p-d d-f
 s-d p-f
 s-f



Масалан:  боғланиш
 чизиғи

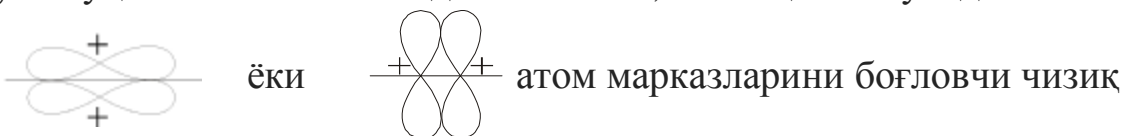
s-s типидаги σ -боғ s-p типидаги σ -боғ p-p типидаги σ -боғ

π -боғ атом марказларини боғловчи чизикқа нисбатан перпендикуляр текисликда электрон булутларнинг қопланишидан ҳосил бўлади.

π -боғ p-, d- ва f- атом орбиталларининг таъсирлашувидан ҳосил бўлади ва ҳеч қачон s-орбитал иштирок этмайди.

p-p d-d f-f
 p-d d-f
 p-f

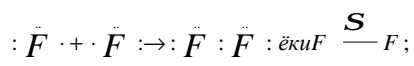
Демак, электрон булутларнинг қопланиш соҳаси ядроларни туташтирувчи ўқнинг икки томонида жойлашса, π -боғ ҳосил бўлади.



p-p типидаги π -боғ π -боғ

π -боғлар σ -боғларга қараганда заифроқ бўлади ва π -боғлар атомлар орасидаги σ -боғ бор бўлган тақдирдагина ҳосил бўлади.

Агар ковалент боғ ҳосил бўлишида ҳар бир атомдан фақат биттадан электрон иштирок этса, атомлар ўртасида фақат битта боғ, σ -боғ ҳосил бўлади.



Масалан:

Агар ҳар бир атомдан иккитадан электрон иштирок этиб, қўш (иккита) боғ ҳосил бўлса, улардан биттаси σ , иккинчиси π боғ ҳосил бўлади:



Агар атомлар орасида учта (учламчи) боғ ҳосил бўлса, биттаси σ боғ, қолган иккитаси π боғ бўлади:



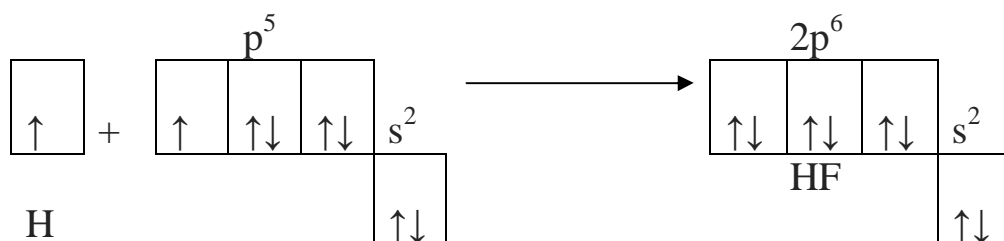
Ковалент кимёвий боғни ҳосил бўлиши уч хил усулда тасвирланади:

Ўзаро боғланаётган атомларнинг орбиталларининг график тасвирларидан фойдаланиб;

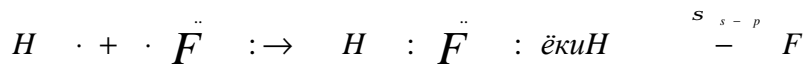
Масалан, HF молекуласининг ҳосил бўлишида кўрайлик:



2. Валент электронларнинг квант ячейкаларидан фойдаланиб:



3. Ковалент боғланишда иштирок этаётган электронларни нуқта кўринишидаги тасвирдан фойдаланиб:



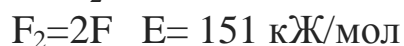
Ковалент боғнинг хоссалари: энергияси, қутблилиги, карралилиги, узунлиги, тўйинувчанлиги, фазовий йўналиши ва бошқа хоссаларга эга.

Ковалент боғнинг энг муҳим хоссаларидан бири боғланиш энергиясидир. Бу энергия кимёвий боғланишни барқарорлигини белгилайди.

Ўзаро боғланган атомлар орасидаги ковалент боғни узиш учун сарф бўладиган энергияга боғланиш энергияси дейилади. Бу энергия боғ ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган энергияга тенг бўлиб ишоралари билан фарқ қилади. Одатда боғланиш энергияси 1 мол модда учун ҳисобланади ва кЖ ёки ккал ларда ўлчанади.

Боғланиш энергиясининг сон қиймати айни боғнинг барқарор ёки беқарорлигини ифодалайди. Боғланиш энергияси қиймати қанчалик катта бўлса айни боғ шунчалик мустаҳкам (барқарор) бўлади.

Икки атомли молекулалар учун боғланиш энергияси, шу молекула-ни атомларга диссоциланиш энергиясига тенг бўлади.



$$N_2=2N \quad E= 940 \text{ кЖ/мол}$$

ABn ёки AnB типдаги кўп атомли молекулалар учун боғланиш энергияси:

$$ABn=A+nB$$

$$E_{ABn} = \frac{D}{n}; \quad H_2O = 2H + O; \quad E=928 \text{ кЖ/мол}$$

H-O боғланиш кучи бир хил бўлганлиги учун ўртача боғланиш энергияси:

$$E_{H-O} = \frac{D}{n} = \frac{928}{2} = 464 \text{ кЖ / мол};$$

Ковалент боғланиш учун йўналувчанлик, тўйинувчанлик, карралийлик (якка ёки кўш боғлилик), боғларнинг узунлиги (ℓ) ва кутбланувчанлик каби хоссалар хосдир.

Тўйинувчанлик-ковалент боғланишнинг энг муҳим хоссаларидан биридир. Молекуладаги боғланиш тўйинувчанлик хоссасини намоён қилганлиги учун ҳам молекула аниқ таркибга эга бўлиб, маълум структурали дискрет заррача ҳолида мавжуд бўлади. Масалан: водород молекуласи- H_2 , у яна водород атомини бириктириб H_3 ҳолида мавжуд бўла олмайди, ёки сув молекуласи фақат H_2O ҳолида, метан молекуласи CH_4 ҳолида бўла олади. Бу ҳодиса ковалент боғланишнинг тўйинувчанлик ҳодисаси бўлиб, ион боғланишдан фарқ қилади.

Ковалент боғланишнинг тўйинувчанлиги-икки атом орасида ковалент боғланиш ҳосил бўлганда, ўзаро бирикувчи атомлар электронлар булути бир-бирини қоплайди. Агар боғланишда ҳар иккала атомдан s-электронлар иштирок этса, ҳеч қандай йўналувчанлик намоён бўлмайди, чунки s-электрон булути шар шаклида бўлганлиги учун боғланиш ис-талган йўналишда юзага келади.

p ва d электронлар учун ҳамма йўналиш ҳам бир хил қийматга эга эмас, кимёвий боғланиш p ёки d-электрон булутининг маълум йўналишида юзага келади.

Масалан:



s- p_x йўналиш p_x - p_x йўналиш p_z - p_z йўналиш

Демак, ковалент боғ-электрон булутларнинг маълум йўналишида юзага келади. Бу ҳодиса ковалент боғланишни йўналувчанлиги дейилади.

Агар ковалент боғланиш ўзаро бириккан атомлар орасида битта умумий жуфтлашган электронлар ҳисобига вужудга келса бирламчи

боғ, иккита жуфт ҳисобига юзага келса иккиламчи, агар учта ҳисобига бўлса учламчи боғлар дейилади.

Бу ҳодиса ковалент боғларнинг карралийлиги дейилади.

Ковалент боғ узунлиги-ўзаро боғланган атом ядроларидан умумий электрон жуфтгача бўлган масофа ковалент боғ узунлиги дейилади (ℓ). Боғнинг узунлик қиймати унинг барқарор ёки беқарорлигини ифода-лайди. Масалан: H-F, H-Cl, H-Br ва H-I қаторида боғ узунлиги ортиб бо-ради.

Ковалент боғнинг қутблилиги-умумий электрон жуфтни бир атомдан иккинчи атомга томон силжиш катталигини билдиради. Ўзаро боғланган атомлар орасидаги нисбий электроманфийликлари орасидаги айирма қанчалик катта бўлса қутблилик шунча катта бўлади ва боғ мустаҳкамлиги юқори бўлади.

Масалан: H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te қаторида

$\Delta\text{НЭМ} = 1,4 \quad 0,4 \quad 0,3 \quad 0,0$ қийматлари камайиб боради, қутбли-лик ҳам камаяди, ковалент боғнинг барқарорликлари ҳам камаяди. Ко-валент боғланишли моддалар одатдаги шароитда суюқлик ва газ ҳолатида бўлади. Қаттиқ ковалент боғланишли моддалар анча паст тем-пературада суюқланади ва паст температурада қайнайди. Улар сувда ёмон эрийди, кўпчилик ковалент боғланишли бирикмалар ноэлектро-литлар сувда ионларга диссоциланмайди.

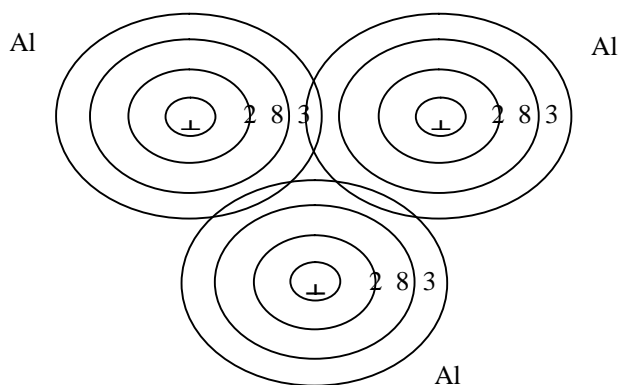
Шундай хоссалари билан ковалент боғланишли бирикмалар ион боғланишли моддалардан фарқ қилади.

Металл боғланишлар.

Металл атомларининг электрон структуралари тузилишлари билан металмаслардан бир оз фарқ қилади.

Чунончи, металл атомлари ташқи қобиғида кўп сондаги эркин ор-биталлар ва оз сондаги (асосан 1та ёки 2та) **валент электронларга** эга бўлади.

Металлларнинг кристаллик панжараси ҳосил бўлишида поғоначаларни энергетик зоналарга бўлиниши содир бўлади, айниқса биринчи навбатда ташқи қаватдаги поғоначалар бўлинади. Энергетик зоналарнинг ҳосил бўлиши атомларнинг ташқи орбиталларини қопланишига олиб келади. Масалан, алюминий атоми учун буни шартли равишда қуйидагича тасаввур қилиш мумкин.



Натижада, алюминий атомининг ташқи поғонасидаги валент электронлари ҳеч қандай қаршиликсиз бир атомдан иккинчисига ёки бошқа атомга осонликча ўтиш имкониятига эга бўладилар, яъни умумлашадилар ва кристаллик панжаралар ҳосил қиладиган ҳамма атомлар учун умумий бўладилар. Металларнинг валент электронлари унинг бутун кристаллик панжарасида тартибсиз хаотик ҳаракат қиладилар.

Металларнинг бутун ҳажмида хаотик ҳаракат қиладиган умумлашган валент электронларининг тўпламига электрон газ ёки электрон булут дейилади. Кристалл панжаранинг тугунларида эркин атомлар ва мусбат зарядланган ионлар жойлашади. Атомларнинг валент электронлари (электрон газ) панжаралар орасида панжара тугунида жойлашган металл атоми секунднинг улушлари ичида электронейтрал, мусбат ёки манфий зарядланган ҳолатларда бўлади.

Металлнинг кристалл панжарасидаги ҳамма атомлар орасидаги барча умумлашган валент электронлар ёки электрон газ ҳисобига амалга ошадиган кимёвий боғланишга металлик боғланиш дейилади.

Металл боғланиш электронларнинг умумлашишлари ҳисобига амалга ошгани билан ковалент боғга ўхшаш, аммо ковалент боғда валент электронлари фақат иккита кўшни атомлар орасида умумлашса, металлик боғланишда эса металл кристалл панжарани ҳосил қилувчи ҳамма атомлар орасида умумлашади.

Металл кристалл панжарали моддаларнинг каттиқлиги, юқори иссиқлик ва электр ўтказувчанликлари пластикликлари, боғланувчанликлари ва бошқа кўпгина хоссалари уларнинг кристалл панжараларининг шаклига, эркин электрон газнинг юқори ҳаракатчанлик тартиби билан тушунтирилади.

Металл боғланиш бирламчи ковалент боғга нисбатан 3-4 марта заиф.

Валент электронлар сонини ва ядро зарядининг ортиб бориши билан металлик боғланиш энергияси ҳам ортиб боради.

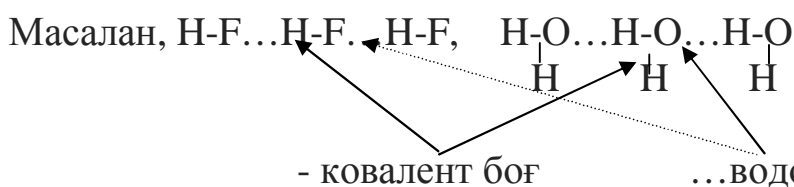
Металларнинг суюқланиш температуралари орасида фарқ ҳам шу билан тушунтирилади.

Масалан, $t_c(\text{K})=63,5^{\circ}\text{C}$, $t_c(\text{Ca})=851^{\circ}\text{C}$

Водород боғланиш.

Биринчи даражали асосий боғланишлардан ташқари, яна иккинчи даражали боғланиш хиллари-водород боғланиш, ҳамда молекулалараро тортишиш кучлари (Ван-дер-Ваалс кучлар) ҳам маълум.

Водород боғланишнинг асосий моҳияти шундан иборатки, бирор модда молекуласида электроманфийликлари катта бўлган фтор, кислород, хлор, азот каби элемент атомлари билан бириккан бир хил валентли водород атоми яна бошқа фтор, кислород, хлор, азот атомлари билан кучсизроқ боғланиш хусусиятига эга.



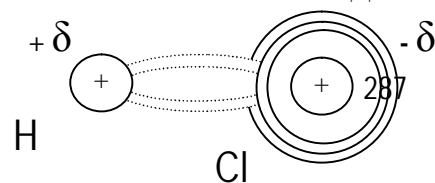
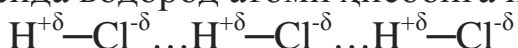
Водород атомлари билан кучли электроманфий элементлар (фтор, кислород, хлор...) орасида вужудга келадиган иккинчи даражали бундай боғланишларга водород боғланиш дейилади.

Водород боғланиш-бу фақат водород атомлари иштирокида юзага келадиган кимёвий боғланишни махсус туридир.

Водород боғланиш водород атомининг тузилиши билангина тушунтирилади: яъни водород атоми ядродан ва битта электрони ҳаракатланадиган ягона электрон қаватга эга бўлган даврий системадаги ягона элементдир.

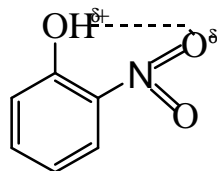
Водород электроманфийлиги кучли бўлган фтор, кислород, хлор, азот ва ҳ.к. элементлар билан бирикканда умумий электрон жуфт шу элементларга томон кучли даражада силжиган бўлади.

Бунда водородда ягона электрон қават бўлганлиги сабабли, худди ядро очилиб қолгандек бўлади ва қандайдир $+\delta$ зарядга эга бўлади. Мусбат зарядга эга бўлган водород атоми ($\text{H}^{+\delta}$) бошқа молекуладаги $-\delta$ зарядга эга бўлган элементларга тортилади. Натижада иккита молекула орасида водород атоми ҳисобига иккинчи даражали боғ юзага келади.



Молекулалараро водород боғланишли бирикмаларга HF, HCl, HBr, H₂O, NH₃... органик бирикмалардан спиртлар, аминокислоталар, оксиллар ва карбон кислоталар мисол бўла олади.

Молекулалараро водород боғланишдан ташқари ички молекуляр водород боғланиш ҳам мавжуд: Масалан:



Бундай боғланиш ортонитрофенолда (C₆H₄(OH)NO₂) юзага келади.

Бундай водород боғланишнинг оқибатида 0-нитрофенол анча паст (44,9⁰C) температурада суюқланади. Метанитрофенол унинг молекуласи водород боғланиш ҳисобига ассоциланган бўлади (...O₂N-C₆H₄-OH...O₂NC₆H₄OH) ва унинг молекуласи анча юқори (97⁰C) температурада суюқланади. Водород боғ ҳосил қилувчи суюқликлар анча юқори температурада қайнайди. Агар эритувчи билан водород боғ ҳосил қиладиган модданинг бир-бирига тортишиши қанчалик юқори бўлса, унинг эрувчанлиги шунчалик ошади. Водород боғланиш нафақат модданинг суюқланиш, қайнаш ёки эрувчанлигига таъсир қилиб қолмасдан уларнинг агрегат ҳолатларига ҳам таъсир қилади.

Масалан, H₂O-суюқлик, H₂S-, H₂Se-ва H₂Te лар моляр массалари сувниқига нисбатан анча катта бўлишларига қарамадан улар газ ҳолида бўладилар. Бунинг сабаби: H₂O-H₂S-H₂Se-H₂Te қаторида водород боғланиш ҳиссаси кескин камайиб боришидир.

Водород боғланишнинг барқарорлиги 2-10 ккал/мол бўлса, кимёвий боғланишнинг асосий турларининг барқарорлиги 20-230 ккал/молга тенг бўлади. Молекулалараро тортишиш кучларининг мустаҳкамлиги кичик 0,02-2,0 ккал/мол бўлади.

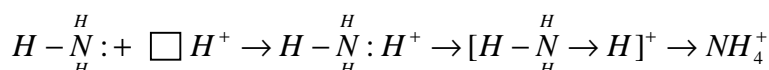
Мураккаб моддаларда фақат биргина кимёвий боғланиш тури бўлмасдан, уларда кимёвий боғланишнинг бир неча турларини учратишимиз мумкин. Масалан, CuSO₄·5H₂O — мис купоросида, [Cu(H₂O)₄]SO₄·H₂O да [Cu(H₂O)₄]²⁺ иони ва SO₄²⁻ иони орасида кучли ионли боғланиш, Cu²⁺ иони билан 4та H₂O молекуласи орасида донор-акцептор боғланиш, бир молекула сув билан [Cu(H₂O)₄]SO₄... орасида водород боғланиш мавжуд.

Донор-акцептор боғланиш.

Ковалент боғланишнинг махсус шакли. Донор-акцептор боғланиш молекуладаги бир атомнинг бўлинмаган электрон жуфти ва иккинчи атом ёки ионнинг бўш орбитали ҳисобига ҳосил бўлади.

Қутбли ковалент боғланишга эга бўлган NH_3 молекуласи сувда ёки кислоталар эритмасида эритилганда, барқарор, кимёвий реакцияларда бузилмасдан бир моддадан иккинчи моддага ўта оладиган NH_4^+ иони ҳосил бўлади.

Бу ионнинг ҳосил бўлиш механизмини қуйидагича тасаввур қилиш мумкин:



Аммиак (NH_3) молекуласида азот ташқи қаватидаги учта жуфтлашмаган электрони ҳисобига учта водород атомлари билан ковалент боғланиш ҳосил қилади.

Азотнинг ташқи қаватида яна иккита жуфт ҳолдаги s-электронлари бор, улар орбитали бўш бўлган водород ионлари билан донор-акцептор боғ орқали аммоний NH_4^+ ионини ҳосил қилади.

Ўзининг электрон жуфти билан қатнашувчи заррача (атом) донор, ўзининг бўш орбитали билан қатнашувчи заррача (ёки ион) акцептор дейилади.

Бизнинг мисолимизда азот-донор, водород иони эса акцептор. Аммоний ионидаги тўртала боғнинг хоссалари бир хилда, шунинг учун донор-акцептор боғни ковалент боғнинг бир кўриниши деб қараш мумкин.

Ковалент боғланиш жуфт электронлар орқали бўлади, масалан: $\text{H}:\text{S}:\text{H}$ бунда ҳар бир жуфт электрон ўзаро бирикувчи иккала атом ҳисобидан ҳосил бўлади. Агар комплекс бирикма $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ олинса, бунда жуфт электронлар фақат NH_3 лар ҳисобидан ҳосил бўлади.

$\text{H} : \underset{\text{H}}{\overset{\text{H}}{\text{N}}} :$ ҳар бир аммиакнинг бир жуфт эркин электрони ҳам NH_3 га, ҳам Co^{3+} га тегишли бўлади. Шундай қилиб, 6 молекула аммиакдан олти жуфт электрон Co^{3+} га ҳам тааллуқли бўлиб қолади ва Co^{3+} да мустаҳкам барқарор қават пайдо бўлади.

Комплекс бирикмаларда кимёвий боғнинг ҳосил бўлиши донор-акцептор механизми асосида тушунтирилади. Шу сабабли донор-акцептор боғга координатив ёки координатив боғланиш ҳам дейилади. Комплекс бирикмаларда ўзининг эркин жуфти электронини берган атом донорга-лигандлар, эркин жуфт электронни қабул қилган атом акцепторга эса марказий атом ёки комплекс ҳосил қилувчи ион дейилади.

Атом орбиталларининг гибридланиши, sp , sp^2 ва sp^3 -гибридланиш ҳолатлари.

Элементларнинг атомлари кимёвий реакцияга киришиб, кимёвий боғланишлар (кўпинча ковалент боғланиш юзага келганида) ҳосил бўлишида атомлардан ҳар хил энергетик поғонадаги электронлар қатнашади.

Масалан: $Be-2s^12p^1$, $B-2s^12p^2$, $C-2s^12p^3$...

Боғланиш ҳосил бўлишида ҳам s , ҳам p электронлар иштирок этади. Бундай вақтда дастлабки электронлар булути шакллари ўзаро ўзгариб, янги бошқа шаклдаги электрон булут ҳосил қилади.

Дастлабки ҳолатдаги тенг қийматли бўлмаган валент электронлари қандай қилиб тенг қийматли симметрик шаклга эга бўлган кимёвий боғ ҳосил бўлишини тушунтириш учун атом орбиталларининг гибридланиш назарияси яратилди.

Бу назарияга мувофиқ турли орбиталларга мансуб электронлар иштирокида кимёвий боғланиш юзага чиқишида бу электронларнинг булутлари бир-бирига таъсир кўрсатиб, ўз шаклларини ўзгартиради, натижада турли орбиталларнинг ўзаро қўшилиш маҳсулоти гибридланган орбиталлар ҳосил бўлади.

Гибридланиш пайтида бошланғич орбиталлар энергияси билан орбитал шакллари ўзаро таъсир натижасида ўзгариб, бир хил энергияли, бир хил шаклли янги орбиталлар ҳосил бўлади. Бу орбиталларга гибридланган орбиталлар дейилади.

Масалан, бериллий хлорид ($BeCl_2$) молекуласида кимёвий боғларнинг ҳосил бўлишида битта s битта p орбиталлар электронлари иштирок этади.



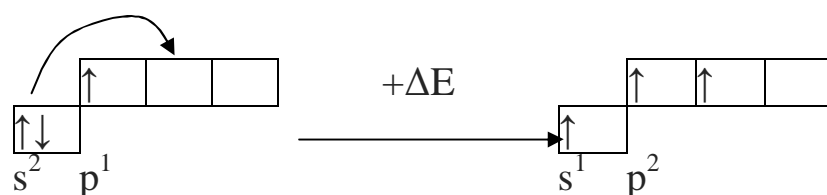
Бериллийнинг 2 та боғидан биттаси бериллий атомининг p -электрони ва хлор атомининг p -электронидан ҳосил бўлади, ва биттаси бериллий атомининг s -электрони ҳамда хлор атомининг p -электронидан ҳосил бўлиб $BeCl_2$ молекуласида ҳар иккала боғлар тенг қийматли ва бериллий атомига нисбатан бир хил бурчак остида йўналган бўлади.

$BeCl_2$ -молекуласининг ҳосил бўлишида битта s - ва p -орбиталлар ўрнига, 2 та гибридланган 8 формали орбиталлар юзага келади. Бундай типдаги гибридланиш sp -гибридланиш номини олди, ҳосил бўлган орбиталларга эса sp -гибридланган орбиталлар дейилади.



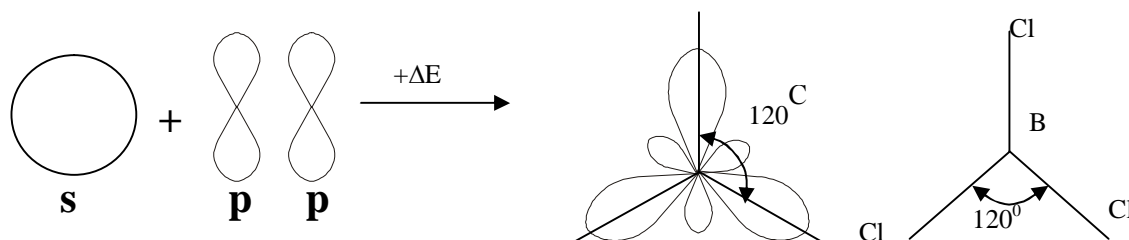
sp-гибридланиш натижасида олинган иккита гибридланган орбиталлар 180° бурчак остида жойлашадилар.

BCl_3 -молекуласида кимёвий боғларнинг ҳосил бўлишида ҳам ҳаяжонланган бор атомининг битта s-ва 2 та p-электронлари иштирок этади.



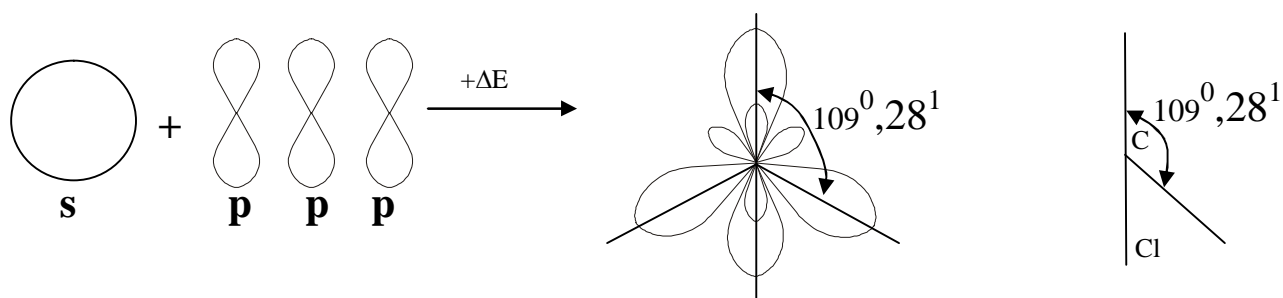
В атомининг нормал ҳолати В атомининг уйғонган ҳолати

Борнинг учта боғидан 2 таси бор атомининг 2 та p- электронлари ва хлор атомиларининг p-электронидан ҳосил бўлади, ва биттаси бор атомининг s-электрони ҳамда хлор атомининг p-электронидан ҳосил бўлиб, BCl_3 молекуласида 3 та тенг қийматли ва бор атомига нисбатан бир хил бурчак остида йўналган бўлади. BCl_3 молекуласини ҳосил бўлишида гибридланишга битта s-ва иккита p-орбиталлар учрайди ва 3 та гибридланган орбитал ҳосил бўлади.



Бундай типдаги гибридланишга sp^2 -гибридланиш дейилади. sp^2 -гибридланиш натижасида олинган учта гибридланган орбиталлар, 120° бурчак остида жойлашадилар.

Углерод тўрт хлорид (CCl_4) молекуласининг ҳосил бўлишида гибридланишга битта s- ва 3 та p-орбиталлар учрайди ва 4 та гибридланган носимметрик орбиталлар ҳосил бўлади.

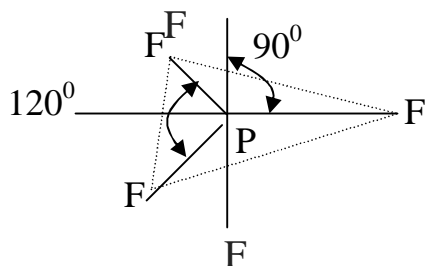


Бундай типдаги гибридланишга sp^3 -гибридланиш, ҳосил бўлган орбиталларга эса sp^3 -гибридланган орбиталлар дейилади.

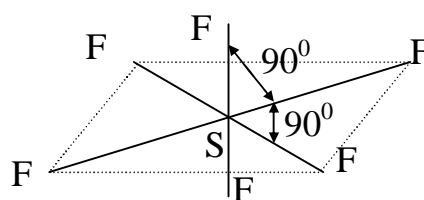
sp^3 -гибридланиш натижасида олинган тўртта гибридланган орбиталлар, бир-бирига $109^{\circ}28'$ бурчак остида жойлашади.

Қуйидаги жадвалда гибридланиш типлари, заррачаларнинг геометрик шакллари ва боғлараро бурчаклар келтирилган.

Гибридланиш тип	Молекеланинг геометрик шакли	Валент бурчаклари	Мисоллар
sp	Чизиқли (диагонал)	180°	BeH_2 , CO_2 , C_2H_2 , BO_2^-
sp^2	Учбурчак (тригонал)	120°	AlH_3 , AlF_3 , SO_3 , CO_3^{2-} NO_3^- , C_2H_4
sp^3	Тетраэдррик	$109^{\circ}28'$	SiH_4 , CCl_4 , CH_4 , NH_4^+ , SO_4^{2-} ClO_4^-
sp^3d ёки dsp^3	Квадрат-пирамидал ёки тригонал-бипирамидал	$>90^{\circ}$, $<90^{\circ}$ 90° , 120°	PF_5 , AsF_5 , PCl_5 , $SbCl_5$
d^2sp^3 ёки sp^3d^2	октаэдррик	90°	SF_6 , AsF_6^- , IO_6^{2-} , $SnCl_6^{2-}$



PF_5 молекуласининг геометрик шакли – тригонал - бипирамидал



SF_6 -молекуласи октаэдр.

Бошқа типдаги мураккаб гибридланишлар ҳам кўп учрайди. Бундай гибридланишлар олий ўқув юртларининг курсларида ўрганилади.

Куйида аорганик моддаларнинг турли синфларида учрайдиган марказий атомнинг гибридланиш ҳолатларига мисоллар келтирилган.

Модда формуласи	Марказий атомнинг гибридланиш ҳолати	Тузилиши ёки молекуланинг геометрик шакли	Структура ёки кристалл панжараси
I. Оддий моддалар.			
1. Олмос	sp^3	куб панжара	Атом кристалл панжара
2. Графит	sp^2	гексагонал структура	Атом кристалл панжара
3. Карбин	sp	гексогонал	Атом кристалл панжара
4. Озон – O_3	sp^2	учбурчак	Молекуляр
5. Оқ фосфор – P_4	sp^3	тетраэдр	Молекуляр
6. Олтингугурт – S_8	sp^3	ромбик	Молекуляр
7. Кремний (олмосга ўхшаш)	sp^3	куб структура	атом кристалл панжара
II Оксидлар			
1. H_2O	sp^3	учбурчак	молекуляр кр.панжара
2. SO_2	sp^2	учбурчак	молекуляр
3. SO_3	$sp^2, 120^0$	туғри учбурчак	молекуляр
4. $(SO_3)_3$ -тример	sp^3	тетраэдр	молекуляр
5. CO-ис газ	sp^2	учбурчак	молекуляр
6. CO_2	sp	чизиқли	кутубсиз, ассоциланмаган
7. SiO_2	sp^3	тетраэдр	атом
8. P_2O_3	sp^3	тетраэдр	молекуляр
9. P_2O_5			молекуляр
10. SeO_2	sp^3	занжир структура	молекуляр
11. OF_2 -оксифторид	$sp^3, 105^0$	учбурчак	молекуляр
12. XeO_3	130^0	тетраэдр	молекуляр
13. Cl_2O_7			
III Кислоталар			
1. HCl – хлорид	sp^3		молекуляр
2. $HClO$ – гипохлорит	sp^3		молекуляр
3. $HClO_2$ – хлорит	sp^3		молекуляр

4. HClO_3 – хлорат	sp^3		молекуляр
5. HClO_4 – перхлорат	sp^3		молекуляр
6. H_2SO_3 – сульфит	sp^2	пирамидал структура	
7. H_2SO_4 – сульфат	sp^3	туғри тетраэдр	
8. HNO_2 – нитрит	sp^2	учбурчак струк- тура	донор хоссага эга
9. HNO_3 – нитрат	sp^2	текис учбурчак	
10. H_3PO_3 - фосфит	sp^3	бузилган тетра- эдр	
11. H_3PO_4 – фосфат	sp^3	бузилган тетра- эдр	
12. H_2CO_3 – карбонат	sp^2	учбурчак	
13. H_3BO_3 – борат	sp^2	учбурчак	
14. H_2CS_3 – тиокарбо- нат	sp^2	учбурчак	
15. H_2SiF_6 - гексафторосликат	sp^3d^2	октаэдр	
16. H_5IO_6 – периодат	sp^3d^2	октаэдр	
17. $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ - политио- нат	sp^3	октаэдр	
Бошқалар			
1. BeCl_2	sp		
2. $\text{BF}_3 \cdot \text{HF}$ ёки $\text{H}[\text{BF}_4]$	sp^3		
3. $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ - боразол	sp^2		
4. PF_3	sp^3	тетраэдр	
5. PF_5	sp^3d^1	тригонал бипи- рамидал	
6. SF_6	sp^3d^2	октаэдр	
7. SCl_2	sp^2		
8. IF_7	sp^3d^3	пентагонал бипирамидал	
9. NH_3 – аммиак	sp^3	тетраэдр	

H_2S , боғланиш бурчаги 92° , PH_3 – да $93,7^\circ$ га тенг, уларда гибридла-
ниш йуқ.

Юқорида баён этилган фикрларни умумлаштириб қуйидаги хулоса-
ларга келиш мумкин.

Даврий жадвалнинг 1-бош гуруҳи элементларининг ташқи қаватида
1 тадан s-электрон бор, уларда гибридланиш бўлмайди.

II бош гуруҳ элементларининг ташқи қаватида уйғонмаган ҳолатда ...ns² электрони бор. Уларнинг атомлари ҳаяжонлантирилганда жуфтлашган 2 та s-электрондан биттаси p-орбиталга кўчиб ўтади ва 1 та s-, 1 та p-электрон бўлиб қолади. Бу электронлар гибридланади ва бундай гибридланишга sp-гибридланиш дейилади ва гибридланган орбиталлар 180⁰ бурчак остида жойлашадилар. Зарядлари бир хил бўлгани учун гибридланган электрон булутлари фазода бир-биридан максимал узоқлашишга ҳаракат қилади ва уларнинг ўқлари қарама-қарши томонга йўналади. Шу сабабли бундай гибридланиш ҳолатидаги атомларга эга бўлган молекулалар фазода чизиқли тузилган бўлади.

Масалан, BeCl₂, CO₂, карбин, C₂H₂, CO ва ҳ.к.лар.

III бош гуруҳ элементлари бир валентли (H, Галогенлар...) элементлар билан ҳосил қилган бирикмаларида sp²-гибридланиш ҳолатида бўлади (масалан, AlH₃, AlF₃, BF₃ ва ҳақозолар). Бундай молекулалар фазода текисликда жойлашади ва гибридланган орбиталлар 120⁰ бурчак остида жойлашади.

IV бош гуруҳ элементлари ҳам бир валентли (H ва Г...лар) элементлар билан ҳосил қилган бирикмаларида валент электронлари sp³-гибридланган ҳолатда бўлади. Бундай молекулалар фазода тетраэдр шаклини ҳосил қилади ва гибридланган орбиталлар 109⁰28¹ бурчак остида жойлашади. Гибридланган орбиталлар σ-боғларни ҳосил қилади, гибридланмаган p-электронлар эса π-боғларни ҳосил қилади. IV бош гуруҳ элементларининг бирикмаларида битта π-боғ бўлса, масалан,

этилен молекуласида $\text{CH}_2 \overset{p}{=} \underset{s}{\text{C}} \text{CH}_2$ уларда битта p-электрон гибридланишда катнашмайди ва sp²-гибридланиш юзага келади. Агар иккита π-боғи

бўлса, масалан, $\text{H} - \underset{p}{\text{C}} \overset{s}{\equiv} \underset{p}{\text{C}} - \text{H}$, $\text{O} \overset{p}{=} \underset{s}{\text{C}} \overset{p}{=} \underset{s}{\text{O}} \dots$ ларда углероднинг валент электронлари sp-гибридланишда бўлади.

Кислоталарнинг (кислородли) қолдиқлари бўлган ионларнинг марказий атомларидаги валент электронлар ҳам гибридланиш ҳолида бўлади.

SO₃²⁻, SiO₃²⁻ каби ионларда sp²-гибридланиш, SO₄²⁻, PO₃³⁻, PO₄³⁻, ClO₃⁻, ClO₄⁻ каби ионларда эса sp³-гибридланиш бўлади.

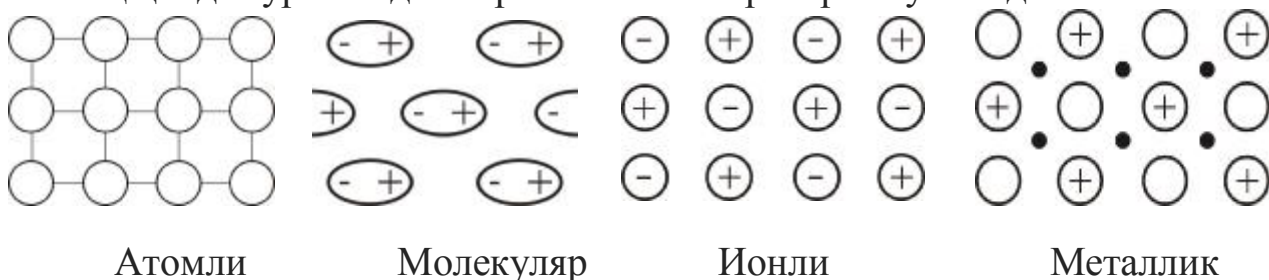
Кристалл панжараларнинг турлари: турли хил кристалл панжарага эга бўлган моддаларнинг хоссаларини таққосий тавсифлари. Модда молекулаларининг структура формулалари, молекуланинг марказий атоми атрофида боғланган атомларнинг фазовий

ҳолатлари (молекула геометрияси) билан марказий атомнинг гибридланиш тури орасидаги муносабат.

Кристалл панжара, кристалларда атомлар ёки ионларнинг фазовий даврий жойланиши. Кристалл панжаранинг атомлар ёки ионлар жойлашган нуқталари кристалл панжаранинг тугунлари деб аталади.

Кўпчилик қаттиқ моддалар кристаллик структурага эга, яъни модда эгаллаган фазода атомлар, ионлар ёки молекулалар тўғри даврий жойлашишлари билан тавсифланади. Агар заррачалар жойлашган нуқталарни фикран тўғри чизиклар билан туташтирсак, фазовий каркас, кристаллик панжара ҳосил бўлади.

Кристалл панжаранинг тугунларида ионлар, атомлар ёки молекулалар туриши мумкин. Газлар ва суюқликларда заррачалар у ёки бу даражада эркин ҳаракатланишига қарама-қарши қаттиқ моддаларда маълум нуқталар атрофида жуда кичик тебранма ҳаракатда бўлади. Кристаллардаги заррачаларнинг тури ва улар орасидаги боғланиш характериға боғлиқ ҳолда тўрт типдаги кристалл панжараларға бўлинади.



Қаттиқ моддалар структураларининг асосий типлари.

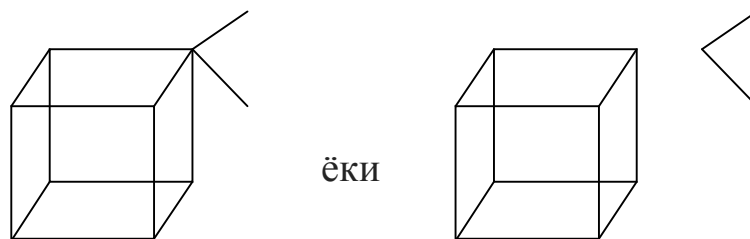
Кристалл панжаранинг тугунларида алоҳида атомлар турса атом кристаллар дейилади.

Атом типи бўйича ҳосил бўлган қаттиқ моддалар одатда, юқори суюқланиш температурасига ва юқори қаттиқликка эга бўладилар. Бу икки хусусият ковалент боғ атомларни бир-бирлари билан жуда мустаҳкам боғлайди.

Қаттиқ моддалар ичида атом структурага эга бўлган моддаларға олмос типик мисол бўлади, унда ҳар бир углерод атоми бошқа тўртта атомлар билан тўғридан-тўғри боғланган.

Кристаллик панжаранинг тугунларида молекулалар (қутбли ёки қутбсиз) турса, молекуляр кристаллар дейилади.

Молекуляр структураларнинг ўзига хослиги, фазовий панжараларда бир-бирлари билан фақат молекулалараро кучлар билан боғланган қутбли ёки қутбсиз молекулаларнинг туриши билан аниқланади.

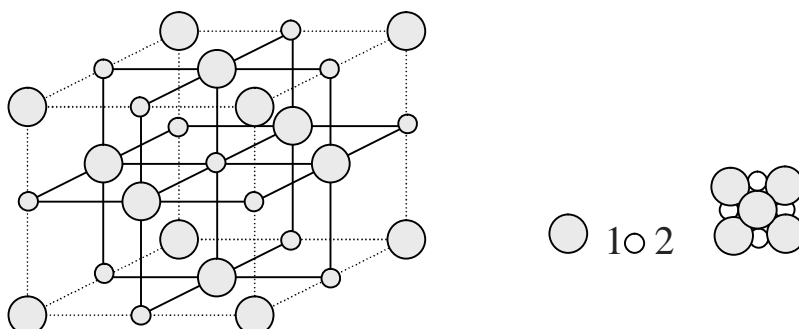


Қутбсиз молекуляр панжара

Қутбли молекуляр панжара.

Молекулалараро кучлар заррачаларни бир-бирлари билан нисбатан жуда кичик кучлар билан тортади (боғланган). Шу сабабли молекуляр кристалл панжарлар қаттиқ моддалар одатда паст суёқланиш температуралари ва кичик қаттиқликлари билан тавсифланади.

Молекуляр панжарали моддалар сувда эримайдилар ёки кам эрийдилар. Уларнинг эритмалари амалда электр токини ўтказмайдилар. Молекуляр панжарали анорганик моддалар кам, аммо ҳамма кристаллик органик моддалар молекуляр кристалл панжаралар ҳосил қилади. Кристаллик панжаралари ионлардан ташкил топганларга ионли панжара дейилади. Фазовий панжара тугунларида алоҳида ионлар мавжудлиги билан тавсифланади. Кристалларда ионлараро боғ анча барқарор.



NaCl – ионли кристаллик структураси: 1 – Хлорид ион Cl^- ; 2 – Натрий катиони Na^+ .

Ион структураларда қарама-қарши ионлар бир-бирларига нисбатан идеал бир хил нисбатларда заррачалар билан ўралган бўлади.

Шундай қилиб индивидуал молекулалар қаттиқ ҳолатга ўтганда уларнинг индивидуаллиги йўқолади ва ионли бирикмаларда ҳамма кристаллга гигант ягона заррача деб қаралади. Ион кристалларда алоҳида молекулаларни ажратиш мумкин эмас, улар бўлмайди. Бутун кристаллни тенг сондаги қарама-қарши ионлардан ташкил топган гигант микромолекула деб қараш мумкин.

Масалан, ош тузида қаттиқ ҳолатда NaCl ҳолида эмас, балки гигант заррача Na_nCl_m ҳолида мавжуд бўлади. Фақат ионли бирикмалар ишти-

рок этиши билан борадиган реакцияларнинг тенгламаларини ёзишда содалаштириш мақсадида яхлит заррача NaCl ҳолида ёзиш қабул қилинган.

Ионли структураларда мавжуд бўлган кулон кучлари ҳисобига, молекулалараро кучларга нисбатан заррачалар кучли тортишган бўлади. Шу билан боғлиқ ҳолда ионли бирикмаларнинг суюқланиш температуралари ва қаттиқликлари кутбли ва кутбсиз молекулалардан ҳосил бўлган моддаларга нисбатан анча юқори бўлади. Кристалларда ионлараро тортишиш кучлари, кўпинча кристаллик панжара энергия катталиги билан характерланади. Бу энергия газ ҳолидаги ионлардан бир мол модда ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган энергияга тенг бўлади.



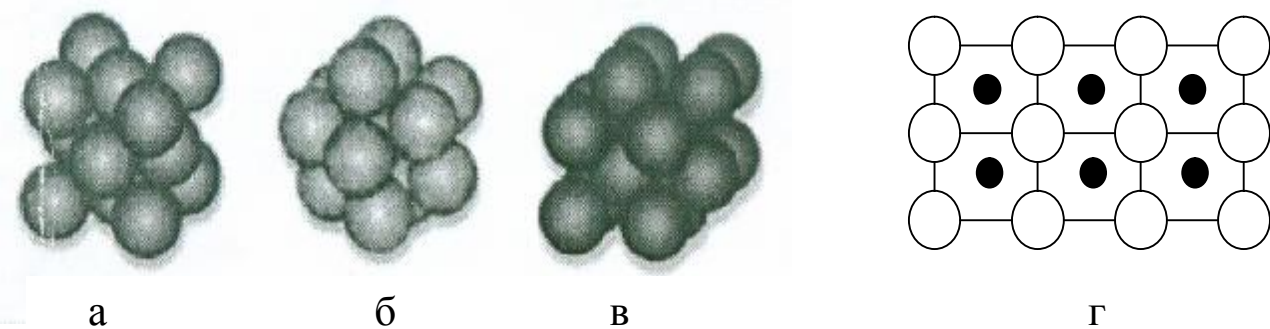
Демак, бир мол кристалл NaCl даги боғларни узиш учун ҳам шунча энергия (186 ккал) ютилади, бунда кристаллик панжара бузилади ва кристалларнинг суюқланиши содир бўлади. Бу температурага кристалларнинг суюқланиш температураси дейилади. Боғланиш энергияси қанчалик катта бўлса, кристалларнинг суюқланиш температураси ҳам шунчалик юқори бўлади.

Суюқланган ионли бирикмалар ва уларнинг сувдаги эритмалари (агар ионли бирикма сувда эриса) электр токини яхши ўтказди. Шунинг учун ҳамма ионли бирикмаларга кучли электролитлар дейилади.

Кристаллик панжаларнинг тугунларида металл атомлари ёки ионлари турса, металл кристалл панжара дейилади.

Ҳамма металллар қаттиқ ҳолатда металл кристалл панжарага эга бўладилар.

Металлик кристалл панжарани тугунларида металл ионлари жойлашган ва умумлашган валент электронлари (“электрон газ” ёки “электрон булут”) билан боғланган мажмуа деб қаралади. “Электрон булутни” кристаллик панжара тугунлари орасида эркин кўчиб юриши натижасида панжара барқарорлигини юзага келтирадиган металллик боғланиш содир бўлади. Металлик панжарани схематик равишда куйидаги расмдагидек тасвирлаш мумкин:



Металларни шарсимон кўринишда жойлашган кристаллик структуралари: а-мис, б-магний, в- α -Fe, г- металл панжара.

Ҳамма металллик структураларда эркин электронларнинг борлиги металллар учун умумий хоссаларини мавжудлигига асосланади: энг аввало металлларнинг шаффоф эмаслиги, металллик ялтироқлик ва кўпчилик металлларнинг кулранглилиги. Электронларни бутун кристалл панжара бўйлаб эркин ҳаракатланиши уларнинг кучли электр ва иссиқлик ўтказувчанликка эга эканлиги тушунтирилади. Аксарият металллар осон механик деформацияланади, ҳар хил шакллар берилади, улардан юпқа пластинка ва жуда ингичка сим қилиб чўзилади, улар осонлик билан болғаланади. Металлар бу хоссалари билан атом ёки ион структурали қаттиқ моддалардан фарқ қилади. Металлар учун бу умумий хоссалардан ташқари ҳар бир металл учун характерли бўлган индивидуал хоссалар ҳам мавжуд. Масалан, металллар қаттиқликлари ва суюқланиш температуралари билан бир-бирларидан фарқ қиладилар: натрий 96°C да суюқланса, осмий 3000°C да суюқланади. Натрийнинг қаттиқлиги воскнинг қаттиқлигига яқин бўлса, осмий темирга нисбатан анча қаттиқдир. Қуйидаги схемада турли кристалл панжарали моддаларни хоссалари орасидаги фарқлар келтирилган.

Демак 4 хил кристаллик панжаралар фарқланади:

Атомли	Молекуляр	Ионли	Металлик
Тугунларда – атомлар бўлади ва бир-бирлари билан ковалент боғланган (оддий моддалар-металмаслар) ҳосил қиладилар	Тугунларда – молекулалар бўлади, бундай панжараларни қутбсиз бирикмалар (O_2 , Cl_2 ..) ва қутбли (H_2O , HCl ..) типидagi бирикмалар ҳосил қиладилар.	Тугунларда – \oplus ва \ominus ионлар такрорланади; бу бирикмалар ион боғланишда бўлади (тузлар), оксидлар (асосли) ва асослар.	Тугунларда – \oplus мусбат ионлар ё атомлар, а тугунлар орасида эркин электронлар бўлади
Юқори t_c , барқарор ва қаттиқ, суюқликларда эримади	Кичик қаттиқлик, паст t_c , сувда эримадилар, электр токини ўтказмайдилар, учувчан	Юқори қаттиқлик ва юқори суюқланувчанлик, учмайди	Юқори t_c ва қаттиқлик, металллик ялтироқлик, электр ўтказувчанлик

Умумтаълим мактаблари, академик лицейлар ва касб ҳунар коллежлари ўқувчилари ҳамда олий ўқув юр்தларига кириш учун мустақил тайёргарлик кўраётган абитуриентлар кимё фанидан чуқур билимга эга бўлишлари учун анорганик бирикмаларнинг ҳамма синфларига оид моддаларни ва органик моддалар қандай кристаллик панжаралар ҳосил қилишлари ва уларнинг хоссалари орасидаги фарқни ажрата олишлари керак.

7.Боб. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯЛАР ВА ТЕНГЛАМАЛАР

Физикавий ва кимёвий ҳодисалар. Кимёвий реакцияларнинг белгилари.

Кимёвий реакцияларнинг классификацияси: бирикиш, парчалануш, ўрин олиш, алмашишуш реакциялари.

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари. Оксидловчилар ва қайтарувчилар. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг турлари.

Кимёвий реакциялар ва тенгламалар.

Бир турдаги модданинг кимёвий таркиби ва (ёки) тузилиш жиҳатидан фарқ қиладиган 2-турдаги моддага айланиш жараёнига кимёвий реакциялар дейилади.

Демак, кимёвий реакция моддани айланиши содир бўладиган жараён, бунда янги хоссага эга бўлган янги бирикма ҳосил бўлади. Реакцияга киришаётган моддаларга дастлабки моддалар дейилади. Реакция натижасида ҳосил бўладиган янги бирикмаларга реакция маҳсулотлари дейилади. Реакцияда иштирок этаётган ҳамма моддаларга реакцияга киришувчи моддалар дейилади.

Кимёвий реакциянинг моҳияти қуйидагича: атомлар ва ионлар қайта тақсимланади ёки бу заррачаларнинг алмашишуши содир бўлади, кимёвий боғ қайта тузилади (узилиш ва кимёвий боғнинг ўзгариши, ҳосил бўлиши), бунда одатда электронларнинг қайта тақсимланиши содир бўлади, энергия ўзгаради (алоҳида моддаларнинг энергияларининг ўзгариши содир бўлади).

Реакциялар уларда иштирок этаётган моддаларнинг стехиометрик нисбати, бошқа моддаларга айланиш даражаси, тезлик ва мувозанат константалари, активланиш энергиялари, иссиқлик эффекти ва ҳ.к.золар билан ифодаланади.

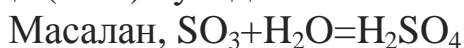
Кимёвий реакцияларнинг ўтиш шароитлари. Кимёвий реакцияларнинг ўтиш шароити қуйидаги параметрлар билан тавсифланади: температура, босим, концентрация. Параметрлар айна шароитда модданинг хоссасини кўрсатади. Агар дастлабки моддалар маълум ҳолатларда бўлса, кимёвий реакцияни амалга ошириш мумкин дейилади. Ҳамма ҳолларда кимёвий реакцияларнинг амалга ошириши учун реакцияга киришувчи моддалар орасида тифиз контактнинг мавжудлиги ҳамда уларнинг заррачаларининг тўқнашишулари учун катта юза зарурдир.

Ушбу параметрларнинг маъноси: температура ортганда ҳамма заррачаларнинг ўртача кинетик энергиялари ортади, босим ортганда босим

кучининг юза бирлиги $P = \frac{F}{S}$ бўлган қиймати ортади, концентрация ортса; ҳамма массадаги, ҳажмдаги ёки модда миқдоридаги айни модданинг улуши (массаси, ҳажми ёки модда миқдори) ортади. Бу параметрларнинг ортиши кимёвий реакцияни амалга ошиши учун қулай шароит туғдиради.

Кимёвий тенглама – кимёвий реакцияларни формулалар ёрдамида ифодаланишидир. Ёки кимёвий тенгламалар, кимёвий реакцияларнинг кимёвий формулалар ва сон коэффициентлари ёрдамидаги ифодасидир.

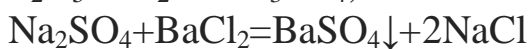
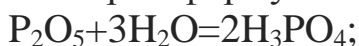
Реакциянинг кимёвий тенгламаси – бу содир бўлган сифат ва миқдор ўзгаришларидан тасаввур берувчи жараённи ёзиш усулидир. Кимёвий тенгламанинг чап томонига дастлабки моддалар формуласи, ўнг томонига реакциядан кейинги маҳсулотлар формуласи ёзилади. Формула олдидаги коэффициент шундай танланадики, натижада ҳар бир элемент атомлари йиғиндиси тенгламанинг чап ва ўнг томонида бир хилда (тенг) бўлади.



Бу ёзув қуйидаги ахборотларни беради: олтингургут (VI) оксиди сув билан бирикиб сульфат кислотани беради. 1 моль олтингургут (VI) оксиди 1 моль сув билан бирикиб 1 моль сульфат кислота ҳосил қилади. 80 г SO_3 18 г сув билан таъсирлашиб 98 г сульфат кислота ҳосил қилади. Кимёвий тенглама массалар таъсири қонуни асосида тузилади: реакция тенгламаси ёзилганда тенгламага қўйиладиган коэффициентлар энг кичик бутун сонлар бўлиши керак.

Реакция тенгламаларини икки хил усулда ёзилади:

-эмпирик формулалар ёрдамида:

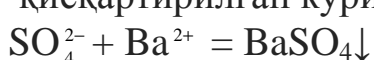


-ион шаклида:

умумий кўринишда:



қисқартирилган кўринишда:



Физикавий ва кимёвий ходисалар.

Вақт ўтиши билан моддаларда содир бўладиган ҳар қандай ўзгаришларга ҳодисалар дейилади.

Шакллари, ўлчамлари, агрегат ҳолати, модданинг фазодаги ҳолати ёки ядро таркибининг ўзгариши ҳисобига янги модданинг ҳосил

бўлиши билан содир бўладиган ҳодисаларга физикавий ҳодисалар дейилади.

Физикавий ҳодисаларда моддаларнинг таркиби ўзгаришсиз қолади.

Музнинг эриши, сувнинг қайнаб буғга айланиши ёки сувнинг музлаши физикавий ҳодисалардир, чунки бунда сувнинг таркиби ўзгармайди, агрегат ҳолати ўзгаради холос.

Шиша қиздирилганда суюқланади, лекин шишалигича қолади. Қоғозни ҳар қанча майдаламайлик, у бошқа моддага айланмайди, шакли ўзгаради холос.

Физикавий ҳодисаларга:

қиздириш – совутиш;

буғлатиш - конденсацияланиш;

суюқланиш – кристалланиш;

майдаланиш;

ядро реакциялари;

электр токи;

механик ҳаракат ва ҳ.к.лар мисол бўлади. Физикавий ҳодисалардан турмушда кенг фойдаланилади. Масалан, сутдан сариёғ олиш, саноатда маъданлардан кераксиз моддаларни ажратиш, саноатда сув буғи энергиясидан фойдаланиш, йирик тошлардан майда шағал ва қум тайёрлаш, катта-катта мрамар тошлардан мрамар плиталари, мрамар қумларини тайёрлаш физикавий ўзгаришларнинг амалий татбиғидир.

Табиатда шундай ҳодисалар содир бўладик, унда модданинг таркиби ва хоссаси бутунлай ўзгариб кетади. Темирдан ясалган буюмлар нам ҳавода занглайди, сут ачиганда таркибидаги моддалар ўзгаради, шам ёнганда аланга ҳосил бўлади, иссиқлик ажралади, CO_2 ва сув буғлари ҳосил бўлади ва ҳ.к.зо. Бундай ҳодисалар физикавий ҳодисалардан фарқли кимёвий ҳодисалардир.

Бир модданинг бошқа бир моддага айланиши натижасида, дастлабки моддалар таркиби, тузилиши ва хоссалари билан фарқ қиладиган ҳодисалар кимёвий ҳодисалар дейилади. Кимёвий ҳодисалар натижасида, албатта моддаларнинг таркибларини ўзгариши ва янги моддаларнинг ҳосил бўлиши содир бўлади. Шу сабабли ҳар қандай кимёвий ҳодисани кимёвий реакция ёки ҳар қандай кимёвий реакцияни кимёвий ҳодиса дейиш мумкин.

Кимёвий ҳодисаларга:

-оксидланиш;

-ёниш;

-чириш;

-занглаш;

-ачиш;

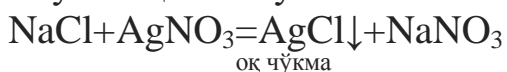
-изомерланишлар мисол бўлади.

Кимёвий ҳодисалардан (кимёвий реакциялардан) амалий фаолия-тимизда жуда кўп фойдаланамиз: саноатда рудалардан металлларни ажратиб олиш, минерал ўғитлар, турли хил кимёвий реакциялар олиш, дори-дармонлар синтез қилиш, саноат корхоналари ва уйларни қаттиқ, суюқ ёки газ ёқилғилари ҳисобига иситишда, домна жараёнида темир рудалардан чўян олиш ва ҳ.к.лар кимёвий ҳодисалар ёки кимёвий реакцияларга асосланган.

Кимёвий реакцияларнинг белгилари.

Бирор ҳодисанинг ҳақиқатан ҳам кимёвий ҳодиса ёки кимёвий реакция эканлигини қуйидаги характерли белгилар бўйича аниқланади:

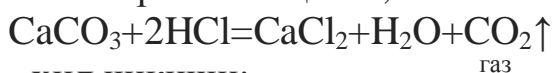
- чўкма ҳосил бўлиши:



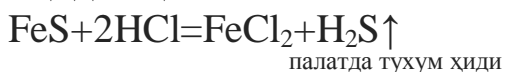
- ранг ўзгариши:



- газ ажралиб чиқиши,



- ҳид чиқиши:



- иссиқлик ажралиб чиқиши:



- ёруғлик ва иссиқлик чиқиши:



Бу белгилар реакция содир бўлганлигини билдирувчи ташқи аломатлардир.

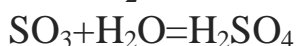
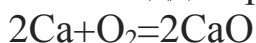
Кимёвий реакцияларнинг классификациялари.

Кимёвий реакцияларнинг сони чексиздир.

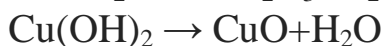
Кимёвий реакцияларни у ёки бу типга (турга) мансублигини аниқлаш осон бўлиши учун уларни турли белгилари бўйича классификацияланади.

Дастлабки моддалар билан содир бўладиган ўзгаришлар ва реакция маҳсулотлари сони ҳамда таркиби бўйича ҳамма реакциялар бирикиш, ажралиш, ўрин олиш ва алмашилиш реакцияларига бўлинадилар.

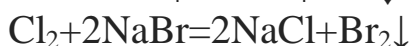
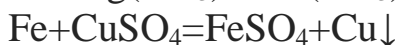
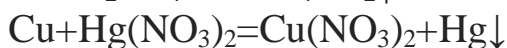
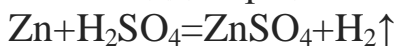
Бирикиш реакцияси – икки ёки бир неча моддалардан битта янги модда ҳосил бўлиш реакциясидир: бунда реакцияга оддий моддалар ёки мураккаб моддалар киришиши мумкин; Масалан,



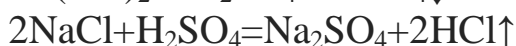
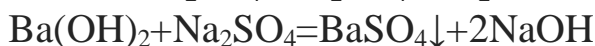
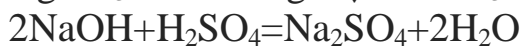
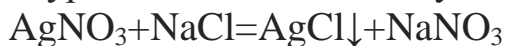
Ажралиш реакцияси – битта мураккаб моддадан икки ёки бир неча янги моддалар ҳосил бўлиш реакциясидир.



Ўрин олиш реакцияси – бу оддий модда мураккаб модда билан таъсирлашиб, реакция натижасида мураккаб модда молекуласидаги бирорта элемент атомининг ўрнини олиш натижасида янги оддий ва янги мураккаб моддалар ҳосил бўлиш реакциясидир.

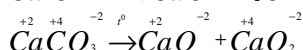
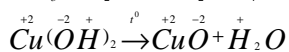
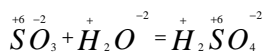


Алмашиниш реакцияси – бу иккита мураккаб моддалар ўзаро таъсирлашиб, таркибий қисмларини алмашиниши натижасида иккита янги мураккаб модда ҳосил бўлиш реакциясидир.

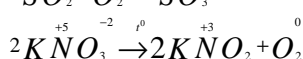
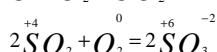
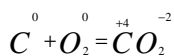


Бошқа турли турдаги классификациялар ҳам мавжуд. Таъсирлашаётган моддалардаги элементларнинг оксидланиш даражаларининг ўзгариши бўйича ҳамма реакциялар иккига бўлинади:

-элементларнинг оксидланиш даражаларини ўзгаришисиз борадиган реакциялар:



-элементларнинг оксидланиш даражаларини ўзгариши билан борадиган реакциялар:

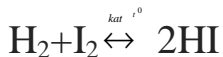
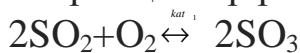


Бу типдаги реакцияларга оксидланиш-қайтарилиш реакциялари дейилади.

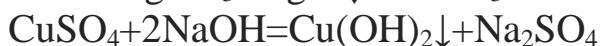
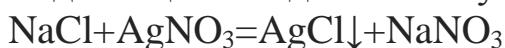
Ўз навбатида оксидланиш-қайтарилиш реакциялари ҳам бир қанча типларга бўлинадилар.

Қайтарлик белгиси бўйича ҳам ҳамма реакциялар қайтар ва қайтмас реакцияларга бўлинади.

Бир вақтнинг ўзида ҳам тўғри, ҳам тескари томонга борадиган реакцияларга қайтар реакциялар дейилади.



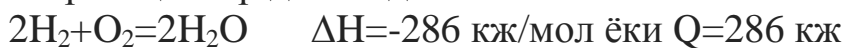
Реакция учун олинган моддаларнинг ҳаммаси батомом реакция маҳсулотига айланиши билан борадиган реакцияларга қайтмас реакциялар дейилади. Бундай реакциялар чўкма тушиши, газ ажралиб чиқиши ва кам диссоцияланадиган маҳсулотлар ҳосил бўлиши билан боради.



Қайтар реакциялар охиригача бормайди, қайтмас реакциялар эса бир йўналишда ва амалда охиригача боради.

Иссиқлик эффектлари бўйича ҳам реакциялар экзотермик ва эндотермик реакцияларга бўлинади.

Иссиқлик чиқиши билан борадиган ($\Delta H < 0, Q > 0$) реакцияларга экзотермик реакциялар дейилади.



Иссиқлик ютилиши билан борадиган реакцияларга ($\Delta H > 0, Q < 0$) эндотермик реакциялар дейилади.



Аксарият кўпчилик бирикиш реакциялари экзотермик бўлса, ажралиш реакциялари эндотермикдир.

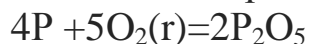
Реакцияда ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдорини кўрсатиб ёзилган реакция тенгламалари термохимёвий тенгламалар дейилади.

Реакцияга киришаётган моддаларнинг агрегат ҳолатлари бўйича ҳамма реакциялар гомоген ва гетероген реакцияларга бўлинади.

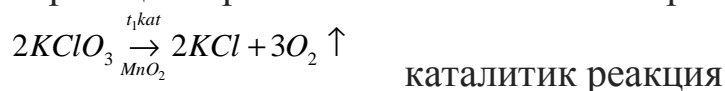
Реакция учун олинган ва реакция маҳсулотлари бир хил агрегат ҳолда бўлса, гомоген реакциялар дейилади. Бундай системаларда сирт чегараланиш бўлмайди, заррачалар бир-биридан ажратилган эмас, улар бутун бирликдан иборат.



Реакцияга киришаётган моддалар ва реакция маҳсулотлари ҳар хил агрегат ҳолатда бўлса, гетероген реакциялар дейилади. Буларда таъсирлашаётган моддалар юза сиртлар билан чегараланган бўлади:

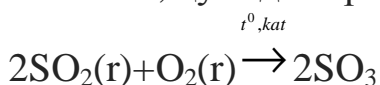


Реакцияда катализатор иштирок этиш ёки этмаслиги бўйича ҳам ҳамма реакциялар каталитик ва катализаторсиз реакцияларга бўлинади:



Ҳар бир кимёвий реакция бир неча белгилари бўйича тавсифланиши мумкин.

Масалан, қуйидаги реакция:



бирикиш;

эндотермик;

гомоген;

каталитик;

оксидланиш-қайтарилиш;

қайтар.

Юқорида кўриб чиққан классификациялардан ташқари бошқача классификациялар ҳам мавжуд, улар билан кимёни чуқур ўрганиш жараёнида танишилади.

Реакция унуми ёки маҳсулот унуми.

Амалда ҳамма кимёвий реакцияларда олинган реакция маҳсулотлари массаси, дастлабки моддалар массаларига тенг бўлмайди. Ускуналар ва технологик жараёнларнинг мукамал эмаслиги, тажрибани бажарувчининг ўта моҳир эмаслиги натижаларида реакция маҳсулотлари миқдори хашиша тенгламалар бўйича ҳисоблангандагидан кам бўлади. Шу билан боғлиқ ҳолда реакция унуми ёки маҳсулот унуми деган катталик киритилган.

Маҳсулот унуми – амалда олинган маҳсулот масса, миқдор ёки ҳажмда, реакция тенгламаси бўйича ҳисобланган (назарий мумкин бўлган) масса, миқдор ёки ҳажмнинг қандай қисмини ташкил қилишини кўрсатадиган катталикка айтилади. Маҳсулот унуми одатда бирнинг қандай улушида ёки фоизларда (%) ифодаланади ва η билан белгиланади:

$$h = \frac{m_{\text{амал}}}{m_{\text{наз}}}; \quad h = \frac{V_{\text{амал}}}{V_{\text{наз}}}; \quad h = \frac{J_{\text{амал}}}{J_{\text{наз}}};$$

Фоизларда ифодаланганда топилган қиймат 100 га кўпайтирилади ёки тенгламага 100 қўйилади.

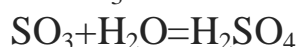
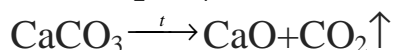
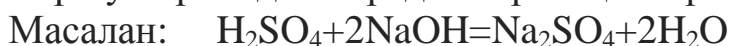
Масалан бирор реакцияда маҳсулот унуми 0,75 (75%) га тенг бўлса, бу реакцияда 0,25 (25%) маҳсулот йўқолганини англатади.

Оксидланиш - қайтарилиш реакциялари

Оксидланиш – қайтарилиш реакцияларининг турлари. Оксидловчилар ва қайтарувчилар. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини тенглаштириш усуллари.

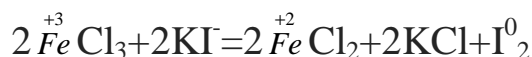
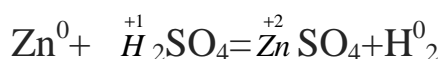
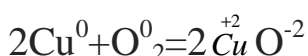
Атом тузилиши нуқтаи-назаридан барча кимёвий реакцияларни 2 тупга бўлиш мумкин:

1. Реакция натижасида электронлар бир атомдан бошқасига ўтмаганлиги ёки электронлар жуфти силжимаганлиги учун, реакцияга киришувчи моддаларнинг таркибидаги элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгармасдан борадиган реакциялар.



Ушбу реакцияларда иштирок этаётган моддаларда бирорта ҳам элементнинг оксидланиш даражалари ўзгармаган.

2. Реакция жараёнида электронлар бир атомдан бошқасига ўтиши ёки электрон жуфтларининг силжиши натижасида реакцияга киришувчи моддаларнинг таркибидаги элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгариши билан борадиган реакциялар.



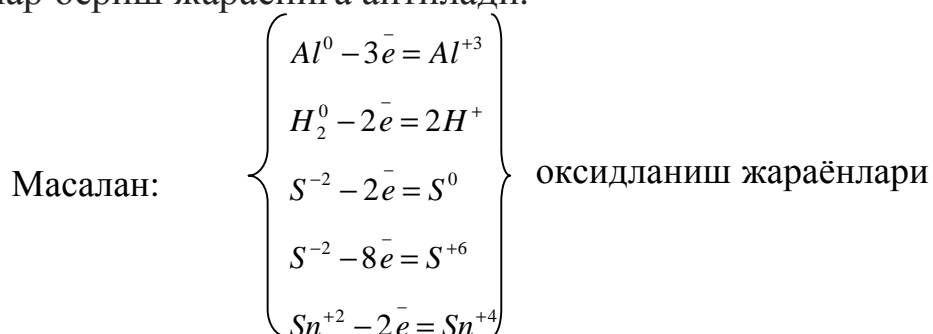
Иккинчи типдаги реакцияларга ёки реакцияга киришадиган молекулалар таркибига кирадиган элементларнинг оксидланиш даражаларини ўзгариши билан борадиган реакцияларга оксидланиш-қайтарилиш реакциялари дейилади.

Кимёвий реакциялар орасида оксидланиш-қайтарилиш реакциялари энг кўп тарқалган реакциялар қаторига киради.

Нафас олиш, фотосинтез, модда алмашилиш ва қатор биологик ҳамда кимёвий жараёнлар асосида оксидланиш-қайтарилиш реакциялари ётади. Саноатда оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг аҳамияти жуда катта. Ҳамма металлургия саноати оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига асосланган бўлиб, уларнинг боришида табиий бирикмалардан металллар ажратиб олинади.

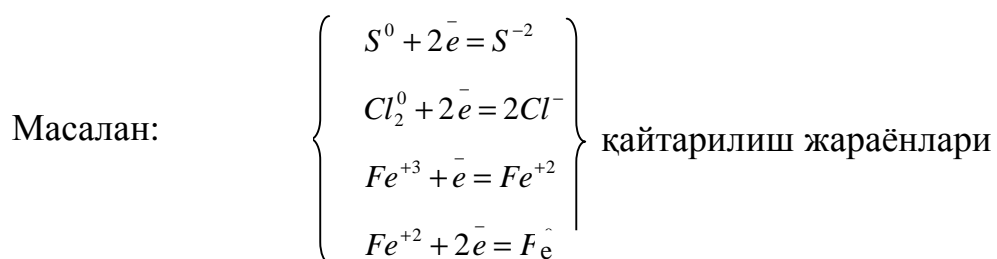
Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг назарияларига тегишли асосий ҳолларни кўрайлик.

1. Оксидланиш- деб атомлар, молекулалар ёки ионларнинг электронлар бериш жараёнига айтилади.



Оксидланишда элементларнинг мусбат оксидланиш даражалари ортади.

2. Қайтарилиш- деб атомлар, молекулалар ёки ионларнинг электронлар бириктириб олиш жараёнига айтилади.



Қайтарилишда элементларнинг манфий оксидланиш даражалари ортади.

3. Электронларини берадиган атомлар, молекулалар ёки ионларга қайтарувчилар дейилади. Реакция пайтида улар оксидланадилар.

Электронларни бириктириб оладиган атомлар, молекулалар ёки ионларга оксидловчилар дейилади. Реакция пайтида улар қайтариладилар. Атомларни, молекулаларни ёки ионларни маълум моддалар намоён қилганликлари учун, у моддаларга ҳам мувофиқ равишда оксидловчилар ёки қайтарувчилар дейилади.

4. Оксидланиш ҳамма вақт қайтарилиш билан кузатилади ёки аксинча қайтарилиш ҳамма вақт оксидланиш билан боғлиқ. Шунинг учун

оксидланиш-қайтарилиш реакциялари иккита қарама-қарши жараён оксидланиш ва қайтарилишни ўзига бирлаштириб намоён қилади. Бунда электронлар бир атомдан бошқасига тўлиқ ўтадими ёки йўқми, ёки қисман бир атомдан бошқасига силжийдими қатъий назар шартли равишда электронларни берган ёки қабул қилган дейилади. Ҳозирги замон нуқтаи-назаридан оксидланиш даражасининг ўзгариши, таъсирлашаётган моддалар атомлари орасидаги электрон зичликни қайта тақсимланиши билан боғлиқдир.

Кўпчилик ҳолларда ўқувчилар оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини ечишда қайси модда таркибидаги атомларнинг оксидланиш даражалари ўзгараётганлигини, яъни қайси атом ёки ион электрон бераётганлигини ёки қанча электрон олаётганлигини, бунда элементлар қайси оксидланиш даражасидан қандай оксидланиш даражасига ўтаяпти, қанча электрон олишини ёки қанча электрон беришини бир қарашдаёқ англаб олмасдан жуда қийналадилар. Шуларни ҳисобга олиб, қайтарувчи берадиган ва оксидловчи қабул қиладиган электронлар сонини аниқлаш осон бўлсин учун оксидланиш даражаларини ўзгартириш шкаласидан фойдаланиш схемасини келтирдик.

Демак, ҳар қандай оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига атом ёки ионларнинг оксидланиш даражаларининг ўзгариши кузатилади. Элементларнинг оксидланиш даражаларининг ўзгариши қуйидаги схема бўйича содир бўлади.



Оксидланиш даражаларининг ўзгариш шкаласи.

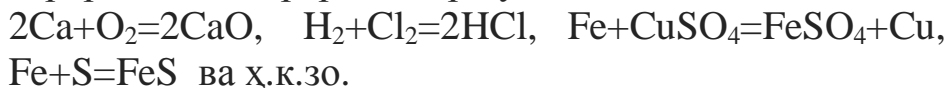
Ҳар қандай оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тузишда ўқувчилар дастлабки пайтларда ушбу схемадан фойдалансалар яхши самара беради.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг типлари.

Одатда оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини 3 типга ажратади: 1) Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакциялари; 2) Диспропорционирлаш реакциялари (ўзидан оксидланиш-ўзидан қайтарилиш) ва 3) Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

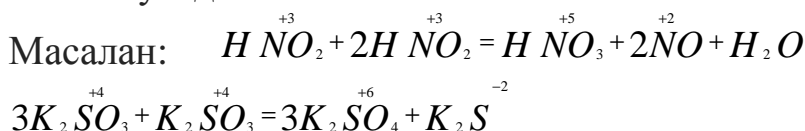
1. Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

Бундай реакцияларда электрон алмашилиш ҳар хил атомларда молекулалараро ва ионлараро содир бўлади:



Бундай реакцияларда ҳар хил модда таркибига кирган элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгаради. Бу типдаги оксидланиш-қайтарилиш реакциялари энг кўп тарқалгандир.

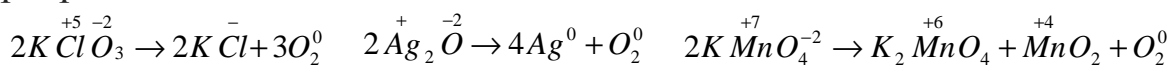
2. Диспропорционирлаш реакциялари. Бундай реакцияларда битта турдаги модда молекуласи ёки иони бир-бирлари билан оксидловчи ва қайтарувчи каби реакцияга киришади, чунки уларда бир хилдаги атомлар оралиқ оксидланиш даражасида бўлади, электрон бериш ёки қабул қилиши натижасида биттаси қуйи, иккинчиси эса юқори оксидланиш даражасига ўтади.



Диспропорционирлаш реакцияларининг энгил бориши атомларнинг ҳолатларини ташқи энергетик даражаларини яқинлиги билан боғлиқдир.

3. Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

Бундай реакцияларга, оксидловчи ва қайтарувчи битта молекуланинг ўзида бўладиган реакциялар киради. Бундай реакцияларда бир модда таркибидаги ҳар хил элементлар оксидланиш даражаларини ўзгартиради.



Кейинги пайтларда кимёвий адабиётларда синпропорционирлаш (диспропорционирлаш реакцияларига тескари) деб номланган типи тўғрисида сўз юритилмоқда.

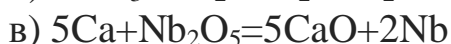
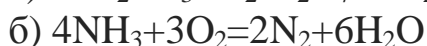
Бундай реакцияларда турли моддалардаги ҳар хил оксидланиш даражасида бўлган бир хил элементлар орасидаги оксидланиш-қайтарилиш реакцияси натижасида, улар бир хил оксидланиш даражасига ўтадилар.



Бундай реакциялар кам тарқалган, шунга қарамасдан уларни ҳам алоҳида типга киритиш мумкин бўларди.

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари: а) эритмаларда; б) газлар ҳолатида; в) қаттиқ моддалар иштирокида боришлари мумкин.

Масалан:



Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузиш.

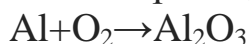
Одатда оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда икки хил усулдан фойдаланилади:

1. Электрон баланс усули.

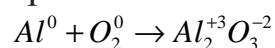
2. Ион-электрон усули.

1. **Электрон баланс усули.** Қайтарувчи йўқотган умумий электронлар сони оксидловчи қабул қилиб олган электронлар сонига тенглаштирилади. Бу усул оксидланиш даражасини ҳисобга олиш усули деб ҳам юритилади. Энг содда типдаги оксидланиш-қайтарилиш реакциясига мисол келтирамиз. Алюминийни кислород билан оксидланиш тенгламасини кўрайлик. Бу реакция тенгламасини тузиш учун қуйидагича иш тутамиз:

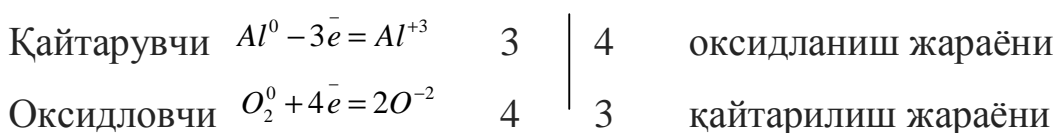
1. Тенгламанинг чап томонига дастлабки моддаларни + билан бирлаштириб ёзамиз ва реакция маҳсулоти → орқали ёзилади.



2. Тенгламанинг икки томонида ҳар бир элементнинг ўзгарган оксидланиш даражасини аниқлаб, қайси элемент оксидланаётгани ёки қайтарилаётганлигини билиб оламиз.

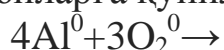


3. Электронларни бериш ёки бириктириб олиш жараёнларини ифодаловчи электрон тенгламаларни тузамиз ва оксидловчи ҳамда қайтарувчи олдидаги коэффицентларни қисқа кўпайтувчи қоидасига биноан топамиз.



Демак, қайтарувчи $12\bar{e}$ беради, оксидловчи ҳам $12\bar{e}$ қабул қилади (электронлар баланс бўлади).

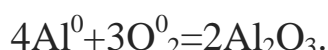
Электрон тенгламадаги 4 ва 3 сонлар реакция тенгламасидаги коэффициентлар бўлади ва бу сонларни тенгламанинг чап томонига тегишли жойларга қўйилади.



4. Тенгламани чап томонига тегишли коэффициентлар билан тегишли моддалар формулалари ёзилади ва стрелкани тенглик (=) билан алмаштириб реакция маҳсулотлари ёзилади:



5. Моддалар массасининг сақланиш қонунига асосан тенгламанинг чап ва ўнг томонидаги атомлар сони тенг бўлиши учун тенгламанинг ўнг томонидаги моддалар олдига коэффициентлар қўйиб тенглаштирилади:



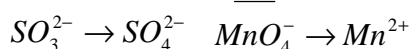
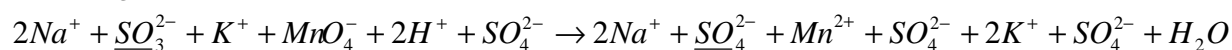
II Ион-электрон (ярим реакциялар) усули.

Сувли эритмаларда борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини тенгламаларини тузишда ион-электрон усулдан фойдаланиш афзалдир. Бу усул оксидловчи иони (молекуласи)ни қайтарилиш ва қайтарувчи иони (молекуласи)ни оксидланиш ярим реакцияларини тузишга асосланган.

Шунинг учун бу усул ярим реакциялар усули деб ҳам юритилади.

Ярим реакциялар усулида коэффициентлар танлашдаги ҳаракатлар кетма-кетлиги:

1. Реакциянинг схемасини молекуляр ва ион молекуляр шаклда ёзилади ва оксидланиш даражалари ўзгарган ионлар ва молекулалар аниқланади:



Реакцияда H^+ ионларининг иштирок этиши, жараённи кислотали муҳитда боришини билдиради.

2. Ҳар бир ярим реакция учун ион-молекуляр тенглама тузилади ва ҳамма элементларнинг атомлар сонини тенглаштирилади. Кислород атомларининг миқдори сув молекуласи ёки OH^- ионларидан фойдаланиб тенглаштирилади. Бунда қуйидагиларга эътибор берилади.

Агар дастлабки ион ёки молекулада кислород атомлари сони реакция маҳсулотига нисбатан кўп бўлса: у ҳолда ортиқча кислород атомлари кислотали муҳитда H^+ ионлари билан сув молекуласига боғланади;

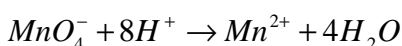
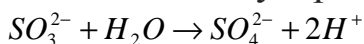
-нейтрал ва ишқорий муҳитда ортикча кислород атомлари сув молекуласи билан боғланиб OH^- гурпуага ўтади.

Агар дастлабки ион ёки молекулада кислород атомлари сони реакция маҳсулотигагидан кам бўлса, у ҳолда:

-кислотали ва нейтрал эритмаларда етишмайдиган кислород атомлари сув молекуласи ҳисобидан бўлади;

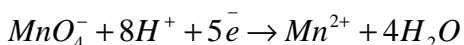
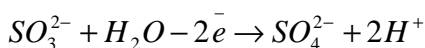
-ишқорий эритмаларда OH^- ионлари ҳисобига.

Бизни мисолимизда муҳит кислотали, шунинг учун ярим реакцияларнинг ион-молекуляр тенгламалари:

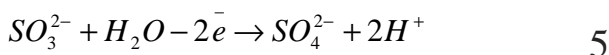


кўринишга эга булади.

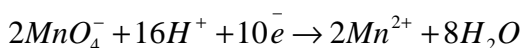
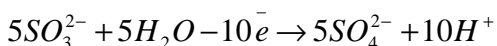
3. Ярм реакцияларнинг ион-электрон тенгламалари тузилади. Буни учун ҳар бир ярм реакциянинг чап қисмига электронлар қўшилади (ёки айирилади), яъни тенгламанинг чап ва ўнг қисмидаги зарядлар йиғиндисини бир хил бўлиши керак:



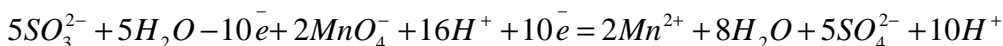
4. Электронларни тенглаштириш учун олинган тенгламаларни қисқа кўпайтувчига кўпайтирилади:



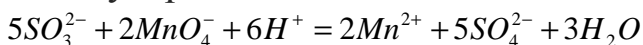
Кўпайтирилгандан кейин:



5. Олинган ион-электрон тенгламаларини қўшамиз:



ўхшаш аъзоларни қисқартириб, оксидланиш-қайтарилиш реакциясини ион-молекуляр тенгламасини оламиз?



6. Олинган ион-молекуляр тенглама бўйича молекуляр тенглама тузамиз. Буни учун реакция схемасини бўйича айна ионлар қандай молекулалардан олинганини аниқлаймиз:



Ион-электрон усули эритмаларда борадиган жараёнларни анча реал акс эттиради, чунки эритмада S^{4+} , S^{6+} , Mn^{7+} ионлари йўқ, SO_3^{2-} , SO_4^{2-} ,

MnO_4^- - ионлари эса мавжуд бўла олади. Ушбу усулдан фойдаланилганда алоҳида олинган атомларнинг оксидланиш даражаларини аниқлаш шарт эмас, фақат реакцияда қатнашаётган ионларнинг зарядларини аниқлаш етарлидир.

Бундан ташқари, ион-электрон усул, оксидланиш-қайтарилиш реакцияси маҳсулотларини аниқлаш имконини беради. Бу усулнинг камчилиги шундаки, уни фақат эритмаларда борадиган реакциялар учунгина қўлланилади.

Оксидланиш-қайтарилиш системалари.

Оксидловчи-қайтарувчи хоссаллари бўйича ҳамма моддаларни 3 гуруҳга бўлиш мумкин:

1. Фақат оксидловчи бўладиган моддалар.

Бундай моддалар молекулаларидаги оксидланиш даражаларини ўзгартирадиган элементлар энг юқори оксидланиш даражасида бўладилар.

Муҳим оксидловчилар.

Элемент	Юқори оксидланиш даражаси	Оксидловчиларга мисоллар
N	+5	HNO_3
Mn	+7	$KMnO_4$
Cr	+6	$K_2Cr_2O_7, K_2CrO_4$
Pb	+4	PbO_2
F	0	F_2
Bi	+5	$KBiO_3$
S	+6	H_2SO_4 (конц)

Юқори оксидланиш даражасидаги атомлар фақат электрон бириктириб олиб, ўзларининг оксидланиш даражаларини пасайтирадилар.

2. Фақат қайтарувчи бўладиган моддалар.

Бундай моддалар молекулаларидаги оксидланиш даражаларини ўзгартирадиган элементлар энг қуйи оксидланиш даражасида бўладилар.

Муҳим қайтарувчилар.

Элемент	Қуйи оксидланиш даражаси	Қайтарувчиларга мисоллар
N	-3	NH_3
S	-2	H_2S
Cl, Br, I	-1	HCl, HBr, HI
P	-3	PH_3
H	-1	NaH, CaH_2
Металлар	0	Al, Zn, Mg, Cu, Fe

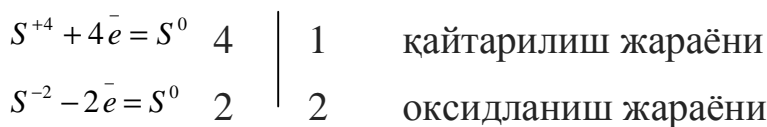
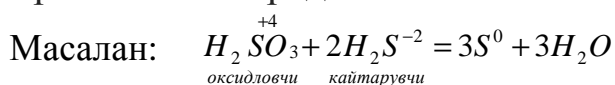
Куйи оксиланиш даражасидаги атомлар фақат электрон берадилар ва ўзларининг оксилланиш даражаларини оширадилар.

3. Ҳам оксидловчи ҳам қайтарувчи бўлиши мумкин бўлган моддалар (реакциянинг иккинчи иштирокчисига ва реакция шароитига боғлиқ ҳолда).

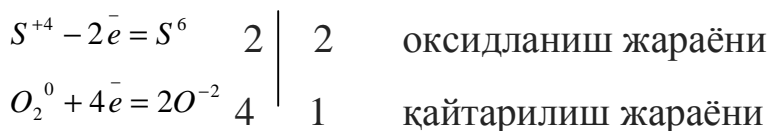
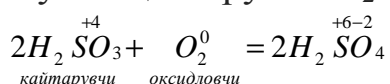
Оксидловчи-қайтарувчи (иккиламчи)ликни намоён қиладиган моддалар.

Элемент	Оралиқ оксилланиш даражалари	Иккиламчи ҳам оксидловчи ҳам қайтарувчиликни намоён қиладиган моддаларга мисоллар
N	0, +3	N ₂ , HNO ₂
S	0, +4	S, SO ₂ , H ₂ SO ₃
Fe	+2	FeSO ₄ , FeCl ₂ , FeO

Оралиқ оксилланиш даражасидаги атомлар электрон бериб ёки электрон қабул қилиб, ўзларининг оксилланиш даражаларини ё оширадилар ёки пасайтиради.



Бу реакцияда H₂SO₃ оксидловчи хоссасини намоён қилади, чунки у анча кучли қайтарувчи H₂S, билан таъсирлашмоқда.



Бу реакцияда H₂SO₃ қайтарувчи хоссасини намоён қилади, чунки кучли оксидловчи O₂ билан таъсирлашмаяпти. Ҳамма металлмасар (F₂ дан бошқалари) ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи хоссаларини намоён қилади.

8 Боб. КИНЕТИКА

Кимёвий кинетика. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги. Тезликнинг реакцияга киришаётган моддалар табиатига, концентрацияга ва температурага боғлиқлиги. Катализ ва катализаторлар. Кимёвий реакцияларнинг қайтарлиги. Кимёвий мувозанат ва унинг силжиш шароитлари. Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффекти.

Кимёвий кинетика. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги.

Кимёвий реакциялар тезлиги ва механизми ҳақидаги таълимот кимёвий кинетикадир. Кимёвий реакциялар ҳар хил тезликларда ўтиши ҳаммамизга маълум. Айрим реакциялар, ёниш, нейтралланиш, водороднинг хлорда ёниши каби реакциялар тез боради. Темирнинг занглаши, резинанинг эскириши, радиоактив емирилишлар билан борадиган реакциялар жуда секин боради. Вақт ичида реакцияларнинг бориш қонуниятлари - кимёвий реакцияларнинг кинетик текшириш предмети-дир. Кинетикада реакция гомоген (бир жинсли) ва гетероген (кўп жинсли) реакцияларга бўлинади. Агар реакциялар бир хил фазаларда газ ёки эритмаларда борса, бундай реакцияларга гомоген реакциялар дейилади. Газ+газ ва суюқлик+суюқлик гомоген реакциялардир.

Агар кимёвий реакциялар ҳар хил фазаларда қаттиқ моддалар, суюқликлар ёки газлар орасида борса, бундай реакцияларга гетероген реакциялар дейилади.

Гомоген реакциялар бутун ҳажмда бир текисда, гетероген реакциялар эса фақат фазалар билан чегараланган юза сиртларида содир бўлади. Гомоген ва гетероген реакцияларнинг тезликлари ҳар хил омилларга турлича боғлиқ бўлади.

Кимёвий реакция тезлиги нима? У қандай аниқланади ва ўлчанади?

Реакцияга киришувчи моддалар концентрацияларининг вақт бирлиги ичида ўзгариши реакциянинг тезлиги дейилади.

$v = \text{моль/см}^3 \cdot \text{вақт}$ (вақт-сек, мин, соат, сутка, ой ва йилларда ифодланади)

Гомоген реакцияларнинг тезлиги ҳажм бирлигидаги вақт бирлигида реакцияга киришаётган ёки реакция натижасида ҳосил бўлган модда миқдори билан аниқланади:

$$v_{\text{гомог}} = \pm \frac{\Delta u}{v \Delta t} \quad (1)$$

бу ерда $\Delta v = v_2 - v_1$, модда миқдорининг ўзгариши, v -реакция тезлиги, Δt -вақт оралиғи.

Бундан $\frac{u}{v} = C_m$, $\frac{\Delta u}{v \Delta t} = \Delta C_m$ моляр концентрациянинг ўзгариши.

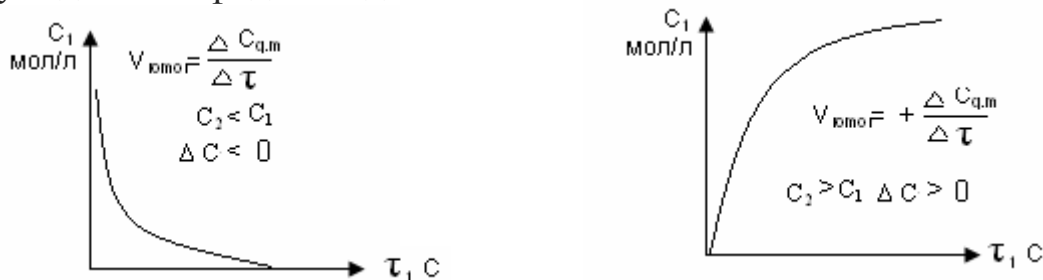
Демак, гомоген кимёвий реакцияларнинг тезлигини вақт бирлигида дастлабки моддалар (-ишора) ёки реакция маҳсулотларининг моляр концентрацияларини ўзгариши (+ишора) асосида аниқланади.

$$V_{\text{гомог}} = \pm \frac{\Delta C_m}{\Delta t} \quad (2)$$

2-чи тенглама ҳар қандай гомоген реакция учун умумийдир. Ҳар қандай кимёвий реакциянинг тезлиги ҳамма вақт мусбат ($V > 0$) бўлади.

Моляр концентрация моль/л да, вақт секундда ифодалангани учун гомоген реакция тезлиги моль/л.секунд ёки моль/м³.секундларда ифодаланади.

Реакция тезлигини дастлабки моддалар концентрацияларини камайишига қараб ёки реакция маҳсулотларининг кўпайишига қараб топиш мумкин. Вақт ўтиши билан дастлабки моддалар концентрацияларининг ўзгаришини концентрация-вақт координатасида график равишда қуйидагича ифодаланади:



Реакция вақтида модда миқдорини ўзгаришини характерловчи эгри чизиқларга кинетик эгри чизиқлар дейилади.

Гетероген реакция тезлиги-фазалар чегара сирти бирлигида реакцияга киришган ёки ҳосил бўлган моддалар миқдори билан аниқланади:

$$V_{\text{гетер}} = \pm \frac{\Delta u}{S * \Delta t} \quad (3)$$

S-фазалар юза сирти майдони.

Гетероген кимёвий реакциялар тезлиги моль/м².с да ўлчанади.

Гетероген реакцияларнинг тезлигини вақт бирлигида фаза чегара сирти бирлигида реакцияга киришган ёки реакция натижасида ҳосил бўлган моддалар миқдори билан аниқланади.

Агар кимёвий реакция тезлигини дастлабки моддаларнинг бирортасининг концентрациясини ёки миқдорини ўзгаришига қараб баҳоланса, у ҳолда 1-3- формулаларда каср олдига минус ишораси қўйилади. Чун-

ки, бу ҳолда бўлинувчи манфий қийматга ($\Delta C < 0$ $\Delta v < 0$, чунки $C_2 < C_1$ ва $v_2 < v_1$) эга бўлади, реакция тезлиги мусбат қийматдир.

Эсда тутиш лозимки, модда концентрацияси ҳажмга боғлиқ, шунинг учун 1-2-формулалар система ҳажми доимий бўлгандагина ҳақиқийдир.

Кимёвий реакцияларнинг қийматлари ўзгарувчан катталик, шу сабабли 1-3-формулалари бўйича аниқланган тезлик кимёвий реакцияларнинг ўртача қийматидир.

Реакция тезлигининг турли омилларга боғлиқлиги.

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги турли омилларига боғлиқ бўлади: реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациясига;

температурага;

реакцияга киришаётган моддаларнинг табиатига (активланиш энергияси);

моддаларнинг майдаланиш даражасига (гетероген реакцияларда);

ҳар хил турдаги нурланишларга (рентген нури, қуёш нури, ультрабинафша ва инфрақизил нурланишлар);

катализаторнинг иштирокига;

босимга (агар реакцияда газлар иштирок этса).

Демак, кимёвий реакция тезлиги шунчалик катта бўлади: агар активланш энергияси қанчалик кичик бўлса, концентрация, босим, температура қанча катта бўлса, ҳамда моддалар қанчалик майдаланган бўлса ёки катализатор ҳамда бирон бир нурланиш таъсир этирилса, кимёвий реакция тезлиги шунчалик катта бўлади.

Кимёвий кинетиканинг асосий постулати, массалар таъсири қонуни (Гульдберг ва Вааге қонуни, 1867 йил).

Реакция тезлигининг концентрацияга боғлиқлиги массалар таъсири қонуни билан ифодаланади:

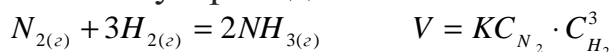
“Ўзгармас температурада кимёвий реакцияларнинг тезлиги реакцияга киришаётган моддалар концентрацияларининг кўпайтмасига тўғри пропорционалдир”.

Масалан: $A+B=C$ реакцияси учун массалар таъсири қонуни: $v = kC_A \cdot C_B$

Демак, тезлик константаси- k дастлабки моддалар концентрациялари бирга тенг бўлгандаги реакция тезлигидир. Шунинг учун k солиштирма тезлик деб ҳам аталади. Тезлик константаси (k) реакцияга киришаётган моддалар концентрацияларига боғлиқ эмас, аксинча реакцияга киришаётган моддалар табиатига ва реакциянинг бориш шароитига (t , p ,

kat) boғliq бўлади. Берилган шароитда бораётган аниқ реакция учун тезлик константаси доимий катталиқдир.

Агар реакцияга n-та молекула иштирок этаётган бўлса, масалан; $aA + bB = cC + dD$ бу реакция учун массалар таъсири қонуни ифодаси: $V = kC_A^a \cdot C_B^b$ бўлади, яъни стехиометрик коэффициентлар концентрация даражасига кўтарилади.



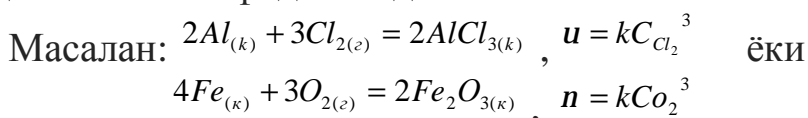
Бу тенгламалардаги C_A , C_B ва C_{N_2} ва C_{H_2} реакцияга киришаётган моддаларнинг моляр концентрациялари.

Агар реакцияга киришувчи моддалар газлар бўлса, массалар таъсири қонунини газларнинг босимлари орқали ҳам ифодалаш мумкин:

$$p = kP_A^a \cdot P_B^b$$

Юқорида баён қилинганларнинг ҳаммаси бир жинсли гомоген реакциялар учун қўлланилади.

Гетероген реакцияларда тезлик таъсир этувчи моддалар юза сиртларнинг тегиб туриш катталигига пропорционал бўлганлиги учун, гетероген реакцияларнинг кинетик тенгламаси, фақат гомоген фаза концентрацияси билан ифодаланади:



Реакция тезлигининг температурага боғлиқлиги.

100⁰C ва камроқ температурада борадиган реакциялар учун тажрибада қуйидаги қоида топилган. Кўпчилик ҳолларда температура ҳар 10⁰C га ошганда кимёвий реакция тезлиги 2-4 марта ортади. Бу қоидага Вант-Гофф қоидаси дейилади. Унинг математик ифодаси:

$$u_{t_2} = u_{t_1} \cdot g^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

u_{t_2}, u_{t_1} - t_1 ва t_2 температурага мувофиқ тезликлар.

$g = 2$ - кимёвий реакция тезлигининг температура коэффициенти.

Реакциянинг бориш вақти тезликка тескари пропорционал бўлгани учун Вант-Гофф қоидасини ёзиш мумкин:

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

бу ерда t_1 ва t_2 температурага мувофиқ реакциянинг бориш вақти.

Температура коэффициенти g - жуда кенг температура оралиғида доимий бўлмайди. Кўпчилик реакциялар учун 100⁰Cдан юқори температурада у камайди.

Шундай реакциялар борки, уларнинг тезликлари температурага боғлиқ эмас, уларда температура коэффициентлари жуда юқори бўлади. Шунинг учун Вант-Гофф қондаси абсолют эмас. Аммо маълум температура интервалларида кўпчилик реакциялар ушбу қоидага бўйсинади. Температуранинг ортиши билан кимёвий реакциялар тезлигининг кескин ортишини активланиш назарияси тушунтиради, бунга мувофиқ кимёвий реакцияни ортиқча энергияга эга бўлган актив молекулалар вужудга келтиради. Активланиш энергияси қанчалик катта бўлса, реакция шунчалик секин боради. Активланиш реакцияси бирлиги ккал/моль ёки кЖ/моль.

Фидойи зиёкор



Хусниддин Рустамович Рустамов (1910-2009).

Республикамызда физик кимё фанини ривожлантиришга муносиб ҳисса қўшиб келаётган олимларимиздан бири Ўзбекистон Республикаси Фанлар Академиясининг академиги, кимё фанлари доктори, Тошкент Кимё - технология институти профессори Хусниддин Рустамович Рустамовдир.

Ҳ.Р. Рустамов 1910 йилда Тошкент шаҳрида туғилди. Ўрта мактабни тамомлагач Ўрта Осиё Давлат университетининг кимё факультетига ўқишга кирди. 1932 йилда университетни битириб, илмий иш бошлади. Тинимсиз ишлади, фан сирларини очишга астойдил киришди. У 1937 йилда номзодлик диссертациясини ёқлади, кейинги йили доцентлик унвонини олди.

Ҳ. Р. Рустамов 1939 йилдан Иккинчи жаҳон урушининг охиригача жанг майдонларида бўлди, 1945 йили урушдан қайтгач, Хусниддин ака ўзи севган касбига қайтди. Тошкент Политехника институти кимё-технология факультетига доцентлик лавозимида ишлади, шу йили физик - кимё кафедрасини очди ва мазкур кафедра мудирлиги этиб тайинланди. Хусниддин Рустамович педагогик фаолияти билан бир қаторда

кенг кўламда илмий ишлар ҳам олиб борди. 1954 йили докторлик диссертациясини ёқлаб, 1955 йили профессорлик унвонига эга бўлди. Олим узок йиллар давомида кафедрага раҳбарлик қилди.

Ҳ. Р. Рустамов моҳир педагог, ажойиб амалиётчи устоз эди. Олим физик-кимёдан мазмунли маърузалар ўқиди. Ўзининг бой илмий - педагогик тажрибасини ёшларга ўргатди. Ўзбекистондаги техника ўқув юртлари талабалари Ҳ. Р. Рустамовнинг умумий кимё ва физик - кимё бўйича ёзган дарсликларидан фойдаланади. "Умумий кимё" дарсликларининг қайтадан нашр этилиши, бу дарсликка бўлган талаб ва эҳтиёж катта эканлигидан далолат беради. Ҳусниддин ака 24 та фан номзодини, иккита фан докторларини тайёрлаган. Чоп этилган ишларининг 256 таси илмий мақола бўлиб, улар олимнинг серунум меҳнати натижасидир. Профессор Ҳ.Р. Рустамов 1968 йили Ўзбекистон Республикаси Фанлар Академияси мухбир аъзоси, 2000 йили эса академиги этиб сайланди.

Олимнинг дастлабки илмий ишлари сирт ҳодисаларини ўрганишга бағишланган. Иккинчи жаҳон уруши тугагандан кейин олим кислота-ишқорли жараёнлар кинетикасини ўрганишга киришди. Ҳ.Р. Рустамов ўттиздан ортиқ мураккаб кимёвий реакцияларнинг кинетикаси ва механизмини ўрганиб, чуқур илмий фикрлар ва хулосалар муаллифи бўлди.

Олим ионли катализ соҳасида ҳам муҳим ишлар қилди. Ионитлар иштирокида эфирлар гидролизи, глюкоза муторатацияси, нитрометаннинг фурфурол билан конденсацияси, кўп атомли спиртлар этерификацияси, фенолнинг ацетон билан конденсацияси, Принц реакцияси ва бошқаларнинг кинетикасини ўрганди. Ионитларни кимё реакциялар тезлигини оширувчи, маҳсулотлар ҳосил бўлиш унумдорлигини оширувчи сифатида ишлатиш мумкинлигини исботлади. Ҳ.Р. Рустамов металллар иштирокида (катализаторлар сифатида) баъзи реакцияларнинг кинетикаси ва механизмини ўрганишга, бензой альдегиди ва фурфуролнинг диспропорцияланиш реакцияси кинетикасини ўрганиб, фан учун муҳим маълумотларни олишга муваффақ бўлди.

Олим ўзининг педагогик ва илмий ишлари билан бир қаторда жамоат вазифаларини бажаришда ҳам фаол иштирок этади. Ҳусниддин Рустамович Республикада кимё билимларини кенг тарқатиш ва тарғиб қилишда ҳам намуна бўларли ишлар қилди. Ўзбек тилида кимё терминологияси маълумотномасини яратишда қатнашди ва мактаб ҳамда олий ўқув юртлари талабалари учун 7 та дарслик ва бир нечта ўқув қўлланмаларини ёзди. У монографиялар нашр қилди, турли тўпламларга муҳаррирлик қилди. Бир қанча рисоалар муаллифи, "Билим" ва кимёгарлар жамияти ишларида қатнашиб турди. Ўзбек энциклопедияси таҳрир ҳайъати аъзоси ва кимё шўъбасининг раҳбари сифатида ҳам диққатга сазовор ишлар қилиб келди. Олим Д.И. Менделеев номли кимёгарлар жамияти Республика бошқаруви раиси ўринбосари, Тошкент Политехника институти маҳаллий кўмитаси аъзоси бўлди.

Профессор Х.Р. Рустамов 1962-1965 йилларда Тошкент шаҳар Кенгаши депутаты этиб сайланди. Бир неча йиллар давомида Ўзбекистон Республикаси Олий ва ўрта махсус таълим вазирлиги қошидаги услубий кенгаш раиси вазифасида ишлади.

Республикада кимё фанини ривожлантириш ва юқори малакали кадрлар тайёрлаш соҳасидаги катта хизматлари учун 1970 йили "Ўзбекистонда хизмат кўрсатган фан ва техника арбоби" фахрий унвонига сазовор бўлди.

Ўзбекистонда фан ва таълимни тараққий эттиришдаги фидойилиги ҳамда самарали фаолиятини ҳукуматимиз юксак баҳолаб бир қанча орден, медаль ва фахрий ёрликлар билан тақдирлади.

Ҳ.Р. Рустамов илмий изланишлар бўйича бир неча амалий тавсиялари ва қатор муаллифлик гувоҳномалари бор. Турли катализаторларнинг хоссаларини яхшилаш бўйича олиб борган ишлари Люберецк нефтни ҳайдаш ва Чимкент Кимё-фармацевтика корхоналарида ишлаб чиқаришга жорий қилинди.

Шогирдлари билан биргаликда Чирчиқдаги ўта чидамли ва қаттиқ қотишмалар корхонасида ўз ишларини амалиётга тадбиқ қилди.

Академик Ҳусниддин Рустамович Рустамовни нафақат Тошкент Кимё-технология институти талабалари ва ходимлари, балки бутун Ўзбекистон кимёгарлари, катта ва кичик ёшдаги олимлари севиб эъзозлайди, у кишининг ёшларига етиб ишлаб юришни орзу қилади.

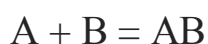
Катализ ва катализаторлар.

Кимёда кимёвий реакцияларни тезлаштиришнинг кенг тарқалган усулларида бири *катализдир*.

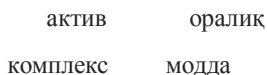
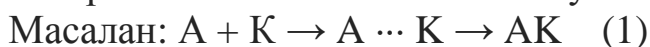
Реакция тезлигини катализаторлар селектив таъсиридан ўзгаришига катализ дейилади.

Кимёвий реакция тезлигини ўзгартирадиган, лекин ўзи кимёвий реакция натижасида ҳам сифат, ҳам миқдорий жиҳатдан ўзгармайдиган моддаларга катализаторлар дейилади. Катализаторлар реакцияга киришувчи моддалардан бирортаси билан кимёвий реакцияга киришиб оралик моддалар ҳосил қилади ва реакция охирида ўзи қайтарилади.

Катализаторларнинг реакция тезлигини ўзгартиришига сабаб, реакцияни активланиш энергиясини камайтиради.



Активланиш энергияси катта бўлгани учун бу реакция тезлиги жуда секин ёки амалда нолга тенг бўлсин. Бу реакция учун бошқа учинчи модда К топилсинки, у реакция учун олинган моддалардан бирортаси билан бирикиб активланиши кичик бўлган оралик модда ҳосил қилсин.



AK B модда билан ҳам осон бирика олсин:



актив комплекс

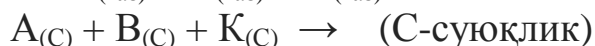
1-чи ва 2-чи тенгламаларни қўшиб:

$A + B = AB$ ни оламыз, яъни реакция натижасида K-катализатор ўзгаришсиз қолади. Демак, катализатор кимёвий жараёнда оралик босқичларда иштирок этади. Ҳамма катализаторлар учун умумий бўлган нарса, улар ҳамма вақт реакцияни активланиш энергиясини ўзгартиради.

Фазовий белгиларга қараб катализ гомоген ва гетероген катализга бўлинади.

Гомоген катализда реакцияга киришувчи моддалар ва катализатор бир хил агрегат ҳолатда бўлади, улар орасида юза сирт чегаралари бўлмайди.

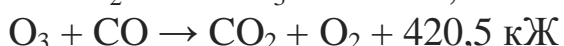
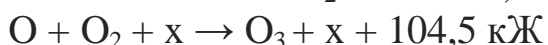
Масалан: $A_{(газ)} + B_{(газ)} + K_{(газ)} \rightarrow$ ёки



Кўриниб турибдики, гомоген катализда катализатор ва реакцияга киришувчи моддалар бир хил газ ёки суюқ фазани ташкил қилади. Бу ҳолда катализатор ва таъсир этувчи моддалар орасида юза сирт бўлиниш бўлмайди. Газ ва суюқ фазали каталитик жараёнлар жуда кўп сонлидир. Газли-катализ реакциялари занжир механизм ва молекуляр механизм бўйича боради. Мисол учун CO ни O₂ билан сув буғлари катализатори иштирокида боришини кўрайлик.

Куруқ CO ва O₂ аралашмаси куйидаги схема бўйича таъсирлашади:

$CO + O_2 \rightarrow CO_2 + O^* + 35,4 \text{ кЖ}$. Ҳосил бўлган атомар кислород занжирни узилишига олиб келадиган реакцияга киришади:



бу ерда x-3-чи жисм (масалан, идиш девори) ўзига ортикча энергияни олади.

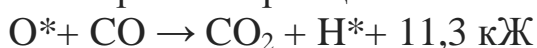
Шундай қилиб, системада занжирнинг узилиш эҳтимоллиги унинг давом этиш эҳтимоллигидан каттадир.

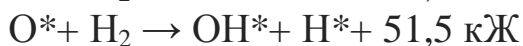
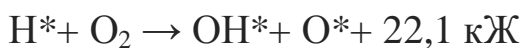
Агар бу системага озгина сув буғлари юборилса, у катализатор родини бажаради, актив марказни юзага келтиради ва занжир осонлик билан тармоқланади:



актив марказ

Занжирнинг тармоқланиши:

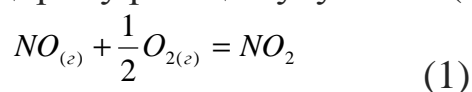




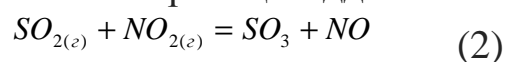
Системада H^* , O^* , ва OH^* заррачаларининг концентрациялари жуда кичик бўлганлиги учун занжирнинг узилиш реакциялари деярли бормайди. Сувнинг озгина миқдори занжир жараёнини жуда тезлаштиради ва уни портлаш чегарасигача олиб келади. Ушбу реакция каталитик занжир механизми орқали содир бўлади.

Молекуляр механизм билан ўтадиган гомоген катализга қуйидаги реакция мисол бўлади:

SO_2 ни SO_3 гача оксидланиши жуда секин борадиган қайтар реакциядир. Бу реакция учун азот (II) оксиди (NO) катализатор бўлади:



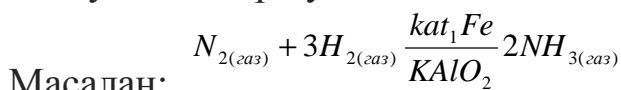
оралиқ модда



Умумий реакцияни:



Гетероген катализда реакцияга киришувчи моддалар ва катализатор ҳар хил агрегат ҳолатида бўлади, улар орасида юза сирт чегараланиш бўлади. Одатда катализатор қаттиқ, реакцияга киришувчи моддалар газлар ёки суяқликлар бўлади.



Айрим катализаторлар реакцияни секинлаштиради, аммо реакцияга стехиометрик киришмайди. Бундай моддаларга ингибиторлар дейилади.

Айрим моддалар катализаторнинг таъсирини бутунлай йўқ қилади, бундай моддаларга каталитик захарлар дейилади.

Масалан: NH_3 -синтезида 0,1% S-бўлиши тўрсимон Fe-катализатори таъсирини кескин камайтиради. Катализатор таъсирини кучайтирадиган моддаларга промоторлар (активаторлар) дейилади.

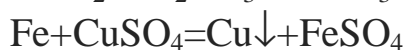
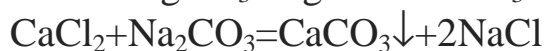
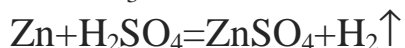
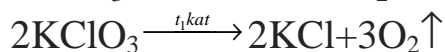
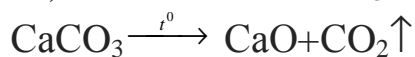
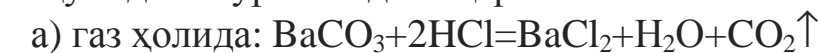
Масалан: NH_3 -синтезида Fe-катализаторига 2% $KAlO_2$ -ни қўшилиши каталитик активликни бирмунча оширади. Тирик организмларда борадиган, мураккаб кимёвий алмашилишларда биологик катализаторлар иштирок этади. Буларга ферментлар дейилади.

Кимёвий реакцияларнинг қайтарлиги.

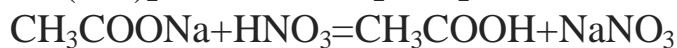
Кинетика нуқтаи назаридан барча кимёвий реакциялар йўналишига қараб: қайтмас ва қайтар реакцияларга бўлинади.

Бир йўналишда охиригача борадиган ёки реакция учун олинган моддаларнинг ҳаммаси батамом реакция маҳсулотига айланиши билан борадиган реакциялар қайтмас реакциялар дейилади.

Қайтмас реакциялар ўзининг йўналишини температура ва босимнинг ўзгариши билан ўзгартирмайди. Кимёвий реакциялар қайтмас деб ҳисобланади: агар реакция маҳсулотларининг бирортаси реакция сферасидан қуйидаги кўринишда чиқарилса:



в) кам диссоцияланадиган бирикма - сув, асос, кучсиз кислота ва комплекс туз ҳолида: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



г) катта миқдордаги иссиқлик ва ёруғлик ажралади, масалан, ёниш реакцияларида:



қайтмас реакцияларида одатдаги шароитда реакция маҳсулотлари дастлабки моддаларга айланмайди. Шундай реакциялар ҳам маълумки, улар мазкур шароитда охиригача бормайди. Масалан, олтингугурт (IV) оксид сувда эритилганда қуйидаги реакция боради:



Бироқ сувдаги эритмада фақат маълум миқдордагина сульфит кислота ҳосил бўлади. Бунга сабаб шуки, сульфит кислота беқарор кислота бўлиб, тесқари яъни сульфит (IV) оксид билан сувга ажралиш реакцияси содир бўлади. Шунинг учун ҳам бу реакция охиригача бормайдики, бир вақтнинг ўзида иккита реакция тўғри (олтингугурт (IV)-оксид билан сув ўртасида) ва тесқари (сульфит кислотанинг ажралиши) реакциялари содир бўлади. Бундай реакцияларда тенглик (=) ишораси ўрнига қарама-қарши йўналган стрелкалар \leftrightarrow қўйилади. Юқоридаги реакцияни қуйидагича ёзамиз:



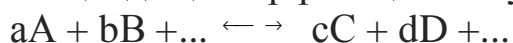
Чапдан ўнгга борадиган реакцияга тўғри, ўнгдан чапга борадиган реакцияга тесқари реакция дейилади.

Айни бир шароитда қарама-қарши томонга борадиган реакциялар қайтар реакциялар дейилади.

Агар тўғри реакция экзотермик бўлса, тескари реакция эндотермик бўлади. Энергиянинг сақланиш қонунига асосан, қайтар реакцияларда тўғри реакция натижасида ажралиб чиқадиган иссиқлик, тескари жараёнда ютиладиган иссиқликка тенг бўлади ёки аксинча.

Кимёвий мувозанат.

Кимёвий реакция натижасида дастлабки моддаларнинг маълум бир моллар сони реакция маҳсулотларининг маълум бир моллари сонига айланиши билан содир бўлади. Вақт ўтиши билан реакция маҳсулотлари моллари сони билан, реакция учун олинган моддаларнинг моллари сони бир-бирига тенг бўлиб қолади. Демак, маълум вақтдан бошлаб ҳамма моддаларнинг концентрациялари доимий бўлиб қолади. Умумий ҳолда қайтар реакцияни кўрайлик:



Реакциянинг бошланишида дастлабки моддалар концентрациялари максимал, реакция маҳсулотлари концентрациялари жуда кичик, шу сабабли тўғри реакция тезлиги, тескари реакция тезлигидан анча катта, аммо вақт ўтиши билан дастлабки моддалар концентрациялари СА ва СВ камайиб боради, реакция маҳсулотлари концентрациялари СС ва СD ортиб боради.

Кинетиканинг асосий қонунига мувофиқ тўғри ва тескари реакция тезликлари кинетик тенгламаси қуйидагича ифодаланади.

$$V_{\text{тўғри}} = k_1 C_A^a \cdot C_B^b \quad (1)$$

$$V_{\text{тескари}} = k_2 C_C^c \cdot C_D^d \quad (2)$$

Маълум вақтдан кейин тўғри ва тескари реакциялар тезликлари тенглашади: $V_{\text{теск.}} = V_{\text{тўғри}}$

Системанинг тўғри реакция тезлиги тескари реакция тезлигига тенг бўлиб қолган ҳолати кимёвий мувозанат деб аталади.

Бунда реакция аралашманинг таркиби узоқ вақт ўзгармай қоладиган барқарор ҳолат вужудга келади. Кимёвий мувозанат ҳолатида тўғри ва тескари реакциялар тўхтамайди, улар боради, аммо тўғри ва тескари реакциялар тезликлари баробар бўлади.

Бундай мувозанатга динамик мувозанат дейилади. Агар реакция шароити (температура, босим, концентрация) ўзгармаса, кимёвий мувозанат жуда чексиз узоқ вақт сақланади.

Мувозанат ҳолатидаги моддаларнинг концентрацияларига мувозанат концентрациялари дейилади. Мувозанат концентрация кўпинча

квадрат кавсда: $[A]$, $[B]$, $[C]$ билан белгиланади мувозанатда бўлмаган, жорий концентрациядан фарқли CA , CB , CC деб белгиланади.

Кимёвий мувозанат ҳолатида: $V_{\text{теск.}} = V_{\text{туғри}}$ тенгламасига қийматларини қўйиб $k_1 [A]^a * [B]^b = k_2 [C]^c * [D]^d$ тенглигини оламиз,

$$\text{Бундан: } \frac{k_1}{k_2} = K_M \quad K_M = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Тўғри ва тескари реакциялар тезлик константалари нисбатига кимёвий мувозанат константаси дейилади (K_M).

Кимёвий мувозанат ҳолати массалар таъсири қонуни билан ифодланади. Кимёвий реакциялар маҳсулотларининг стехиометрик коэффициентларига тенг даражаларда олинган мувозанат концентрациялари кўпайтмасининг дастлабки моддалар стехиометрик коэффициентларига тенг даражаларда олинган мувозанат концентрациялари кўпайтмасига нисбати доимий катталиқдир, бу катталиқка мувозанат константаси дейилади. Юқоридаги умумий реакция учун мувозанат константаси:

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

бу ерда a , b , c , d - стехиометрик коэффициентлар;

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ реакция система компонентларининг мувозанат концентрациялари мол/л да, K_M -мувозанат константаси. Ушбу реакциянинг мувозанат константаси температурага боғлиқ бўлиб, концентрация ёки босимга боғлиқ эмас.

Кимёвий мувозанатда моддалардан бирортасининг концентрациясини, температура ёки босимнинг ўзгариши кимёвий мувозанатни силжишига олиб келади, яъни реакцияда иштирок этаётган ҳамма моддаларнинг концентрацияси ўзгаради.

Кимёвий мувозанатни силжиши. Ле-Шателье принципи.

Агар кимёвий мувозанат ҳолатида бирон бир шароит (концентрация, температура, босим) ўзгартирилганда маҳсулот унуми кўпаядиган бўлса, мувозанат ўнг томонга агар камайса, чап томонга силжийди деб ҳисобланади.

Кимёвий мувозанатнинг силжиши Ле-Шателье принципи деб аталадиган принципга бўйсунди.

«Мувозанатдаги система ташқи шароитдан бири ё температура, ё босим, ё концентрация ўзгартирилса, у вақтда мувозанат кўрсатилган таъсирни камайтирувчи реакция томонига силжийди».

Таҷрибада бу принципни амалга ошишини:

$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ қайтар реакцияси мисолида кўриб чиқайлик.

Концентрация таъсири: агар мувозанатдаги системада ё азотни ёки водородни (дастлабки моддалар) концентрациясини оширсак, системада тўғри реакция кучаяди, мувозанат аммиак ҳосил бўлиш томонга (ўнгга) силжийди.

Агар реакция маҳсулотлари концентрацияси ортса, у ҳолда системада тескари реакция кучаяди, мувозанат чапга силжийди, дастлабки моддалар концентрациялари (N_2 ва H_2) ортади.

Температура таъсири:

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \quad \Delta H = -92,4 \text{ кЖ}$ Температура оширилганда мувозанат эндотермик реакция яъни иссиқликни ютилиши билан борадиган реакция томонига, температура пасайтирилганда эса, экзотермик, яъни иссиқликни чиқиши билан борадиган реакция томонига силжийди.

Мисолимизда тўғри реакция (NH_3 нинг ҳосил бўлиши) экзотермик, тескари эса эндотермик, шунинг учун температура кўтарилганда мувозанат эндотермик реакция томонига (чапга, NH_3 парчаланиши) силжийди.

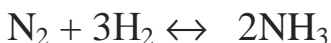
Температура пасайганда эса мувозанат ўнгга (экзотермик- NH_3 нинг ҳосил бўлиши) силжийди.

Босимнинг таъсири: босим ва ҳажмнинг ўзгариши фақат газлар иштирок этадиган реакциялар мувозанатига таъсир кўрсатади ва бу шароитда реакция ҳажмнинг ўзгаришига олиб келади.

Агар дастлабки моддалар ва реакция маҳсулотлари молекулалари сони бир хил бўлса, ҳажм ҳам бир хил бўлади, бундай системалар мувозанатига босим таъсир этмайди.

Агар молекулалар сони ҳар хил бўлса, система босимнинг ўзгариши мувозанатнинг силжишига таъсир қилади.

Босим ортганда система мувозанати газсимон моддаларнинг молекулалари сони камайиши билан борадиган реакция томонига, босим камайганда эса, газсимон моддаларнинг молекулалари сонини ортиши билан борадиган реакция томонга силжийди.



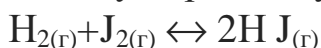
1+3=4 мол 2мол босим ортса – NH_3 ҳосил бўлиши томонига (ўнгга), босим камайганда эса чапга силжийди.

Температура ўзгармас бўлганда, газ ҳажми босимга тескари пропорционалдир, босим ортса, газ ҳажми ҳам шунчалик камаяди.

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

Демак, система ҳажми ўзгариши билан борадиган реакцияларда мувозанатни силжишини аниқлашда босим таъсирида қандай бўлса, шундай мулоҳаза қилинади.

Реакциянинг чап ва ўнг томонида ҳажмлар бир хил бўлса, ҳажмнинг ўзгариши мувозанатни силжишига таъсир кўрсатмайди.



чунки бундай системаларда молекулалар сони ҳам тенг, босим ҳам тенгдир.

Катализаторлар тўғри реакцияни ҳам, тескари реакцияни ҳам бир хил даражада тезлатади ва шунинг учун мувозанатни силжитмайдию, бироқ мувозанат қарор топишини тезлатади.

Катализаторларнинг роли шундаки, улар системанинг активланиш энергиясини камайтиради, актив молекулалар сонини кўпайтиради, натижада реакция тезлиги ортади, мувозанат қарор топишини тезлатади.

Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффектлари.

Кимёвий реакциялар энергетик эффектлар билан кузатилади, яъни энергиянинг чиқиши ёки ютилиши содир бўлади.

Иссиқликнинг ажралиб чиқиши билан содир бўладиган реакциялар экзотермик (грекча “экзо”-“*ташқарига*”) реакциялар дейилади.

Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффектларини кимёнинг махсус бўлими термохимё ўрганади.

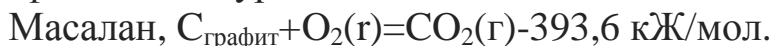
Иссиқликни ютилиши билан содир бўладиган реакциялар эндотермик (грекча “эндо”-“*ичкарига*”) реакциялар дейилади.

Кимёвий жараёнларда на фақат иссиқликни чиқиши ёки ютилиши, балки бошқа турдаги энергиялар: электрик, ёруғлик, механик ва ҳ.к лар чиқиши мумкин.

Масалан гальваник элементларда электр энергияси чиқади, моддаларнинг электролизиди эса у ютилади. Фосфорнинг нурланишида ёруғлик энергиясининг чиқиши кузатилади (хемилюминесценция), фотоматериалларда эса ёруғлик энергиясининг ютилиши натижасида кумуш тузлари парчаланadi, портлаш реакцияларида эса жуда катта механик энергия ажралиб чиқади (албатта аввал портловчи моддага механик таъсир эттирилади). Кимёвий жараёнларнинг боришида ютиладиган ёки ажралиб чиқадиган ҳар хил энергия турлари иссиқлик энергиясига айлантириб ҳисобланади ва унинг миқдори киложоулларда ифодаланади (кЖ). Кимёвий реакциянинг иссиқлик эффекти қиймати модданинг бир моли реакцияга киришганда қанча иссиқлик чиқиши ёки ютилиши билан ифодаланади. Реакцияларнинг иссиқлик эффекти махсус асбоб калориметрлар ёрдамида ўлчанади.

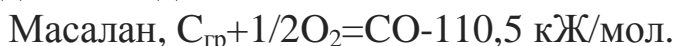
Иссиқлик эффекти қиймати айни реакция бораётган шароитлар температура ва босимга боғлиқ бўлади. Шу сабабли термохимёда реакциянинг иссиқлик эффекти қиймати стандарт шароитда (стандарт шароит деб, $T=298^0K$ ($t=25^0C$), $P=101,325$ кПа ёки $P=1$ атм қабул қилинган)

ҳисобланади ва реакцияда моддаларнинг агрегат ҳолатлари кўрсатилади. Агар кристалл модда полиморф бўлса, унинг кристаллик модификацияси кўрсатилади:



Кимёвий реакциялар натижасида ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдорлари кўрсатилган тенгламаларга термохимёвий тенгламалар дейилади.

Термохимёвий тенгламаларда моддалар алоҳида молекулалар (атомлар) ҳолида эмас, балки мол модда ҳисобида коэффициентлар кўйилгани учун термохимёда каср сондаги коэффициентлардан ҳам фойдаланилади.



Кимёвий термодинамика иссиқлик эффектларини юзага келишини куйидагича тушунтиради.

Ўзгармас босимда ($P = \text{const}$) жараённинг иссиқлик эффекти энтальпия ўзгаришига ($-QP = \Delta H$), ўзгармас ҳажмда эса ($V = \text{const}$) ички энергиянинг ўзгаришига ($-QP = \Delta U$) тенг бўлади.

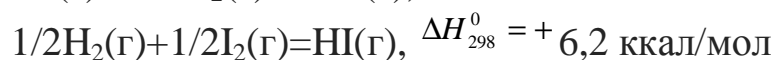
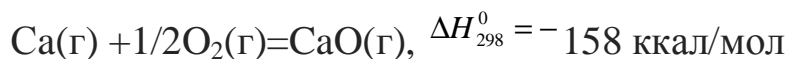
Шуни қайд қилиш лозимки, термохимёвий тенгламаларда экзотермик жараёнда иссиқлик эффекти мусбат ($+Q$), эндотермик жараёнларда манфий

($-Q$) деб кўйилади.

Термодинамик ҳисобларда эса аксинча, иссиқликнинг чиқиши, системанинг энергия йўқотиши, манфий ($\Delta H < 0$ ва $\Delta U < 0$) ва энергиянинг ютилиши эса мусбат ($\Delta H > 0$ ва $\Delta U > 0$) бўлади.

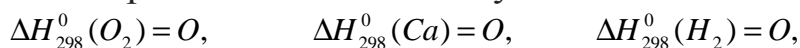
Стандарт шароитда оддий моддалардан 1 мол модда ҳосил бўлишидаги реакциянинг иссиқлик эффектига (ΔH^0) айна модданинг ҳосил бўлиш иссиқлиги дейилади.

Масалан, $C_{\text{г}} + O_2(\text{г}) = CO_2(\text{г}); \Delta H_{298}^0 = -393,6 \text{ кЖ/мол}$ ёки $-94,03 \text{ ккал/мол}$



Ҳосил бўлиш иссиқлиги ишораси ва сон қиймати айна модданинг барқарор ёки беқарорлигини билдиради. Агар модданинг ҳосил бўлиш иссиқлик қиймати қанчалик катта ва ишораси минус бўлса ($\Delta H^0 < 0$) айна модда шунчалик барқарор бўлади, улар орасидаги боғни узиш учун шунчалик катта энергия талаб қилинади.

Оддий моддаларнинг стандарт шароитдаги ҳосил бўлиш иссиқликлари нолга тенг деб қабул қилинади.



Термохимиянинг асосий қонуни Г.И.Гесс қонунидир (1840 й): ”Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффекти моддаларнинг дастлабки ва охириги ҳолатларига боғлиқ бўлиб, жараённинг оралиқ босқичларига боғлиқ эмас”.

Гесс қонунидан, кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффекти реакция маҳсулотлари ва дастлабки моддалар ҳосил бўлиши иссиқликлари ΔH_{298}^0 йиғиндиларининг айирмасига тенг:

$$\Delta H_{(ким.p)} = \sum_m H_{p.m} - \sum_n H_{d.m}$$
 бу ерда $\sum_m H_{p.m}$ – реакция маҳсулотлари йиғиндиси; $\sum_n H_{d.m}$ – дастлабки моддалар энтальпиялари йиғиндиси; m ва n реакция тенгламасидаги ҳар бир модданинг моллар сони ёки исталган кимёвий реакциянинг иссиқлик эффекти.

Ёки исталган кимёвий реакциянинг иссиқлиги:

$$Q_{(ким.p)} = \sum Q_{p.m} - \sum Q_{d.m}$$
 тенгламаси асосида ҳисобланади.

Мисол: Ацетиленнинг ёниш иссиқлигини, C_2H_2 , CO_2 ва H_2O ларнинг ҳосил бўлиш иссиқликларини билган ҳолда ҳисоблаш мумкин.

$$\Delta H^0(C_2H_2) = +226.8 \text{ кЖ/м}$$

$$\Delta H^0(O_2) = 0,$$

$$\Delta H^0(CO_2) = -393.6 \text{ кЖ/мол}$$

$$\Delta H_{H_2O}^0 = -286 \text{ кЖ/мол}$$



$$\Delta H^0 = 2\Delta H_{CO_2}^0 + \Delta H_{H_2O}^0 - \Delta H_{C_2H_2}^0 = (2(-393,6) + (-281) - (+226,8)) = -1300 \text{ кЖ / мол.}$$

9 Боб. ЭРИТМАЛАР ВА ДИСПЕРС СИСТЕМАЛАР

Суспензиялар, эмульциялар, коллоид эритмалар.

Чин эритмалар. Эриган модда ва эритувчи. Моддаларнинг эрувчанлигининг уларнинг табиатига, температурага ва босимга боғлиқлиги. Эриш жараёнидаги иссиқлик эффекти. Эритмалар концентрациясининг ифодаланиши (эритмада эриган модданинг масса улуши ва моляр концентрация). Эритмаларнинг техникада қишлоқ хўжалигидаги ва турмушдаги аҳамияти.

Биз амалий фаолиятимизда – бир компонентдан таркиб топган тоза моддалар билан кўп учрашамиз. Масалан, кундалик турмушимизда ис-теъмол қиладиган ош тузи (NaCl), электр симлари тайёрланадиган алю-миний (Al), машиналарнинг аккумуляторларига солинадиган сульфат кислотаси (H₂SO₄) ... ва ҳоказолар.

Табиатда тоза моддалар жуда кам учрайди. Бизга жуда тиниқ ва то-за бўлиб кўринган булоқ ва водопровод жумрагидан оқиб чиқаётган сувлар ҳам, кўпгина минералларни эритган мураккаб таркибга эга. Фи-зиологик суюқликлар (ўсимлик меваларидан олинадиган шарбатлар, сут, кон) кўпгина компонентлардан иборат бўлади. Дарё сувлари лойқа бўлади, уларда кўпгина заррачалар муаллақ ҳолда бўлади.

Икки ёки бир неча компонентлардан иборат кўпгина системаларда битта ёки бир неча компонентлар заррачалари у ёки бу муҳитда тарқалган бўлади. Масалан, юқорида айтганимиздек табиий сув ўзида кўпгина моддаларни (ион ёки молекула) эритган бўлади ёки йирикрок заррачалар муаллақ ҳолда бўлади. Бир модда иккинчи модда ичида маълум даражада майда заррачалар ҳолида тақсимланган ҳар қандай система дисперс системалар дейилади. Майдаланган (ичида тақсимланган) модда системанинг дисперс фазаси дейилади. Дисперс фазани ўраб олган модда дисперсион муҳит ёки эритувчи дейилади. Дисперсион муҳити суюқлик бўлган системалар энг катта амалий аҳамиятга эга.

Дисперс фазалар ва дисперсион муҳитнинг агрегат ҳолатларига боғлиқ ҳолда дисперс системалар классификацияланади:

Дисперс фаза	Дисперсион муҳит	Шартли бел-гиланиши	Мисоллар
1	2	3	4
Газ	Газ	Г+Г	Газлар аралашмаси (ҳаво)
Суюқлик	Газ	С+Г	Туман

1	2	3	4
Қаттиқ модда	Газ	Қ+Г	Тутун, чанг
Газ	Қаттиқ модда	Г+Қ	Н ₂ нинг палладийдаги эритмасы
Суюқлик	Қаттиқ модда	С+Қ	Марварид (сувнинг томчилари СаСО ₃ масса-сида тақсимланган
Қаттиқ модда	Қаттиқ модда	Қ+Қ	Қаттиқ эиритмалар, қотишмалар
Газ	Суюқлик	Г+С	СО ₂ нинг сувдаги эритмасы (минерал газлашган сувлар
Суюқлик	Суюқлик	С+С	Спирт ва кислоталарнинг сувдаги эритмалари
Қаттиқ модда	Суюқлик	Қ+С	Тузларнинг сувдаги эритмалари

Агрегат ҳолатларига ва дисперс фаза заррачаларининг ўлчамларига (дисперслик даражасига) боғлиқ ҳолда дисперс системалар учга бўлинади:

дағал дисперс системалар (заррачалар муаллақ бўлади, суспензия ва эмульциялар);

оралиқ дисперс системалар (коллоид эритмалар);

юқори дисперс системалар – чин эритмалар (одатдаги эритмалар, дисперслик даражаси жуда юқори, яъни дисперслик даражаси энг юқори чегарасига етган системалар).

Дағал дисперс системаларда дисперс фазаларнинг ўлчами 100 нм дан катта бўлади ва улар суспензиялар (қаттиқ заррачалар суюқликларда тақсимланган) бўлади.

Суспензияларга лойқалар ёки бўрнинг ёки оҳакнинг сувдаги қаттиқ заррачалари мисол бўлади.

Эмульциялар (суюқликлар суюқликларда тақсимланган) га сут, маргарин, ёғлар, кремлар, мазлар мисол бўлади.

Дағал дисперс системаларни лойқалар ҳам дейилади.

Оралиқ дисперс системалар – коллоид эритмаларда дисперс фаза заррачалари қаттиқ бўлади ва уларнинг ўлчамлари 1 – 100 нм гача бўлади.

Бир модда ичида тақсимланган иккинчи модда заррачалари молекулалар ёки ионларгача майдаланган бўлса гомоген (бир фазали) дисперс система дейилади.

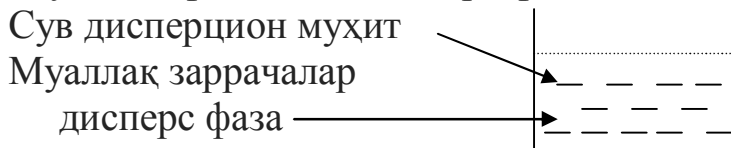
Гомоген системаларда тақсимланган заррача билан дисперсион муҳит орасида сирт чегараланиш бўлмайди ёки системанинг ҳаммаси бир фазани ташкил этади.

Ҳамма молекуляр – ион эритмалар бир фазали гомоген системаларга мисол бўла олади. Суюқ гомоген бир фазали системаларга чин эритмалар дейилади. Чин эритмаларда дисперс заррачаларнинг ўлчамлари 1нм дан кичик бўлади. Суспензиялар ва коллоид эритмалардан чин эритмалар бир фазалилиги билан фарқ қиладилар.

Дисперс системадаги ҳар бир заррача кўп сондаги молекулалардан иборат бўлса гетероген система дейилади.

Гетероген системадаги энг кичик фазалар сони иккитага тенг. Гетероген системаларга: гилнинг сувдаги суспензияси, тутун, туманлар мисол бўлади. Тупроқ мураккаб гетероген системадир. Икки фазали гетероген система бирор муҳитда (газ, суюқ, қаттиқ) ва унда тақсимланган заррачадан иборат.

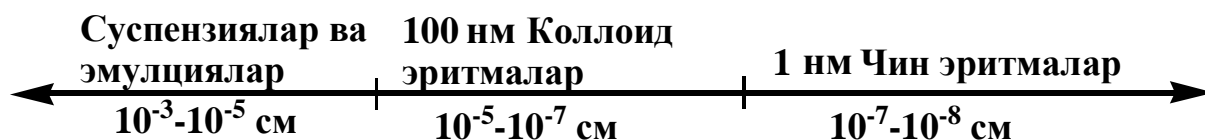
Масалан, гилнинг сувдаги суспензияси гил заррачалари дисперс фазани, сув эса дисперсион муҳитни ташкил қилади: 1 фаза – сув дисперсион муҳит, 2 фаза – гил дисперс фаза.



Лойқа сув

Дисперсион муҳит ролини кўп ҳолларда мўл миқдорда олинган компонент ўйнайди. Унга эритувчи ҳам дейилади.

Ҳамма системаларни қуйидаги схемада кўрсатиш мумкин:



Молекуляр дисперс системаларда заррачаларнинг ўлчами 10^{-7} см дан ҳам кичик бўлади. Молекуляр дисперс системаларга шакар, спирт ва бошқа органик моддаларнинг эритмалари мисол бўлади.

Ион дисперс системаларида заррачаларнинг ўлчами $10^{-8} - 10^{-10}$ см ва ундан ҳам кичик бўлиши мумкин. Ион дисперс системаларга ҳамма электролитларнинг эритмалари мисол бўлади.

Молекуляр ва ион дисперс системаларга чин эритмалар дейилади.

Эритмаларга қандай таъриф бериш мумкин?

Эритувчининг молекулалари билан эриган модданинг заррачаларидан таркиб топган ва улар орасида физик ва ҳамда кимёвий ўзаро таъсир бўлиб турадиган бир жинсли системалар эритмалар дейилади.

Ёки:

икки ёки ундан кўп компонентлардан ва уларнинг ўзаро таъсирлашув маҳсулотларидан иборат гомоген (бир жинсли) системаларга чин эритмалар дейилади.

Масалан, сульфат кислотанинг сувли эритмаси: H_2O ва H_2SO_4 молекулалардан ҳамда гидратланган H^+ , HSO_4^- ва SO_4^{2-} ионлардан иборат бўлади.

Чин эритмалар қуйидагиларга бўлинади:

- эритувчи типи бўйича – сувли ва сувсиз;
- эриган модда типи бўйича – тузлар, кислоталар, ишқорлар, газлар эритмалари;
- электр токига муносабатлари бўйича–электролитлар ва эликтролитмасларга;
- концентрациялари бўйича - концентранган ва суюлтирилган;
- эрувчанлик чегарасига етишиш даражасига қараб;
- тўйинган ва тўйинмаган каби эритмаларга бўлинади.

Демак, икки ёки бир неча компонентлардан ташкил топган қаттиқ ёки суюқ гомоген системага эритма дейилади. Ҳар қандай эритма эриган модда ва эритувчидан иборат бўлади. Қайси компонентга эритувчи, қайси компонентга эриган модда дейилади?

Системада ўзининг агрегат ҳолатини ўзгартирмаган компонентга эритувчи, ўзининг агрегат ҳолатини ўзгартирган компонентга эриган модда дейилади.

Агар эритмада қаттиқ моддалар эриган бўлса, қаттиқ модда ўзининг агрегат ҳолатини ўзгартиргани учун эриган **модда**, сув эса агрегат ҳолатини ўзгартирмагани учун **эритувчи** дейилади.

Масалан, ош тузи ёки шакарнинг сувдаги эритмасида ош тузи ва шакар эриган модда, сув эса эритувчидир. Агар эритма суюқлик + суюқликдан иборат бўлса, миқдори кўп бўлган суюқлик эритувчи, миқдори оз бўлгани эриган модда бўлади.

Масалан, 100 мл сувда 5 мл нитрат кислота эриган бўлса, сув эритувчи, кислота эса эриган моддadir. Яъни бундай ҳолда кислотанинг сувдаги эритмаси дейилади.

Суюқ эритмалар амалий фаолиятимизда, кимё технологиясида, кимёвий тажрибаларни ўтказишда муҳим рол ўйнайди, яъни суюқликларда кимёвий реакцияларнинг содир бўлиши жуда қулайдир.

Ҳар қандай кимёвий реакция пайтида заррачалар тўқнашади, суюқ эритмалар заррачаларнинг бутун эритма ҳажмида тўқнашишлари учун қулайлик туғдиради, чунки эритманинг компонентлари осонлик билан аралашади.

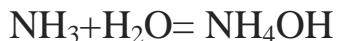
Газсимон эритмалар – газлар газларда аралашган ҳолларда газларнинг молекулалари кам таъсирлашиши ва уларнинг заррачалари орасидаги масофа катталиги билан тавсифланади.

Шу сабабли газлар бир-бирларида исталган нисбатларда аралашади.

Газлар суюқликларда эриганда икки хил типдаги системаларни ажратиш мумкин:

- кимёвий бирикма ҳосил бўлиши билан борадиган эриш;
- бирикма ҳосил бўлмайдиган эриш.

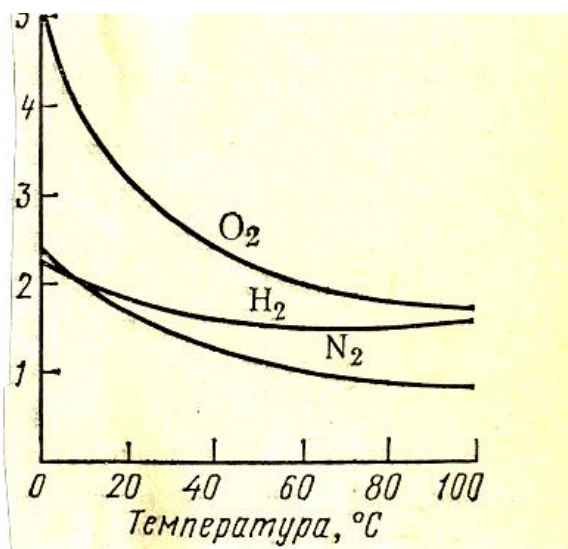
Масалан, SO_2 , CO_2 , NH_3 , NO_2 лар сувда эриганда 1- ҳолдаги эриш бўлади:



2- ҳолдаги эришга N_2 , O_2 , HCl , H_2S каби газларнинг сувдаги эритмалари мисол бўлади.

O_2 – денгиз ва океан сувларида эриб, ҳеч қандай бирикма ҳосил қилмаслиги, денгиз ва океанларда яшовчи ҳамма тирик организмлар ва сув ўтларининг яшашлари учун қулай шароит вужудга келади.

Газларнинг суюқликларда эриши температурага кучли даражада боғлиқ бўлади, температуранинг ортиши билан газларнинг суюқликларда эрувчанлиги кескин камаёди.



101,3 кПа да газларнинг эрувчанлигини температурага боғлиқлиги

Температурадан ташқари газларнинг суюқликларда эрувчанлигига босим ҳам катта таъсир кўрсатади. Газларнинг суюқликларда эрувчанлигига босимнинг таъсирини Генри ўрганди ва қуйидаги қонунни ифодалади (1803 й):

Суюқликнинг айна ҳажмида эриган газ миқдори газ босимига тўғри пропорционалдир. (Генри қонуни)

$$S = k \cdot P$$

Бу ерда k - пропорционаллик коэффициентини.

Босим икки марта ортса, газларнинг эрувчанлиги ҳам 2 марта ортади. Газларнинг эрувчанлиги одатда 1 л сувда эриган газнинг ҳажми билан ифодаланади:

Масалан: $S_{H_2S}^{20^{\circ}C} = 2,5$ л ушбу ёзув $20^{\circ}C$ да 1 л сувда – 2,5 л газсимон H_2S эришини билдиради.

Агар суюқликда бир нечта газлар эриган бўлса (газлар аралашмаси) ёки суюқлик устида бир нечта газлар аралашмаси бўлса, ҳар бир газнинг эрувчанлиги умумий босим билан эмас, эриган газларнинг ҳар бирини парциал босимлари билан аниқланади. Фараз қилайлик, ҳавонинг сувдаги эритмасидан, унинг таркибини аниқлаш талаб қилинсин.

Ҳавонинг $1/5$ қисмини кислород, $4/5$ қисмини азот ташкил қилади. Ҳавонинг умумий босими 1 ат бўлса кислороднинг нормал босими $P_{O_2} = 1/5 = 0,2$ ат, азотники $P_{N_2} = 4/5 = 0,8$ атга тенг бўлади.

Нормал босим ва $20^{\circ}C$ температурада 100 мл сувда 3,1 мл O_2 ва 1,54 мл азот эришини билган ҳолда, O_2 ва азотнинг эриган ҳажмларини топамиз.

$$V_{O_2} = 0,2 \cdot 3,1 = 0,62 \text{ мл}, V_{N_2} = 0,8 \cdot 1,54 = 1,232 \text{ мл эриган бўлади.}$$

Қаттиқ эритмалар

Газ ва суюқ эритмалардан фарқли, қаттиқ ҳолатдаги эритмалар ҳам мавжуд.

Қаттиқ эритмалар, концентрациялари ўзгарганда ҳам бир жинслиги сақланиб қоладиган, бир қанча компонентлардан ташкил топган бир жинсли қаттиқ моддалардир. Кўпгина металл қотишмалари, масалан: пўлат, бронза, дала шпатлари, слюдалар ва бошқа минераллар, шишалар қаттиқ эритмалар ҳисобланади.

Қаттиқ эритмаларга қотишмалар мисол бўлади.

Қотишмалар характерли металл хоссасига эга бўлган, икки ёки ундан ортиқ металллар (камдан-кам ҳолларда металл ва металлмаслар) дан иборат бир жинсли системалардир.

Қаттиқ эритмалар ҳосил қиладиган металллар бир хил кристаллик структурага эга бўлиши, яъни изоморф бўлиши керак. Агар эритма компонентлари атомлари билан жуда катта фарқ қилса, у ҳолда эритма компонентларидан тузилган кристаллик панжарасига ҳам киради, улар тугунлар оралиғида жойлашади – сингиш (внедрение) эритмалар ҳосил бўлади.

Хулоса сифатида шунга эътибор бериш лозимки, яъни эритма ҳосил бўлиш жараёни, ҳар ҳолда конденцирланган яъни суюқ ёки қаттиқ ҳолатда бўлган модда–эритма ҳосил қилиш жараёни, унинг хоссаси, механик аралашмалардагидек компонентлар хоссалари йиғиндисидегидек эмас. Қаттиқ эритмалар – қотишмалар турли туман бўлиб, улар халқ хўжалигида жуда муҳим аҳамиятга эга.

Моддаларнинг эрувчанлиги

Модданинг бирор эритувчида эрий олиш хусусияти шу модданинг эрувчанлиги дейилади. Эриш – эриган модданинг атом, молекула ёки ионлар кўринишида эритувчининг бутун ҳажмида бир текисда тақсимланиш хусусиятидир. Модданинг эрувчанлиги унинг маълум бир температурадаги тўйинган эритмасининг концентрацияси билан ўлчанади. Одатда модданинг эрувчанлиги унинг маълум бир температурада 100 грамм (100 мл) сувда эриган модданинг максимум грамлардаги массаси билан ифодаланади. Бу қийматга эрувчанлик коэффиценти ёки эрувчанлик дейилади ва S билан белгиланади. Модданинг эрувчанлиги турлича бўлади. Модданинг ҳаммаси ҳам сувда бир хилда эрийвермайди. Кўпчилик моддалар сувда муайян миқдордагина эрийди. Масалан, 100 грамм сувда 10 граммдан ортиқ модда эриган бўлса, осон (ёки яхши) эрийдиган, 10 граммдан 0,1 граммгача эриса оз эрийдиган, 0,01 граммгача эриса амалда эримайдиган модда деб қабул қилинган. Шунини билиш зарурки, абсолют эримайдиган модда йўқ. Бунинг исботи сифатида шунини мисол келтириш лозимки, сувга солинган кумуш ёки олтин заррачалари сувга ўтади ва сувдаги бактерияларга таъсир кўрсатиб уларни ўлдиради. Кумуш ва олтиннинг бу хусусиятидан инсонлар жуда қадимдан фойдаланиб келдилар (сувни зарарсизлантиришда). Айрим суюқликлар (этил спирти, ацетон, глицерин...) сув билан исталган нисбатда аралашдилар. Бундай ҳолатда суюқликлар бир-бирларида чекланмайдиган миқдорда эрийдилар дейилади. Туз, кислота, ишқорларнинг эрувчанлигини эрувчанлик жадвалидан фойдаланиб то-

пиш осон (иловага қаранг). Жадвалдан маълумки, сирка ва нитрат кислоталарнинг ҳамда аммонийнинг ҳамма тузлари сувда яхши эрийди. Ишқорий металлларнинг ҳам ҳамма тузлари сувда яхши эрийди.

Айрим тузлар (Al_2S_3 , Cr_2S_3 , Fe_2S_3 , ...) сувда эриганда гидролизга учраб, тўлиқ парчаланадилар. Шу сабабли бундай тузлар фақат қурук ҳолатда ёки сувсиз муҳитда мавжуд бўла олади.

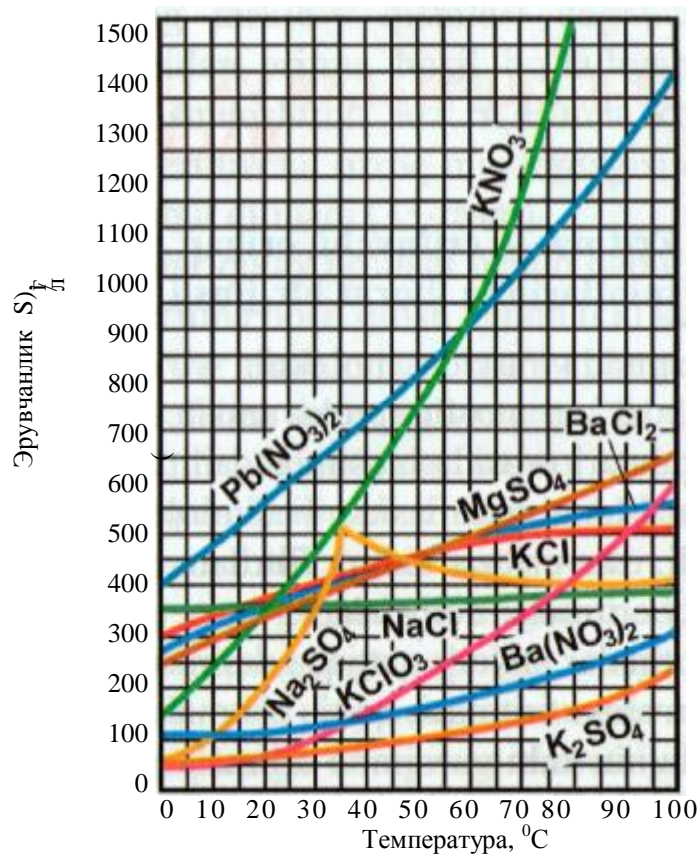
Моддалар эрувчанлигининг уларнинг табиатига, температурага ва босимга боғлиқлиги.

Моддаларнинг эрувчанлиги энг аввало эриган модда ва эритувчининг табиати билан аниқланади. Ион ва қутбли боғланишли бирикмалар қоида бўйича қутбли эритувчиларда яхши эрийди, қутбсиз боғланишдаги моддалар қутбсиз эритувчиларда яхши эрийди, ёки ўхшашларда яхши эрийди дейилади. Масалан, қутбли молекулалар: HCl , HBr , HJ лар қутбли эритувчи сувда яхши эрийдилар, қутбсиз эритувчи бензолда ёмон эрийди. Бензол эса амалда сувда эрмайди, аммо эфир, ацетон ва бошқа органик эритувчиларда жуда яхши эрийди, чунки улар қутбсиз эритувчилардир.

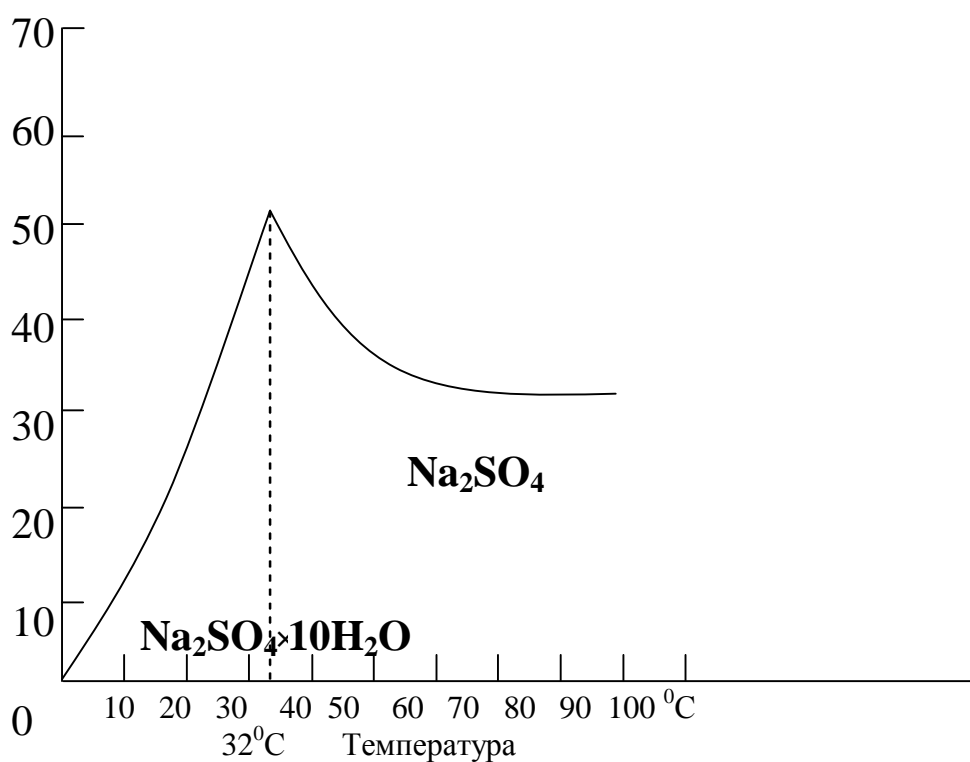
Температуранинг таъсири.

Температура кўтарилганда кўпчилик қаттиқ моддаларнинг сувда эрувчанлиги ортади. Аммо, шундай моддалар борки температуранинг ортиши билан уларнинг эрувчанлиги жуда оз ортади ($NaCl$), ҳатто айрим моддаларнинг ($Ca(OH)_2$, $(CH_3COO)_2Ca...$) эрувчанликлари температуранинг кўтарилиши билан камаяди.

Айрим тузларнинг масалан, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ кристаллогидратнинг эрувчанлиги дастлаб температура ортиши билан ортиб боради, кейин эса $32^\circ C$ да кристаллогидрат сувсиз тузга (Na_2SO_4) айлангандан кейин эрувчанлик бир мунча камаяди. Температура билан эрувчанлик орасидаги боғланиш график тарзда қуйидаги расмларда ифодаланган.



Хар хил тузларнинг эрувчанлик эгри чизиқлари.



$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллагидратининг сувда эрувчанлик эгри чизиғи

Натрий сульфат кристаллогидратининг эрувчанлиги 32⁰С гача ортиб боради, кейин эса камаяди. Газ моддаларининг сувда эрувчанлиги температура ортиши билан камаяди, аммо газларнинг эрувчанлиги бо-симга боғлиқ бўлади.

Эриш жараёнидаги иссиқлик эффекти.

Қаттиқ моддаларнинг сувда эришида бир вақтнинг ўзида иккита жараён боради:

- физикавий – эритилаётган қаттиқ модданинг кристаллик панжарасининг бузилиши;

- кимёвий – эриган модда заррачалари билан эритувчи молекулалари орасидаги ўзаро таъсир.

Иккинчи жараён натижасида **гидратларнинг**, агар эритувчи сув бўлмаса сольватларнинг ҳосил бўлишига олиб келади. Шундай қилиб, *эриш – бу физик кимёвий жараён*, эритма эса – *бу физик – кимёвий системалардир*.

Кристаллик панжараларнинг бузилиши учун энергия сарфланади, гидратларнинг (сольватларнинг) ҳосил бўлишида эса энергия ажралиб чиқади. Бу энергияларнинг нисбатлари билан эришдаги иссиқлик эффектлари аниқланади.

Эриш оддий жараён эмас балки физик – кимёвий жараён эканлигини Менделеев ўзининг эритмалар тўғрисидаги кимёвий назариясида асослаб берди. Унинг фикрича қаттиқ моддаларнинг суюқликларда эриши иссиқлик ютилиши ёки чиқиши билан содир бўлади. Бир мол модда эриганда ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори шу модданинг эриш иссиқлиги дейилади.

Сольватлар ёки гидратларнинг ҳосил бўлишидаги ўзаро кимёвий таъсир натижасида ажралиб чиқадиган энергия эриган қаттиқ модданинг кристаллик панжарасини бузиш учун етса ва бир қисми ортиб қолса, ортиб қолган қисми иссиқлик сифатида ажралиб чиқади, натижада эритма қизийди (мусбат эриш).

Агар ўзаро таъсир натижасида ажралиб чиққан энергия қаттиқ модданинг кристаллик панжарасини бузиш учун етмаса, етмай қолган қисмини система ташқаридан олади, натижада эритма совийди (манфий эриш).

Демак, гидратлар ёки сольватларнинг ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган энергияга нисбатан, кристаллик панжарани бузиш учун кўпроқ энергия сарфланса, эриш эритманинг совиши билан, агар камроқ энергия сарфланса – эриш эритманинг исиши кузатилади.

Суюқлик ва газларнинг эришида кристаллик панжарани бузиш талаб қилинмайди, шунинг учун суюқлик ва газларнинг эриш жараёнлари деярли ҳамма вақт экзотермикдир.

Эришдаги иссиқлик эффектлари деярли кўпчилик ҳолларда (кўпчилик моддалар учун) кичик, шунинг учун эритмани сезиларли даражада қизиши (исиши) ёки совиши кузатилмайди. Айрим ҳолларда, масалан, ишқорий ва ишқорий – ер металлларнинг гидроксидлари ва минерал кислоталар (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 ...) эриганда эритманинг кучли даражада исиши кузатилади ва ҳатто эритма қайнайди. Шу сабабли кислоталар ва ишқорларнинг эритмаларини тайёрлашда жуда эҳтиётликни талаб қилади, яъни сувни кислотага эмас, аксинча кислотани сувга оҳисталик билан қуйилади.

Сувда эриганда, эритма кучли даражада совийдиган моддаларга мисол тариқасида KNO_3 , NaNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$... тузларини кўрсатиш мумкин. Умуман нитрат кислотанинг кўпчилик тузлари (уларни селитралар дейилади) сувда эриганда эритма сезиларли даражада совийди.

Умуман олганда муҳими, сольватларнинг (гидратларнинг) ҳосил бўлиши – эритма эритувчи, эриган моддалар ва уларнинг таъсиридан ҳосил бўлган маҳсулотлардан иборат мураккаб кимёвий мувозанатдаги системадир.

Сольватлар ва гидратларнинг ҳосил бўлиши билан эритмаларнинг кўпгина хоссалари тушунтирилади.

Жумладан: эритма тоза эрувчига нисбатан анча юқори температурада қайнайди ва анча паст температурада музлайди. Гидратларнинг ҳосил бўлишини кўп ҳолларда эритма ранги ҳам тушунтиради. Масалан, сувсиз Cu^{2+} -иони рангсиз, гидратланган $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5]_2^+$ иони эса ҳаворанг. Шунинг учун сувсиз CuSO_4 рангсиз, эритмаси эса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - кристаллогидрат ҳолида – ҳаворанг. (*) модда молекуласи билан сув молекулалари орасидаги нуқта кўпайтириш белгисини эмас, балки улар орасида кимёвий боғ мавжудлигини билдиради.

Тузилишида сув молекулалари мустақил бирлик сифатида иштирок этадиган ёки боғланган сув молекулалари бўлган бирикмаларга **кристаллогидратлар дейилади.**

Кристаллогидратлар таркибига кирадиган сувга кристаллизация суви дейилади. Кристаллогидратларнинг таркиби, ундаги бир мол моддага тўғри келадиган сув молекулалари сони (n) кўрсатиладиган формулалар билан ифодаланади.

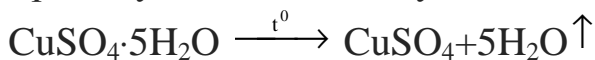
Масалан: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мис сульфатнинг пентагидрати;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - натрий сульфатнинг декагидрати;

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - темир сульфатнинг гептагидрати;

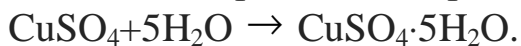
$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – кальций хлориднинг дигидрати ва ҳ.к.

Кристаллогидратлардан кристаллизация сувини фақат моддаларни қиздириш йўли билангина йўқотилади:



хаворанг рангсиз

Сувсиз тузлар маълум вақтдан кейин очик ҳаводаги сув буғларини тортиб олади ва кристаллогидратларга айланади.



рангсиз хаворанг

Тузларни кристаллогидратлар ҳосил қилишга мойилликлари каттадир. Кўпгина тузлар табиатда кристаллогидратлар ҳолида учрайди.

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – табиий гипс,

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – Глаубер тузи

Сульфат кислота тузларининг кўпчилик кристаллогидратларига ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$...) купорослар ҳам дейилади.

Эритмалар концентрациясининг ифодаланиши

Эритманинг ёки эритувчининг маълум оғирлик миқдорида ёки маълум ҳажмида эриган модда миқдори (мол) ёки массаси (г, кг) шу эритманинг концентрацияси дейилади.

Эриган модданинг концентрацияси катта бўлган эритмалар **концентрланган**, концентрацияси кичик бўлган эритмалар эса **суюлтирилган** эритмалар дейилади.

Эритмаларни **тўйинган** ва **тўйинмаган** эритмалар деб юритиш ҳам қабул қилинган.

Узоқ чайқатилганда ҳам ичидаги модда ортиқ эримайдиган эритма айна температурада тўйинган эритма дейилади. Тўйинган эритмаларда чўкмадаги модда билан эритмага ўтган модда орасида айна температурада динамик мувозанат қарор топади.

Чўкмадаги модда ↔ **эритмадаги модда**

Бу вақтда эритма концентрацияси ортишдан тўхтайтиди, яъни эритма тўйинган бўлиб қолади.

Тўйинган эритма – эриган модданинг ортиқча миқдори билан чексиз узоқ вақт мувозанатда тура оладиган эритма деб аталади. Температуранинг кўтарилиши билан чўкма ↔ эритма орасидаги мувозанат бузилади ва чўкма батамом йўқолгунча эритма тўйинган бўлиб туради. Тўйинган эритма қиздирилганда, чўкма билан мувозанатда бўлмаган эритмаларга **тўйинмаган эритма** дейилади.

Ёки, эритманинг тўйиниш даражасидагидан камроқ модда эриган эритмаларга **тўйинмаган эритма** дейилади.

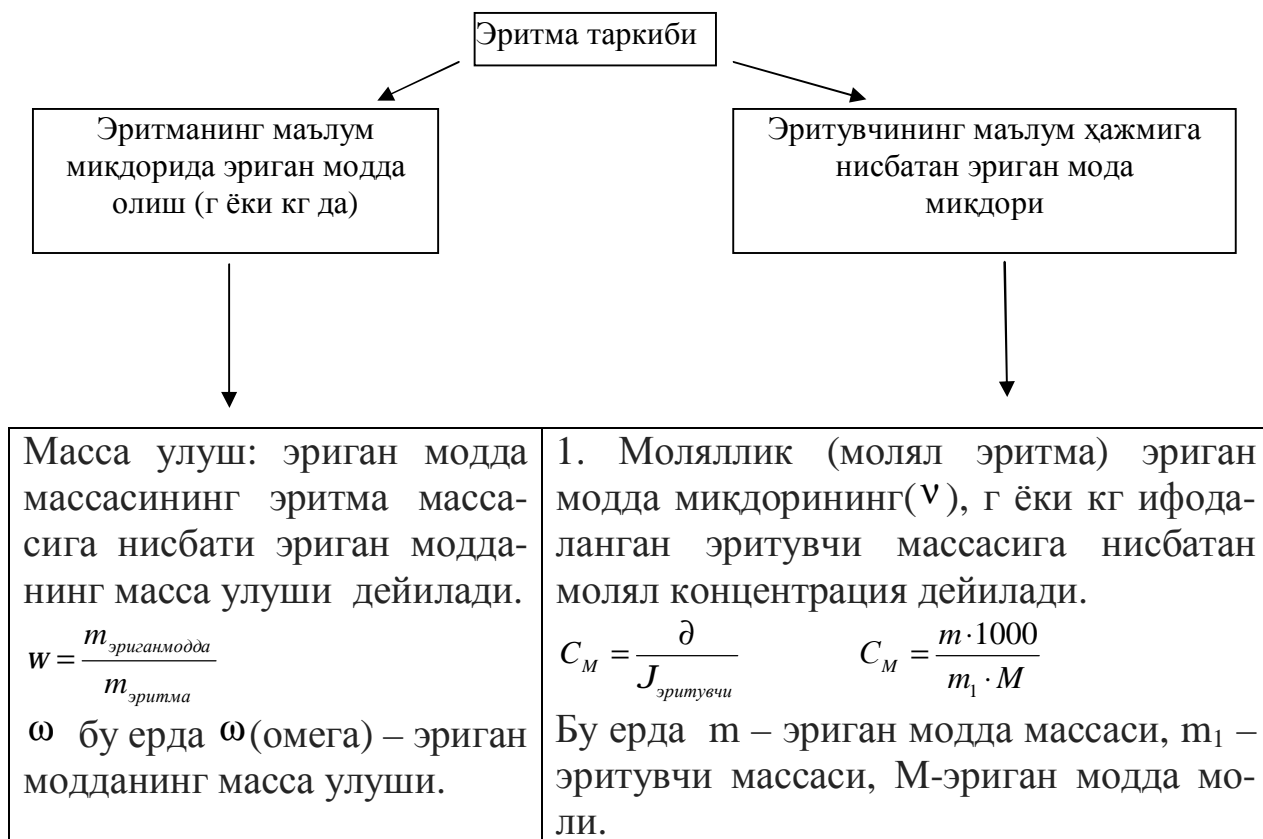
Тўйинган эритмаларнинг температураси пасайганда эритмадан ортиқча модданинг ажралиб чиқиши содир бўлади. Бу жараёнга кристалланиш дейилади. Моддаларни улар таркибида бўладиган турли қўшимчалардан шу усулда тозалашга қайта **кристаллаш** усули дейилади.

Тўйинмаган эритмаларни тўйинган эритмаларга ўтказиш мумкин:

- совутиш йўли билан;
- буғлатиш йўли билан;
- қўшимча миқдордаги модда эритиш йўли билан.

«Тўйинган эритма», «тўйинмаган эритма» тушунчалари температура билан қаттиқ боғланган. Битта эритманинг ўзи бир хил температурада тўйинган, бошқа бир хил температурада эса тўйинмаган бўлиши мумкин.

Эритма концентрацияси ёки эритма таркиби унинг хоссасини тавсифлайди ёки эритманинг хоссаси эритма таркибига боғлиқ бўлади. Эритма таркибини ёки эритма концентрациясини ифодалашнинг энг қулай усулларини қуйидагича тавсифлаш мумкин:



Масалан, 100 г эритмада бирор модданинг 20 г эриган бўлса, эриган модданинг масса улуши;

$$\omega = \frac{20}{100} = 0,2 \text{ га тенг бўлади.}$$

Кўпинча эритмада эриган модданинг масса улуши фоизда ифодаланади. Бунинг учун юқоридаги тенглама 100 га кўпайтирилади:

$$w = \frac{m_{\text{эриганмодд. а}}}{m_{\text{эритма}}} \cdot 100\% \text{ ёки } \omega(\%) = \omega \cdot 100$$

Мисолимизни ечим:

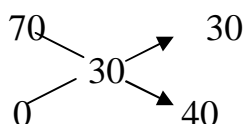
$$\omega = \frac{20 \cdot 100}{100} = 20\% \text{ ёки } \omega(\%) = 0,2 \cdot 100 = 20\%$$

Агар маълум фоизли битта эритмадан ёки иккита ҳар хил фоизли эритмалардан бошқа маълум фоизли эритма тайёрлаш талаб қилинса куйидагича иш тугилади.

Агар маълум фоиз концентрацияли эритмадан кичик фоизли эритма тайёрлаш, ёки иккита ҳар хил фоизли эритмалардан бошқа фоизли эритма тайёрлаш зарур бўлса **аралаштириш ёки крест қоидаси** деган қоидадан фойдаланилади.

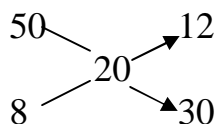
Буни куйидаги мисолларда кўриб чиқайлик: 1) 70% ли эритма ва сувдан 30% ли эритма ва 2) 50% ли ва 8% ли эритмалардан фойдаланиб 20% ли эритма тайёрлаш талаб қилинади.

1. Агар юқорироқ фоизли эритмадан маълум фоизли эритма сув билан суюлтириб тайёрлаш талаб қилинса, крестнинг чап томонини юқори қисмига фоизни кўрсатувчи сон, пастки қисмига эса 0 қўйилади. Крест ўртасига тайёрланиши лозим бўлган эритма фоизи қўйилади ва крест бўйича сонлар айрилади.



Ушбу схемага мувофиқ 30 оғирлик қисм 70% ли эритмага 40 оғирлик қисм сув қўшилганда 30% ли эритма ҳосил бўлади.

Икки хил фоизли эритмалардан маълум бир фоизли эритма тайёрлаш зарур бўлганда фоизи юқорироқ бўлгани крестнинг чап қисмини юқорисига, фоизи кичик бўлгани пастга қўйилади ва крест бўйича айриб ташланади.



Ушбу схемага мувофиқ 12 оғирлик қисм 50% ли эритмага 30 оғирлик қисм 8% ли эритмадан қўшилса 20% ли эритма ҳосил бўлади. Қанча эритма тайёрлаш лозим бўлса схема бўйича ҳисоблаб топилади.

2. Моляр концентрация – эритманинг маълум ҳажмида эриган модда миқдорини (V) ифодалаш.

Бу усулда эритманинг концентрацияси 1 литр (1000 мл) эритмада эриган модданинг миқдори (мол) билан ифодаланади.

1 литр эритмада ҳар қандай моддадан 1 мол эриган бўлса, бу унинг моляр эритмаси бўлади ва m ҳарфи билан белгиланади.

Ёки: 1 литр эритмада эриган модданинг моллари сони (V) билан ифодаланадиган эритмаларга моляр эритма дейилади.

$$\text{Моляр концентрация } C_m = \frac{n(v)_{\text{эриган модда}}}{V_{\text{эритма}}} \frac{\text{МОЛ}}{\text{Л}} \quad \text{ёки} \quad \frac{\text{МОЛ}}{\text{М}^3} \quad \text{да ўлчанади.}$$

Агар 1л эритмада 1 мол модда эриган бўлса, 1 моляр (1м) эритма дейилади.

- 0,1 мол эриган бўлса децимоляр (0,1м) эритма,

- 0,01 мол эриган бўлса, сантимоляр (0,01 м) эритма дейилади.

3. Нормал концентрация: $C_n = \frac{\mathcal{E}_{\text{мол-экв}}}{J_{\text{эритма}}} \frac{\text{МОЛ-ЭКВ}}{\text{Л}}$ ёки $\frac{\text{МОЛ-ЭКВ}}{\text{М}^3}$ да

ўлчанади.

Бир литр эритмада эриган модданинг мол-экв сонига нормал концентрация ёки нормал эритма дейилади. (n – ҳарфи билан белгиланади).

Масалан, 0,1 н H_2SO_4 эритмаси: 1л эритмада 4,9 г H_2SO_4 (0,1 мол-экв) эриганлигини билдиради.

Суюқликларни грамларда ўлчаш бироз мушкул бўлганлиги учун, аниқланган масса (J) ҳажмга ўтказилади:

$$J = \frac{m}{r}, \text{ мл бу ерда } r - \text{ суюқликнинг зичлиги, г/мл да, } m - \text{ масса, г, } J =$$

ҳажм ушбу формула орқали эритманинг массаси:

$$m = J \cdot r \text{ г ёки зичлиги } r = \frac{m}{J} \text{ мл}$$

осонлик билан топилади.

4. Моляр улуш. Эритмаларни ўрганганда эриган модда ва эритувчини фарқлаш керак бўлмаганда кўпинча моляр улуш (моляр қисмдан) фойдаланилади.

Эритмадаги i – компонент миқдорини n_i эритмадаги умумий модда миқдorigа нисбати моляр улуш дейилади.

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i}$$

Бу ерда \sum_i эритмадаги ҳамма компонентлар суммаси, $\sum_i x_i = 1$ бўлади.

Масалан, 6,8 мол H_2SO_4 1000 г (1 л) сувда эриган бўлсин:

$$n_{H_2SO_4} = 6,8 \text{ мол}, \quad n_{H_2O} = 1000 : 18 = 55,56 \text{ мол}$$

$$\sum_i n_i = 6,8 + 55,56 = 62,38 \text{ мол}$$

$$x_{H_2SO_4} = 6,8/62,38 = 0,11 \text{ мол}$$

$$x_{H_2O} = 55,56/62,38 = 0,89 \text{ мол}$$

$$\sum x_i = 0,11 + 0,89 = 1$$

Таҳлилий кимёда эритма титри (Т) деган тушунча кенг қўлланилади. Титр (Т) бир см³ (мл) эритмада эриган модда массасига айтилади:

$$T = \frac{m_{\text{эритма}}}{J_{\text{эритма}}}$$

Эритмаларнинг техникада, қишлоқ хўжалигидаги ва турмушдаги аҳамияти.

Эритмалар турмушда ва халқ хўжалигининг турли соҳаларида кенг миқёсда қўлланилади. Эритмалар табиатда улкан аҳамиятга эга. Масалан, оддий эритмалардан улкан қатламдаги кўпгина тоғ жинслари ҳосил бўлади. Ўсимликлар тупроқдан ўзларининг ўсишлари учун зарур бўлган тузларни фақат эритмалар кўринишида ўзлаштирадilar. Шунинг учун тупроққа ўз вақтида қатъий тартибда минерал ўғитларнинг берилиши ҳосилдорликнинг ошириш гаровидир. Бундан ташқари қишлоқ хўжалигида айрим зараркунандаларга қарши курашувчи воситалардан ҳам эритмалар кўринишида фойдаланилади.

Ҳайвон ва инсонлар озиқ-овқатларни ўзлаштириш жараёни уларнинг озиқ-овқатларни ҳазм қилиш органларида бу бирикмалар сувда эрувчан бирикмаларга ўтиши орқали содир бўлади. Моддаларнинг сувда эрувчан ҳолатига ўтиши моддалар орасида кимёвий реакцияларнинг тез боришини таъминлайди. Техникада ва транспортларда ҳам эритмалар кенг қўлланилади. Натижада берилган концентрациядаги эритмаларнинг олиниши муҳим аҳамиятга эга улкан транспорт воситаларини

ҳаракатга келтирадиган аккумуляторларда ҳам сульфат кислотасининг маълум концентрациядаги эритмаси ишлатилади. Тоғ жинсларидан олтин, кумуш ва қимматбаҳо платина металлари ажратиб олишда ҳам NaCN , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl ишқорлар ва бошқа кўпгина тузларнинг эритмаларидан фойдаланилади.

HNO_3 , H_3PO_4 , NH_3 ва ишқорлардан фойдаланиб қишлоқ хўжалик экинлари учун жуда зарур бўлган калийли, азотли ва фосфорли ўғитлар олишда ҳам эритмалардан фойдаланилади.

Тузлар ва уларнинг эритмалари турмушда ва халқ хўжалигининг турли тармоқларида кенг ишлатилади. Масалан, ош тузи турмушда ва саноатда, оҳактош (мармар) ва Ca(OH)_2 қурилишда, CuSO_4 ва темирнинг турли тузлари эритмалари қишлоқ хўжалиги зараркунандаларига қарши курашда, аччиқ тош терини ошлашда ва сувни тозалашда кенг ишлатилади. Умуман олганда эритмаларсиз саноатда ҳам, қишлоқ хўжалигида ҳам турмушимизда ҳам ҳаётимизни ҳеч ҳам тасаввур қила олмаймиз.

10 Боб. ЭЛЕКТРОЛИТИК ДИССОЦИЯЛАНИШ

Диссоцияланиш даражаси. Кучли ва кучсиз электролитлар. Реакцияларнинг ионли тенгламаси кислота, асос ва тузлар хоссаларини электролитик диссоцияланиш назарияси асосида тушунтириш. Сув молекулаларининг диссоцияси. Водород кўрсаткич.

Электролитлар ва электролитмаслар.

Сувдаги эритмалари ёки суюқланмалари электр токини ўтказувчанлик қобилятига қараб моддалар электролитлар ва электролитмасларга бўлинади.

Эритмалари ёки суюқланмалари электр токини ўтказадиган моддаларга электролитлар дейилади.

Электролитлардан электр токининг ўтиши ионларнинг ҳаракатланишини юзага келтиради (ион ўтказувчанлик) ва токнинг кириш ҳамда чиқиш жойларида кимёвий айланишлар (электрохимиявий реакциялар) содир бўлади.

Электролитларга кислота, ишқор ва тузларнинг сувдаги ва айрим эритувчилардаги эритмалари ҳамда суюқланган тузлар ва айрим қаттиқ тузлар, металлларнинг оксидлари (AgCl , BaCl_2 , NaNO_3 , K_2SO_4 , ZnO ...) киради.

Бу моддаларнинг молекулаларида ион (тузлар ва ишқорлар) ёки кучли кутбли ковалент боғланиш (HCl , HJ , HNO_3 , H_2SO_4 ...) бўлади.

Эритмалари ёки суюқланмалари электр токини ўтказмайдиган моддаларга электролитмаслар дейилади.

Электролитмасларга асосан органик моддалар ва айрим аорганик моддалар киради.

Бу моддаларнинг молекулаларида ковалент кутбсиз ёки кучсиз кутбли боғ бўлади. Электролитларда электр токини мусбат зарядли ионлар (катионлар) ва манфий зарядли ионлар (анионлар) ўтказадилар. Бунга биполяр ўтказувчанлик дейилади. Электролитлар иккинчи тур ўтказувчилардир, булар тоза моддалар ва эритмалар бўлиши мумкин. Электролитларнинг классификациялари нуқтаи назаридан уларни тўрт гуруҳга бўлиш мумкин:

- электролитларнинг сувли эритмалари;
- электролитларнинг сувсиз эритмалари;
- суюқлантирилган электролитлар (суюқланмалар);
- қаттиқ электролитлар.

Электролитик диссоцияланиш назарияси.

Электролитларнинг эритмаларини ва суюқланмаларини электр ўтказувчанлигини тушунтириш учун 1887 йилда С. Аррениус электро-

литик диссоцияланиш назариясини яратди. Аррениуснинг электролитик диссоцияланиш назариясининг асосий ҳоллари қуйидагилардан иборат:

- электролитларнинг молекулалари эритмаларда ёки суюқланмаларда ионларга ажралади (диссоцияланади);

- диссоцияланиш тўлиқ бўлмайди, бунда молекула ва ионлар термодинамик мувозанатда бўладилар, уларга концентрация билан ифодаланадиган массалар таъсири қонунини қўллаш мумкин;

- эритмалардаги ёки суюқланмадаги ионларнинг мавжудлиги унинг электр ўтказувчанлигини аниқлайди. Ионлар нейтрал атом ёки молекулалардан ўзларининг электр заряди эга бўлганлиги жиҳатдан фарқ қилиши билан бирга, уларнинг хоссалари ҳам бутунлай бошқачадир.

Масалан: эркин хлор (Cl_2) жуда агрессив, сарғиш яшил рангли кучли захарловчи, бу билан бир вақтда хлор аниони (Cl^-) – рангсиз, ҳидсиз, захарсиз.

Натрий атоми актив, кумушдек ялтироқ, сувни таркибий қисмларга парчалайди, ўювчи, бу билан бир вақтда натрий катиони (Na^+) – бундай хоссаларга эга эмас, захарсиз (биз ош тузини ҳар куни овқат билан бирга истемол қиламиз).

Электролит эритмасидан ёки суюқланмасидан электр токи ўтказилганда мусбат зарядланган ионлар электроднинг манфий қутбига (катодга) тортиладилар, шунинг учун уларга катионлар дейилади.

Манфий зарядланган заррачалар эса электроднинг мусбат қутбига (анодга) тортиладилар, шунинг учун уларга анионлар дейилади.

Демак, электролит молекулаларининг эритмаларда эритувчи таъсирида ёки суюқланмаларида иссиқлик таъсиридан ионларга ажралиш (диссоцияланиш) жараёнига электролитик диссоцияланиш дейилади.

Ионлар бўлинади:

- оддий – (K^+ , Ca^{2+} , J^- ...)

- мураккаб- (OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-})

- комплекс – ($[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$...)

Эритмаларда ёки суюқланмаларда ионлар тартибсиз хаотик ҳаракатда бўладилар.

Диссоциация- қайтар ва мувозанатли жараёндир.

Бу яъни бир вақтнинг ўзида 2 та қарама-қарши жараён молекулаларнинг ионларга ажралиши диссоция ва ионларнинг бирикиб молекулалар ҳосил қилиши- ассоциация демакдир.

Ионлар нейтрал атомларга нисбатан анча барқарор ҳолатда бўладилар, чунки улар тугалланган ташқи электрон қаватга

$(\text{Na}^+)2e^-)8e^-$, $(\text{Cl}^-)2e^-)8e^-)8e^-$ эга бўладилар ёки: $+11\text{Na}^+ - 1s^2 2s^2 2p^6$, $+17\text{Cl}^- - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Гидратланган ва гидратланмаган s ва p элементларнинг ионлари (Li^+ , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , F^- , Cl^- , $\text{Br}^- \dots$) одатда рангсиздирлар.

Айрим d- металлларнинг ионлари рангли, яъни хромофос (хромофос-рангли), уларни тузларининг эритмалари ҳам рангли бўлади. Масалан, $\text{Cu}^{2+} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ҳаворанг, CrO_4^{2-} - сариқ, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - сариқ, MnO_4^- - гунафша.

Электролит молекулаларининг ионларга ажралиши диссоциация тенгламаси билан ифодаланади.

Тенгламанинг чап томонига электролит молекуласининг формуласи ёзилади, ўнг томонига эса электролитик диссоцияланиш жараёнида ҳосил бўлган ионлар ёзилади ва тенглик (=) ўрнига қарама-қаршилик белгиси (\leftrightarrow) қўйилади.

Масалан: $\text{HJ} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{J}^-$

$\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$

Диссоцияланиш тенгламаларини ёзилишини мураккаблаштирмаслик учун сувнинг иштироки ҳисобга олинмайди.

Электролитларнинг диссоцияланиш сабаблари ва механизмлари Менделеевнинг эритма тўғрисидаги назарияси ва кимёвий боғланиш табиати билан тушунтирилади.

С.Аррениус назарияси эритмаларда бўладиган ходисаларининг жуда мураккаб эканлигини ҳисобга олмади. Бу назария механистик назария бўлиб, ионларни тамомила эркин, эритувчининг молекулаларидан мустақил бўлган заррачалар деб қаради.

Бу назария Менделеевнинг эритмалар тўғрисидаги назариясига зид эди. Бу икки назария орасидаги зиддиятни Каблуков йўқотди.

Ионли электролитларнинг диссоцияланиш механизми. Ионларнинг гидратланиши Каблуков фикрича, электролитлар сувда эриганда оддий ионлар ҳосил бўлмасдан, гидратланган сув молекулалари билан боғланган (ўралган) ионлар ҳосил қилади.

У ионлар гидратланади, улар сув молекулалари билан ўралган беқарор бирикмалар ҳосил қилади деган фикрга келди.

Масалан, ион боғланишли кристаллик панжарага эга бўлган ош тузи (NaCl) сувга солинганда Na^+ ва Cl^- ионлари атрофида сувнинг диполь молекулалари ориентирланади. Бунда сув манфий қутби билан мусбат заррача (Na^+) атрофида, мусбат қутби билан манфий заррача (Cl^-) атрофида ориентирланади.

Сув молекулалари билан электролит ионлари орасидаги ўзаро тортишув ҳисобига кристаллик панжарадаги боғлар узилади., кристаллик

панжара бузилади, натижада ионларни сув молекулалари куршаб олиб, эритманинг бутун ҳажмига тарқалади ва улар хаотик тартибсиз ҳаракатда бўлади.

Сув молекулалари билан боғланган ионларга гидратланган ионлар дейилади.



Ион боғланишли электролитни сувдаги эритмада диссоцияланиш схемаси.

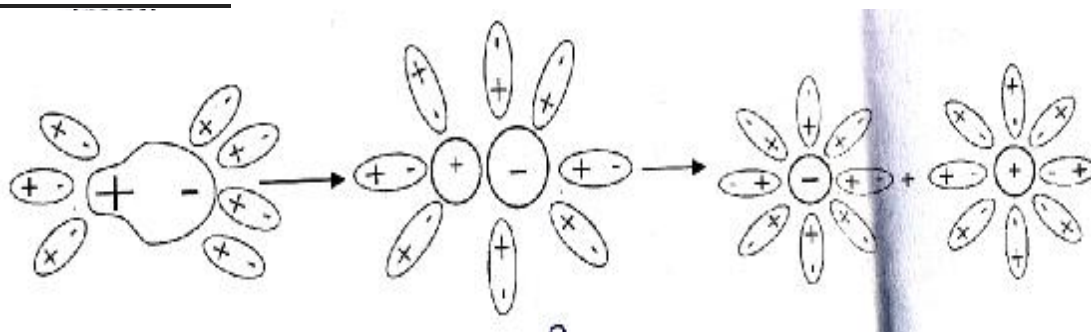
Ионли бирикмаларнинг сувли эритмаларидаги диссоциялари тўлиқ боради.

Қутбли молекулаларнинг диссоцияланиш механизми ҳам юқоридагидек боради.

Ковалент қутбли молекула сувда эритилганда электролитнинг диполли молекуласи билан сувнинг диполли молекулалари орасида ўзаро тортишув бўлади.

Масалан, сувда водород иодидни эришида HI молекуласи билан сув молекуласини таъсирлашуви натижасида HI молекуласидаги боғланиш характери ўзгаради: дастлаб боғ кучлироқ қутбли бўлади, кейин ионлига ўтади. Жараён натижаси бўлиб, электролитнинг диссоцияланиши ва гидратланган ионларнинг ҳосил бўлиши ҳисобланади.

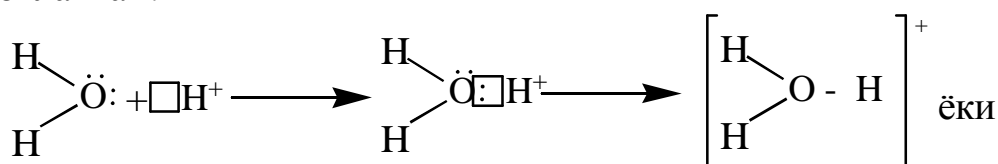
Қутбли боғланишли электролитни сувдаги эритмада диссоцияланиш механизми:



Шундай механизм билан кислородсиз ва кислородли кислоталар диссоцияланади.

Қутбли боғланишли электролитлар ёки тўлиқ ёки қисман диссоцияланади. Бу молекуладаги боғнинг қутблилик даражасига боғлиқ.

Электролитларнинг эритмаларида ҳамма ионлар гидратланган ҳолда бўлиши, водород иони (H^+) сув молекуласи билан донор-акцептор механизмида бирикиб, гидроксоний (H_3O^+) ионини ҳосил бўлиши билан исботланган:



Диссоциацияланиш жараёнини кимёвий тенгламаларини соддалаштириш мақсадида ионлар сув молекулаларисиз ифодаланади:



Диссоциация даражаси ва константаси

Аррениус назариясига мувофиқ электролитлар тўлиқ диссоцияланмайди ёки сувли эритмаларда бир хил электролитлар тўлиқ диссоцияланиши, бошқалари қисман яъни электролит молекуласининг бир қисми диссоцияланмасдан қолади. Диссоциацияланишни қай даражада содир бўлганлигини (тўлиқлигини) баҳолаш учун «диссоциация даражаси» тушунчаси киритилади.

Эриган модда молекулаларининг қандай қисми ионларга ажралганлигини кўрсатувчи сонга электролитик диссоция даражаси дейилади.

$$a_d = \frac{n}{N} \quad \text{ёки} \quad a_d = \frac{\text{диссоциацияланган молекулалар сони}}{\text{эритилган умумий молекулалар сони}}$$

Бу ерда n - диссоциацияланган молекулалар сони, N - эритилган умумий молекулалар сони.

Ушбу формуладан a_d нинг қийматлари ($0 \leq a_d \leq 1$) га тенг бўлади. Агар $a_d = 0$ бўлса, диссоциацияланиш мутлоқ бормайди (электролитмаслар учун), агар $a_d = 1$ бўлса электролитнинг ҳаммаси, батамом тўлиқ диссоциацияланганлигини билдиради.

Одатда a_d ни - фоизларда ифодалаш қулай, шу сабабли юқоридаги тенглама қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$a_d = \frac{n}{N} \cdot 100\% \quad \text{ёки} \quad a_d(\%) = a_d \cdot 100$$

Масалан, $a_d = 15\%$ демак, ҳар 100 та молекуладан фақат 15 та молекула ионларга ажралган эканлигини билдиради.

Диссоциацияланиш даражаси қуйидагиларга боғлиқ бўлади:

- эритувчи табиатига;

- эриган модда табиатига;
- температурага (агар t ортса a_d - катта бўлади);
- эритма концентрациясига (эритма қанчалик суюлтирилган бўлса, a_d шунчалик катта бўлади) масалан, HCl эритмасида 0,1 м – да $a_d = 92$ % бўлса, 0,001 мол да $a_d = 99\%$ га тенг бўлади;

- бир хил исмли ионлар қўшилса a_d - камаяди.

Масалан: CH_3COOH эритмасига CH_3COONa қўшилса, ундан ҳосил бўладиган CH_3COO^- иони ҳисобига a_d - камаяди, чунки эритмадаги H^+ - ионларини CH_3COO^- ионлари боғлайди.

Диссоцияланиш даражаси билан боғлиқ ҳолда электролит кучсиз ва кучли электролитларга бўлинади.

0,1 м сувли эритмаларда $a_d > 33$ % бўлган электролитларга кучли электролитлар дейилади.

Кучли электролитларга: HJ, HClO₄, HBr, HCl, H₂SO₄, HNO₃, HMnO₄ ... кучли минерал кислоталар;

LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂... ишқорлар ҳамда сувда яхши эрийдиган барча тузлар киради.

Кучсиз электролитларга амалда ҳамма органик моддалар ва айрим минерал кислоталар: H₂CO₃, H₂S, HCN, HF.

- NH₄OH ва сувда ёмон эрийдиган асослар;

- сувда ёмон эрийдиган ва амалда эримайдиган тузлар;

- кўпчилик бинар бирикмалар (H₂O; оксидлар...).

Диссоция даражаси 3 % дан кичик ($a_d < 3\%$) бўлган электролитларга кучсиз электролитлар дейилади.

Диссоция даражаси $3 < a_d < 33$ % оралиғида бўлган электролитларга ўртача кучдаги электролитлар дейилади.

Масалан: H₃PO₄, H₂SO₃, HCOOH, HClO₂, HPO₃, CH₂ClCOOH... ва ҳоказолар ўртача кучдаги электролитлардир. Қуйида турли моддаларнинг 0,1 н эритмаларини 20⁰С даги диссоцияланиш даражалари (a_d) келтирилган.

Модда	HCl	NaOH	KOH	HNO ₃	Ba(OH) ₂	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄	HF	NH ₄ OH	H ₂ CO ₃	HCN
$a_d, \%$	95	95	90	92	77	60	27	8.5	1.4	0.17	0.01

Кучсиз электролитларни тавсифлаш учун диссоциация константаси катталигидан фойдаланилади. Ҳар қандай диссоциация жараёни қайтар жараён бўлгани учун уларга массалар таъсири қонунини татбиқ қилиш мумкин. Агар диссоциаланиш тенгламасини умумий кўринишида ёзсак:

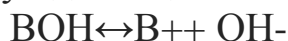
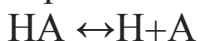
$A_m B_n \leftrightarrow m A^{n+} + n B^{m-}$ ва бунга массалар таъсири қонунини татбиқ қилиб:

$$K_d = \frac{C_{A^{n+}}^m \cdot C_{B^{m-}}^n}{C_{A_m B_n}} \quad \text{тенгламани оламиз ёки} \quad K_d = \frac{[A^{n+}]^m [B^{m-}]^n}{[A_m B_n]}$$

Бу ерда C - ва $[]$ – ионларнинг ва диссоциланмаган молекулаларнинг концентрациялари.

K_d – кучсиз электролитларни тавсифлаш учун қабул қилинган диссоциация константаси деб аталадиган катталиқдир. K_d - қиймати қанчалик катта бўлса электролит шунча кўп ионларга ажралади ва эритмада ионлар кўп бўлади ва электролит шунча кучли бўлади.

K_d -электролит табиатига, эритувчи табиатига ва температурага боғлиқ бўлади. Айни кучсиз электролит учун K_d -айни температурада ўзгармас катталиқ бўлиб, эритма концентрациясига боғлиқ эмас, шунинг учун a_d га нисбатан аниқроқ характеристика бўлади. Кислота – ва асослар диссоция реакциялари учун диссоция константаси:



$$K_d = \frac{C_{H^+} \cdot C_{A^-}}{C_{HA}}$$

$$K_d = \frac{C_{B^{++}} \cdot C_{OH^-}}{C_{BOH}}$$

Кислотани константаси

Асос константаси.

ҳар бир кислота ва асос маълум қийматли константага эга бўлади.

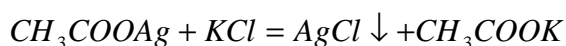
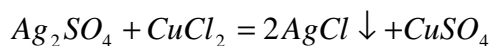
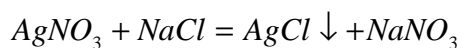
Реакцияларнинг ионли тенгламаси.

Электролитик диссоция назариясининг бош қийматларидан бири электролитларнинг сувли эритмаларида борадиган реакцияларга мутлақо янгича ёндашишни исботлади.

Агар биз бирорта электролитни сувда эритсак янгича электролитик нуқтаи-назардан олинган эритмада молекулаларни эмас, уларнинг ионларини оламиз. Ҳар бир ион ўзининг хоссасига эга бўлиб, у эритмада бошқа ионлар бўлишидан қатъий назар узоқ вақтгача мавжуд бўла олади. Масалан, бирор кучли ишқорни сувда эритсак, унинг эритмасида OH^- гидроксил ионлари борлигини лакмусни кўк рангга бўяшидан билиб оламиз.

Бундан, иккита кучли электролит эритмасини аралаштирсак реакцияга молекулалар эмас, балки фақат ионлар киришишини билишимиз мумкин. Шунинг учун реакция натижаси фақат эритмада қандай ионлар мавжудлигига боғлиқ бўлади.

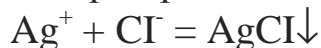
Масалан, ҳар хил хлорид кислота тузлари ва кумуш тузлари эритмаларини аралаштириб кўрайлик:



Ҳамма ҳолларда характерли оқ творогсимон сувда эримайдиган кумуш хлорид чўкмаси ҳосил бўлади. Молекуляр назария асосида уч жуфт ҳар хил моддаларнинг ўзаро таъсирлари натижасида бир хил чўкманинг ҳосил бўлишини тушунтириш қийин.

Агар чўкманинг ҳосил бўлишини таркибида хлор ва кумуш бор моддалардан ҳосил бўлади деб асосласак, бир қатор моддалар борки таркибида кумуш ва хлор борлигига қарамасдан чўкма $AgCl$ ҳосил бўлмайди. Масалан, $AgNO_3$ билан калий хлорат ($KClO_3$) ёки таркибида хлор тутган хлороформ ($CHCl_3$) ёки хлорпикрин CCl_3NO_2 каби органик моддалар билан $AgNO_3$ таъсирлашганда ҳам чўкма $AgCl$ ҳосил бўлмайди.

Агар ион назарияси нуқтаи назаридан ёндошсак ҳар қандай иккиланишлар ҳам чекиниб, реакцияга олинган моддалар эмас, балки эритмада ҳосил бўладиган ионлар киришишини тушуниш қийин эмас.



Юқоридаги моддаларни жуфт-жуфт аралаштириб, Ag^+ ва Cl^- ионлари орасида реакция вужудга келишини таъминлаймиз. Агар эритмада хлор ионлари бўлмаса (ClO_3^- , $CHCl_3$ ва CCl_3NO_3), улар аксинча молекула таркибида бўлса, Ag^+ ионлари билан хлор ионини очиш (бирикиш) иони бўлмайди ва $AgCl \downarrow$ чўкмаси ҳосил бўлмайди.

Ҳамма айтилганлардан қуйидаги хулоса келиб чиқади: эритмалардан электролитлар орасидаги реакциялар – бу ионлар орасидаги реакциялардир.

Ионли тенгламалар. Оддий кимёвий тенгламалар молекулаларни ионларга диссоцияланишини ҳисобга олмайди, шунинг учун эритмалардаги электролитлар орасида борадиган реакцияларни моҳиятини кўрсатиш учун ионли тенгламалардан фойдаланилади. Юқоридаги реакцияларнинг бирортаси учун ионли тенгламасини чиқарайлик:

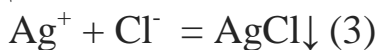
$NaCl + AgNO_3 = AgCl \downarrow + NaNO_3$ (1) бу реакциянинг оддий молекуляр тенгламаси.

$NaCl$, $AgNO_3$ ва $NaNO_3$ лар эритмада тўлиқ диссоцияланганлигини ва фақат $AgCl \downarrow = Ag^+$ ва Cl^- ўзаро боғланишидан ҳосил бўлишини назарда тутиб, 1-реакцияни қуйидагича ёзамиз:

$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- = AgCl \downarrow + Na^+ + NO_3^-$ (2) бу реакциянинг тўлиқ ионли тенгламаси.

Электролитлар аралаштирилганда нима ўзгаради? Na^+ ва NO_3^- ионлари электролит аралаштирилгунга қадар қандай эркин ҳолда бўлса, реакциядан кейин ҳам шундай эркин ҳолда бўлади. Таъсирлашиш фақат Ag^+ ва Cl^- ионлари орасида бўлади ва эримайдиган AgCl ҳосил бўлади.

Бу ҳолда Na^+ ва NO_3^- ионларини тенгламадан чиқариб қуйидаги содда тенгламани оламиз:



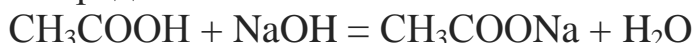
Бу кўрилатган реакциянинг ионли тенгламаси дейилади ва у реакциянинг ҳақиқий моҳиятини кўрсатади. Демак, ионлар орасида реакциянинг содир бўлиши учун биринчи шарт чўкма ҳосил бўлишидир.

Ионли реакцияларнинг содир бўлишини иккинчи шарт кам диссоцияланадиган молекуланинг ҳосил бўлишидир.

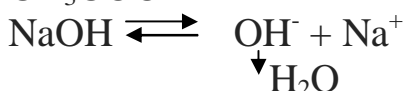
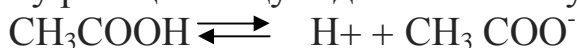


Бу тенглама ҳар қандай кучли ишқорлар ва кислоталар орасида борадиган нейтралланиш реакциясини ифодалайди.

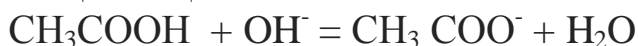
Нейтралланиш реакцияси натижасида H^+ ва OH^- гидроксид ионлари ўзаро таъсирлашиб кам диссоцияланадиган сув молекуласининг ҳосил бўлишига олиб келади. Реакцияга киришаётган моддалардан бири кучсиз электролит бўлган ҳолни кўриб чиқайлик. Агар реакция натижасида кучли электролитлар ҳосил бўлса бунда ҳеч қандай реакция бормайди. Аммо реакцияда янада кучсизроқ модда ҳосил бўлса, реакция тўлиқ ўнгга боради:



Бу реакцияни қуйидагича тасаввур қилиш мумкин:



Натижада бу ерда иккита реакция содир бўлади: 1-чиси сирка кислотасининг диссоцияланиши, 2-чиси H^+ иони билан OH^- гидроксид ионларини таъсирлашиб янада камроқ диссоцияланадиган сув молекуласини ҳосил қилиши яъни:



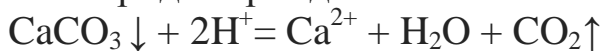
Демак, кучли кислота билан кучли ишқор орасида борадиган нейтралланиш реакциясидан фарқли сирка кислотасининг нейтралланиши иккита жараённи ўз ичига олади:

1. сирка кислотасининг диссоцияланиши;
2. сув молекуласининг ҳосил бўлиши.

Энди алмашилиш реакциясида газ ҳосил бўладиган ҳолни кўриб чиқайлик.



Бунда ҳосил бўлган газ реакция муҳитидан бутунлай чиқиб кетади; Cl^- ионлари реакцияда мутлақо иштирок этмайди. Реакция $\text{CaCO}_3 \downarrow$ ва H^+ - ионлари орасида содир бўлади, натижада реакциядаги чўкма H^+ ионлари таъсиридан эрийди:



Бу ерда кам диссоцияланадиган модда сувнинг ҳосил бўлиши, CaCO_3 нинг эришига сабаб бўлади.

Кўрилган мисоллар асосида қуйидаги хулосаларни чиқариш мумкин:

Электролитлар орасида алмашилиш реакцияларининг боришини аниқ шарти эритмадан у ёки бу ионларининг кам диссоцияланадиган модда ёки эритмадан амалда эримайдиган чўкма ҳолида ёки газ ҳолидаги моддалар ҳосил қилиш натижасида чиқиб кетишидир. Бошқача айтганда электролитлар орасидаги реакция ҳамма вақт камроқ диссоцияланадиган ёки камроқ эрийдиган моддалар ҳосил бўладиган томонга боради. Агар бундай моддалардан биронтаси ҳосил бўлмаса реакциянинг ўзи ҳам бормайди. Масала, BaCl_2 ва NaNO_3 , K_2SO_4 ва NaNO_3 , CaCl_2 ва $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ жуфтликлари орасида алмашилиш реакциялари бормайди, чунки реакция натижасида ҳам чўкма ёки кам диссоцияланадиган моддалар эмас, балки кучли электролитлар ҳосил бўлади. Бундай электролитлар орасида реакция бормайди дейилади.

Ионли тенгламаларни тузиш

Кимёвий реакцияларнинг аксарият ҳолларда реакциялар ионлар орасида боради. Шунинг учун ионли тенгламаларни тузиш техникасини эгаллаш зарур бўлади.

Юқорида кўрилган мисоллар асосида ионли тенгламалар тўғрисида уларни тузиш тартибини қуйидагича тавсия қилиш мумкин:

1. Реакция тенгламасини молекуляр шаклда ёзиш;
2. Шу тенгламани эримайдиган моддаларни ёки кам диссоцияланадиган моддаларни молекула ҳолида, қолган моддаларни эса қандай ионлар ҳосил қилиб диссоцияланса шундай ионлар ҳолида кўчириб ёзиш (тенгламани тўлиқ ионли шаклда);
3. Тенгламани чап ва ўнг томонида иштирок этаётган тенг сондаги бир хил ишорали ионларни тенгламадан тушириб қолдириш (қисқартирилган ионли тенглама шаклда ёзиш).

Ёзилганларни эслаб қолиш учун қуйидаги иккита мисолни кўриб чиқайлик.

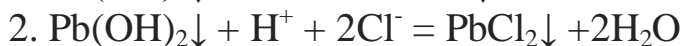
Мисол: водород сульфид (кучсиз кислота) билан мис нитрат орасида борадиган реакциянинг ионли тенгламасини ёзинг:

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$ молекуляр реакция тенгламаси.

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^-$ тўлиқ ионли тенгламаси

$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{H}^+$ қисқа ионли тенгламаси.

2- мисол. Қўрғошин гидроксиди ва хлорид кислота орасида борадиган реакциянинг ионли тенгламасини ёзинг:



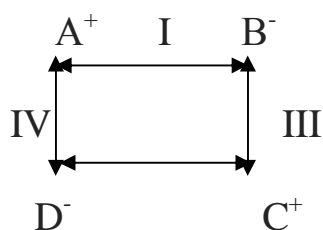
Охирги реакциядан ҳеч бир нарсани чиқариш мумкин эмас, чунки иккала ион H^+ ва Cl^- ҳам реакцияда иштирок этади.

Демак эритмалар борадиган ионлар орасидаги алмашиниш реакциялари ва умумий шароитлари, алмашиниш реакцияларининг бориш сабабларини умумий ҳолда қуйидагича тасаввур қилиш мумкин.

АВ ва СД электролитлар берилган бўлсин ва улар қуйидагича диссоцияланганлар:



Ҳосил бўлган ионлар орасида 4 хил ассоциацияланиш жараёни бўлиши мумкин:

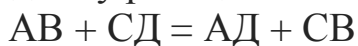


I ва II жараёнлар дастлабки электролитларни ҳосил бўлишга олиб келади.

III ва IV жараёнлар реакциялар реакция маҳсулотларидир:



Агар эритмадаги $[\text{A}^+]$ ва $[\text{D}^-]$ концентрациялари мувозанат концентрацияларига нисбатан катта бўлса, реакция АД ҳосил бўлиш томонга боради. Бу реакциянинг тенгламаси:



Бу реакцияни молекуляр тенгламаси бўлиб ион механизмни ёрита олмайди. Шу сабабли эритмадаги алмашиниш реакцияларини ионли тенгламаларини ёзиш қулай.

Агар C^+ ва B^- етарлича ассоциат ҳосил қилмаса, юқоридаги реакциянинг ионли тенгламаси:

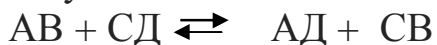


Агар дастлабки моддалардан бирортаси кучсиз электролит бўлса (масалан, АВ), реакциянинг ионли тенгламаси:



Агар дастлабки моддаларнинг ҳар иккаласи ҳам кучсиз электролит бўлса:

$AB + CD \rightleftharpoons AD + C^+ + B^-$ реакцияси содир бўлади. Агар эритмада тўпланган C^+ ва B^- ҳам ассоциат ҳосил қилса II реакция маҳсулоти ҳосил бўлади:



Мувозанатни ўнганга силжитиш шартини AD етарлича кам диссоцияланадиган, газ ёки эрийдиган чўкма бўлишидир.

Кислота, асос ва тузлар хоссаларини электролитик диссоциацияни назарияси асосида тушунтириш

Сувдаги эритмаларида электролит бўлган кислоталар, асослар ва тузларни электролитик диссоциация нуқтаи-назаридан кўриб чиқайлик.

Кислоталар. Маълумки кислоталар учун қуйидаги хоссалар ҳосилдир:

- нордон маза;
- кўпгина индикаторларнинг рангини ўзгартириш қобилияти (лакмусни қизил рангга киритади);
- кўпгина металлларни водород ажралиб чиқиш билан эриш қобилияти;
- асослар билан тузлар ҳосил қилиб таъсирлашиш қобилияти.

Кислоталарнинг бу хоссалари фақат эритмаларда ва нуқул сувли эритмаларда намоён бўлади. Масалан, сувсиз водород хлорид ёки сувсиз сульфат кислоталар ёки уларнинг бензолдаги эритмалари умуман кислоталик хоссаларини намоён қилмайди, лакмус қизармайди, металлларга таъсир этмайди. Сувли эритмаларда кислоталар диссоцияланадилар ва водород ҳамда кислота қолдиғи анионларини ҳосил қилади.

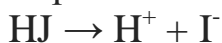
Шунинг учун бундай эритмаларнинг хоссалари бутун молекулаларга эмас балки алоҳида ионларга боғлиқ бўлади.

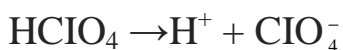
Демак, кислоталарга бериладиган хоссалар асосан H^+ ионларига боғлиқ бўлади, эритмада H^+ - ионларининг йўқолиши билан кислоталик хосса ҳам йўқолади (масалан нейтралланиш реакцияларида).

Шунинг учун электролитик диссоциацияни нуқтаи назаридан кислоталар сувдаги эритмаларида фақат бир турдаги катионлар H^+ ионларини ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитлардир.

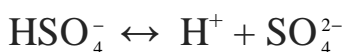
Кислоталарнинг диссоциацияни характери ва диссоциацияни даражаси унинг кучига ва негизига боғлиқ бўлади.

Кучли бир негизли кислоталар қайтмас жараён билан диссоциацияланадилар:

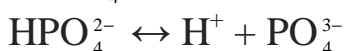
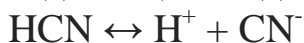




Кучли кўп негизли кислоталар босқичли диссоцияланадилар, бунда 1-чи босқич қайтмас, қолганлари қайтар бўлади:



Кучсиз бир негизли ва кўп негизли кислоталар фақат қайтар жараён билан диссоциланадилар:



Бунда $K_1 > K_2 > K_3$ бўлади.

Диссоцияланишдаги босқичлар сони кислота негизига тенг бўлади. Диссоция константаси бир босқичдан иккинчисига ўтганда кескин камаяди. Бу эритмада биринчи босқичда бўлган ионларгина кўп бўлишини билдиради.

Асослар. Асосларнинг сувдаги эритмалари қуйидаги умумий хоссаларга эга бўладилар:

- ўзига хос «совун» таъмига;
- кислоталарга нисбатан индикаторлар рангини бошқача ўзгартиради, масалан, лакмус рангини кўкартиради,
- кислоталар билан таъсирлашиб туз ҳосил қилади.

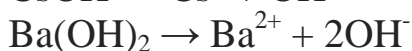
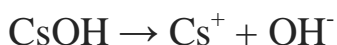
Ҳамма асослар учун умумий бўлган уларнинг эритмаларида гидроксил ионларининг бўлишидир, ишқорлик хоссасини ташувчи бўлиб гидроксил иони хизмат қилади. Энг кучли ишқорлар I- гуруҳ ишқорий металлларнинг гидроксидлари бўлиб, масалан ўювчи натрий ва ўювчи калийларнинг 0,1 н эритмаларида $a_g = 90\%$ гача бўлади. Кўпчилик асослар кучсиз электролитлардир.

Демак, электролитик диссоцияланиш нуқтаи-назаридан асослар – эритмаларида фақат бир турдаги анионлар гидроксил группа OH^- ионлари ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитдир.

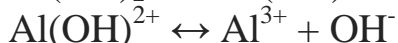
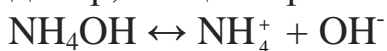
Асосларнинг диссоцияланиш характери ва диссоцияланиш унинг кучи ва кислоталигига боғлиқ бўлади.

Асос таркибидаги гидроксил гурппаларининг сони ($n\text{OH}^-$) айна асоснинг кислоталиги дейилади. Агар асос таркибида битта OH^- группаси бўлса бир кислотали, агар иккита (2OH^-) бўлса икки кислота-ли асос дейилади ва х.к.лар.

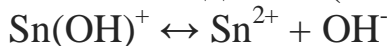
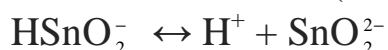
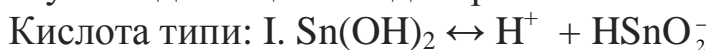
Кучли бир ёки икки кислотали асослар фақат бир босқичда қайтмас диссоцияланади:



Кучсиз бир ва кўп кислотали асослар қайтар ва босқичли диссоцияланадилар, босқичлар сони асоснинг кислоталилигига боғлиқ бўлади:



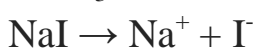
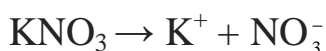
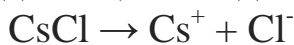
Амфотер асослар бир вақтнинг ўзида ҳам кислота типи, ҳам асос типи бўйича диссоцияланадилар:



Тузлар. Тузлар сувда эриганда мусбат H^+ ионларидан бошқа мусбат ионлар, ҳамда манфий OH^- ионларидан бошқа манфий ионлар ҳосил қилиб диссоциланадиган электролитлардир. Турли тузларнинг диссоциланишини кўрайлик.

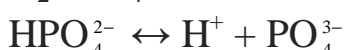
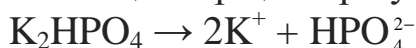
1. **Нормал (ўрта) тузлар**- сувдаги эритмасида фақат металл катиони ва кислота қолдиғи анионига диссоцияланадиган электролитлардир.

Сувда яхши эрийдиган нормал тузлар тўлиқ, кайтмас жараён билан диссоцияланадилар:

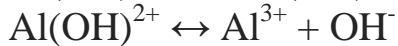


Нордон тузлар- сувдаги эритмасида металл катиони ва кислота қолдиғи анионидан ташқари H^+ катиони ҳам ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитлардир.

Нордон тузлар босқичли диссоцияланади, биринчи босқич қайтмас, қолган босқичлар қайтар бўлади:



3. **Асосли тузлар** – сувдаги эритмасида металл катиони ва кислота қолдиғи аниондан ташқари OH^- гидроксил анионини ҳам ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитлардир:



Биринчи босқич қайтмас, қолган босқичлари қайтар бўлади.

4. **Кўш тузлар** - сувдаги эритмаларида 2 та ҳар хил металл катионлари ва битта кислота қолдиғи аниони ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитлардир:



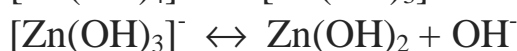
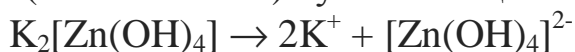
Кўш тузлар тўлиқ ва амалда қайтмас диссоциланадилар.

5. **Аралаш тузлар** битта металл катиони ва 2 та ҳар хил кислота қолдиқлари ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитлардир. Аралаш тузлар айрим ҳоллардан ташқари, тўлиқ ва қайтмас диссоциланадилар:



6. **Комплекс тузлар** - мураккаб комплекс ионлари ҳосил қилиб диссоцияланадиган электролитлардир.

Комплекс тузлар ташқи сфера буйича қайтмас бир босқичда, ички сфера (комплекс ион) буйича босқичли қайтар диссоциланадилар:



Эритмадаги комплекс ионнинг барқарорлигини характерлаш учун, комплексларнинг беқарорлик константасидан фойдаланилади:

Масалан: $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ учун

$$K_{\text{бек.}} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]_4 / [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$$

Комплекс қанчалик беқарор бўлса, $K_{\text{бек}}$ - шунчалик катта бўлади. Комплекс ионларнинг диссоцияси ҳаминша босқичли бўлади ва кўп негизли кислоталар ва уларнинг тузларининг диссоциясига ўхшайди. Барқарорлик константаси эритмадаги комплекс ионларни барқарорлигини реал характерлайди. Кўпинча комплексларни барқарорлигини қийматидан $pK = -\lg K_{\text{бек}}$ фойдаланилади.

Эритмада комплекс қанчалик барқарор бўлса унинг pK қиймати шунчалик юқори бўлади. Эритмадаги комплексларнинг барқарорлигини баҳолашда барқарорлик константасидан ҳам фойдаланилади. (β)-барқарорлик константаси беқарорлик константасининг ($K_{\text{бек}}$) тесқари қийматидир яъни:

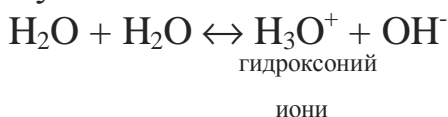
$$\beta = \frac{1}{K_{\text{бек}}} \beta \text{ - нинг қиймати қанчалик катта бўлса эритмадаги ком-}$$

плекс ион шунчалик барқарор бўлади.

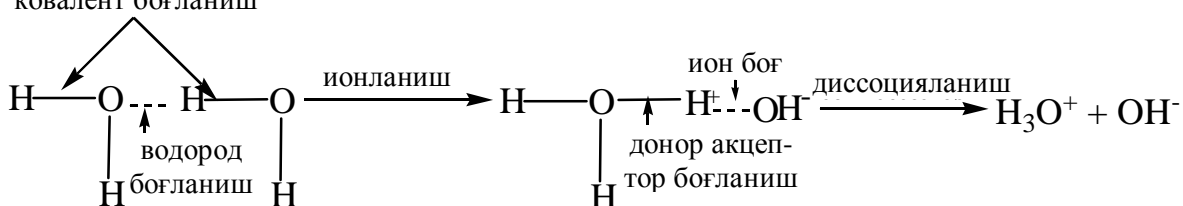
Шундай қилиб, беқарорлик константаси ($K_{бек}$) ва барқарорлик константаси (β) қийматлари комплексларнинг термодинамик барқарорлигини таъминлайди.

Сув молекулаларининг диссоциацияси Сувнинг ионли кўпайтмаси. Водород кўрсаткич

Сувнинг диссоциланиш жараёни қуйидаги схема бўйича боради:



Бу жараённинг боришини қуйидагича тасаввур қилиш мумкин:



H^+ гидратацияланишни ҳисобга олмаганда тенглама:

$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ содда кўринишга эга бўлади. Бу тенгламага мувозанат константасини татбиқ қилиб:

$$K_g = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

ни оламиз. K_g – Сувнинг $25^\circ C$ даги диссоцияланиш

константаси:

$$K_g \cdot [H_2O] = K_c; K_c = [H^+][OH^-]$$

бу ерда K_c – сувининг ион кўпайтмаси.

Бу тенгламага, яъни H^+ ва OH^- ионлари концентрацияларининг кўпайтмаси ўзгармас $t^\circ C$ да сув учун ва сув қўшиб суюлтирилган эритмалар учун ўзгармас катталиқ бўлиб, бунга сувнинг ионли кўпайтмаси дейилади.

Дистилланган сувнинг электр ўтказувчанлигига қараб, сувдаги H^+ ва OH^- ионларининг концентрациялари ҳисобланган ва уларнинг ҳар бири 10^{-7} г-ион/л га тенг эканлиги аниқланган, яъни:

$$K_c = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \text{ г-ион/л.}$$

Сувнинг диссоциация константаси жуда кичик; тоза сув амалда электр токини ўтказмайди, аммо жуда сезгир физик асбоблар ёрдамида сувнинг электр ўтказувчанлиги асосида 1 литр сувда фақат битта сув молекуласи диссоцияланиши аниқланган яъни $n(\text{сув}) = \frac{1000\text{г}}{18\text{г/мол}} = 55,5\text{мол/л}$

1 литр сувдаги a_{H^+} ва a_{OH^-} ионларнинг активликлари асосида сувнинг диссоция константасини ҳисоблаш мумкин:

$$K_g = \frac{a_{H^+} \cdot a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}} = \frac{1}{55.5} = 1.8 \cdot 10^{-16} \text{ га тенг.}$$

K_g – қиймати жуда кичик бўлганлиги учун тоза сувнинг концентрацияси:

$K_g \cdot C_{H_2O} = K_c$ ўзгармас катталиқдир. Демак $K_c = C_{H^+} \cdot C_{OH^-}$ ёки $K_c = a_{H^+} \cdot a_{OH^-}$ тенгламаларига сувнинг ионли кўпайтмаси дейилади. K_c – нинг қиймати температуранинг ортиши билан сезиларли даражада ортади:

$t^{\circ}C$	25	50	100
K_c	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$5,474 \cdot 10^{-14}$	$5,90 \cdot 10^{-13}$

Демак эритмада:

$C_{H^+} = 10^{-7}$ г-мол/л бўлган эритмалар нейтрал;

$C_{H^+} > 10^{-7}$ г-мол/ л бўлса кислотали;

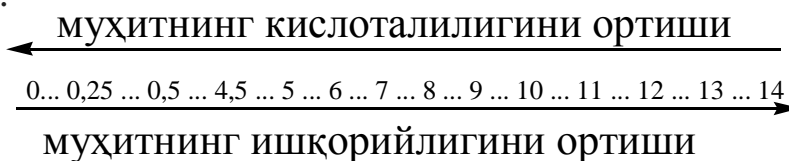
$C_{H^+} < 10^{-7}$ г-мол/ л бўлса ишқорий бўлади.

Амалда эритма муҳитини аниқлашда қулай бўлиши учун, бу усул янада оддийроқ (соддароқ) усул: H^+ - ионларининг ҳақиқий (абсолют) концентрацияси ўрнига шу концентрациянинг тескари ишора билан ифодаланган логарифми кўрсатилади. Бу катталиқка водород кўрсаткич дейилади ва рН билан белгиланади.

$pH = -\lg C_{H^+}$ ёки $pH = -\lg a_{H^+}$

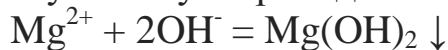
Бу тенгламадан нейтрал эритмалар учун

$pH = -\lg 10^{-7} = 7 \lg 10 = 7 \cdot 1 = 7$; кислотали эритмалар бўлишини топиш жуда осон. Эритмадаги H^+ ёки OH^- ионларининг концентрациялари асосида эритмаларнинг кислоталик ёки ишқорийлик шкаласини рН – ни топиш мумкин:



Эритмаларнинг муҳитини (рН-ни) билиш жуда муҳим бўлиб, эритма муҳитини солиштириш йўли билан турли кимёвий реакцияларнинг бориш ёки бормаслигини, моддаларнинг эришига ёки бошқа модданинг чўкмага тушишига эришиш мумкин.

Масалан, Mg^{2+} ионлари эритмадан $Mg(OH)_2$ ҳамда қуйидаги тенглама бўйича чўктирилади:



агар $\text{pH} \geq 10$ бўлса чўкма ҳосил бўлади, аксинча $\text{pH} \leq 9$ бўлса $\text{Mg}(\text{OH})_2$ чўкмайди.

Эритмадаги водород ионларининг (эритма муҳитини) топишда турли индикаторлардан фойдаланилади. Улар pH қийматига қараб ранги турлича бўлади, бундай индикаторларга лакмус, фенолфталеин, метилоранж, метилрот ва ҳ.к. лар киради.

Эритма муҳитини ёки pH қийматини жуда катта аниқлик билан ўлчашда махсус асбоблар pH -метрлар ёки иономер деб номланадиган электрокимёвий асбобдан фойдаланилади.

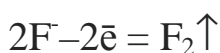
11 Боб. ТУЗЛАРНИНГ СУВДАГИ ЭРИТМАЛАРИ ВА СУЮҚЛАНМАЛАРИНИНГ ЭЛЕКТРОЛИЗИ.

Катод ва анодда содир бўладиган жараёнлар. Электролит эритмасидан ёки суюқланмасидан доимий электр токи ўтганда эриган модданинг ёки суюқланманинг ёки сувнинг парчаланишига олиб борадиган электродларда содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш жараёнига электролиз дейилади.

Электролиз – “лизис” – парчаланиш, “электр” – электр токи билан демакдир.

Электролиз-электр токи таъсирида электролитнинг кимёвий парчаланишидир. Электролизда мусбат ионлар (катионлар) – катодга томон ҳаракатланадилар, манфий ионлар (анионлар) эса – анодга томон ҳаракатланадилар ва бу ионлар электродларда зарядсизланадилар. Электродлардаги кимёвий реакциялар электр энергияси ҳисобига амалга ошади. Электролизда катод–қайтарувчи, чунки у катионларга электронларни беради, анод–оксидловчи, чунки у анионлардан электронларни қабул қилади.

Электр токининг оксидловчилик ва қайтарувчилик таъсири кимёвий оксидловчи ва қайтарувчиларга нисбатан бир неча бор кучлидир. Кимёвий реакциялар ёрдамида амалга ошириш мумкин бўлмаган оксидланиш-қайтарилиш жараёнларини электр токи ёрдамида амалга ошириш мумкин. Масалан, бирон бир кимёвий оксидловчи фторид анионини эритмада оксидлай олмайди. Буни фақат фторидларнинг суюқланмалари электролизда электр токи ёрдамида амалга ошириш мумкин бўлади:



Электролизда электродлардаги жараёнларнинг ўтишига ва ҳаракатига, электролит таркиби, эритувчи, электрод материали ва электролиз режими (кучланиш, ток зичлиги, температура ва ҳоказолар) катта таъсир кўрсатади. Энг аввало суюқланмаларнинг электролизи билан эритмаларнинг электролизини фарқ қила билиш керак. Эритмаларда олиб бориладиган электролиз жараёнларида эритувчи молекулалари ҳам иштирок этади.

Электролиз механизми.

Электролизни амалга ошириш учун махсус идиш, электролизёр ёки электролитик ванна деб аталадиган идишлардан фойдаланилади. Электролитик ванна – электр токини ўтказмайдиган инерт, кислота ва

ишқор эритмаларига ёки кимёвий агрессив муҳитга ҳамда анча юқори температура таъсирига чидамли бўлиши лозим (шиша, чинни, эбонит ёки пластмассалардан тайёрланиши мумкин).

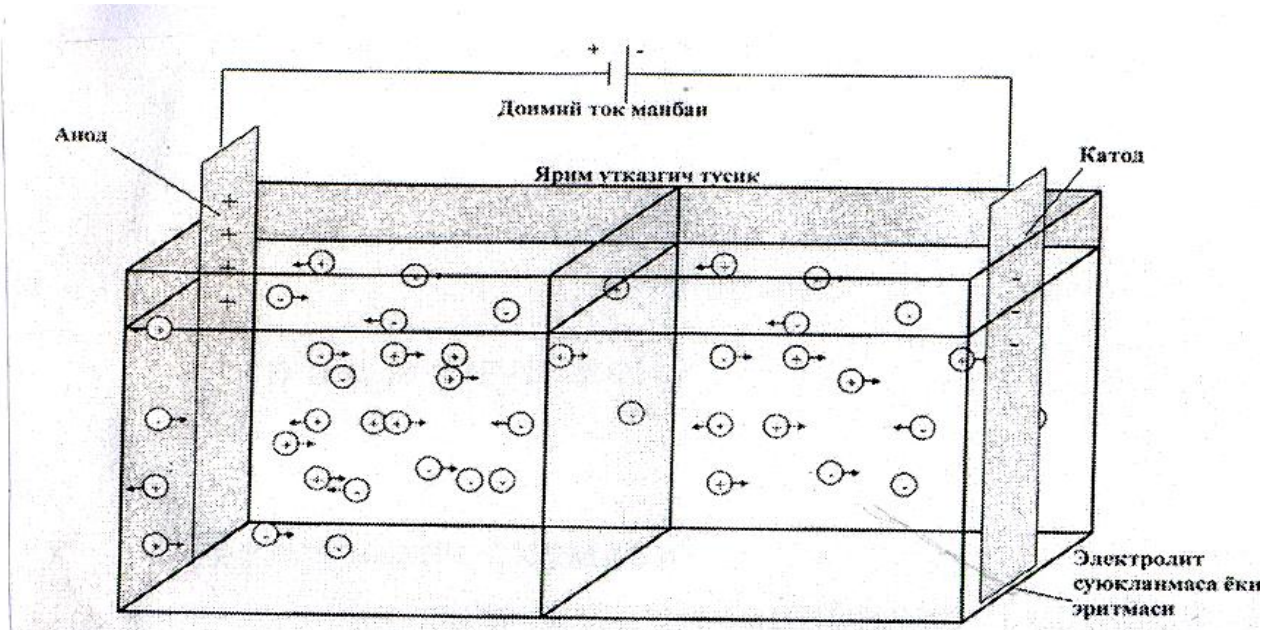
Электролитик ванна – электролиз қилиниши лозим бўлган электролит эритмаси (ёки суюқланмаси) билан тўлдирилади ва унга иккита электр токини ўтказадиган электродлар (пластинка ёки цилиндр кўринишида) туширилади.

Электродлар материали электролитга ва электролиз маҳсулотларига нисбатан инерт бўлиши лозим. Ваннада электродлар бир-бирига нисбатан маълум масофада жойлаштирилади ва доимий ток манбаси (+ ва -) клеммасига уланади:

- мусбат клеммага уланган электродга – анод дейилади;
- манфий клеммага уланган электродга – катод дейилади.

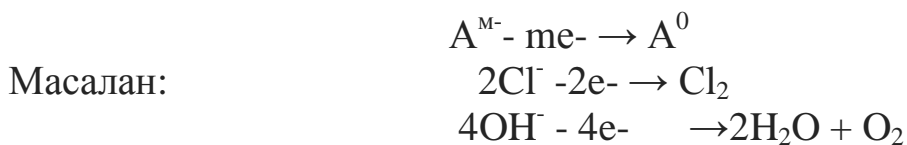
Зарурат бўлганда катод ва анод соҳаси ярим ўтказгич тўсиқ билан ажратилади. У ионларни ўтказди, аммо молекулаларни ўтказмайди, яъни электрод олди соҳасида электролиз маҳсулотларини таъсир этишга чек қўйилади. Электродларда потенциаллар айирмаси бўлмаганда электролит ионлари бутун ванна ҳажмида тартибсиз хаотик ҳаракатда бўладилар. Электродларга кучланиш берилганда ионларнинг электродларга томон тартибли тортилишлари (ҳаракатлари бошланади).

Қуйидаги расмда электролизнинг умумий схемаси берилган:

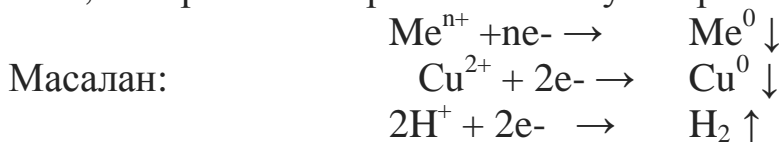


Электролиз схемаси

Анодга келган анионлар (манфий ионлар) электронларини беради ва нейтрал атом ёки молекулаларга айланадилар:



Катодга келган катионлар (мусбат ионлар) электроддан электронлар олиб, нейтрал атомларга ёки молекулаларга айланадилар:



Электронларни бериш жараёни оксидланиш, қабул қилиш жараёни қайтарилиш деб аталгани учун электролит эритмасидан ёки суюқланмадан электр токи ўтганда:

анодда анионларнинг (A^{n-} , OH^-) ёки сув молекуласининг оксидланиш жараёни боради;

катодда катионларнинг (A^{n+} , H^+) ёки сув молекуласининг қайтарилиш жараёни боради.

Электролитлар суюқланмаларининг электролизи.

Электролитлар анча юқори температураларда суюқланадилар. Ана шу юқори температура билан боғлиқ бўлган қийинчилик ҳисобга олинмаса суюқланмаларнинг электролизи осон боради. Суюқланмалардан электр токи ўтганда электролитнинг суюқланишидан ҳосил бўлган ионлар катод ва анодга томон тортиладилар ва электродларда оксидланиш ҳамда қайтарилиш жарёнлари содир бўлади. Бу жараёнлар электрод материалларига ва ионларнинг табиатига боғлиқ эмас.

Агар суюқланмада ҳар хил электролитлар ионларининг аралашмаси бўлса, у ҳолда уларнинг электродлардаги зарядсизланиш тартиби айтиш шароитда стандарт электрод потенциаллари қийматларининг (E^0) катта кичиклиги билан аниқланади:

- анодда анионлар (E^0) ортиб бориш тартибида оксидланадилар, яъни электродда биринчи бўлиб электрод потенциали энг кичик бўлган анион оксидланади.

Масалан, суюқланмада $E_{2Cl^-/Cl_2}^0 = -1,395V$, $E_{2J^-/J_2} = -0,536V$ ионлар бўлганда, биринчи бўлиб йодид иони, кейин эса хлорид иони оксидланади.

- катодда аксинча стандарт электрод потенциалларини (E^0) камайиб бориш тартибида қайтариладилар, яъни биринчи бўлиб стандарт потенциали энг катта бўлган катион қайтарилади.

Масалан, суюқланмада $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34\text{В}$ ва $E_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}}^0 = +0,85\text{В}$ ионлари бўлса, биринчи бўлиб Hg^{2+} ионлари, кейин эса Cu^{2+} ионлари кайтарилади.

Суюқланмаларнинг электролизидида электролитик ваннанинг катод ва анод соҳаларини ажратиш талаб қилинмайди, чунки катод ва анодда бўладиган жараёнлар бир-бирларига ҳеч қандай таъсир кўрсатмайди. Ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг гидроксидларини суюқланмалари электролизидида катод ва анод соҳалари ажратилиши зарур, чунки анод соҳасида ҳосил бўладиган сув таъсиридан тескари жараён бориши мумкин.

Қуйидаги жадвалда металлларнинг электрохимёвий кучланиш қатори берилган.

Металлларнинг электрохимёвий кучланиш қатори:

Элемент	Электрод реакцияси	Нормал потенциал, В	Элемент	Электрод реакцияси	Нормал потенциал, В
Li	$\text{Li} \leftrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$	-3,01	Cd	$\text{Cd} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,40
K	$\text{K} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$	-2,92	Co	$\text{Co} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,28
Ba	$\text{Ba} \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$	-2,90	Ni	$\text{Ni} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,25
Sr	$\text{Sr} \leftrightarrow \text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-2,89	Sn	$\text{Sn} \leftrightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,14
Ca	$\text{Ca} \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-2,87	Pb	$\text{Pb} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,13
Na	$\text{Na} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$	-2,71	Fe	$\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$	-0,04
Mg	$\text{Mg} \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-2,36	H	$\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	0,00
Al	$\text{Al} \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	-1,66	Cu	$\text{Cu} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,34
Mn	$\text{Mn} \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	-1,18	Hg	$2\text{Hg} \leftrightarrow \text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,79
Zn	$\text{Zn} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,76	Hg	$\text{Ag} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$	+0,80
Cr	$\text{Cr} \leftrightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	-0,74	Au	$\text{Hg} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,85
Fe	$\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,44		$\text{Au} \leftrightarrow \text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$	+1,50

Металлларнинг стандарт электрод потенциаллари алгебраик қийматларининг ортиб бориши бўйича жойлашган қаторига электрохимёвий кучланиш қатори дейилади.

Ушбу қаторда ҳар бир олдинги металл, кейингисига нисбатан активроқ,

Уни эритмадан сиқиб чиқариш қобилиятига эга.

Водородгача жойлашган металллар уни кислоталарнинг эритмаларидан сиқиб чиқариш қобилиятларига эга. (Бунда HNO_3 ва концентранган сульфат кислоталари мустасно, уларга металллар таъсир эттирилганда водород қайтарилмасдан, азот ва олтингугурт атомлари қайтарилади).

Металлар қанчалик бир-бирларидан узоқроқ жойлашган бўлсалар, булардан тайёрланган гальваник элементнинг Э.Ю.К қиймати шунчалик катта бўлади.

Қаторнинг бошида жойлашган ишқорий ва ишқорий-ер металлари сувдан одатдаги шароитда ҳам водородни кучли даражада сиқиб чиқариш қобилиятларига эга. Бунда рубидий билан сезий сув билан реакциялари ҳатто портлаш билан содир бўлади.

Металларнинг электрохимёвий кучланиш қаторида келтирилган стандарт потенциаллар қийматларидан эритмада ёки суюқланмада бир қанча металл катионлари бўлса электролиз пайтида уларнинг электродларда қайтарилиш кетма-кетлигини аниқлашда фойдаланилади, бунда электрод потенциали энг юқори бўлган катион биринчи бўлиб қайтарилади, кейин кичикроқ бўлгани ва ҳ. к.

Электролитлар эритмаларининг электролизи.

Электролитлар эритмаларининг электролизи суюқланмаларга нисбатан бир мунча мураккаб боради. Электролиз маҳсулоти электрод материалига, ионлар табиатига, муҳитга, эритма концентрациясига, ток кучига ва бошқа бир қанча қоидаларга боғлиқ бўлади. Бунда қуйидаги омилларга амал қилинади:

анод–эримайдиған (инерт) ва эрийдиганларга (актив) бўлинади. Эримайдиған анод – кўмирдан, графитдан, Pt, Au, Ir ва бошқалардан тайёрланади. Электролиз пайтида эримайдиған аноднинг ўзи ташқи занжирга электронларни юбормайди, электронлар сув молекуласи ва анионларнинг оксидланиши натижасида юборилади. Бунда етарли концентрациядаги кислородсиз кислоталарнинг анионлари осон оксидланади. Агар эритмада кислородли кислоталарнинг анионлари бўлса (масалан, SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}) у ҳолда бу ионлар анодда оксидланмайди, аксинча сув молекулалари оксидланади.

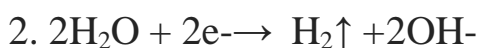
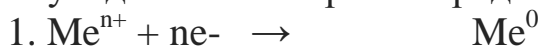
эрувчи анод бўлган ҳолда – ташқи занжирга электронларни эритма анионлари эмас, аксинча аноднинг ўзи беради. Эрувчан анодлар – мис, кумуш, рух, кадмий, никель, темир ва бошқа металлардан тайёрланади. Аммо айрим ҳолларда никель, темир, кўрғошин ва бошқа анодлар эримайдиған бўлиши ҳам мумкин.

Сувли эритмаларда катодда қайтарилиш реакциялари қандай боради? Бу саволга жавоб электрохимёвий кучланишлар қатори ёрдамида олинади (жадвалга қаранг). Стандарт электрод потенциалларининг алгебраик қиймати қанчалик кичик бўлса, унга ион ҳолат шунчалик характерли ва унинг ионларини катодда қайтариш шунчалик қийин. Бунда учта ҳол бўлиши мумкин:

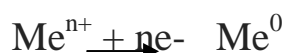
1. Стандарт электрод потенциаллари кичик қийматга эга бўлган металлларнинг потенциаллари (Li^+ дан Al^{3+} гача, алюминий ҳам кирди) катодда қайтарилмайдилар, уларнинг ўрнига сув молекулалари қайтарилади:



2. Стандарт потенциаллари водородниқидан кичик ва алюминий-ниқидан катта бўлган металл катионлари (Al^{3+} дан то H гача) электролизда сув молекулалари билан биргаликда қайтариладилар ва катодда бир вақтнинг ўзида иккита жараён боради:



3. Стандарт электрод потенциаллари водородниқидан катта бўлган металл катионлари (Cu^{2+} дан Au^{3+} гача) электролиз жараёнида катодда амалда тўлиқ қайтариладилар:



Агар эритмада бир неча хил катионлар аралашмаси бўлса, улар стандарт электрод потенциаллари камайиши тартибида қайтарилади.

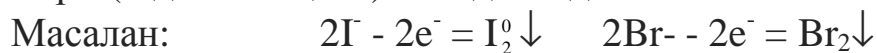
дастлаб пассив (кам актив) металлларнинг катионлари қайтариладилар;

кейин ўртача активлашган металлларнинг катионлари сув молекуласи билан биргаликда қайтариладилар;

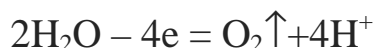
энг охири навбатда сув молекулалари қайтарилади.

Масалан, Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} катионлари аралашмасидан биринчи бўлиб кумуш ($E_0 = +0,80\text{В}$), иккинчи мис ($E_0 = +0,34\text{В}$) кейин темир ($E_0 = -0,44\text{В}$) қайтарилади. Анодда содир бўладиган жараёнлар – анод материалига ва анион табиатига боғлиқ.

Агар анод эримайдиган (инерт) яъни кўмир, графит, платина ёки олтиндан бўлса, биринчи навбатда унда кислородсиз кислоталарнинг анионлари (F дан бошқаси) оксидланади.



Юқорида кўрсатганимиздек, оксикислоталарнинг анионлари (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}) ва F^- сувли эритмаларнинг электролизиде оксидланмайдилар. Бу ҳолда анодда сув молекулаларининг оксидланиш жараёни боради:



Агар эритма ишқорий муҳитга эга бўлса, анодда OH^- ионлари оксидланади:

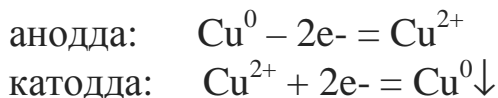


Агар эритмада ҳар хил анионлар иштирок этса, улар стандарт электрод потенциаллари ортиб боришлари тартибида оксидланадилар. Масалан, Cl^- , Br^- , I^- анионлар аралашмасидан биринчи бўлиб Cl^- ($E^0 = -1,36\text{В}$) иккинчи Br^- ($E^0 = -1,07\text{В}$), кейин иод ($E^0 = -0,54\text{В}$) ионлари оксидланади. Ҳаммасидан кейин сув молекулалари оксидланади (ишқорий муҳитда OH^- нинг ионлари). Агар анод эрувчан (актив) металлдан тайёрланган бўлса, эритмадаги анион табиатига боғлиқ бўлмаган ҳолда, ҳамма вақт анод тайёрланган металлнинг оксидланиши боради:



Бунда аноднинг эришидан ҳосил бўлган ионлар (Me^{n+}) эритмага ўтади, анод массаси камаяди, шундан унинг номланиши – эрувчан дейилади.

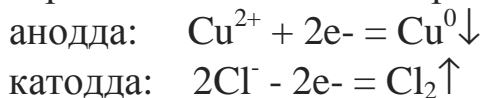
Мисол сифатида мис(II) хлорид эритмасини мис аноди билан электролизини кўрайлик. Содир бўладиган жараёнларни қуйидагича тасвирлаш мумкин:



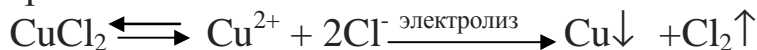
Бу ҳолда жараён мис атомини аноддаги оксидланиши ва мис ионини катоддаги қайтарилишига яъни мисни аноддан катодга ўтишига олиб келади. Бунда эритмадаги туз миқдори ўзгармасдан қолади. Суюқланма ва эритмалар электролизиде катод ва анодда содир бўладиган жараёнларга мисоллар келтирамиз.

1. CuCl_2 эритмасини кўмирдан тайёрланган инерт электродда қандай боришини кўрайлик.

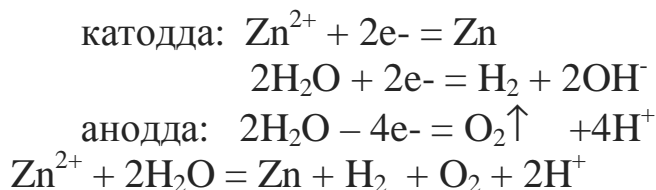
Кучланишлар қаторида мис водороддан ўнгда жойлашган ($E^0 = +0,34\text{В}$), шу сабабли катодда Cu^{2+} ионлари қайтарилади ва мис ажралади. Анодда хлор ионлари оксидланади ва хлор ажралиб чиқади:



Ёки молекуляр тенгламаси:



2. Рух сульфат эритмаси электролизини инерт электродларда қандай боришини кўрайлик. Бунда катодда бир вақтнинг ўзида металл катиони (Zn^{2+}) ва сув молекулалари қайтарилади, анодда эса O_2 чиқади:



Ёки молекуляр кўринишида:

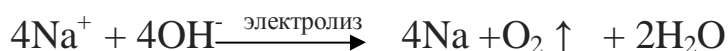
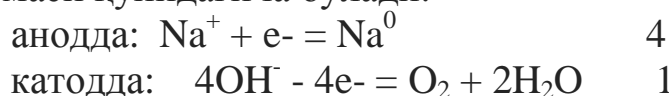


3. NaOH суюқланмаси электролизини эримайдиган электродларда қандай боришини кўрайлик.

Суюқланмада NaOH ионларга парчаланеди:



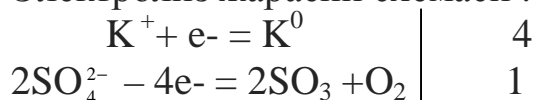
Суюқланма орқали электр токи ўтказилганда Na^+ катионлари катодга томон силжийди ва унда электрон қабул қилиб қайтариледи, анодга OH^- анионлари келади ва электронларини бериб оксидланади. Жараён схемаси қуйидагича бўлади:



4. Калий сульфат суюқланмасини эримайдиган (инерт) электродларда электролизи қандай боришини кўрайлик.

Суюқланмада $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ионларга парчаланеди.

Электролиз жараёни схемаси :



Молекуляр тенгламаси :



Электролиз жараёнида электр зарядининг сақланиш қонуни бажарилади: анодда анионлар берган электронлар сони, катодда катионлар қабул қилган электронлар сонига тенг бўлади. Электролизда ҳамма микдорий ҳисоблар, электролиз схемаси асосида тузилган молекуляр тенглама бўйича ёки Фарадей қонуни билан олиб борилади. Электролиз натижасида ажралган моддаларнинг микдорини дастлаб Фарадей ўрганиб, қуйидаги иккита қонунни яратди:

Электролиз жараёнида ҳосил бўлаётган модда массаси эритмадан ўтган электр токининг микдорига тўғри пропорционалдир.

$$m = k \cdot J \cdot t$$

Бу ерда m – электродларнинг бирида ажралиб чиққан модда массаси,

k – модданинг электрохимик эквиваленти,

J – ток кучи, (А)

t - вақт (с).

Электродларда ҳосил бўлувчи модда миқдори занжирдан ўтган электронлар сонига, яъни электр токи миқдorigа пропорционал бўлади. Масалан, ош тузининг суюқланмасидан 1 моль электронлар заряди ўтганда катодда 1 моль натрий метали чўқади, 2 моль электронлар заряди ўтганда 2 моль натрий йиғилади $\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}^0 \downarrow$ ва ҳоказо.

Электролитик ячайкадан ўтаётган заряд миқдори кулонларда ўлчанади. Маълумки электрон заряди $1,602 \cdot 10^{-19}$ кулон, эритмадаги 1 моль ионлар сони $6,023 \cdot 10^{23}$ та бўлса, кулонларда ўлчанган заряд миқдори:

$$1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 96520 \text{ кулонга тенг бўлади.}$$

Бу сонга Фарадей сони дейилади.

$1\text{Ф} = 96520 \text{ Кл} = 1 \text{ моль электронлар заряди ёки } Q = J \cdot t \text{ тенглама-}$ си билан ҳам топилади. Бундан фойдаланиб Фарадейнинг иккинчи қонунини қуйидагича таърифланади:

Ҳар қандай электролит эритмасидан ёки суюқланмасидан 96500 Кл ток ўтказилганда электродларда эквивалент миқдorigа тенг моддалар ажралади. Бунга электрохимёвий эквивалент дейилади.

Масалан, хлорид кислота, кумуш нитрат, мис (II) сульфат ва қалай (IV) хлорид эритмалари орқали электр токи ўтказилганда катодларда 1г водород, 107,9 г кумуш, 31,8 г мис ва 29,7 г қалай ажралиб чиқади, яъни катодда ажралиб чиққан моддалар миқдори уларнинг грамм – эквивалентларига тенгдир. Электролиз металлургия, кимё саноати, гальванотехникада ва ҳамда кўпгина анорганик моддаларни электросинтез усулида олишда жуда кенг қўлланилади.

Масалан, олтин, кумуш, кўпгина актив металлар ҳамда фтор, хлор, бром, йод каби кўпгина оксидловчилар электролиз йўли билан олинади.

12.БОБ. ОКСИДЛАР, ОКСИДЛАРНИНГ КЛАССИФИКАЦИЯСИ. ОКСИДЛАРНИ ОЛИШ УСУЛЛАРИ ВА ОКСИДЛАРНИНГ ХОССАЛАРИ

Ҳамма моддалар оддий ва мураккаб моддаларга бўлинади. Оддий моддалар битта элемент атомларидан, мураккаб моддалар икки ёки undan кўп элемент атомларидан тузилган бўлади.

Анорганик бирикмаларнинг энг муҳим синфларига оксидлар, гидроксидлар (асослар), кислоталар ва тузлар киради.

Оксидлар – кимёвий элементларнинг кислород билан бирикмаларидир.

Оксидларнинг классификациялари:

Ҳамма оксидлар кислоталар ва ишқорларга муносабатлари бўйича иккига бўлинадилар:

- туз ҳосил қилувчилар – кислоталар ва ишқорлар билан ўзаро таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади;

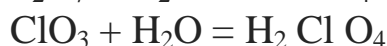
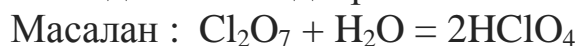
- туз ҳосил қилмайдиган ёки индефферент (бефарқ) – тузлар ҳосил қилмайди, кислоталар ва ишқорларга нисбатан бефарқ. Бу типдаги оксидлар кам: N_2O , NO , CO , SiO , S_2O , SO

Туз ҳосил қилувчи оксидлар ўз навбатида асосли, кислотали ва амфотер оксидларга бўлинади. Сув билан бирикиб ҳосил қилган бирикмалари асосларга мос келадиган оксидларга асосли оксидлар дейилади. Асосли оксидлар кислоталар ва кислотали оксидлар билан таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади.

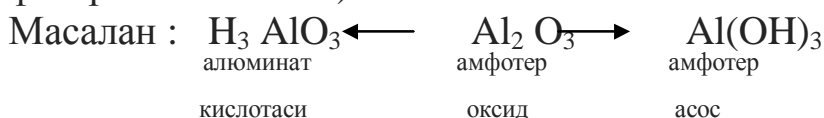
Кислотали оксидлар асослар ва асосли оксидлар билан таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади.

Амфотер оксидлар кислоталар ва кислотали оксидлар билан ҳамда асослар ёки асосли оксидлар билан таъсирлашиб туз ҳосил қилади.

Демак, сув билан бирикиб ҳосил қиладиган гидроксидлари кислоталарга мос келадиган оксидларга кислотали оксидлар дейилади.

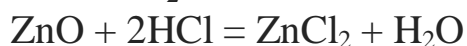


Сув билан бирикиб ҳосил қиладиган бирикмаси асосларга ҳам кислоталарга ҳам мос келадиган оксидларга амфотер оксидлар дейилади. (“амфотер”- иккиламчи).



Амфотер оксидларнинг ҳаммаси сув билан таъсирлашмайдилар, шунинг учун ундан олинадиган килога ёки асос фақат билвосита усулда амалга оширилади.

Масалан : $ZnO + H_2O$



Оксидларнинг умумий формуласи : E_2O_n бу ерда 2 кислород валентлиги, Э – исталган кимёвий элемент.

Оксидларнинг номланиши “Оксид” сўзи кислороднинг лотинча – *oksigenium* номидан келиб чиққани, ундаги “окс” ўзагига “ид” қўшимчаси қўшилган. Оксидларни номлашда “оксид” сўзига, айти оксидни ҳосил қилувчи кимёвий элементнинг номи қўшилади.

Масалан: K_2O – калий оксиди, дикалий оксиди;

CaO – кальций оксиди, кальций монооксиди.

Агар элемент ўзгарувчан валентликка эга бўлса ва бир қанча оксидлар ҳосил қилса, элемент номидан кейин қавс ичида Рим рақамлари билан элементнинг валентлиги кўрсатилади.

Масалан: P_2O_3 – фосфор(III) оксиди, дифосфор триоксиди,

P_2O_5 - фосфор(V) оксиди, дифосфор пектаоксиди,

FeO – темир(II) оксиди, темир монооксиди,

Fe_2O_3 – темир(III) оксиди, дитемир триоксиди.

Даврий системадаги ҳамма элементларнинг турли хил оксидлари маълум (He, Ne, Ar бундан мустасно). Шунинг эса тутиш лозимки, кислотали оксидларга тегишли кислоталардан сув молекулаларини тортиб олинган маҳсулотлар деб қараш мумкин, шу сабабли уларни тегишли кислоталарнинг ангидридлари дейилади (“ан” – тортиб олинган, “гидро” - сув).

Масалан: $2H_3BO_3 \xrightarrow{t^0} B_2O_3 + 3H_2O$

борат ангидрид

$2H_3PO_4 \xrightarrow{t^0} P_2O_5 + 3H_2O$

фосфат ангидрид

Аммо ҳамма кислоталардан ҳам сувни тортиб олиб бўлмайди, яъни ангидридларни ҳамма вақт ҳам олиб бўлмайди:

$H_2SO_4 \xrightarrow{t^0} X.$

$H_3PO_3 \xrightarrow{t^0} X.$

Кўпчилик металллар ҳар хил оксидланиш даражасига эга бўлган оксид ҳосил қилади.

Масалан: $Co_3O_4 \leftrightarrow CoO \cdot Co_2^{3+} O_3$ - кобальт уч тетраоксиди

$Mn_3O_4 \leftrightarrow MnO \cdot Mn_2O_3$ ёки $2MnO \cdot MnO_2$ – марганец уч тетраоксиди

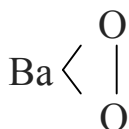
$\text{Pb}_2\text{O}_3 \leftrightarrow \text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$ - диқўрғошин триоксиди.

Қўш оксидларга тузлар деб ҳам қаралади:

Масалан: $\text{Mn}_3\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{Mn}^{2+} \cdot \text{MnO}_4^{4-}$ манганит кислотасининг марганецли тузи.

Ўзида кислород тутган бинар бирикмалар ҳам мавжуд. Бу бирикмаларга махсус гуруҳ пероксидлар дейилади ва уларга жуда кучсиз кислота – водород пероксиднинг (H_2O_2) тузлари деб қараш мумкин. Улар оксидлардан тузилиши билан фарқ қилади, уларда пероксогруппа – иккита бир – бири билан бириккан кислород атомлари (- O – O -) бўлади.

Масалан: K_2O_2 ёки K – O – O – K калий пероксиди ёки BaO_2 ёки



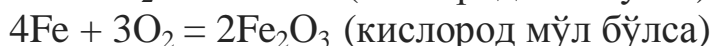
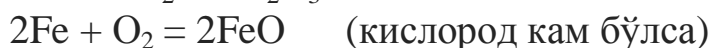
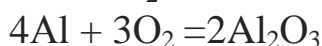
Пероксидлардан ташқари KO_2 , RbO_2 , CsO_2 типидаги надпероксидлар ҳамда NaO_3 , KO_3 таркибли озонидлар ҳам маълум.

Оксидларни олиш усуллари.

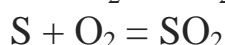
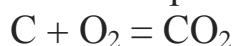
Оксидларни лабораторияда ва саноатда олишнинг турли хил усуллари мавжуд.

Оксидларни олишни умумий усуллари устида қисқача тўхталамиз: Оддий ёки мураккаб моддаларнинг кислород билан таъсирлашиши:

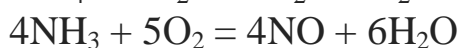
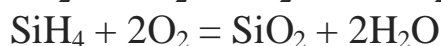
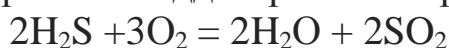
а) металлларни кислород билан таъсири:



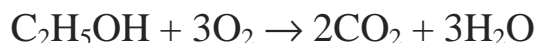
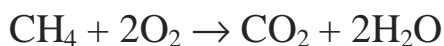
б) металлмасларни кислород билан таъсири:



в) мураккаб моддаларни кислород билан таъсири:

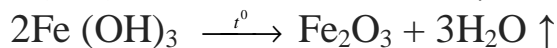
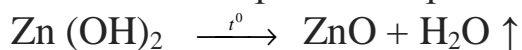


Бу реакцияларнинг ҳаммасида ёниш содир бўлади. Органик моддалар кислородда ёнганда аксарият ҳолларда сув ва карбонат ангидрид ҳосил бўлади:

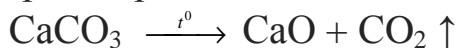


2. Кислородли бирикмаларни қиздириш (парчалаш) билан:

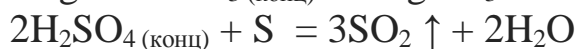
- эримайдиган асосларни қиздириб



- тузларни парчалаб:



3. Оксидловчи кислоталарга (HNO_3 ва H_2SO_4) металл ва метал-масларни таъсир эттириб:



Лабораторияларда оксидларни олиш учун юқорида кўрсатилган барча усуллардан фойдаланиш мумкин.

Эсда тутиш лозимки, кўпгина кимёвий элементлар табиатда оксидлар ёки уларнинг турли аралашмалари ҳолида учрайди. Буларга маъданлар дейилади ва улардан саноатда у ёки бу оксидларни олишда фойдаланилади.

Fe_2O_3 – қизил темиртош

Fe_3O_4 – магнит темиртош

MnO_2 – пиролюзит

SiO_2 – кум, кумтупроқ ва кварц куми

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – каолин . . .

Оксидларнинг хоссалари.

Оксидларнинг физикавий хоссалари.

Асосли ва амфотер оксидлар қаттиқ кристалл моддалар бўлганликлари учун юқори температурада суюқланадилар.

Кўпчилик оксидлар рангли. Масалан: ишқорий, ишқорий–ер металларнинг ҳамда ZnO ва Al_2O_3 лар оқ рангли ёки рангсиз. FeO , CuO , Hg_2O – лар қора, Cu_2O ва HgO – қизил, Fe_2O_3 ва Fe_3O_4 – қўнғир ёки занг рангида, Cr_2O_3 – яшил, Sb_2O_5 ва WO_3 – сариқ ва ҳоказо.

Кислотали ва индефферент (бефарқ) оксидлар, аксинча, паст суюқланиш ва қайнаш температурага эга ва одатдаги шароитда уларнинг кўпчилиги газлар, SO_3 ва Mn_2O_7 , Cl_2O_7 лар суюқлик, N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , ClO_3 кабилар қаттиқ, уларнинг ранглари турлича (масалан N_2O_3 – тўқ кўк, ClO_3 – тўқ қизил, Mn_2O_7 – тўқ бинафша, NO_2 – қўнғир) ёқимли, ёқимсиз ё ўткир ҳидли, захарли ҳам бўлади (CO , P_2O_5 . . .).

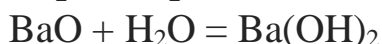
Кислотали ва бефарқ оксидларнинг аксарият қисмлари кристалла-
ниб молекуляр кристаллик панжара ҳосил қиладилар (паст температу-
рада), SiO_2 – бундан мустасно бўлиб, у атом кристаллик панжарага эга.

Оксидларнинг кимёвий хоссалари.

Оксидларнинг кимёвий хоссалари уларнинг сувга, кислоталарга,
ишқорларга, тузларга, бир – бирларига, металллар ва металлмасларга
бўлган муносабатларида намоён бўлади.

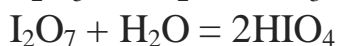
Сувга бўлган муносабатлари.

Асосли оксидлардан фақат ишқорий, ишқорий – ер металлларининг
оксидлари сув билан таъсирлашиб ишқорлар ҳосил қиладилар:



Қолган металлларнинг оксидлари ва амфотер оксидлар сув билан
таъсирлашмайдилар.

Кўпчилик кислотали оксидлар сув билан таъсирлашиб кислоталар
ҳосил қиладилар:

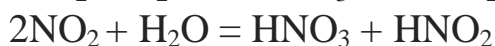


Булар қайтмас реакциялардир, аммо CO_2 , SO_2 лар сув билан
қайтар реакция билан таъсирлашадилар:



SiO_2 сув билан таъсирлашмайди.

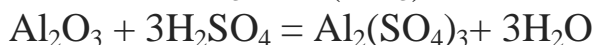
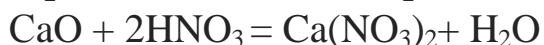
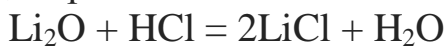
ClO_2 , NO_2 лар сув билан таъсирлашиб, икки хил кислота ҳосил
қиладилар:



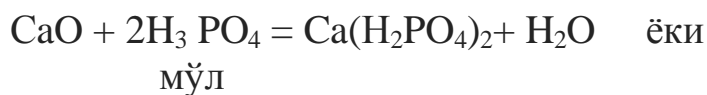
Ушбу реакцияларда диспропорционирлаш реакциялари содир
бўлади.

Кислоталарга бўлган муносабатлари:

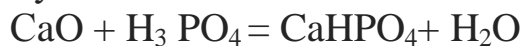
Асосли ва амфотер оксидлар кислоталар билан таъсирлашиб туз ва
сув ҳосил қиладилар:



Эътибор бериш лозимки агар реакция учун мўл кўп негизли кисло-
та олинса нордон туз:



мўл



мўл

аксинча оксид мўл асосли туз ҳосил бўлади:

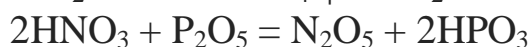
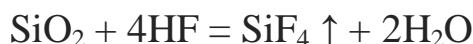


мўл

Қўш оксидлар иккита туз ҳосил қиладилар:

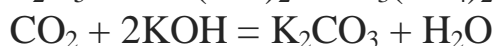
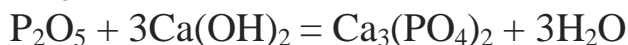
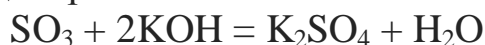


Кислотали оксидларнинг кислоталар билан таъсирлашишлари кам характерли:

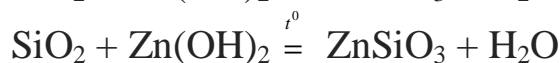
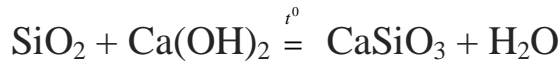


Асосларга бўлган муносабатлари:

Кислотали оксидлар одатдаги шароитда ишқорлар билан бирикиб туз ва сув ҳосил қиладилар:



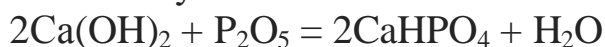
Асослар билан суюқлантирилганда таъсирлашиб туз ва сув ҳосил қиладилар:



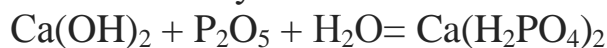
Агар оксид кўп негизли кислота ангидриди бўлса ва оксид мўл бўлганда нордон туз ҳосил бўлиши мумкин. Бунда сув молекуласи ҳам ютилиши ёки чиқиши мумкин:



мўл

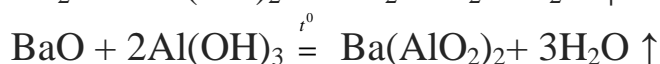
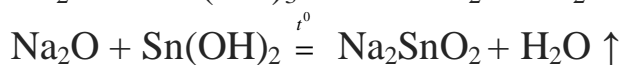
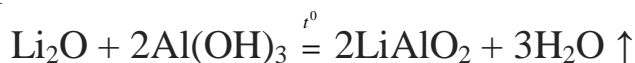


мўл

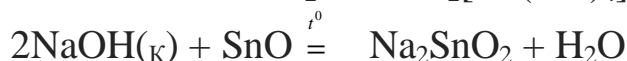
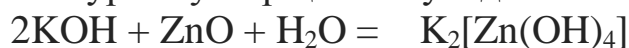


мўл

Ишқорий ва ишқорий – ер металлари оксидлари суюқлантирилганда амфотер оксидлар билан таъсирлашиб туз ва сув ҳосил қиладилар:

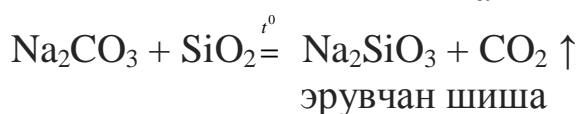
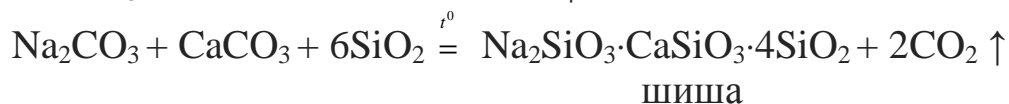
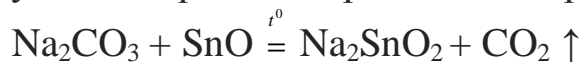


Амфотер оксидлар фақат ишқорлар билан реакцияга киришиб ё комплекс тузлар ёки ўрта тузлар ҳосил бўлади:

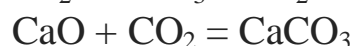


Тузларга бўлган муносабатлари.

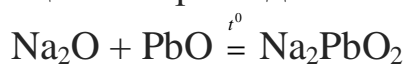
Оксидларнинг тузларга бўлган муносабатлари жуда кам характерли ва фақат суюқлантирилганда реакцияга киришади:



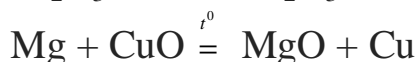
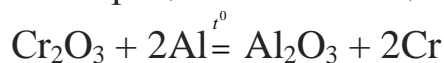
Оксидларнинг бир–бирларига бўлган муносабатлари ҳам кам характерли. Фақат асосли оксидлар билан кислотали оксидлар яхши таъсирлашадилар ва тузлар ҳосил бўлади:



Амфотер оксидлар асосли оксидлар билан юқори температурада ёки суюқлантирилганда реакцияга киришади:

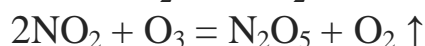


Металлар билан оксидлар юқори температурада бирикади. Бунда активроқ металл оксиддан пассивроқ металлни сиқиб чиқаради:

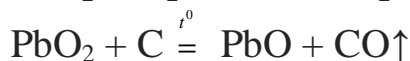
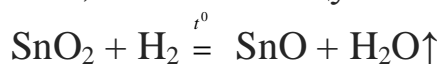


Саноатда металлар олишни қулай усули шунга асосланган бўлиб, металлотермия дейилади. Бунда қайтариш учун қайси металл олинса, шу металл номи билан юритилади (масалан, алюмотермия ва ҳоказо).

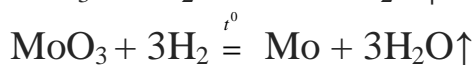
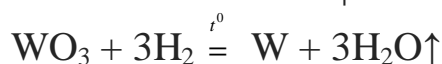
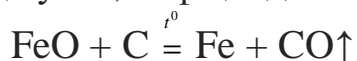
Металлмаслар билан оксидлар орасида борадиган реакцияларга баъзи оксидланиш реакциялари киради:



Бу реакциялар одатдаги шароитда боради. Металлмаслардан водород ва углерод кўпчилик асосли ва амфотер оксидларни қайтарадилар, агар қайтариш тўлиқ бўлмаса, металлнинг қуйи оксиди ҳосил бўлади:

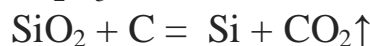
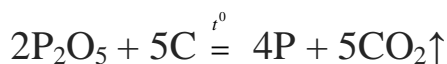


Агар қайтариш тўлиқ бўлса, соф ҳолдаги металл ҳосил бўлади:

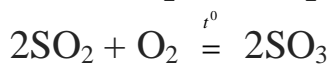
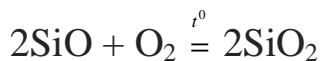
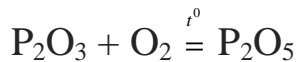
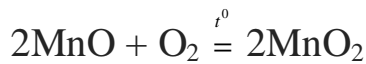
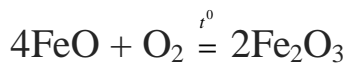
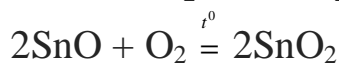
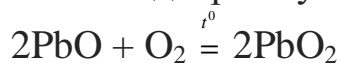


Ушбу усуллардан саноатда металларни олишда кенг фойдаланилади. Қайтариш учун углерод ишлатилса карботермия, водород ишлатилса гидридотермия дейилади.

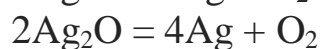
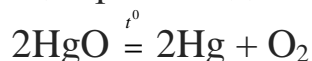
Кислотали оксидларни қайтаришда С ва Н₂ дан фойдаланиш мумкин:



Кўпчилик металлар ва металлмасларни қуйи валентли оксидлари қиздирилганда юқори валентли оксидларига ўтади:



Оксидларни қиздиришга бўлган муносабатлари турличадир. Ишқорий ва ишқорий – ер ҳамда кўпгина бошқа металларнинг оксидлари жуда иссиққа чидамли. Аммо айрим металл оксидлари (HgO, Ag₂O, PtO₂, . . .) қиздирилганда тўлиқ парчаланadi:



Айрим металл оксидлари қиздирилганда кислород чиқариб қуйи оксидларига ўтади:



13. БОБ. АСОСЛАР

Асослар, уларни олиш усуллари ва хоссалари. Ишқорлар, уларнинг олиниши, хоссалари ва ишлатилиши.

Асослар (гидроксидлар) –металлар ва бир ёки бир неча гидроксил (OH^-) гуруппадан иборат бирикмалардир. Асосларнинг умумий формуласи $\text{Me}(\text{OH})_n$ бу ерда n – металлнинг валентлиги.

Асослар сувга муносаглари бўйича иккига бўлинадилар:

1. сувда эрийдиган асослар – буларга ишқорлар дейилади.
2. сувда эримайдиган асослар – буларни умумий номи асослар деб аталади.

Асослар – сувдаги эритмаларида (ёки суюқланмаларида) мусбат зарядланган эркин металл ионларига ва манфий зарядланган гидроксил (OH^-) ионларига диссоциланадиган кимёвий бирикмалардир (Аррениус таърифи).

Асосларнинг номланиши.

Асосларни номлашда гидроксил қолдиғи номи «гидроксид» сўзи, асос таркибидаги металл номига қўшилади. Масалан : NaOH – натрий гидроксид, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальций гидроксид ва ҳ.к.лар.

Агар айни металл ҳар хил валентликларда (ҳар хил оксидланиш даражаларида) гидроксидлар ҳосил қилса, уни номлашда металл номидан кейин унинг валентлиги рим рақамида қавс ичига қўйилади ва ундан кейин гидроксид сўзи қўйилади.

Масалан: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – темир (II) гидроксиди

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – темир (III) гидроксиди.

Ишқорий ва ишқорий металлларининг гидроксидлари ёркин ифодаланган асослик хоссасини намоён қиладилар, уларни ишқорлар дейилади.

Гуруҳларда юқоридан пастга ўтган сари ишқорлик хоссалари кучайиб (ортиб) боради.

Қуйида ишқорий ва ишқорий –ер металлларининг гидроксидларининг асослик хоссалари ортиб бориши тартибида ёзилган қаторни келтирамиз:

1. LiOH – литий гидроксид;
2. NaOH – натрий гидроксид;
3. KOH – калий гидроксид;
4. RbOH – рубидий гидроксид;
5. CsOH – цезий гидроксид;
6. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальций гидроксид;
7. $\text{Sr}(\text{OH})_2$ – стронций гидроксид;

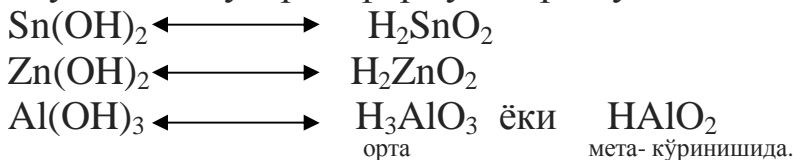
8. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – барий гидроксид;

9. $\text{Ra}(\text{OH})_2$ – радий гидроксид.

Ишқорлар электролитик диссоцияланган анион сифатида гидроксил (OH^-) ионларини асослар $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$... ёки амфотер бирикмалардир $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$...

Амфотер асослар кислотали муҳитда ўзларини асосдек, ишқорий муҳитда ўзларини кислотадек тутадилар (иккиламчи хоссага эга).

Шу сабабли уларни формулалари қуйидагича ёзилади:



Асослар таркибидаги кислоталар қолдиғига алмашилишга қодир бўлган – OH группалари сонига асосларнинг кислоталиги дейилади.

LiOH – бир кислотали

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – икки кислотали

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – уч кислотали

$\text{Ti}(\text{OH})_4$ – тўрт кислотали

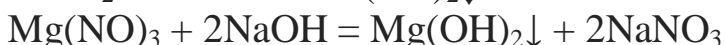
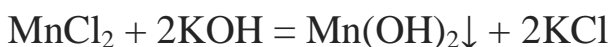
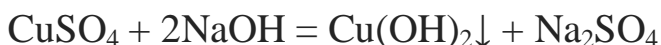
Бу жиҳатдан асосларнинг энг юқори кислоталилиги тўртгача бўлади, беш кислотали асослар бўлмайди.

Қуйидаги асосларнинг асослик хоссаларини камайиб бориши асосида тузилган қаторни эътиборингизга ҳавола қиламиз.

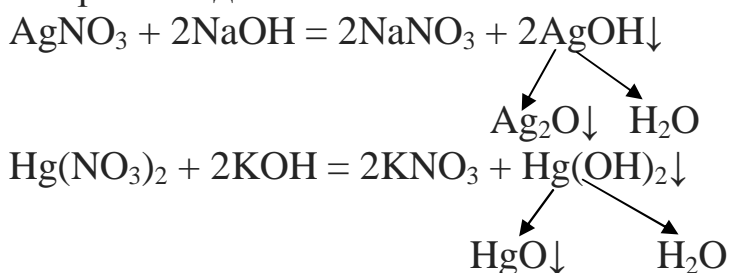


Асосларнинг олиниш усуллари ва хоссалари.

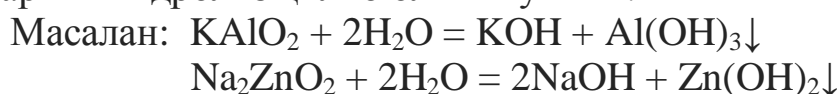
Сувда эримайдиган асосларни жумладан амфотер асосларни ҳам лабораторияда ва саноатда олишнинг энг қулай усули уларнинг тузлари эритмаларига ишқорлар таъсир эттириб олинади:



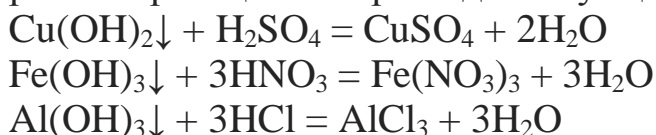
Шуни эсда тутиш лозимки, кумушни ва симобни (II) тузларига ишқорлар таъсир эттирилганда, AgOH ва Hg(OH)₂ ажралмайди, чунки улар беқарор бўлганликлари учун уй температурасида Ag₂O ва HgO ларга парчланади:



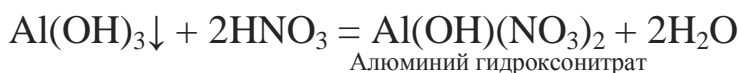
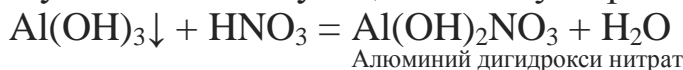
Амфотер асосларни олишни бошқа усули ҳам мавжуд, бунинг учун уларнинг ишқорий ва ишқорий-ер металлари билан ҳосил қилган ўрта тузларини гидролиз қилиб олиш мумкин:



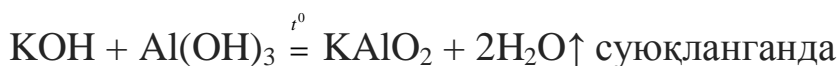
Асослар сувда эримайди (NH₄OH- мустасно), ҳамма асослар кислоталар билан реакцияга киришади ва туз ҳамда сув ҳосил бўлади.



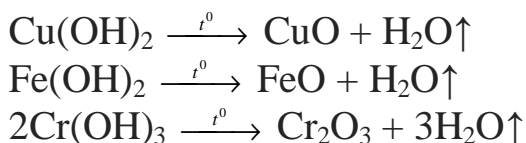
Бундай реакцияларга нейтралланиш реакциялари дейилади. Агар асос кўп кислотали бўлса, асосли тузлар ҳосил бўлади:



Асослар бир-бири билан реакцияга киришмайди, фақат амфотер (амфолит) асослар ишқорлар билан реакцияга киришади:



Асослар қиздирилганда тегишли оксид ҳосил қилиб парчаланадилар:



Ишқорлар, уларнинг олинишлари.

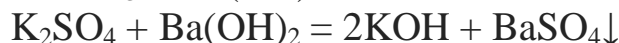
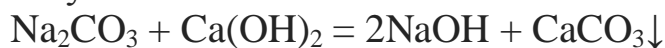
1. Ишқорий ва ишқорий-ер металлари сув билан таъсирлашиб ишқорлар ҳосил қилади ва водород ажралиб чиқади.



Шуни эсда тутиш лозимки Rb ва Cs ларни сувга таъсир эттириб RbOH ва CsOH ларни олиб бўлмайди, чунки улар сув билан портлаб бирикадилар.

2. Ишқорий ва ишқорий-ер металлари оксидларини сувга таъсир эттириб: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$, $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$

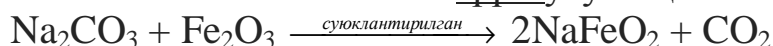
3. Тузларини ишқорларга таъсир эттириб, бунда ҳосил бўлган туз чўкмага тушиши лозим:



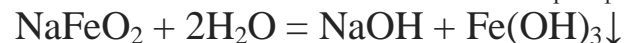
4. Ишқорий металлларнинг гидроксидларини олишнинг энг қулай санаот усулларида бири уларнинг тузларини концентрланган эритмаларини электролиз қилишдир:



NaOH ва KOH олишни Ферри усули ҳам мавжуд:

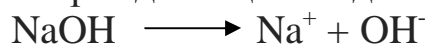


натрий феррит



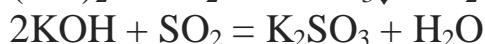
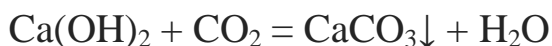
Ишқорларнинг хоссалари.

Ишқорлар асослардан сувда яхши эриши билан фарқ қилади. Улар сувда эриганда тўлиқ ионларга диссоциланади:

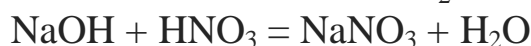
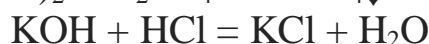
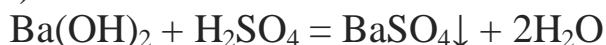


Ишқорларнинг эритмаси индикаторларнинг рангини ўзгартиради: лакмусни- кўкка, фенолфталеинни- малина рангига бўяйди.

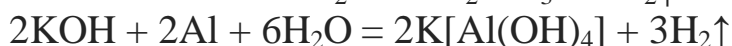
Ишқорлар кислотали оксидлар билан таъсирлашиб, туз ва сув ҳосил қилади:

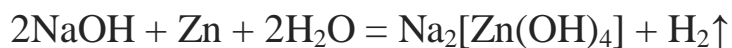


Ишқорлар кислоталар билан бирикиб, туз ва сув ҳосил қилади (нейтралланиш реакцияси):

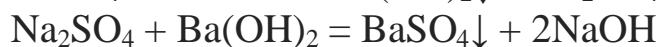
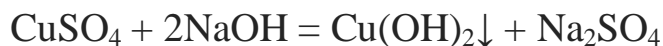


Ишқорлар кремний ва амфотер металллар билан таъсирлашади ва туз ҳосил бўлади ҳамда водород ажралиб чиқади:

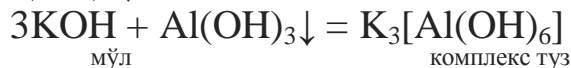




Ишқорлар тузлар билан таъсирлашадилар ва янги туз, янги асос ҳосил бўлади:



Ишқорлар бир- бирлари билан ҳамда асослар билан таъсирлашмайдилар, аммо ишқорларда амфолитлар (амфотер асослар) эриб туз ва сув ҳосил қилади:



Ишқорлар билан металлмасларнинг реакциялари кам характерли, аммо F_2 , Cl_2 , S , P , Si каби металлмаслар ишқорлар билан ё одатдаги шароитда ё қиздирилганда таъсирлашадилар:



Ишқорий металлларнинг гидроксидлари қиздирилганда парчаланмай, суюқланадилар (LiOH бундан мустасно).

Ишқорларнинг ишлатилиши.

Ишқорлар саноатда муҳим рол ўйнайди. Ишқорли электр аккумуляторга қўшилган литий гидроксид уларнинг қувватини оширади ва хизмат даврини оширади. Ўювчи натрий кимё саноатининг асосий хом ашёларидан бири ҳисобланади. Ҳар йили жаҳон бўйича п млн. тонна ўювчи натрий ишлаб чиқарилади. Улкан миқдордаги натрий гидроксид нефтни қайта ишлаш маҳсулотларини тозалашда, совун пишириш саноатида, қоғоз, текстил (газламалар), сунъий толалар ишлаб чиқариш ва бошқа қатор саноатларда ишлатилади.

Ишқорлар ёғлар билан реакцияга киришганда совун ҳосил бўлади. Натрий гидроксид қаттиқ совун, айниқса кир совун олишда муҳим хом ашёдир. Калий гидроксид суюқ совун, турли шампунлар олишда ишлатилади. Натрий гидроксиддан чой содаси (NaHCO_3) ва кир содаси (Na_2CO_3) олишда фойдаланилади. Натрий гидроксид кимё саноатида энг кўп ишлатиладиган реактивдир.

Ўювчи калий (KOH)- ишқорли аккумуляторлар тайёрлашда, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - сўндирилган оҳак номи билан қурилишда, маъмурий биноларни, уй- жойларни оҳаклашда ва саноатда кальцийнинг бир қатор бирикмаларини олишда ишлатилади.

14.БОБ. КИСЛОТАЛАР, УЛАРНИНГ УМУМИЙ ХОССАЛАРИ ВА ОЛИШ УСУЛЛАРИ. НЕЙТРАЛЛАНИШ РЕАКЦИЯСИ. КИСЛОТАЛАР

Металл атомларига алмашина оладиган битта ёки бир нечта водород атомлари ва кислота қолдиғидан иборат мураккаб моддаларга кислоталар дейилади.

Сувли эритмаларида (ёки суюқланмаларида) мусбат зарядланган водород ионларига ва манфий зарядланган кислота қолдиқларига диссоцияланадиган кимёвий бирикмаларга кислоталар дейилади (Аррениус таърифи).

Кислоталарнинг умумий формуласи: H_nA

Бу ерда А-кислота қолдиғи (анион), n-кислота қолдиғининг заряди (валентлиги).

Кислоталар ҳар хил белгилари бўйича классификацияланадилар:

Белгилари	Классификация бўйича номланиши	Мисоллар
Таркиби бўйича	Кислородсиз кислоталар	HF, HCl, HBr, HI, H ₂ S, H ₂ Se, H ₂ Te, HCN,...
	Кислородли кислоталар (оксикислоталар)	HNO ₂ , HNO ₃ , H ₂ SO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄ , HClO ₄ , HClO ₄ , H ₂ CrO ₄ ...
Металл атомига алмашадиган водород атомлари сони бўйича	Бир негизли	HNO ₂ , HNO ₃ , HCl, HBr, HI, HClO ₄ , HCN, CH ₃ COOH,...
	Кўп негизли	H ₂ SO ₄ - икки негизли H ₃ PO ₄ - уч негизли H ₄ P ₂ O ₇ - тўрт негизли
0.1м сувдаги эритмаларидаги диссоциация даражаси (αg) қиймати бўйича	αg > 33% кучли	HI, HBr, HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄ ,...
	3% < αg < 33% оралиғида ўртача кучли	H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄ , CH ₂ ClCOOH, HNO ₂ , ...
	αg < 3% кучсиз	H ₂ CO ₃ , H ₂ S, HAlO ₂ , H ₂ ZnO ₂ ...

Кислоталарнинг номланиши

Агар кислородсиз кислота сувда эримаган газ ҳолида бўлса, водород сўзидан кейин кислота ҳосил қилувчи элемент номига “-ид” суффикси қўшилади.

Масалан: $\text{HF}_{(\text{газ})}$ -водород фторид;
 $\text{HCl}_{(\text{газ})}$ -водород хлорид;
 $\text{HBr}_{(\text{газ})}$ -водород бромид;
 $\text{HI}_{(\text{газ})}$ -водород иодид;
 $\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})}$ -водород сульфид;
 $\text{H}_2\text{Se}_{(\text{газ})}$ -водород селенид ва ҳоказо.

Агар бу газ ҳолидаги кислоталар сувда эритилиб уларнинг эритмаси олинса уларни номлашда дастлаб кислота ҳосил қилувчи элемент номига –“ид” суффикси қўшилади кейин эса кислота сўзи ёзилади.

Масалан: HF -фторид кислота;
 HCl -хлорид кислота;
 H_2S -сульфид кислота;
 H_2Se -селенид кислота.

Кислородли кислоталарни номлашда кислота ҳосил қилувчи элемент номига унинг оксидланиш даражасига мос равишда –ит, -ат, -гипо, пер- қўшимчалари қўшилади (-ит кислород камлигини, -ат ва пер- кислород кўплигини билдиради).

Масалан: HNO_2 -нитрит кислота;
 HNO_3 -нитрат кислота;
 H_2SO_3 -сульфит кислота;
 H_2SO_4 -сульфат кислота.

-ат ва пер- қўшимчалари кислота ҳосил қилувчи элементни юқори оксидланиш даражасида эканлигини билдиради .

	+1	+3	+5	+7
Масалан:	HClO , Гипохлорит	HClO_2 , Хлорит	HClO_3 , Хлорат	HClO_4 , Перхлорат

Агар кислота ҳосил қилувчи элемент бир хил оксидланиш даражасида бир нечта кислота ҳосил қилса: мета-, пиро (ёки ди-), орто- олд қўшимчалари қўшилади.

Масалан: $\text{H}^{\text{+5}}\text{P}\text{O}_3$ - метафосфат кислота;
 $\text{H}_4\text{P}^{\text{+5}}_2\text{O}_7$ - пирофосфат кислота (ёки дифосфат);
 $\text{H}_3\text{P}^{\text{+5}}\text{O}_4$ - орто фосфат кислота.

Халқаро номенклатура бўйича дастлаб “водород” сўзи, ундан кейин кислород атомлари сонини кўрсатувчи «грекча» сонлар билан оксо – олд қўшимчаси кейин эса кислота ҳосил қилувчи элемент номига -ат

суффикси кўшиб ёзилади ва охирида элементни оксидланиш даражаси рим рақамида қавс ичида кўрсатилади .

Масалан: HNO_2 - водороддиоксонитрат (III);

HNO_3 – водородтриоксонитрат (V);

HPO_3 – водородтриоксофосфат (V);

H_3PO_4 – водородтетраоксофосфат (V);

HClO_4 – водородтетраоксохлорат (VII);

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – водородгектооксодисульфат (VI).

Қуйидаги жадвалда кислоталарнинг кислота кучларининг камайиб бориш тартибида ва кислота қолдиқларининг анъанавий номланишлари жойлашган.

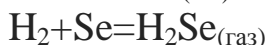
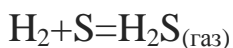
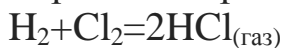
Кучли, ўртача кучдаги ва кучсиз кислоталарнинг кислоталик кучи камайиб бориши асосида ёзилган жадвал келтирилган.

	Кислота формуласи	Кислота номи қавс ичида қадимий номи	Кислота қолдиғи номи
Кучли кислоталар	HI	йодид	йодид
	HClO_4	перхлорат	перхлорат
	HBr	бромид	бромид
	HCl	хлорид	хлорид
	H_2SO_4	сульфат	сульфат
	HMnO_4	перманганат	перманганат
	HNO_3	нитрат	нитрат
	HClO_3	хлорат	хлорат
	CCl_3COOH	учхлорацетат (трихлорацетат)	учхлорацетат (трихлорацетат)
Ўртача кучли кислоталар	H_2CrO_4	хромат	хромат
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_4$	пирофосфат	пирофосфат
	H_2MnO_4	манганат	манганат
	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	шавел (оксалат)	шавел (оксалат)
	CHCl_2COOH	дихлорацетат (дихлорсирка)	дихлорацетат
	H_3PO_4	ортофосфат (фосфат)	фосфат
	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	бихромат	дихромат
	H_2SO_3	сульфит	сульфит
	HClO_2	хлорит	хлорит
	H_3PO_3	фосфит	фосфит
	CH_2ClCOOH	хлорацетат (монохлорсирка)	хлорацетат
		HF	фторид (плавик)

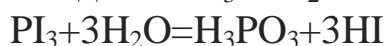
	HNO ₂	нитрит	нитрит
	HCOOH	чумоли	формиат
Кучсиз кислоталар	C ₆ H ₅ COOH	бензой	бензоат
	CH ₃ COOH	сирка	ацетат
	C ₂ H ₅ COOH	пропион	пропионат
	H ₂ CO ₃	карбонат	карбонат
	H ₂ S	сульфид	сульфид
	HClO	гипохлорит	гипохлорит
	HCN	цианид	цианид
	H ₂ SiO ₃	силикат	силикат
	Al ₂ O ₃	алюминат	алюминат
	H ₂ ZnO ₂	цинкат	цинкат

Кислоталарнинг олиниш усуллари.

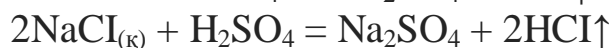
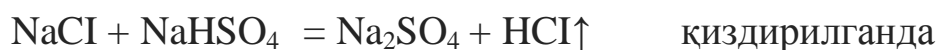
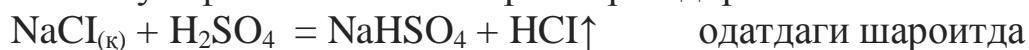
1. Кислородсиз кислоталар тўғридан-тўғри водород билан метал-лмасларни таъсир эттириб олинади:



Газ ҳолидаги HCl, H₂S, H₂Se, H₂Te ларни сувда эритиб кислоталар-нинг эритмалари олинади. HBr ва HI лар PBr₃ ва PI₃ ларни гидролиз қилиб олинади: PBr₃+3H₂O=H₃PO₃+3HBr

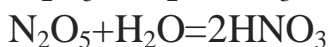
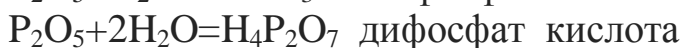
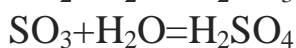
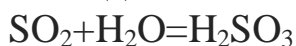


Лабораторияда HCl олишни энг қулай усули куруқ ош тузига кон-центрланган сульфат кислота таъсир эттиришдир:

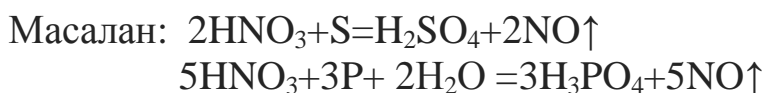


Саноатда HF олишни ягона усули CaF₂ га H₂SO₄ таъсир эттириб олишдир: CaF_{2(к)}}+H₂SO₄=CaSO₄+2HF↑

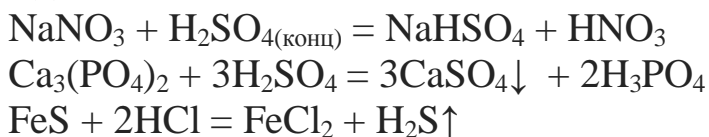
2. Оксикислоталар–кислотали оксидларни сув билан таъсир этти-риб олинади:



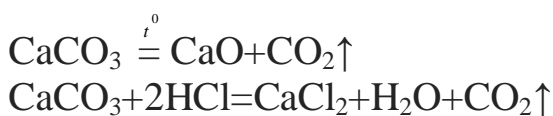
3. Айрим оддий моддаларни (металмасларни) концентрланган нит-рат кислота билан оксидлаб олинади.



4. Лабораторияда кўпчилик кислородсиз ва кислородли кислоталар уларнинг тузларига концентрланган сульфат кислота таъсир этириб олинади:



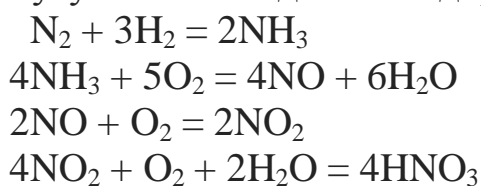
Карбонат кислота жуда кучсиз кислота бўлганлиги учун CO_2 ҳолида олинади, сақланади ва ташилади.



CO_2 - сувдаги эритмасида мувозанат кучли даражада чапга силжиган:

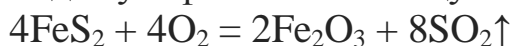


Шу сабабли H_2CO_3 эркин ҳолда мавжуд бўла олмайди, натижада ҳамма вақт CO_2 эритмаси дейилади. Нитрат кислотасини саноатда олишнинг ягона усули аммиакдан олишдир:

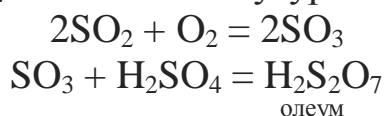


Кимё саноатида энг кўп ишлатиладиган кислота сульфат кислота-дир. Шунинг учун сульфат кислота кимё саноатининг нони деб ҳам ата-лади.

Саноатда сульфат кислотаси қуйидагича олинади:



SO_2 ни олтингугуртни ёқиб ҳам олиш мумкин (S – кўп бўлса).



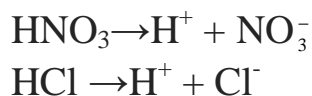
олеум



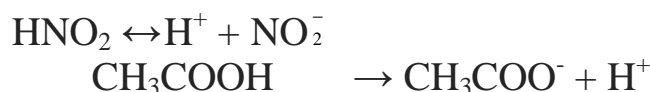
Кислоталарнинг хоссалари.

Кислоталарнинг сувдаги эритмалари нордон маъзали (H^+ ионларига ҳисобига), индикаторлар рангини ўзгартиради: лакмус қизаради, метилоранж- пушти рангга киради.

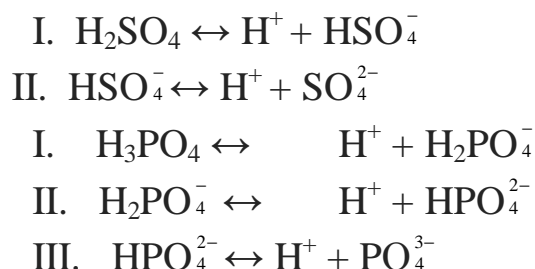
Кислоталар эритмаларда диссоцияланади: -бир негизли кислоталар бир босқичда:



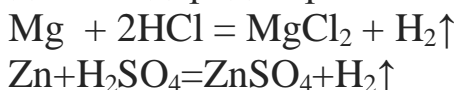
Бунда кучли кислоталар қайтмас диссоцияланадилар. Кучсиз ёки ўртача кучдаги кислоталар қайтар диссоцияланадилар:



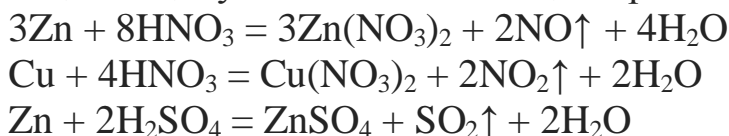
Кўп негизли кислоталар босқичли диссоцияланади ва босқичлар сони кислотадаги водород атомлари сонига тенг бўлади:



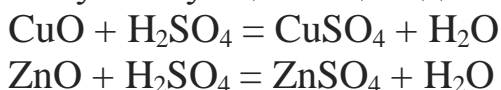
Металларнинг кучланиш қаторида водороддан чапда турган металлар оксидловчи кислоталар билан реакцияга киришиб туз ҳосил қилади ва водород ажралиб чиқади:



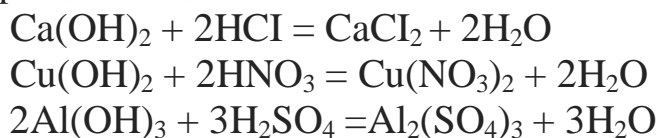
Металларнинг кучланиш қаторида водороддан чапда ва ўнгда жойлашган металлар оксидловчи кислоталар (HNO_3 ҳар қандай концентрацияда ва конц. H_2SO_4) билан реакция киришади, туз, сув ва кислота ҳосил қилувчи элементнинг қайтарилиши содир бўлади:



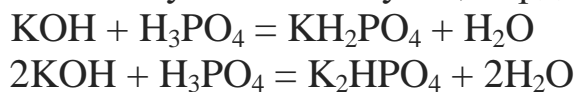
4. Кислоталар асосли ва амфотер оксидлар билан реакцияга киришиб туз ва сув ҳосил қилади:



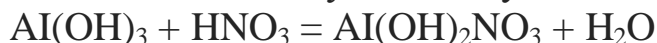
5. Кислоталар асослар (ишқорлар ва амфотер) билан реакцияга киришиб туз ва сув ҳосил қилади. Бундай реакцияларга нейтралланиш реакциялари дейилади.

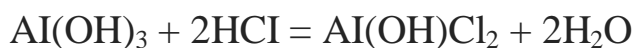


Агар кислота кўп негизли бўлса, нордон туз ҳосил бўлади.

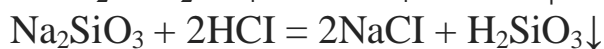
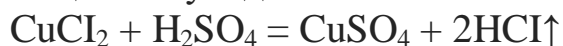


Агар аксинча кўп кислотали асос бўлса ва кислота кам бўлса нейтралланиш реакциясида асосли туз ҳосил бўлади:

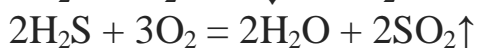
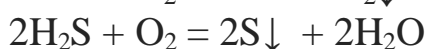
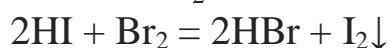
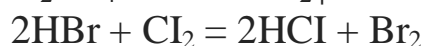
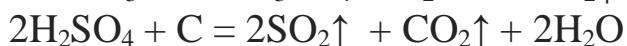




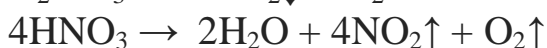
6. Кислоталар тузлар билан ҳам реакцияга киришадилар, янги туз, янги кислота ҳосил бўлади.



7. Кучли оксидловчи хоссага эга бўлган HNO_3 ва концентрланган H_2SO_4 металмаслар билан ҳам реакцияга киришадилар:



Қиздирилганда кўпчилик кислоталар парчаланадилар:



H_2SO_4 қиздиришга барқарор.

15.БОБ.ТУЗЛАР.
ЎРТА ВА НОРДОН ТУЗЛАР, УЛАРНИНГ ТАРКИБИ,
НОМЛАНИШИ, КИМЁВИЙ ХОССАЛАРИ.
ТУЗЛАРНИНГ ГИДРОЛИЗИ.

Тузлар – кислоталардаги водород атомларига металл атомлари билан алмашилишидан ҳосил бўлган мураккаб моддалардир.

Тузларнинг умумий формуласи: Me_mA_n

Бу ерда m – кислота қолдиғи аниони – заряди, n – металл катиони заряди.

Тузлар – сувдаги эритмаларида (ёки суюқланмаларида) эркин мусбат зарядланган металл ионларига ва манфий зарядланган кислота қолдиғи анионларига диссоцияланадиган кимёвий бирикмалардир (Аррениус таърифи).

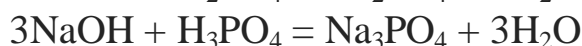
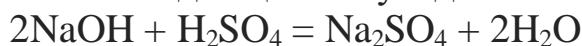
Тузларнинг классификацияси.

Тузлар таркибига қараб 7 хил классификацияланади.

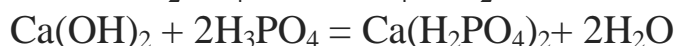
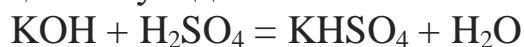
Тузлар

Ўрта туз (нормал)	Нордон тузлар	Асосли тузлар	Оксидли тузлар	Қўш тузлар	Комплекс тузлар	Аралаш тузлар
Мисол: Na ₃ PO ₄ Na ₂ SO ₄	NaHSO ₄ Ca(H ₂ PO ₄) ₂	Al(OH)Cl ₂ Al(OH) ₂ NO ₃	BiOCl AlO(NO ₃)	KAl(SO ₄) ₂ NH ₄ Fe(SO ₄) ₂	K ₄ [Fe(CN) ₆] K ₃ [Fe(CN) ₆]	CaClOCl MgClOCl

1. Ўрта (нормал) тузлар – кислотадаги водород атомларига тўлиқ металл атомлари алмашилишидан ҳосил бўлади:

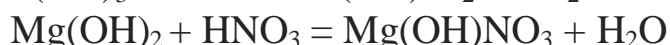
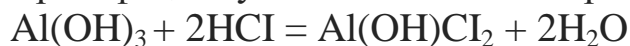


2. Агар водород атомлари, металл атомлари билан қисман алмашган бўлса, нордон туз ҳосил бўлади:

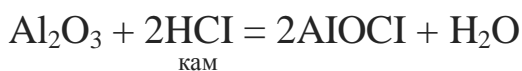


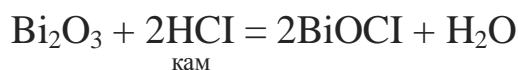
Демак, кўп негизли кислоталаргина нордон тузларни ҳосил қилади.

3. Асосли тузларни фақат кўп кислотали асослар ҳосил қилади:

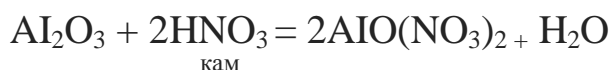


4. Bi_2O_3 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 . . . кўп кислородли асосли оксидлар кислоталар билан (кислота кам бўлганда) таъсирлашганда окси тузлар ҳосил бўлади:





кам

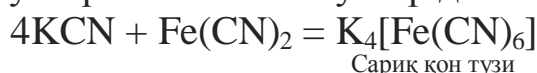


кам

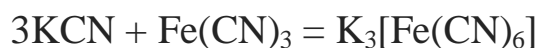
5. Қўш тузлар – кўп негизли кислоталарга иккита ҳар хил асослар таъсир эттирилганда ҳосил бўлади:



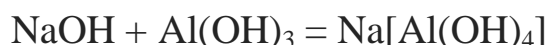
6. Комплекс тузлар – иккита ҳар хил тузлар ёки ишқорлар билан амфотер асослар таъсирлашганда ёки бошқа усуллар билан ҳосил бўладиган тузларга комплекс тузлар дейилади:



Сарик қон тузи

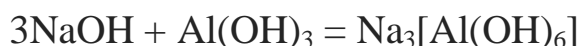


Кизил қон тузи



кам

} гидроксокомплекслар



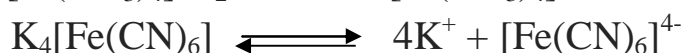
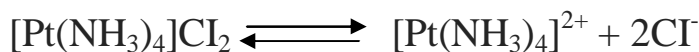
мўл



Комплекс (координацион) бирикмалар аорганик бирикмаларнинг махсус синфини ташкил этади. Уларга комплекс ёки координацион бирикмалар дейилади. Комплекс бирикмаларда ички координацион сфера ёки ташқи сфералар бўлади. Айрим комплекслар фақат ички сферадан иборат бўлади, уларга комплекс неэлектролитлар дейилади: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)\text{Cl}]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, . . . , улар сувда эриганда ионлар ҳосил бўлмайди, молекуляр эриш ҳосил бўлади.

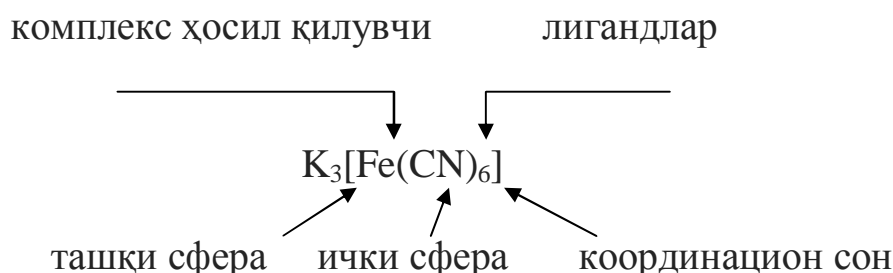
Комплекс катионлар диссоцияланганда мусбат зарядланган комплекс катионига, комплекс анионлар эса диссоцияланганда манфий зарядланган комплекс анионларга диссоцияланади.

Масалан:



Комплекс катион ёки комплекс анионга комплекс бирикманинг ички сфераси дейилади. Ички сферадаги металл ионига (металл атомига) марказий ион ёки комплекс ҳосил қилувчи атом дейилади. Марказий ион билан бевосита бириккан ионларга ёки нейтрал молекулаларга (ички сферадаги) лигандлар дейилади. Лигандлар сони марказий атомнинг координацион сони дейилади.

Комплекс ион билан қарама–қарши зарядланган ионлар ташқи сферани ҳосил қилади. Комплекс бирикмаларни ёзишда ички сферани квадрат қавс ичига олиб ёзилади.

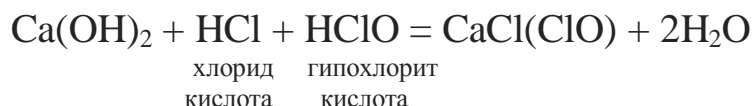


Ташқи сфера билан ички сфера орасида ион боғланиш, марказий ион билан лигандлар орасида донор акцептор боғланиш бўлади.

Комплекс ҳосил қилувчиларга d–металларнинг катионлари (уларда ташқи қобиғида етарлича бўш орбиталлар бўлади) киради. Лигандларда эса эркин (бўш) электрон жуфти бўлганликлари учун, d–металл ионидаги бўш орбиталларида донор акцептор боғ ҳосил қилиб координатландилар.

Анорганик бирикмалар орасида энг кўпи комплекс бирикмалар бўлиб, улар хилма – хилдир.

7. Аралаш тузлар битта асосдан ва иккита ҳар хил кислотадан ҳосил бўлади:



билан улар қўш тузлардан фарқ қилади.

Тузларнинг номланиши.

Тузларни номлашда ҳозирги вақтда асосан Халқаро номенклатурадан фойдаланилади. Бу номенклатура бўйича тузларнинг номланиши металл номидан ва кислота қолдиғининг латинча номидан тузилади. Бунда кислородсиз кислоталарнинг тузлари номи –ид қўшимчаси билан, кислородли кислоталарнинг тузларида эса, агар кислота ҳосил қилувчи элемент қуйи оксидланиш даражасида бўлса кислота қолдиғи номига –ит қўшимчаси, юқори оксидланиш даражасида бўлса, –ат қўшимчаси қўшилади.

Нитрит кислота тузларига – нитритлар, нитрат кислота тузларига – нитратлар, сульфит кислота тузларига – сульфитлар, сульфат кислота тузларига – сульфатлар, карбонат кислота тузларига – карбонатлар дейилади ва ҳоказо.

Масалан: NaCl – натрий хлорид;
 NaBr – натрий бромид;

KNO_2 – калий нитрит;

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – мис нитрат;

Агар туз ҳосил қилувчи металл ўзгарувчан валентликни намоён қилса, тузларни номлашда аввал металлнинг номи кейин унинг валентлиги қавс ичида Рим рақами билан ёзилиб кислота қолдиғи кўрсатилади.

FeSO_4 – темир (II) сульфат,

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – темир (III) сульфат.

Нордон тузларни номлашда анион номига гидро – олд кўшимчаси кўшиб ёзилади. (бунда водород атомларини сони грекча ди - , три – олд кўшимчалари кўрсатилади):

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальций дигидрофосфат;

CaHPO_4 – кальций гидрофосфат

Асосли тузларни номлашда нордон тузларга ўхшаш анион номига гидроксо - олд кўшимчаси кўшилади (бунда OH^- ионларининг сони юқоридагидек ҳисобга олинади).

Масалан: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – магний гидроксохлорид,
 $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – мис гидроксокарбонат (малахит),
 $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ - алюминий дигидроксохлорид,
 $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – алюминий гидроксохлорид.

Кўш тузларни номлашда ва формулаларини ёзишда оксидланиш даражаси юқорироқ бўлган металлдан бошлаб ёзилади ва шу тартибда номланади.

$\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – алюминий- калий сульфат,

аммо анъанавий бўлиб қолган усулдан ҳам фойдаланиш мумкин:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – калийалюмосульфат.

Комплекс тузларни номлашда махсус номенклатурадан фойдаланилади. Бунда кислота қолдиқлари номига “о” ҳарфи кўшилади: Cl^- – хлоро, Br^- – бромо, NO_2^- – нитрито, SO_4^{2-} - сульфато, NO_3^- – нитрато, CN^- - циано ва ҳоказо. Агар – сув бўлса, аква, NH_3 – аммин, CO – бўлса карбонил дейилади.

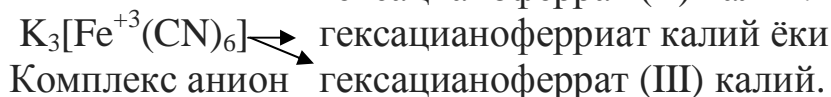
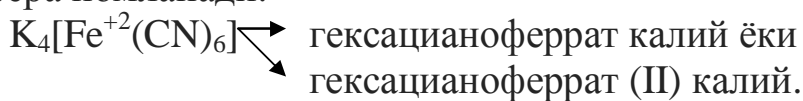
Бир хил лигандлар сони – грекча сонлар билан кўрсатилади:

2 – ди –	4 – тетра –
3 – три –	5 – пента –
	6 – гекса – . . .

Комплекс ҳосил қилувчи марказий атомнинг оксидланиш даражасига қараб унинг номига куйидаги кўшимчалар кўшилади: +1 – а, +2 – о, +3 – и, +4 – е . . .

Масалан: Ag^+ - аргента; Cu^{2+} - купро; Fe^{3+} - ферри; Pt^{4+} - плате.

Агар ички сфера анион бўлса, у ҳолда лигандлар номлангандан кейин комплекс ҳосил қилувчи металл номига - ат суффикси қўшиб кейин ташқи сфера номланади:



$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ – гексааммин кобальт (III) хлорид комплекс катион
Комплекс катион

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$ – трихлоротриакво кобальт (III).

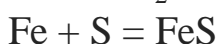
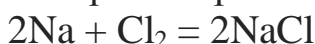
Комплекс ноэлектролит

Комплекс ноэлектролитларда ташқи сфера бўлмайди, уларни номлашда алфавит бўйича кислота қолдиқлари, кейин нейтрал молекула, кейин эса марказий ион номига қавс ичида унинг оксидланиш даражаси (валентлиги) қўйилади.

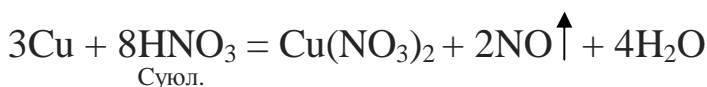
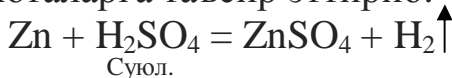
Тузларни олиниш усуллари.

Тузлар асосан қуйидаги усулларда олинади:

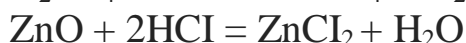
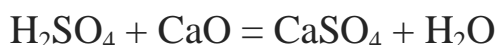
Металл ва металмаслар таъсири билан:



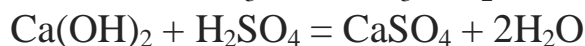
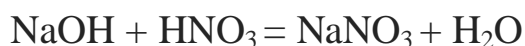
Металларни кислоталарга таъсир эттириб:



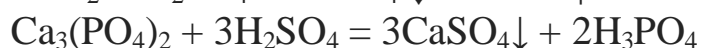
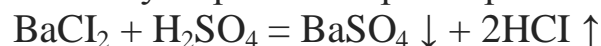
Кислоталарга асосли (амфотер оксидлар ҳам) оксидларни таъсир эттириб:



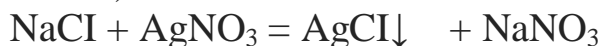
Кислоталар билан асосларни таъсир эттириб (нейтралланиш реакциялари):



Кислоталар билан тузларни таъсир эттириб:



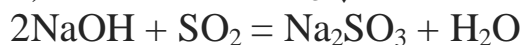
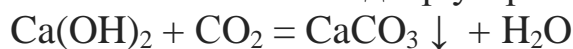
Икки хил тузларни таъсир эттириб (бунда реакция махсулотларидан бири чўкмада бўкиши лозим):



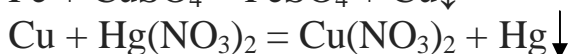
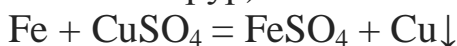
Асосли ва кислотали оксидлар ўзаро таъсирлашиб:



Ишқорлар билан кислотали оксидлар ўзаро таъсирлашиб:

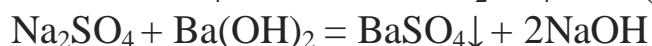


Металлар билан тузлар ўзаро таъсирлашиб, (бунда тузлар эритмада бўлиши (эриган) ва таъсир эттириладиган металл, туз таркибидаги металлга нисбатан кучланишлар қаторида чапроқда (активроқ) жойлашган бўлиши ҳамда сиқиб чиқарилган металл эритмадаги сув билан таъсирлашмаслиги зарур).

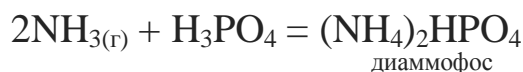
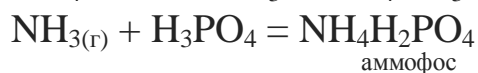
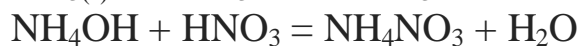


Ишқорлар билан сувда эрийдиган тузлар орасидаги реакциядан фойдаланиб, бунда ё туз чўкмада бўлади (асос олиниши талаб этилса) ё асос чўкмада бўлади (агар туз олиниши талаб этилса).

Масалан:



Саноатда тузлар олиниши махсус усули ҳам мавжуд бўлиб, бу усулда ё газ ҳолидаги аммиакни кислоталарга ёки унинг сувдаги эритмасини кислоталарга таъсир эттириб олинади:



Бу усуллар билан асосан аммоний тузлари олинади.

Тузларнинг кимёвий хоссалари.

Тузларнинг муҳим хоссаларидан бири уларнинг сувда эрувчанлигидир.

Сувда яхши эрийдилар:

нитрат кислотанинг ҳамма тузлари (нитратлар);

сирка кислотанинг ҳамма тузлари ($(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}$ – мустасно);

аммонийнинг ҳамма тузлари;

ишқорий ва ишқорий – ер металлларининг кўпчилик галогенидли тузлари (LiF , CaF_2 , SrF_2 , BaF_2 , MgF_2 - мустасно);

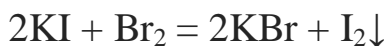
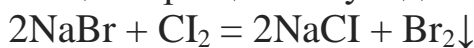
ишқорий металлларнинг бирламчи, иккиламчи ва учламчи фосфатлари (Li_3PO_4 - мустасно);

ишқорий – ер металлариининг бирламчи фосфатлари яхши, қолганлари ёмон ёки эримайди.

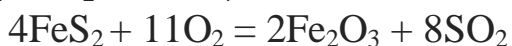
Нордон тузлар тегишли ўрта тузларга нисбатан яхшироқ эрийдилар. Кўпчилик тузлар сувда эриганда тузнинг таркибий қисми билан сувнинг таркибий қисмлари орасида алмашилиш реакциялари натижасида гидролиз (тузнинг парчаланиши) жараёни содир бўлади. (“тузлар гидролизига ” қаранг).

Тузларнинг кимёвий хоссаларидан уларни кислоталарга, асосларга, оксидларга, бир–бирларига, металлларга бўлган муносабатларини тузларнинг олиниш усулларида кўрдик (“тузларнинг олиниш усуллари” мавзусига қаранг).

Бошқа кимёвий хоссаларидан тузларни металмасларга бўлган муносабатларидир. Бундай реакциялар тузлар учун кам характерли бўлиб, унда алмашилиш реакциялари ҳосил бўлади:

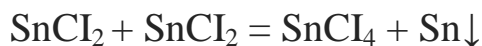
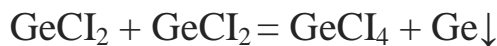


ёки оксидланиш – қайтарилиш реакциялари бўлади:



Бундай реакцияларда туз таркибидаги металнинг оксидланиш даражаси ортади.

Булардан ташқари тузлар диспропорционирлаш реакциясига киришадилар:



Академик Парпиев Нусрат Аъзамович

Нусрат Аъзамович Парпиев 1931 йилда Тошкент шаҳрида туғилган. Ўрта мактабни битиргач, 1948 йилда Ўрта Осиё давлат университети-нинг (ҳозирги Ўзбекистон Миллий университети) кимё факультетига ўқишга кириб, уни 1953 йилда битириб, МГУнинг кимё факультети аспирантурасида ўқиб, 1958 йилда номзодлик, 1974 йилда «Ноорганик кимё» мутахассислиги бўйича докторлик диссертациясини ҳимоя қилган. 1984 йил сентябр ойида Ўзбекистон Республикаси Фанлар Академиясининг Кимё-технология бўйича мухбир аъзоси ва 1995 йилда ҳақиқий аъзоси (академик) қилиб сайланган. У ўз иш фаолиятини ЎзРФАнинг кимё институтида (ҳозирги «Умумий ва ноорганик кимё» институти) бошлаган. Бу ерда у 18 йил давомида кичик, катта илмий ходим, лаборатория мудири ва илмий ишлар бўйича директор муовини лавозимларида ишлаб келган. У ЎзРФАнинг физик-кимёвий тадқиқотлар лабораториясининг ҳамда оралик металлларнинг координацион бирикмалари кимёси илмий йўналишининг ташаббускори ва асосчисидир. У 1976-1977 йиллар давомида Ўрта Осиё нефтни қайта ишлаш саноати илмий текшириш институтининг директори, 1977-1989 йиллар давомида Бухоро озиқ-овқат ва енгил саноат технологияси институти-нинг ректори бўлиб ишлади. Н.А.Парпиев 1989 йилдан то шу кунгача ЎЗМУ кимё факультети «Ноорганик ва аналитик кимё» кафедрасининг мудири лавозимида ишлаб келмоқда. 1992-1994 й. Тошкент давлат университетининг биринчи проректори ва илмий ишлар бўйича проректори, 1994-2001 й давомида Тошкент кимё-технология институти ректори ҳамда 1994-2000 йиллар давомида ЎзР ФАнинг Президиуми аъзоси ва кимё-технология бўлими раиси лавозимларида хизмат қилди.

Академик Н.А.Парпиев ноорганик кимё соҳасидаги долзарб йўналиш бўлган координацион (комплекс) бирикмалар кимёси бўйича самарали меҳнат қилаётган йирик кўзга кўринган олимдир. У ва унинг раҳбарлигидаги жамоанинг илмий йўналиши–органик лигандлар асосида оралик металлларнинг янги комплекс бирикмаларини олиш, уларнинг физикавий ва кимёвий хоссаларини ўрганиш билан бирга замонавий экспериментал ва ҳисоблаш усулларини қўллаб синтез қилинган бирикмаларни амалиётга тадбиқ қилиш билан боғлиқдир.

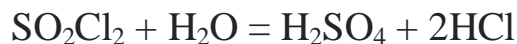
Академик Н.А.Парпиевнинг ходимлари билан олиб борган тадқиқотлари фақат фундаментал ва назарий аҳамиятга эга бўлмасдан балки амалий аҳамиятга ҳам эгадир. Молибден, рений, вольфрам ва

симобни аниқлаш ҳамда юқори даражада тоза молибден олишнинг термик усули ишлаб чиқилди. Бу ишлар унинг бевосита назарий изла-нишлари бўлиб, амалда Ўзбекистондаги қийин эрувчан ва ўтга чидам-ли металлар комбинатида жорий қилинди. Ишларнинг яна бир амалий томони шундаки, олинган комплексларнинг айримлари юқори катали-тик ва биоактив хусусиятга эга эканлигидир.

Академик Н.А.Парпиевнинг илмий ишлари натижалари хорижий ва республика миқёсидаги илмий журналларда чоп этилган 650 тадан зиёдроқ мақола, 8 та монография ва тўпламлар, 22 та авторлик гувоҳномалари ва 2 та патентдан иборат; у ўзбек тилида ноорганик ки-мёдан 3 та дарслик ёзган.

Тузлар гидролизи

Бирор моддага сув таъсир этирилганда шу модданинг таркибий қисмлари, сувнинг таркибий қисмлари билан бирикишига олиб боради-ган реакцияларга гидролиз дейилади.



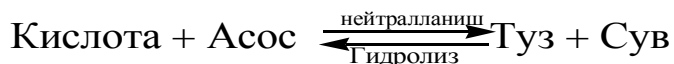
“Гидро” – сув “лизис” парчаланиш демакдир.

Гидролиз реакцияларидан энг муҳим аҳамиятга эга бўлагани тузлар гидролизидир. Тузнинг таркибий қисми билан сувнинг таркибий қисми орасида борадиган ва сувнинг мувозанати ўнгга силжийдиган алмаши-ниш жараёнларига тузлар гидрози дейилади.

Кучсиз асос катиони ёки кучсиз кислота анионидан ҳосил бўлган тузларнинг эритмалари ё нордон реакцияни ($\text{pH} < 7$) ёки ишқорий реак-цияни $\text{pH} > 7$ кўрсатади. Аррениуснинг ионланиш назарияси доирасида бу гидролиз реакциясини бориши билан тушунтирилади. Умумий ҳолда гидролиз туз билан сув таъсири сифатида аниқланади:



Гидролиз нейтралланиш реакциясининг тескарисидир (аксидир):



Демак, туз ионлари билан сув ўртасида бўладиган ва одатда сувдаги H^+ ва OH^- ионлари концентрацияларининг ўзгариши билан борадиган ўзаро таъсир тузлар гидролизи дейилади.

Тузларнинг эритувчи молекулалари билан ўрин алмашилиши соль-волиз дейилади. Агар эритувчи сифатида сув бўлса гидролиз дейилади. Гидролизнинг бориш характери ва имконияти туз табиати, яъни туз

ҳосил бўлган кислота ва асос табиатлари аниқланади. Гидролиз реакциясининг бўлишига сабаб туз катиони ёки аниони сув молекуласи таркибидаги H^+ ёки OH^- ионлари билан бирикиб кам диссоцияланадиган ёки кам эрийдиган бирикмалар ҳосил қилишидир. Бунда сув диссоцияси $H_2O = H^+ + OH^-$ бир томонга силжийди, натижада реакция муҳити ўзгаради.

Катионлараро ва анионлараро гидролизланиш.

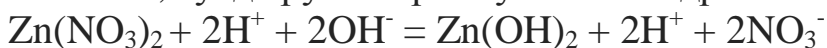
Гидролиз механизми.

Тоza сув жуда кучсиз электролит бўлишига қарамасдан унинг қисман диссоцияланиши натижасида унда ҳамма вақт H^+ ва OH^- ионлари бўлади (сувнинг ионли кўпайтмаси мавзусига қаранг).

Сувда бирорта туз эритилганда, дастлаб туз молекулалари диссоцияланади, натижада ҳосил бўлган металл катиони ва кислота қолдиғи аниони сувдаги H^+ ва OH^- ионлари билан боғланиб, кучсиз электролитлар ё кучсиз асос ёки кучсиз кислота молекулалари ҳосил бўлади. Натижада сувдаги мувозанат $H_2O = H^+ + OH^-$ ўнгга силжийди. Ҳосил бўладиган кислота ёки асос қанчалик кучсиз бўлса, сув мувозанати шунчалик кучли ўнгга силжийди.

Агар гидролиз кучсиз электролит туз таркибидаги катион ҳисобига содир бўлса, гидролиз катиони бўйича боради дейилади, агар гидролиз кучсиз электролит аниони ҳисобига содир бўлса, у ҳолда гидролиз анион бўйича боради дейилади.

Масалан, сувда рух нитрат тузининг гидролизланишини кўрайлик:

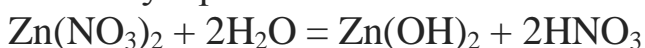


Zn^{2+} -катионлари OH^- анионлари билан боғланиб, электролит $Zn(OH)_2$ –молекулаларини ҳосил қилади, бу эритмадан Zn^{2+} катионлари ва OH^- ионларини чиқариш билан тенг кучли бўлиб, Ле- Шателье принципи содир бўлади.

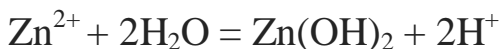
Натижада мувозанат ўнгга силжийди ва $Zn(NO_3)_2$ молекулаларининг парчаланиши (гидролизи) содир бўлади. Демак, $Zn(NO_3)_2$ гидролизининг асосий сабабчиси Zn^+ катиони бўлганлиги сабабли, $Zn(NO_3)_2$ – катиони бўйича гидролизланади дейилади.

Ҳар қандай гидролиз реакциялари 2 хил тенглама билан ифодаланади.

1.молекуляр тенглама:



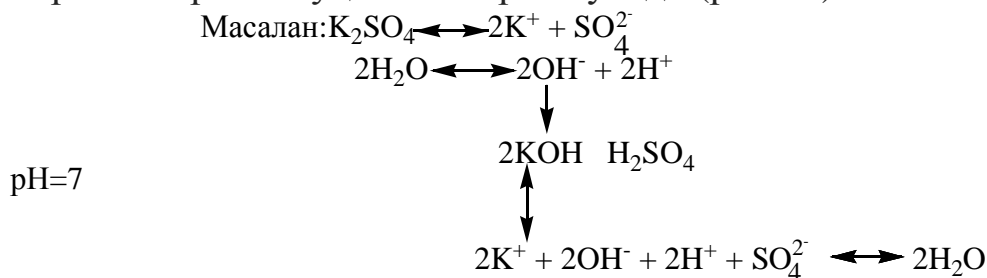
2. ионли тенглама:



Тузлар гидролизи туз таркибига қараб 4 хил бўлади.

1. Кучли асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрамайдилар ва уларнинг сувдаги эритмалари нейтрал бўлади.

Бундай туздан ташкил топган ионлар сувнинг ионлари билан бири-киб кучсиз электролитлар ҳосил қилмайдилар. Ҳатто туз ионлари H^+ ва OH^- ионлари билан бириксалар ҳам, тўлиқ диссоцияланади. Натижада фақат сувнинг диссоциацияланиши ёзилади. Шу сабабли бундай тузларнинг эритмаларини муҳити нейтрал бўлади ($pH = 7$).



2. Кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизи. Масалан, $NaNO_2$, Na_2CO_3 , Na_2S , KCN , CH_3COONa , Na_2SiO_3 , K_2SO_3

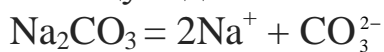
Бундай тузларнинг гидролизи анион бўйича боради ва эритманинг муҳити ишқорий бўлади ($pH > 7$).

Масалан: Натрий нитрит- кучли асос $NaOH$ ва кучсиз кислота HNO_2 ҳосил бўлган бу туз сувли эритмада натрий катионига ва нитрит анионига диссоцияланади ва кейинги босқичда нитрит – аниони сув билан таъсирланади:



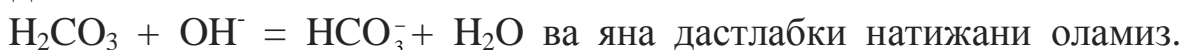
Гидролиз натижасида натрий нитрит эритмаси ишқорий муҳитга эга ($pH > 7$).

Агар туз кўп негизли кучсиз кислота анионидан ҳосил бўлган бўлса, гидролизга гидроанион ҳосил бўлади. Масалан: натрий карбонат гидролизи қуйидаги икки босқич билан ёзилади:



Бундай тузларнинг гидролизларини фақат биринчи босқичда ифодалаш тўғри бўлади. Иккинчи босқичда ифодалаш, масалан:

$CO_3^{2-} + 2H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + 2OH^-$ тўғри, чунки тесқари реакция содир бўлади:

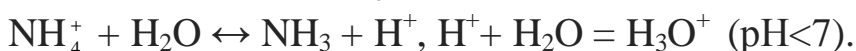


Шунинг учун Na_2CO_3 , K_2CO_3 каби тузлар гидролизи фақат биринчи босқичда ифодаланади.

3. Кучсиз асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизи. Масалан, $Zn(NO_3)_2$, $ZnCl_2$, AlI_3 , $Mg(NO_3)_2$, $CuCl_2$, $(NH_4)_2SO_4$, $Al_2(SO_4)_3$

Бундай тузларда гидролиз катиони бўйича боради ва гидролиз муҳити кислотали бўлади ($pH < 7$).

Масалан: Кучсиз асос (аммиак гидрати $NH_3 \cdot H_2O$) ва кучли кислота HNO_3 дан ҳосил бўлган туз NH_4NO_3 – сувда аммоний (NH_4^+) катионига ва нитрат анионига диссоцияланади, гидролизнинг кейинги босқичида аммоний катиони сув билан таъсирлашади:



Гидролиз натижасида аммоний нитрат эритмаси нордон реакцияни кўрсатади ($pH < 7$).

Агар туз кўп кислотали асосдан ҳосил бўлган бўлса, гидролиз маҳсулотида асоснинг гидроксо катиони ҳосил бўлади.

Масалан, темир (II) хлорид гидролизи қуйидагича икки босқичда боради:



Бундай тузларнинг гидролизи ҳам фақат биринчи босқичда ифодаланади.

4. Сувда яхши эрийдиган кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизи.

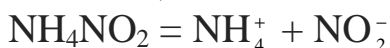
Масалан, NH_4NO_2 , $(NH_4)_2S$, $(CH_3COO)_3Al$, $(NH_4)_2CO_3$

Бундай тузларда гидролизланиш жараёни катион бўйича ҳам, анион бўйича ҳам боради.

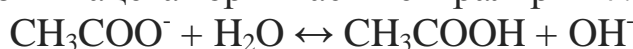
Гидролиз муҳити гидролиз натижасида ҳосил бўладиган кучсиз асос ва кучсиз кислота табиатларига боғлиқ бўлади.

Агар асос ва кислота тенг кучли бўлса гидролиз муҳити нейтрал ($pH = 7$) бўлади. Агар асос салгина кучлироқ бўлса муҳит кучсиз ишқорий бўлади.

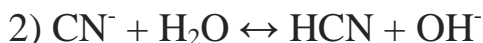
Масалан, аммоний нитрит гидролизи қуйидаги босқичларда боради:



Иккала қатор реакциянинг бориш даражаси бир хил шунинг учун аммоний ацетат эритмаси нейтрал $pH = 7$.

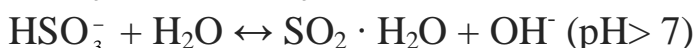
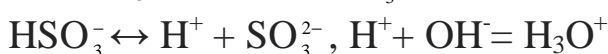


Аммоний цианидэритмаси гидролизиди муҳит анча кучли ишқорий бўлади ($pH > 7$), чунки 2-чи қайтар реакциянинг бориш даражаси жуда катта:

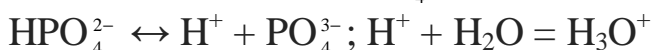
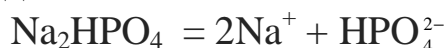


Нордон тузларнинг сувли эритмаларида бир вақтнинг ўзида, ҳар хил даражада 2 та қайтар реакциялар гидроанионнинг диссоцияси ва унинг гидролизи боради, бу реакциялар реакция муҳитини аниқлайди.

Масалан, натрий гидросульфитнинг сувдаги эритмаси кучли ишқорий муҳитга эга бўлади:



Натрий гидрофосфат тузининг гидролизи ҳам ишқорий муҳитга эга бўлади.



Шу сабабли нордон тузларнинг гидролизи ҳамма вақт “нордон” бўлади деган чалкашликка бормаслик зарур.

Ҳамма айтилганларни умумлаштириб, қуйидагиларни тавсифлаш мумкин яъни:

- агар туз кучлироқ кислотадан (асос кучи билан таққослаганда) ҳосил бўлган бўлса, у ҳолда туз эритмаси нордон бўлади (гидролиз муҳити – кислотали);

Агар туз кучлироқ асосдан (кислота кучи билан таққосланганда) ҳосил бўлган бўлса, у ҳолда туз эритмаси ишқорий бўлади (гидролиз муҳити – ишқорий).

Шундай қилиб, тузни ҳосил қилувчи кислота ва асос кучли ўзаро боғлиқликда кўрилиши зарур. Қуйидаги жадвалда турли тузларнинг сувли эритмалари муҳити келтирилган.

Ҳосил бўлган тузлар		Гидролиз муҳити	pH
Кислота	Асос		
кучли	кучли	Нейтрал	7
кучли	кучсиз	Кислотали (нордон)	<7
кучсиз	кучли	Ишқорий	>7
кучсиз	кучсиз		
асосдан кучлироқ		Кислотали	<7

кислотадан кучлироқ бир хилда		Ишқорий Амалда нейтрал	>7 =7
----------------------------------	--	---------------------------	----------

Демак, тузлар гидролизи содир бўлиши учун биринчи шароит туз сувда эрувчан бўлиши керак;

2- чи шароит туз таркибида кучсиз асос, ёки кучсиз кислота ҳосил қиладиган ионларнинг бўлиши шарт. Агар тузда кучли катион, кучли анион бўлса, ёки туз сувда жуда кам эриб, ионлар концентрацияси жуда кичик бўлса гидролиз мутлақо бормайди дейилади.

Амалда гидролиз жараёни асосан биринчи босқич билан тугайди, иккинчи ва ундан кейинги босқичларнинг бориш эҳтимоли жуда қийин.

Агар туз жуда кучсиз асос ва жуда кучсиз кислотадан ҳосил бўлган бўлса (масалан, Al_2S_3 , Fe_2S_3 , Cr_2S_3 ...) бундай тузлар гидролизи амалда 100% ва қайтмас бўлади.



Шу сабабли бундай тузларни сувли эритмалардан олиб бўлмайди, улар сувсиз муҳитда соф моддаларни суюқлантириб олинади:



Гидролиз даражаси ва константаси

Гидролизни миқдорий жиҳатдан тавсифлаш учун гидролизланиш даражаси (a_z) ва гидролиз константаси $K_{г}$ деган катталиклар қабул қилинган.

Гидролиз даражаси – гидролизланган туз молекулалари сонининг эритилган умумий туз молекулалари сонига – нисбати гидролиз даражаси дейилади.

$$a_z = \frac{\text{гидролизга учраган туз молекулалари сони}}{\text{эритилган туз молекулалари сони}}; \text{ ёки } a_z = \frac{n}{N} \quad (1)$$

Бу ерда n- гидролизга учраган модда молекулалари сони, N- гидролиз учун олинган модда молекулаларининг умумий сони, a_z - гидролиз даражаси (кўпгина манбаларда гидролиз даражасини h – билан ҳам белгиладилар).

1- тенгламадан гидролиз даражасининг қийматлари $0 \leq a_z \leq 1$ га тенг бўлиш келиб чиқади.

Агар $\alpha_r = 0$ бўлса, модда гидролизга учрамайди, агар $\alpha_r = 1$ бўлса, модда тўлиқ гидрлизга учрайди. Одатда гидролиз даражаси фоизларда ифодаланади.

$$a_r = \frac{n}{w} \cdot 100\% \quad (2)$$

Демак, гидролиз даражаси гидролизга учраган тузнинг қандай қисми (1 га ёки 100% га тенг деб қабул қилинган умумий миқдоридан) гидролизга учраганлигини билдиради.

- температурага, температуранинг кўтарилиши гидролизни оширади;

- эриган модда концентрациясига, эритма суюлтирилганда α_r ортади;

- эриган модда табиатига.

Реакция муҳитининг таъсирида H^+ ва OH^- ионларининг таъсири ўрганилади.

1. H^+ ионларнинг ошиши;

а) кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизини оширади.

б) кучли кислота ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизини камайтиради.

2. OH^- ионларининг ошиши;

а) кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизини камайтиради.

б) кучли кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизини оширади.

Масалан: OH^- ортганда



H^+ -ортганда

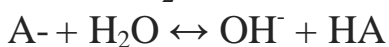
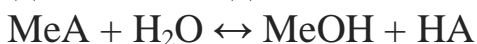
H^+ - ортганда



OH^- ортганда

Тузлар гидролизи – умуман гидролизнинг хусусий ҳоли бўлиб, қайтар жараён (\leftrightarrow).

Масалан, бирор бир валентли металлнинг кучли асосдан $MeOH$ ва бир негизли кучсиз кислота (HA) дан ҳосил бўлган тузнинг гидролизи қуйидагича ёзилади:



Эритмада маълум миқдордаги OH^- ионлари тўпланади, шу сабабли кучсиз кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизи

ишқорий муҳитга эга бўлади. Ушбу кимёвий реакциянинг мувозанати оддий тенглама билан ифодаланади:

$$K_2 = \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]}; \text{ бу ерда } K_2 - \text{ гидролиз константаси.}$$

Бундан ташқари эритмада яна иккита бошқа типдаги мувозанат қарор топади:

$$K_{кис} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \text{ ва } K_{суб} = [OH^-] \text{ бу учта тенгламани комбинациялаб:}$$

$$K_2 = \frac{K_{суб}}{K_{кис}} \quad \text{ёки} \quad K_2 \cdot K_{кис} = K_{суб}$$

Демак, гидролиз константаси кислотанинг кислоталик константасига тескари пропорционалдир.

Кислота қанчалик кучсиз бўлса, гидролиз константаси шунчалик катта ва гидролиз даражаси шунчалик юқори бўлади.

Таъкидлаш муҳимки, охириги тенглама билан аниқланадиган K_T – қиймати асоснинг ионланиш константаси K_a кўрсатади.

Сирка кислотасининг 18°C да $K_k = 1,8 \cdot 10^{-5}$ га, сувни константаси $K_c = 1 \cdot 10^{-14}$ га тенг эканлигини билган ҳолда натрий ацетат тузининг K_T – ни ҳисоблаш мумкин:

$$K_2 = \frac{K_c}{K_k} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10} \text{ га тенг бўлади.}$$

Кучсиз асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизда, туз катионлари гидролизга учрайди:



$$\text{Гидролиз константаси } K_2 = \frac{[H^+][KOH]}{[K^+]} = \frac{K_c}{K_{ac}} = \frac{a_2^2}{1 \cdot C} C \approx a_2^2 C \text{ га тенг бўлади.}$$

Тузлар гидролизини кўчайтириш ва сусайтириш шароитлари.

Тузлар гидролизи – эндотермик жараён ва аксарият кўпчилик ҳолларда мувозанатли қайтар жараёндир. Гидролизни кучайтириш ёки сусайтириш Ле – Шателье принципи асосида тушунтирилади.

Гидролизни кучайтириш мумкин:

*эритмани қиздириб;

*эритмани суюлтириб;

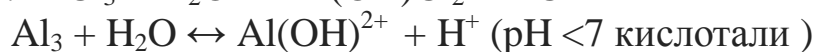
*гидролиз маҳсулотларидан бирортасини боғлаб (H^+ ёки OH^- ионларини).

OH^- - ионини боғлаш учун эритмага кислота қўшилади, бунда гидролиз кислотали дейилади.

H^+ - иоларини боғлаш учун эритмага ишқор қўшилади, бунда гидролиз ишқорли дейилади.

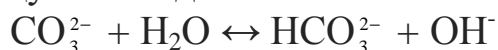
Гидролиз маҳсулоти H^+ ва OH^- ионларини боғлаш учун эритмага катион ёки анион бўйича гидролизланадиган туз ҳам қўшилиши мумкин.

Масалан: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$



Ушбу туз гидролизи кучаяди:

1. Эритма қиздирилганда;
2. эритма суюлтирилган;
3. анион типи бўйича гидролизланадиган туз, масалан, Na_2CO_3 қўшилганда:



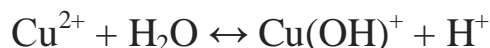
Ҳосил бўлган OH^- ионлари эритмадаги H^+ ионларини сув қилиб боғлайди ($\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$), натижада AlCl_3 гидролизи кучаяди.

Гидролизни сусайтириш мумкин:

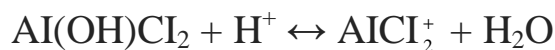
- эритмани совутиш;
- дастлабки туз концентрациясини ошириб;
- гидролиз маҳсулотларидан бирортасини эритмага қўшиб (ё кислота ё ишқор). Агар тузнинг гидролизида H^+ ионлари ҳосил бўлса, кислота қўшилади. Агар тузнинг гидролизида OH^- ионлари ҳосил бўлса, ишқор қўшилади ёки ўхшаш ионлар ҳосил қилиб гидролизланадиган тузлар ҳам қўшилади. Юқоридаги мисолимизда олинган AlCl_3 тузни гидролизини сусайтириш мумкин:

1. эритмани совутиб;
2. эритмага яна AlCl_3 қўшиб;
3. эритмага HCl кислотаси қўшиб;

4. катион типи бўйича гидролизланадиган туз қўшиб, масалан, CuSO_4 тузи қўшиб:



Ҳосил бўлган H^+ ионлари AlCl_3 туз гидролизида тескари реакцияни кучайтириб:



гидролизни сусайтиради.

II- ҚИСМ АНОРГАНИК КИМЁ

16 БОБ. Металлар

Металларнинг физикавий хоссалари. Металларнинг даврий системадаги ўрни, кимёвий хоссалари.

Техникада металлар ва қотишмалар. Металларни олишнинг асосий усуллари. Металларнинг электрокимёвий кучланиш қатори. Коррозия, унга қарши кураш чоралари.

Металларнинг физикавий хоссалари.

Даврий жадвалдаги водород ва гелийдан ташқари барча s-, d- ва f-ханда айрим p- элементлардан ҳосил бўладиган оддий моддалар металлар ҳисобланади. Даврий системадаги 105 та элементдан 83 таси металдир. Булардан 52 таси типик металлар: **s, p ва d- типик металлар 24 та: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Sc, Co, Ni, Cu, Ag, Cd, Zr, La, Hg, Tl, Ac, Ru, Ns. 28 та f-металлар** (4f-металлар 14 та лантаноидлар), (5 f-металлар 14 та актиноидлар). Аслида лантаноид ва актиноидлар (яъни – оид) атамаси ўрнига лантанид ва актинидлар деб номлаш тўғрироқ бўлади, яъни шундай деб аталганда уларнинг кимёвий хоссалари орасида фарқ намоён қилинган бўлади. **-оид** кўшимчаси мутлак ўхшашликни ифодалайди лантанидларда ҳам, актинидларда ҳам кимёвий хоссалари орасида кескин фарқлар мавжуд. Шу сабабли 4f металларни **лантанидлар** 5f металларни **актинидлар** деб аташ мақулроқ бўларди.

Даврий системада 31 та амфотер металлар мавжуд. Симобдан бошқа барча металлар одатдаги шароитда қаттиқ ҳолда бўлади. Металлар қаттиқ ҳолатда қолган барча қаттиқ моддалардан (оддий ва мураккаб бирикмалар) ўзларининг характерли хоссалари билан фарқ қиладилар. Металларнинг физикавий хоссаларига: оптик, термик, механик, электр, магнит, пластиклиги, қаттиқлиги, зичлиги, суёқланиш ва қайнаш температуралари кабилар киради. Металларнинг оптик хоссалари: ялтироқлиги ва шаффоф эмаслигидир. Алюминий ва магний кукун ва яхлит ҳолатда ҳам ялтироқ. Бошқа кўпгина металлар текис сиртли яхлит ҳолида бўлганда ялтироқ, кукун ҳолида ялтирамайди. Ag, Pd, Zn лар энг кўп ялтироқликка эга. Металлар ўзига хос механик хоссага эга. Улар у ёки бу даражада болғаланувчан, улардан айримлари чўзиш ёки қисишга юқори чидамли.

Металлар оддий шароитда юқори электр ўтказувчанликка эга. Бу хусусиятлар уларнинг кристалл панжарасида атом ядроси билан боғланмаган кўп сонли ($1 \text{ куб см да } 10^{22}\text{-}10^{23}$) ҳаракатчан электронлар мавжудлиги билан боғлиқ.

Бу электронларга эркин электронлар ёки **“электрон газ”** дейилади. Металларнинг “электрон газ” ичидаги ион кристалл асос (негиз) шаклида тасаввур этиш мумкин. Бу кристалл асос ионларнинг электростатик итарилишига йўл бермай уларни мувозанатлайди ва шу тариқа қаттиқ жисм (металл боғ) қилиб боғлаб туради.

Металлар биринчи тур электр ўтказгичлар (электрон ўтказгич), яъни металлардан электр токи ўтганда ҳеч қандай ўзгариш содир бўлмайди.

Металларнинг электр ўтказувчанлиги температура ва қўшимчаларга боғлиқ бўлади (температура кўтарилган сари электр ўтказувчанлик камайди).

Баъзи металлар абсолют нолга яқин температурада ўта ўтказувчанлик хоссасини намоён қилади. Ўта ўтказувчанлик температура пасайиши билан секин аста эмас, балки бирданга маълум критик температурада намоён бўлади.

Зидеман Франс қонунига мувофиқ металларда иссиқлик ўтказувчанликнинг электр ўтказувчанликка нисбати доимий катталиқ бўлади ва металл табиатига боғлиқ эмас.

Электр ўтказувчанликлари бўйича металлар: Ag, Cu, Au, Cr, Al, Mg, Fe ... қаторида камайиб боради.

Металларнинг электр ўтказувчанлигига қўшимча компонентларнинг бўлиши кучли таъсир қилади. Масалан, алюминий таркибида 0,04% Fe бўлса, алюминийнинг электр ўтказувчанлиги 10% га, агар 0,08% Fe бўлса, электр ўтказувчанлик кескин камайди.

Иссиқлик ўтказувчанликлари бўйича металлар қуйидагича камайиб боради:

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.

Металлар ўзига хос ялтироқ болғаланувчан улардан жуда ингичка сим қилиб чўзиш мумкин ёки жуда юпқа пластинка олиш мумкин. Масалан: 1 г Au дан 300 метргача етадиган жуда ингичка сим олиш мумкин ёки 1 кг Au дан 530 м² плёнка олинади. Қуёш нурида бу плёнка яшил рангда товланади ва бошқа металлардан нур ўтказадиган плёнкалар олиб бўлмайди.

Кўпчилик металлар ёруғликнинг ҳамма тўлқин узунлигидаги спектрларини деярли тўлиқ қайтарадилар, бунинг натижасида улар оқ ёки кулрангда бўлади. Фақат иккита металл мис ва олтин мувофиқ ҳолда яшил ва хаворангларни ютади (бошқа тўлқин узунлигидаги нурларга нисбатан) шунинг учун мис-қизил, олтин эса сариқ рангда бўлади.

Даврий жадвалда металмаслар билан металлар орасида жойлашган айрим элементлар, масалан: В, Si, Ge, As, Sb, Se ва Те лар характерли металлик ялтироқликка эга, бироқ уларнинг кристаллик структуралари металларникидан фарқ қилади (ярим металлар). Уларнинг ҳаммаси ярим ўтказгичлардир. Уларнинг электр ўтказувчанликлари электронлардан фақат бир қисми ҳаракатланиши ҳисобига юзага келади.

Металлар турли хил хоссаларига асосланиб классификацияланадилар.

Масалан, металлар зичликларига кўра шартли равишда 2 гуруҳга бўлинадилар:

зичлиги 5 дан кам $r < 5 \text{ г/см}^3$ бўлганлари энгил металлар.

зичлиги 5 дан юқори $r > 5 \text{ г/см}^3$ бўлганлари оғир металлар.

Энг энгил металл литийдир ($r = 0,53 \text{ г/см}^3$) ва энг оғир металл осмийдир ($r = 22,6 \text{ г/см}^3$) у сувдан 22,6 марта оғир. Суюқланиш температураларига қараб осон суюқланувчан ва қийин суюқланувчан металларга бўлинадилар. $t_c < 1000^\circ\text{C}$ бўлса осон суюқланувчан, $t_c > 1000^\circ\text{C}$ бўлса қийин суюқланувчан дейилади.

Одатдаги шароитда (20°C) симоб суюқликдир. Энг осон суюқланувчан металларга цезий ($t_c = 28^\circ\text{C}$) ва галлий ($t_c = 30^\circ\text{C}$) лар киради. Унча юқори суюқланиш (100°C гача) температурасига эга бўлмаган металлар натрий, калий, рубидий ва цезийлардир. Энг қийин суюқланувчан металл вольфрамдир ($t_c = 3410^\circ\text{C}$). Энг қаттиқ металл хромдир, энг юмшоқ металлар Na, K, Rb ва Cs лар бўлиб улар пичоқ билан осон кесилади, қўлда осон эзилади.

Техникада металлар 2 гуруҳга: қора ва рангли металларга бўлинади, металларнинг техник классификациялари қуйидаги жадвалда келтирилган.

Қора металлар	Рангли металлар								
	Оғир металлар	Энгил металлар	Қиммат баҳо металлар	Қийин суюқланувчан	Энгил	Тарқоқ	Сийрак-ер	Радио-актив	Кам
Fe, Mn, Cr ва уларнинг қотишмалари	Cu, Zn, Sn, Pb	Li, Na, K, Be, Mg, Ca, Ba, Al	Pt, Jr, Os, Pd, Ru, Rh, Au, Ag,	Ti, Zr, V, Nb, Ta, W, Mo, Co	Rb, Cs, Sr	Ga, Jn, Tl, Re, Ge	Sc, Y, La ва 14 талантанидлар	Po, Ra, Ac ва 14 та активидлар	Hg, Bi, Sb

Металларнинг магнит хоссалари

Металларнинг кўпчилиги қаттиқ ҳолатда магнитга тортиладилар (парамагнит). Даврий системанинг бош гуруҳ металлари диамагнит (I, II ва III металлари бундан мустасно, улар магнитга кучсиз тортиладилар). Бор ва бериллийлар диамагнит. Бош гуруҳ металлари ионлари инерт газ электрон конфигурациясига эга бўлганликлари учун диамагнит.

Металларнинг парамагнитизм хоссаси уларнинг кристалл панжараларидаги эркин электронлар ҳисобига юзага келади. Ўтувчан d-металлар парамагнит (I ва II қўшимча гуруҳ элементлари Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg лар диамагнит) d-металларнинг парамагнит хоссалари, бош гуруҳлар металларикига нисбатан анча юқори ва тартиб рақамининг ортиб бориши билан анча ортиб боради.

d-металларнинг биринчи қаторида Sc дан Mn гача парамагнитликлари анча ортиб боради, шу билан бир вақтда марганецдан кейинги металллар Fe, Co, Ni ферромагнит. d-металларда парамагнитизмликнинг ёрқин ифодаланиши, уларнинг панжаралари ионлардан тузилган бўлиб уларда битта тоқ электронлар жойлашган орбиталларнинг ортиб бориши билан тушунтирилади.

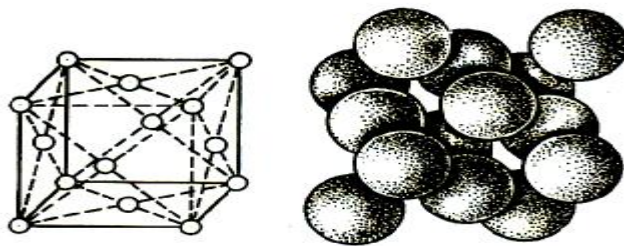
Ферромагнитизм – парамагнитизмнинг хусусий ҳоли бўлиб, агар ферромагнитли металл, магнит майдонига жойлаштирилса, ўзининг шахсий майдонини чекланмаган ҳолда сақлаш хоссаси билан характерланади.

Ферромагнитизм – фақат Fe, Co, Ni ва айрим лантаноидлар орасида учрайди. Ферромагнитизм фақат металлларда паст температурада намоён бўлади ва металл маълум температурагача қиздирилганда ферромагнитизм хоссаси тез йўқолади. **Бу нуқтага Кюри нуқтаси дейилади.** Масалан: темир учун Кюри нуқтаси 769°C , Ni учун 356°C , Co учун 1075°C ва кадмий учун 16°C дир. Бу температурада бошқа хоссаларидаги ўзгаришларда узлуксизлик узилсада масалан, иссиқлик сиғимида бироқ кристаллик панжарада ўзгариш содир бўлмайди. Диамагнитизм ва парамагнитизмдан фарқли равишда ферромагнитизм ва парамагнитизм, металл атомининг эмас, балки кристаллик панжара хоссаси бўлиб ҳисобланади.

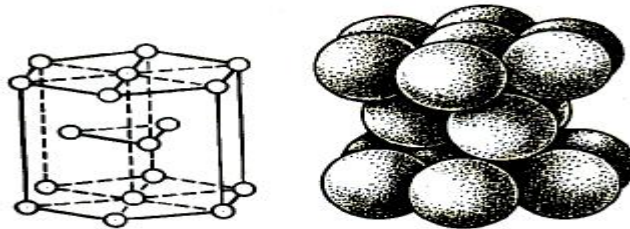
Металларнинг кристаллик структураси

Аксарият кўпчилик металллар қуйидаги 3 та типдаги кристаллик панжараларидан биттаси бўйича кристалланадилар.

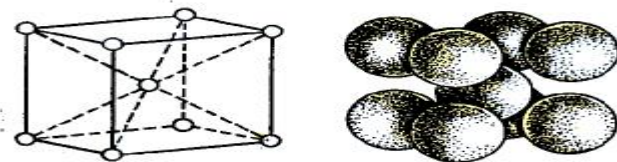
- а) зич куб панжара қирралари марказлашган куб;
- б) зич гексагонал панжара;
- в) ҳажмий марказлашган куб панжара.



а - зич куб панжара (кирралари марказлашган)



б - зич гексагонал панжара



в - хажмий марказлашган куб панжара

Металларнинг бу кристалл панжараларида ҳар бир атом (ион) панжара тузилишига қараб 8 ёки 12 атом билан боғланган, яъни координацион сон 12 (а) ёки 8 (б) бўлади.

Қуйидаги жадвалда металларнинг кристаллик панжаралари ва атом радиуслари келтирилган.

Li в 1,58	Be б 1,12												
Na в 1,92	Mg б 1,60	Al а 1,43											
K в 2,38	Ca а(б) 1,97	Sc б(а) 1,66	Ti б(в) 1,47	V в 1,35	Cr в(б) 1,29	Mn г(г) 1,28	Fe в(а) 1,26	Co б(а) 1,25	Ni а(б) 1,25	Cu а 1,28	Zn б 1,37	Ga г 1,38	Ge г 1,39
Rb в 2,53	Sr а 2,15	Y б 1,82	Zr в(б) 1,60	Nb в 1,47	Mo в 1,40	Tc — —	Ru б 1,34	Rh а 1,34	Pd а 1,37	Ag а 1,44	Cd б 1,52	In г 1,67	Sn г 1,58
Cs в 2,72	Ba в 2,24	La а(б) 1,86	Hf б 1,59	Ta в 1,47	W в(г) 1,41	Re б 1,37	Os б 1,35	Ir а 1,36	Pt а 1,39	Au а 1,44	Hg г 1,55	Tl а(б) 1,71	Pb а 1,75
Fr — —	Ra — —	Ac — —	Th а 1,80	Pa — —	U а(г) —	Лантан идлар	Ce а(б) 1,82	Pr б 1,84	Md б 1,81	Er б 1,74			

Эслатма: а-зич куб панжара; б-гексагонал панжара; в- хажмий марказлашган куб панжара; г- юкоридаги 3 типдаги панжаралардан фарк киладиган махсус панжара. Полиморф металлар учун кавс ичида юкори температурада баркарор панжаралар берилган. Металлар атом радиуслари Å да берилган.

Шуни таъкидлаш лозимки, структуралари маълум бўлган 52 та металлдан 32 таси (паст температурада) куб ёки зич гексаганол панжарада кристалланади, 14 таси эса ҳажмий марказлашган куб панжарада кристалланади. Шундай экан бу структуралар қулай структуралардир. Уларнинг ҳосил бўлиши металл боғлар асосида осон тушунтирилади. Фақат кам сондаги металллар махсус панжараларда кристалланади, улар келтирилган турлардан фарқ қилади.

Айрим металллар икки ёки бир қанча полиморф шаклларда кристалланиладилар. Улар аниқ ўтиш температураларга ва яширин иссиқлик айланишларига эга.

Масалан: темирнинг полиморфизми қизиқарли, бу металл 3 хил шаклда кристалланади.

α -Fe- ҳажмий марказлашган куб панжара 906°C гача барқарор. γ -Fe- зич куб панжарада 906°C дан 1401°C оралиғида барқарор ва δ -Fe ҳажмий марказлашган куб панжарада суюқланиш температурасигача (1530°C) барқарор. Парамагнит β -Fe Кюри нуқтасидан (769°C дан) 906°C оралиғида барқарор.

Металларни табиатда учраши

Металлар табиатда туғма ва ҳар хил бирикмалар ҳолида учрайди. Кимёвий жиҳатдан пассив металллар туғма (соф) ҳолида учрайди. Буларга нодир ва ярим нодир металллар киради. Кимёвий жиҳатдан актив металллар табиатда боғланган ҳолатда турли бирикмалар кўринишида учрайди. Бундай бирикмаларнинг тури ва шакллари асосан металлларнинг кимёвий активлигига боғлиқ бўлади. Металлар учун характерли табиий бирикмалари металлларнинг активлик қаторидаги ҳолатига боғлиқ бўлиб, металл қанча активроқ бўлса унинг табиатдаги бирикмалари ёрқин ифодаланган туз характерида бўлади. Масалан: ишқорий металллар табиатда галогенидлар, нитратлар, сульфатлар кам ҳолларда карбонатлар (содали кўллар) кўринишида учрайди. Бу бирикмаларнинг ҳаммаси сувда яхши эрийди, бу ҳол уларнинг ердаги майдонларини тақсимланишини ўзига хос хусусиятини аниқлайди. Денгиз ва океанларда, шўр кўлларда, ерости минерал манбаларида эриган бўлади. Қуруқликдаги тўпланган конлари (тош тузи, селитра...) сув ҳавзаларининг буғланиши натижасида юзага келади.

Айрим камроқ ишқорий-ер металлари ва магнийлар учун галогенидли ва нитратли конлари кам характерли бўлсада, карналит $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, Норвегия силетраси $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ лар табиатда учрайди. Ишқорий-ер металлари учун сульфатлари ва карбонатлари жуда харак-

терли. Алюминий табиатда боксит $Al_2O_3 \cdot xH_2O$, каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, криолит $Na_3[AlF_6]$ лар ҳолида кўпроқ учрайди.

Кўпчилик металллар асосан турли оксид, сульфидли бирикмалар ҳолида учрайди.

Ниҳоят активлик қаторида водороддан ўнгда жойлашган нодир ёки ярим нодир металллар (Cu, Ag, Au, Hg ...) табиатда нафақат оксидлар ва сульфидлар (HgS-киновар, Cu_2S -халькозин, Cu_2O - куприт...) балки туғма ҳолатларида ҳам учрайди. Табиатда энг оғир туғма учраган металллардан Au-112 кг, Ag-13,5 тонна, Cu- 420 тонналар мисол бўлади.

Металларни олишнинг асосий усуллари

Саноатда металллар асосан уларнинг табиий бирикмаларидан яъни маъданларидан олинади.

Саноат миқёсида соф металллар олиш учун яроқли табиий хом ашёнинг ҳар хил турлари маъданлар дейилади.

Маъданлардан металллар ажратиш олиш ҳамма вақт оксидланиш-қайтарилиш жараёнидир.

Ҳамма металллар (туғма-металлардан бошқалари) табиий бирикмаларида оксидланган шаклда бўлади, уларни бирикмалардан ажратиш учун улар қайтарилади.

Металларни уларнинг табиий бирикмаларидан олишнинг умумий принциплари куйидагича: айна металл қанчалик актив бўлса, уни ажратиш учун шунча кучли қайтарувчидан фойдаланилади.

Металлургияда типик қайтарувчилар сифатида: водород, углерод, актив металллар (Al, Zn, Mg, Ca, ишқорий металллар) дан фойдаланилади.

Кўпчилик ўтувчан d-металларни уларнинг оксидларидан углерод билан қайтарилади. Бироқ углерод бир қатор металллар билан мўрт ва иссиқликка чидамли фаза ҳосил қилади. Айрим ҳолларда бу эффектдан махсус фойдаланиб, масалан карботермик усулларда темир рудалари қайтарилиб, чўян олишда фойдаланилади.

Сульфидли маъданлар куйдирилиб, оксидлар ҳолига ўтказилади ва оксидлари қайтарилади. Ниҳоят энг актив ишқорий ва ишқорий-ер металлари, алюминий, магнийлар галогенидли тузларни суёқланмаларини электролиз қилиб олинади.

Mo, W, Re ва бошқа металлларни уларнинг оксидларидан водород билан қайтарилиб олинади. Водород анча юмшоқ қайтарувчидир.

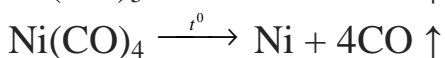
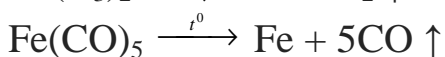
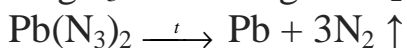
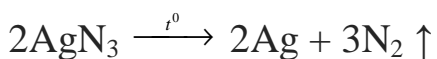
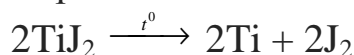
Карботермик қайтарилиш билан Fe, Pb, Sn, Cu, Zn, Ni, Co, Mn...металлар олинади.

Cr, Mn, Fe каби металлларни олишда алюмотермия усулидан кенг фойдаланилади.

Қуйидаги жадвалда металлларнинг асосий олиш усуллари келтирилган.

Металларни асосий олиниш усуллари

Усул	Дастлабки шакли	Олинадиган металллар
Физик усуллар		
Аралашмаларни ажратиш	Оддий модданинг туғма ҳолати	Au, Pt, Hg, Ag ва платина металари
Қайтариш: водород билан	Оксидлар, галогенидлар, тузлар	Ga, In, Ge, Mo, W, Re
Карботермия (C билан)	Оксидлар, тузлар	Fe, Co, Ni, Cr, Mn, Pb, Sn, Zn, Cd, Cu, Sb, Bi, Mo, W
Металлотермия: алюмотермия	Оксидлар	Cr, Fe, Co, Ni, Mn, ишқорий металлари
Цинктермия	Галогенидлар, тузлар	Ag, Au
Магний термия	Оксидлар галогенидлар	Be, Ti, Zr, Hf
Кальций термия	Оксидлар, галогенидлар	U, V Nb, Ta, Sc, Y, La ва лантанидлар
Ишқорий металллар билан	Оксидлар, тузлар	Nb, Ta, Ti, Zr, Hf
Электролиз катодда	Галогенидлар, тузлар ишқорлар	Ишқорий ва ишқорий-ер металари, Al, Ga, In, Tl, Be, Mg, Zn, лантанидлар, Pb, Nb, Ta, Mn, Cu,
Парчалаш ва диспропорционирлаш	Галогенидлар. Субгалогенидлар. Карбониллар. Иодидлар. Азидлар.	Ge, Ti, Zr, Hf, Mo, W, V, Nb, Ta, Al, Fe, Co, Ni, Mn



Айрим ўтувчан d- металлларнинг атом радиуслари (А)

Группалар				
IV	V	VI	VII	VIII
Ti 1,47	V 1,35	Cr 1,29	Mn 1,28	Fe 1,29
Zr 1,60	Nb 1,47	Mo 1,40		Co 1,25
Hf 1,59	Ta 1,47	W 1,41		Ni 1,25

d- металлларда (кўшимча гуруҳларда) юқоридан пастга тушган сари атом радиуслари камади ёки деярли тенг бўлади.

Бу ҳодисага d- эффект ёки d – қисилиш дейилади.

Металларнинг даврий системадаги ўрни ва кимёвий хоссалари

Металларнинг кимёвий хоссалари уларнинг атом тузилишига ва даврий системадаги жойлашган ўринларига асосланиб тушунтирилади.

Металларнинг ташқи электрон қаватларида кам сондаги электронлар жойлашганлиги билан характерланади.

Масалан, ташқи қаватида:

1 та электрони бўлган металллардан -15 та;

2 та электрони бўлган металллардан -57 та;

3 та электрони бўлган металллар – 4 та (Al, Ga, In, Tl);

4 та электрони бўлган металллар 3 та (Ge, Sn, Pb);

5 та электрони бўлган металллар – 2 та (Sb, Bi);

6 та электрони бўлган металл- 1 та (Po);

“нол” та электрони бўлган металл- 1 та (Pd).

Демак, 83 та металлнинг 72 тасида ташқи қаватида битта, ёки иккитадан электронлари бўлади.

Битта даврнинг ўзида жойлашган элементлар атомларида электрон қаватлар сони бир хил бўлади, бироқ чапдан ўнгга ўтган сари ядро зарядлари бир бирликка ортиб боргани сари электрон қаватлар ядрога кучли тортилади ва атомларнинг радиуслари кичрайиб боради.

Атом радиусларининг кичрайиши билан металлларнинг қайтарувчи хоссалари сусаяди. Бир давр ичида чапдан ўнгга ўтган сари элементларнинг металллик хоссалари сусайиб, металмаслик хоссалари ортади.

Агар даврий системанинг узун вариантыда бордан (В) аstatга томон диаганол чизик ўтказилса, диаганалнинг чап томонида ҳамма металллар, ўнгида эса ҳамма металмаслар жойлашади. Диаганал чизикдан қанчалик чапга силжисак металлларнинг активлиги ортиб боради, диаганал чизикқа нисбатан яқин жойлашган металллар амфотер хоссага эга бўлади.

Агар францийдан фторгача диагонал чизик ўтказсак чизикнинг чап томон пастки учидан энг актив металл (франций) ўнг томон юқори учидан энг актив металмас (фтор) жойлашади.

Шундай қилиб, даврий системанинг чап томон пастки қисмида актив металллар, ўнг томон юқори қисмида актив металмаслар жойлашади. Даврий системада s ва p металллар асосий гуруҳларда, d ва f металллар эса кўшимча гуруҳларда жойлашган.

Металллар ўзларидан фақат электрон бериш хусусиятига эга бўлган элементлардир. Шу сабабли металллар кимёвий бирикмаларида фақат мусбат оксидланиш даражаларини намоён қиладилар. Металллар учун манфий оксидланиш даражасини намоён қилиш мутлақо характерли эмас. Металлларнинг энг қуйи оксидланиш даражалари нолга тенг.

Металлларнинг ион радиуси қанча катта ва заряди қанча кичик бўлса, шунча кучли асос хоссасини намоён қилади. Металлнинг ион радиуси кичик ва ион заряди катта бўлса, металл шунча кучли кислота хоссасини намоён қилади.

Масалан:	Na ⁺ - 0,98 Å	Mg ⁺² - 0,78 Å	Cr ⁶⁺ - 0,52 Å	↑ Кислота хоссаси ортади
Асос	K ⁺ - 1,33 Å	Ca ²⁺ - 1,06 Å	Mo ⁶⁺ - 0,65 Å	
хоссаси	Rb ⁺ - 1,490 Å	Sr ²⁺ - 1,27 Å	W ⁶⁺ - 0,65 Å	
ортади	Cs ⁺ - 1,65 Å	Ba ⁺² - 1,43 Å	-----	

Металлларнинг электрохимёвий кучланиш қатори

Металлларни чапдан ўнгга ўтганда стандарт электрод потенциаллари (E⁰) алгебраик қийматларини ортиб бориш тартибидан кетма-кет горизантал жойлашган қаторига металлларнинг электрохимёвий кучланиш қатори дейилади.

(бу қийматлар сувли эритмаларда ўлчанган).

Li	K	Cs	Rb	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr
-3,02	-2,924	-2,925	-2,923	-2,92	-2,89	-2,84	-2,71	-2,94	-2,87	-2,39	-1,05	-0,176	0,41
Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au	
-0,44	-0,277	-0,25	-0,136	-0,126	0,00	+0,66	+0,317	+0,34	+0,79	+0,799	+1,2	+1,42	

Кучланишлар қаторидан келиб чиқади:

ишқорий ва ишқорий–ер металлари сувдан ҳамда оксидловчи хоссасини намоён қилмайдиган кучли ва кучсиз кислоталардан водородни сиқиб чиқаради (HCl, HBr, HI, H₃PO₄, CH₃COOH, H₂CO₃, H₂S ...). Бу металлларга актив металллар дейилади.

-кучланишлар қаторида магнийдан водородгача ўртача активликдаги металлар жойлашади, улар кучли қиздирилган сув буғларидан, иссиқ сувдан ва кучли ҳамда ўртача кучдаги оксидламовчи кислоталардан H_2 сиқиб чиқаради.

-кучланишлар қаторида H_2 ўнгда пассив металлар жойлашади, улар сувдан ва ҳатто кислоталардан ҳам H_2 сиқиб чиқара олмайдилар.

-кучланишлар қаторида ҳар бир металл ўзидан кейинги металларни уларнинг *тузлари эритмаларидан* сиқиб чиқаради.

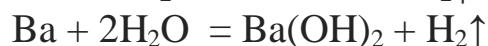
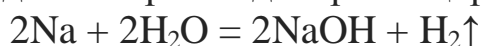
Металларнинг активлиги уларнинг электрокимёвий кучланишлар қаторида жойлашган ўрни билан аниқланади. Кучланишлар қаторида металл қанчалик чапроқда жойлашган бўлса, унинг кимёвий активлиги шунчалик катта (қайтарувчилик хоссаси шунчалик кучли) агар у оддий модда кўринишида олинган бўлса.

Me^{n+} - катионининг кимёвий активлиги, нейтрал атомларнинг кимёвий активлигига тескари пропорционалдир, яъни Me^0 қанчалик пассив бўлса, Me^{n+} катионининг активлиги ёки оксидловчи хоссаси шунчалик кучли бўлади.

Металл оддий модда кўринишда иштирок этадиган ҳамма реакциялар оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидир, бунда металл атоми қайтарувчи ролини ўйнайди.

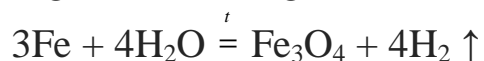
Металларнинг энг муҳим кимёвий хоссалари уларнинг сувга, кислоталарга, ишқорларга, металмасларга, тузларга, оксидларга, бири-бирига ва қиздиришга бўлган муносабатларида намоён бўлади.

Масалан: ишқорий ва ишқорий-ер металлари сув билан одатдаги шароитда таъсирлашадилар. Ишқорлар ҳосил бўлади ва H_2 ажралади:

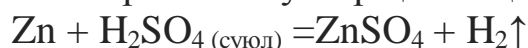


Металл қанчалик актив бўлса, реакция шунчалик кучли боради ва Rb, Cs лар билан портлаб бирикади.

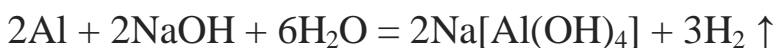
Металл пассивроқ бўлса Mg, Al, Zn, Fe... реакция қиздирилганда боради:



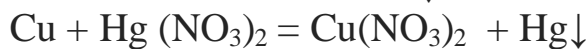
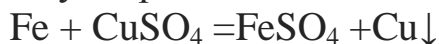
Кислоталар билан таъсирлари: деярли барча металлар кислоталар билан таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади:



Амфотер металлар кислоталардан ташқари ишқорлар билан ҳам таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади ва водород ажралиб чиқади:

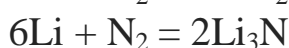
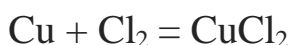
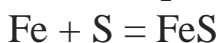
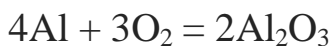
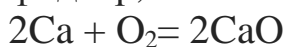


Металлар тузлар билан реакцияга киришади: агар металл активроқ бўлса, туз таркибидаги металлни сиқиб чиқаради:



Металлар бир-бирлари билан таъсирлашмайдилар, аммо суюқлантирилган металлар бир-бирлари билан аралашадилар ва эритмалар ҳосил қилади, улар совуганда қотиб қотишмалар ҳосил қилади, металлар одатдаги шароитда ёки қиздирилганда инерт газлардан ташқари деярли ҳамма металмаслар билан бирикадилар.

Масалан, кислород билан бириқиб оксидлар, олтингугурт билан сульфидлар, галогенлар билан тузлар ҳосил қилади.



Металлар буғ ҳолатда молекулалар ҳосил қилмайдилар. Металлар суюқланиш ва қайнаш температураларга эга. Юқори температурада металларнинг активликлари ортади.

Техникада металлар ва қотишмалар

Даврий жадвалдаги 105 та маълум бўлган кимёвий элементлардан 83 таси металлар ва фақат 22 таси металмаслардир. Олтин, кумуш ва мис каби металлар одамларга қадимдан маълум бўлган. Қадимги ва ўрта асрларда фақат 7 та металл (олтин, кумуш, мис, қалай, қўрғошин, темир ва симоб) маълум бўлган деб ҳисобланадилар. М. В. Ломоносов металлни ялтироқ жисм, уларни болғалаш мумкин деб таърифлаган ва металларга олтин, кумуш, мис, қалай, темир ва қўрғошинларни киритган.

А. Лавуазье «Кимёнинг бошланғич курси» (1789 й.) китобида 17 та металлни келтирган. XIV аср бошларида эса платина металлари, кейин ишқорий, ишқорий-ер ва қатор бошқа металлар кашф қилинган.

Даврий қонуннинг тантанаси (триумфи) унинг асосида Д. И. Менделеев томонидан башорат қилинган галлий, скандий ва германий каби металларнинг очилиши бўлди.

XX аср ўрталарида ядро реакциялари ёрдамида табиатда учрамайдиган радиоактив трансурани элементлар олинди.

Ҳозирги замон металлургияси 60 дан ортиқ металларни ва улар асосида 5000 дан кўпроқ қотишмалар олинади. Металларнинг структуралари асосида мусбат ионларнинг зич ҳаракатчан электронлар газига ботирилган кристаллик панжара ётади. Бу электронлар мусбат ионлар ора-

сида электр итарилиш кучларини компенсациялайди ва шу билан бирга уларни қаттиқ жисмга боғлайди.

Кимёвий боғланишнинг бундай тури металллик боғланиш дейилади. У металлларнинг энг муҳим физикавий хоссалари: пластик, электр ўтказувчанлик, иссиқлик ўтказувчанлик, металллик ялтироқликларига сабаб бўлади.

Пластиклик металлларни зарб (уриш) таъсиридан юпқа листларга болғаланиши ва сим ҳолида чўзилиш қобилияти яъни шаклини ўзгартирадilar. Бунда кристаллик панжарада атомлар ва ионларнинг силжиши содир бўлади, бироқ улар орасидаги боғ узилмайди, чунки боғни ҳосил қилувчи электронлар ҳам мувофиқ равишда силжийди.

Металлларнинг пластиклиги Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe қатори бўйича камаяди.

Техникада энг кўп ишлатиладиган металллар қаторига темир ва темир асосида олинадиган чўян ҳамда пўлат киради ва қора металлургия саноатининг асосини ташкил қилади. Техникада металллар турли мақсадларда ишлатилади. Металллар соф ҳолда кам ишлатилади. Асосан улар қотишмалар ҳолида ишлатилади. Характерли металл хоссасига эга бўлган, 2 ёки ундан ортиқ металллардан иборат бир жинсли макроскопик системалар қотишмалар дейилади. Қотишмалар кўпинча уларни ҳосил қилган металллар хоссасидан фарқ қилади. Масалан, алюминий, магний, темир каби металллар нисбатан юмшоқ бўлиб, улардан ҳосил қилинадиган қотишмалар ниҳоятда қаттиқ бўлади. Қотишмалар суюқлантирилган металлларни бир-бирида эритиб олинади. Ҳозирги пайтда сийрак-ер металлари асосида олинаётган қотишмалар муҳим рол ўйнайди.

Масалан, сийрак-ер элементлари ва уларнинг бирикмалари массаси кичик доимий магнитларни яратишда катта магнит энергиядан фойдаланилади.

Бу мақсад учун энг самарали кобальтни енгил сийрак-ер металлари билан ҳосил қилинган интерметаллик бирикмалари SmCo_5 , NeCo_5 , PrCo_5 лар бўлди. Бундай материаллардан магнит энергиялари максимум (32 млн. Гс. Э гача) бўлган доимий магнит материаллари тайёрлаш имкони беради, бу темир группаси металлари асосида олинадиган магнитларга нисбатан бир неча марта каттадир. SmCo_5 типидagi бирикмалар энг юқори ўринда туради ва ундан электротехникада, радиотехникада, ва автоматикада ишлатиладиган энг кучли миниатюр, компакт магнитлар олинмоқда. Металл қотишмалари ва ярим ўтказгичларнинг нисбатан янги қотишмалари ҳамда уларнинг бирикмалари айниқса катта амалий аҳамиятга эга. Кўпинча қотишмалар уларнинг таркибига кирувчи тоза

металларга нисбатан кўпроқ фойдали хусусиятларга эга эканлигини одамлар узок ўтмишдаёқ билишган. Масалан, бронза уни ҳосил қилувчи мис ва қалайдан анча мустаҳкамдир. Пўлат ва чўян техник тоза темирга нисбатан анча мустаҳкамдир. Қотишмаларнинг хоссалари фақат уларнинг таркибига эмас, балки уларга иссиқ ва механик ишлов беришга, яъни тоблаш ва болғалашга ҳам боғлиқ.

XIX - аср охиригача амалиётда фойдали бўлган янги қотишмаларни тажриба усули билан қидирганлар. Фақат XIX аср охири XX - аср бошидагина физикавий кимё соҳасидаги фундаментал кашфиётлар натижасида металллар хоссалари билан улардан ҳосил бўлган қотишмаларнинг хоссалари ўртасидаги қонуний боғлиқлик ҳамда уларга иссиқлик, механик ва бошқаларнинг таъсири ҳақидаги таълимот пайдо бўлди. Қотишмаларнинг таркиб хоссаларини ўрганиш учун кўп ҳолат диаграммалари, турли системалар, кўп компонентли системалар учун «таркиб - хосса» диаграммалари пайдо бўлди. Қотишмалар ва уларнинг хоссаларини ўрганиш учун олимлар жуда кўплаб илмий тадқиқотлар олиб бордилар. Бу тадқиқотлар асосида қотишмалар таркибининг, атомлараро боғланиш типлари ва кристалл структурасининг турли-туманлиги уларнинг физик, кимёвий электрик, магнит, оптик, механик ва бошқа хоссалари орасидаги боғлиқликлар ўрганилди. Қотишмалар олишни янгидан - янги замонавий усуллари ишлаб чиқилди.

Коррозия, унга қарши курашиш чоралари

Металлар (қотишмалар) билан ташқи муҳит орасидаги ўзаро таъсир туфайли металлнинг (қотишманинг) функционал хоссасини ёмонлашувига олиб келадиган физикавий-кимёвий ёки кимёвий жараёнларга металллар коррозияси дейилади.

Коррозия сўзи латинча «corroda»- емираман (қадим латинча «corrosi»- емирилиш) деган сўзни англатади.

Коррозия – қаттиқ жисмларнинг ўз-ўзидан емирилиши металл сиртида унинг ташқи муҳит билан ўзаро таъсири, кимёвий реакциясидир. Кўп ҳолларда бу металлнинг, ҳаво кислороди ёки металл контактда бўлган эритмадаги кислота билан оксидланишидир.

Бу ҳолга металлларнинг кучланиш қаторида водороддан чапроқда турган металллар жумладан темир ҳам дучор бўлади.

Металлар коррозияси халқ хўжалигига катта зарар етказилади. Энг кўп тарқалган кўриниши темирнинг занглашидир. Ишлаб чиқариладиган қора металллар умумий миқдорининг қарийиб 10% хар йили коррозия натижасида емирилади. Техникада коррозия тезлиги 1 м^2 металл юзасида 1 соатда емирилган металлнинг грамм миқдори билан

ўлчанади. Агар бу қиймат $0,1\text{г}/\text{м}^2$ дан ортиқ бўлмаса, коррозияга чидам-лиги кам бўлади. Агар 1м^2 юзадан бир соат ичида 10 г дан ортиқ металл йўқолса, коррозияга чидамсиз ҳисобланади.

Ҳавода O_2 , сув буғлари (сув томчилари), CO_2 ва бошқа газлар уч-райди. Сув томчисида CO_2 эрийди ва кучсиз карбонат кислотаси ҳосил бўлади.



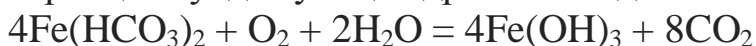
Ҳосил бўлган кислота диссоцияланади:



лоақал намликда H^+ ва HCO_3^- ионларининг излари бўлади ва ҳаводаги O_2 , H^+ , HCO_3^- лар металлларнинг коррозияланишига қулай ша-роит туғдиради, темир буюм гўёки шу ионлар ва O_2 га ботириб қўйилгандек бўлади:



$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ жуда кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлганлиги учун ортиқча сувда тўлиқ гидролизланади ва яна CO_2 ҳосил бўлади:



Бу жараён жуда мураккаб ва кўп босқичларни ўз ичига олади. Уни қуйидаги йиғма тенглама билан ёзиш мумкин:



нам ҳаво занг

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ -беқарор, осонлик билан сувини йўқотиб ёки Fe_2O_3 ёки $\text{FeO}(\text{OH})$ га айланади:



Бу бирикмалар темир сиртини кейинчалик оксидланишдан ҳимоя қила олмайди. Натижада коррозия темирни ички қисмларигача ҳам тарқалади ва буюм тўлиқ емирилади. Кўпчилик металллар, шу билан бирга анча актив металллар ҳам (масалан, алюминий) коррозия натижа-сида зич металл билан яхши ушланадиган оксид парда билан қопланади, у оксидловчиларни металлни ички қисмларига ўтишига тўсқинлик қилади, шунинг учун металлларни кейинчалик коррозияланишдан тўлиқ ҳимоя қилади. Ушбу парда қирилганда металл нам ва ҳаво кислороди билан яна таъсирлашишни бошлайди.

Алюминий одатдаги шароитда ҳаво ва сув, ҳатто қайноқ сув таъси-рига жуда чидамли, бироқ алюминий сиртига симоб тегизилса, амаль-гама ҳосил бўлади ва оксид пардасини емиради, уни юза сиртдан чиқаради ва металл сиртида тезлик билан қўй жунига ўхшаш оқ паға-паға алюминий метагидрати ўсиб чиқа бошлайди ва металл ҳатто жуда қизиб кетади:



Амальгамаланган алюминий сув билан таъсирлашади ва водород ажралиб чиқади:



Коррозияга айрим кам актив (пассив) металллар ҳам учрайди. Нам ҳавода миснинг сирти яшил ранг билан қопланади, бунда аралаш асосли туз ҳосил бўлади.



Айрим ҳолларда металллар коррозиясида оксидланиш содир бўлмасдан, қотишма таркибидаги айрим элементларнинг қайтарилиши содир бўлади. Масалан, юқори босим ва температурада пўлат таркибидаги карбидлар водород билан қайтарилади.

Металларни водород таъсиридан бузилишини XIX аср ўрталарида француз муҳандиси Сент Клер Девил аниқлади ва кутилмаганда курулларнинг стволларини емирилишини ўрганди. Кимёвий анализ билан у металлларда водород борлигини топди. Девил пўлатнинг кутилмаганда мустаҳкамлигини тушиб кетишининг сабаби уларнинг водород билан тўйинишида эканлигини исботлади.

Аммиак синтез қилишда ҳам водород конструкторларга кўп қийинчилик туғдирди. Биринчи қувирлар 10 соатлар ишлагандан кейин ўз-ўзидан майда қисмларга бўлиниб кетарди. Пўлатга титан, ванадий ёки молибден қўшиш билан бу қийинчилик бартараф қилинди.

Металлар коррозиясига суюқланган металлларда натрий, кўрғошин, висмут каби металлларни эришини ҳам киритиш мумкин, улардан ядро реакторларида иссиқлик ташувчи сифатида фойдаланилади.

Реакция стехиометрияси бўйича металллар коррозиясини анча осон ёзилсада, бироқ механизмлари бўйича улар анча мураккаб гетероген жараёнларга киради. Коррозия механизми энг, аввало, агрессив муҳит типи бўйича аниқланади.

Металлик буюмлар кимёвий актив газлар билан контактда бўлганда уларнинг юзасида реакция натижасида парда ҳосил бўлади. У металл билан газни кейинчалик контактда бўлишдан сақлайди (агар плёнка зич ва мустаҳкам бўлса). Агар парда орқали газлар металл ичига диффузияланса, коррозия давом этади ва металл бузилади.

Газли коррозиядан юқори температурада фойдаланадиган металлургия ва бошқа саноат соҳалари кўп миқдорда зарар кўрадилар.

Электролитлар муҳитидаги коррозия энг кўп тарқалган. Айрим технологик жараёнларда металллар электролитлар суюқланмалари билан контактда бўлади.

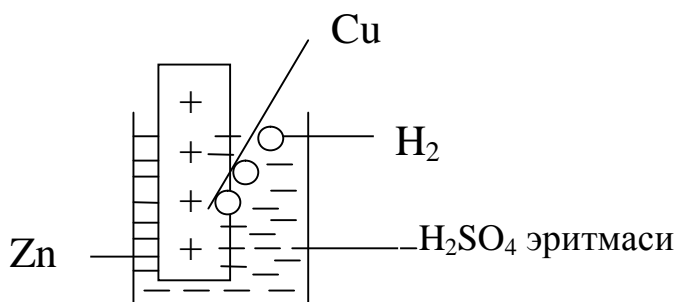
Бироқ коррозия электролитлар эритмаларида тез боради. Металл суюқликка тўлиқ ботирилиши шарт эмас. Электролитлар эритмалари

металл сиртида юпка парда кўринишида бўлиши коррозия учун кифоядир. Йўллар ва йўлакчаларда қор ва музни эритиш учун NaCl ва CaCl₂ тузларидан фойдаланилади, бу эса металлнинг емирилишини тезлаштиради. Бундан транспорт воситаларидан кўриладиган зарар 2 млрд. долларни ва йўллар, ер ости магистраллари ва кўприкларни қўшимча ремонтлари учун 0,5 млрд. долларни ташкил қилади.

Дунё миқёсида фақат коррозиядан (транспорт воситалари) келиб чиқадиган зарарни бир тассавур қилиб кўринг. Электродитлар муҳитида коррозия нафақат кислород, сув ёки кислоталарни металлга таъсиридан, балки электрохимёвий жараёнлардан ҳам юзага келади. Агар металлнинг ташқи муҳит билан таъсирлашиши натижасида ҳосил бўлган ион (катион) оксидловчи билан эмас, балки коррозияловчи муҳитнинг бошқа компонентлари билан реакцияга киришса, бундай коррозия электрохимёвий коррозия дейилади.

XIX аср бошларидаёқ электрохимёвий коррозияни инглиз олимлари Гемфри Дэви ва Майкл Фарадейлар ўрганганлар.

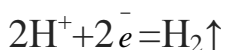
Электрохимёвий коррозияни биринчи назарияси 1830 й Швецариялик олим Де ла Рив томонидан кўтарилган. У электрохимёвий коррозияни иккита ҳар хил металллар контактда турган жойда юзага келишини тушунтирди. Шундай тажрибани кўриб чиқайлик: стакандаги сульфат кислота эритмасига рух пластинкасини туширсак, дастлаб реакция шиддатли боради. Кейин аста-секин секинлашади ёки реакция тўхтайтиди. Бироқ рух пластинкасига мис симини эритма ичида ботирилганида реакция яна сезиларли даражада тезлашади.



Реакциянинг секинлашига сабаб:

$Zn^0 = 2H^+ = Zn^{2+} + H_2 \uparrow$ маълум вақтдан кейин Zn^{2+} - ионларини эритмага ўтиши қийинлашади. Чунки рух ионларини рух пластинкаси кучлироқ тортади, натижада реакция секинлашади. Cu кучланишлар каторида водороддан ўнгда туради ва суюлтирилган сульфат кислота билан таъсирлашмайди.

Бу икки металл бир-бирига тегиб турганда рух электронлари мисга ўтади (катод ролини ўтайди) ва унинг сиртида водород ионлари қайтарилади:



Ортиқча электронларини мисга берган рух яна ўз ионларини тезкорлик билан эритмага ўтказаверади, водород пуфакчалари рух юзасидан эмас, аксинча мис пластинкасидан ажралади. Реакция жуда тезлашади. Бу ҳодиса фақат мис ва рух металларига тегишли бўлмасдан балки металлларнинг кучланишлар қаторида чапроқда ва ўнгроқда турган иккита металл учун ҳам тааллуқлидир. Бунда активроқ металл мусбат ва ўнгроқда тургани манфий зарядланади, яъни активроқ металл емирилади. Агар металллар гальванометр орқали сим билан туташтирилса, гальванометр ток борлигини кўрсатади (гальваник жуфт вужудга келади).

Иккита ҳар хил металл орасида вужудга келадиган электрокимёвий жараёнларга электрокимёвий коррозия дейилади. Электрокимёвий коррозияда активроқ металл жуда тез емирилади, бу ҳар хил асбобларда, механизмларда пассивроқ металл билан контактда бўлган ҳолларда намоён бўлади.

Денгиз сувларида ишлайдиган темирли ёки алюминийли конструкцияларда мисли ёки латунли деталлардан фойдаланилганда, коррозияни кераклича кучайтиради. Темир билан қопланган кораблларда мис чегалардан фойдаланилганда коррозия натижасида кораблларнинг чўкиб кетиш ҳоллари бўлган.

Электрокимёвий коррозиянинг вужудга келиши сабабларидан бири электр занжирларидан тупроқ ёки сувли эритмаларга ўтадиган дайди тоқлардир, у ерда улар металл конструкцияларига ўтади. Бу тоқнинг металл конструкцияларидан тупроқ ёки сувга чиқиш жойларидан металлнинг емирилиш (коррозияланиши кузатилади). Металларни бундай емирилишлари электр транспортларининг (трамвай линиялари, электр билан юрадиган темир йўл транспортлари) ер устки қисмларида емирилиш содир бўлади.

Масалан, 1А ток ўтганда бир йил давомида 9,1 кг темир, 10,7 кг рух, 33,4 кг қўрғошинни емирилишига сабаб бўлади.

Радиацион нурланиш, ҳамда бактериялар ва бошқа организмларнинг ҳаёт фаолиятлари маҳсулотлари таъсирида ҳам коррозия вужудга келиши мумкин. Металл конструкцияларнинг сиртида бактерияларнинг ривожланиши билан боғлиқ биокоррозия ҳодисаси юзага келади. Кема ва кораблларнинг сувости қисмида майда денгиз организмлар ҳам коррозия жараёнига таъсир этади.

Металлга бир вақтнинг ўзида ташқи муҳит ва механик кучларнинг таъсиридан коррозион жараёнлар активлашади, модомики бунда термик барқарорлиги пасаяди, металл юзасидаги оксид парда бузилади, ёриқлар

ва бир жинслилик бўлмаган жойларда электрохимёвий коррозия кучаяди.

Юқори босим аппаратларини, буғқозонларини, радиоактив ва заҳарли моддалар учун металллик контейнерларни тайёрлашда, коррозияни ҳисобга олганда керагидан кўпроқ, металл сарфланишига олиб келади. Коррозиядан келадиган тўғридан-тўғри зарарлар, четдаги зарар ва коррозиядан химоялаш учун сарфлар нисбати (3-4) 1:1 каби баҳоланади. Саноати ривожланган мамлакатларда коррозиядан кўриладиган зарар миллий даромаднинг 4% ташкил қилади.

Металларни ишлаб чиқариш узлуксиз ошиб бораётганлиги ва уларни эксплуатация қилиш шароитлари ёмонлашаётганлиги сабабли коррозия муаммолари ҳам доимо кескинлашиб бормоқда. Металл конструкциялар фойдаланадиган муҳит унинг ифлосланиш ҳисобига янада агрессив бўлиб бормоқда. Техникада фойдаланилаётган металл буюмлар янада юқорироқ температура ва босим шароитида, кучли газлар ва суюқликлар оқимида ишляптилар. Шунинг учун металллик материалларни коррозиядан химоялаш яна ҳам долзарблашиб бормоқда. Металларни коррозиядан тўлиқ сақлаш имконияти йўқ, шунинг учун коррозия билан курашишнинг бирдан - бир йўли уни секинлатиш усулларини излашдир.

Металларни коррозиядан химоялаш деярли металларни ишлатила бошлангандан юзага келган.

Одамлар металларни атмосфера таъсиридан ёғлар, мойлар ёрдамида химоя қилиш учун ҳаракат қилганлар, кейинроқ эса бошқа металлар билан қоплаш ёрдамида энг аввало осон суюқланувчан қалай билан (қалайлаш) химоя қилганлар. Қадимги грек тарихчиси Геродот (эрамиздан олдинги V асрда) ва қадимги рим олими Катта Плиний (эрамиздан олдинги I асрда) ўзларининг илмий асарларида темирни занглашдан асраш учун қалайни ишлатилиши тўғрисида сўз юритганлар.

Ҳозирги пайтда коррозия билан курашиш учун бир қанча йўналишларда ишлар олиб борилмоқда:

- муҳитни ўзгартириш бўйича (металл буюм ишлайдиган муҳитни);
- металллик буюмни ўзини коррозияга чидамлилигини ошириш таъсир кўрсатиш бўйича;
- металл билан ташқи муҳитдаги агрессив моддалар орасида контактда бўлишга йўл қўймаслик бўйича.

Коррозияни тўлиқ олдини олиш мумкин фақат инерт муҳитда, масалан, аргон атмосферасида, аммо реал бундай муҳитни металл конструкциялар ишлайдиган жойда кўпчилик ҳолларда яратиш мумкин эмас. Амалда муҳитнинг коррозия активлигини пасайтириш учун, ундан ре-

акцион қобилияти кучли компонентлар олиб ташлаш учун ҳаракат қилинмоқда, масалан, металл билан контактда бўладиган сувли эритмаларни ва тупроқни кислоталилигини камайтириш бўйича ишлар қилинмоқда.

Темир ва унинг қотишмалари, мис, латун, рух, кўрғошинларни коррозияларига қарши курашишнинг усулларида бири сувдан кислород ва карбонат ангидридни чиқаришдир.

Энергетикада ва техниканинг айрим соҳаларида сувдан маҳаллий коррозияни кучайтирадиган хлоридлар чиқарилади.

Тупроқни кислоталигини камайтириш учун у оҳакланади. Атмосферанинг агрессивлиги кучли даражада намликка боғлиқ бўлади. Ҳар қандай металл учун айрим нисбий критик намлик бўлади, ундан паст намликда металл атмосфера коррозиясига учрамайди. Темир, мис, никел, рух учун бу 50-70% ташкил қилади. Айрим ҳолларда тарихий қийматга эга бўлган металл буюмларни бутунлигини асраш мақсадида уларни сунъий равишда шабнамлик температурасидан юқорироқ температурада ушланади.

Ёпиқ биноларда (ёпиқ упаковкали каробкаларда) намлик силикагел ёки бошқа адсорбентлар ёрдамида пасайтирилади.

Сувли муҳитларда металлларнинг коррозиясини, сувга солинадиган (-1%) ингибиторлар ёрдамида секинлатиш мумкин. Улар металл сиртини пассивлаштиради, металл сиртида ҳосил бўладиган юпқа оксид пардаси ёки кам эрийдиган бирикмалар металлни коррозияланишдан ҳимоялайди. Бу мақсадда натрийнинг айрим тузлари (карбонатлари, силикатлари, боратлари) ва бошқа бирикмалари ишлатилади.

Агар устара лезвиясини калий хромат эритмасига ботирилса, улар анча узоқ сақланади. Анорганик ингибиторларга нисбатан кўпроқ самарали органик ингибиторлардан фойданилади.

Коррозиядан ҳимоялашнинг усулларида бири коррозияга чидамли янги материаллар ишлаб чиқаришга асосланган. Коррозияланувчи металл ўрнини алмашадиган изланишлар доимо олиб борилмоқда. Пластмассалар, керамика, шиша, резина, асбест ва бетон ташқи муҳит таъсирига анча чидамли бўлсаларда, бироқ кўпгина бошқа хоссалари билан металл ўрнини боса олмайдилар ва илгаридек конструкцион материалларнинг асосини ташкил қиладилар.

Қимматбаҳо металллар коррозияга учрамайдилар, аммо уларни кенг миқёсда ишлатиш жуда қиммат, шунинг учун улар энг масъул контакт-электр деталларда ишлатилади.

Никел, мис, титан ва улар асосидаги қотишмалар коррозияга юқори чидамлилиikka эга. Уларнинг ишлаб чиқарилиши ўсиб боришига

карамасдан энг кўп фойдаланиладиган металл, тез занглайдиган темир бўлиб қолмоқда. Темир асосидаги қотишмаларни коррозияга барқарорлигини ошириш учун улар легирланади. Таркибида темирдан бошқа хром ва никел бўлган зангламайдиган пўлат шундай олинади. Ҳозирги вақтда кенг тарқалган зангламайдиган пўлат маркаси 18- 8 (18% хром ва 8% никель) 1923 йилдан бери ишлаб чиқарилади. У нам ва кислород таъсирига ниҳоятда чидамли. Ҳозир таркибида хром ва никелдан ташқари марганец, молибден, вольфрам ва бошқа кимёвий элементлар бўлган зангламайдиган пўлатнинг кўпгина маркалари ишлаб чиқарилмоқда. Юзаси рух, алюминий, хром билан легирланган унча қиммат бўлмаган темир қотишмалари ишлаб чиқарилмоқда.

Коррозияни секинлатиш учун металл сиртига лак ва бўёқлар, минерал мойлар ва ёғлар суртилади. Ерости конструкциялари битумнинг қалин қатлами ёки полиэтилен билан ўралади. Пўлат қувирларнинг ички қисмини арзон цемент билан ҳимоялайдилар.

Лак бўёқ қопламалари ишончли бўлиши учун металл сирти кирлардан ва коррозия маҳсулотларидан пухта тозаланади, махсус ишловлар бериледи.

Пўлат буюмлар учун H_3PO_4 ва унинг тузлари бўлган «зангни тубдан ўзгартирадиган» деб номланадиган эритмалардан фойдаланилади. Улар оксид қолдиқларини эритиб, буюм сиртида уни ҳимоялайдиган зич ва барқарор фосфатли пардаларни ҳосил қилади. Ундан кейин металл сирти кўрғошинли сурик ёки рух хромати билан текисланади ва фақат шундан кейингина лак ёки бўёқ суртилади.

Коррозияга қарши курашишнинг энг самарали усулларида бири электрокимёвий ҳимоялаш усулидир. Бурғулаш платформаларини, кавшарлаш металл асосларини, ерости қувирларини ҳимоялаш учун уларни катод сифатида ташқи ток манбасига уланади. Анод сифатида ёрдамчи инерт электроддан фойдаланилади.

Бундай ҳимоялашнинг бошқа варианты – ерости қувирларини ҳимоялашда қўлланиладиган протектор – анод сифатида нисбатан активроқ металллардан (магний, рух, алюминий ва уларнинг қотишмалари) фойдаланишдир, улар аста секин емирилиб асосий объектни сақлайди. Биттагина магнийли анод 8 км қувирларни ҳимоялай олади. Протекторли ҳимоялаш масалан, АҚШда кенг тарқалган протекторларни ишлаб чиқариш учун ҳар йили -11,5 тоннагача алюминий сарфланади. Битта металлни, металлларнинг кучланиш қаторида чапроқда турган активроқ металл билан ҳимоялаш самарали ва кенг тарқалган, бунда потенциаллар айирмаси бериш ҳам шарт эмас. Активроқ металл

(масалан, темир сирти рух билан қопланган) пассив металлни емиришидан тўлиқ сақлайди.

Бундай қопланишга яъни ҳимояланувчи металлга нисбатан ҳимояловчи металл кучланишлар қаторида чапроқда турган ҳолга катод қопланиш дейилади. Масалан, қалайланган тунукага нисбатан, рух билан қопланган (рухланган) тунукалар жуда коррозияга чидамли бўлади ва узоқ вақтгача сақланади.

17 БОБ. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ I БОШ ГРУППАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Ишқорий металллар, уларнинг даврий системадаги ўрни ва атом тузилиши асосида тавсифи. Натрий ва калийнинг табиий бирикмалари, уларнинг ишлатилиши. Калийли ўғитлар.

Умумий тавсифи.

Элементлар ва уларнинг белгилари:

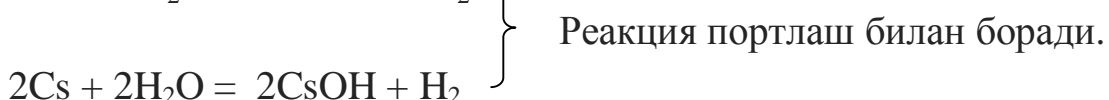
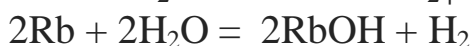
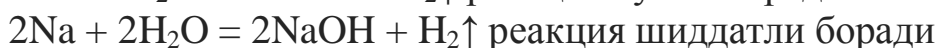
Даврий системанинг IA гуруҳига қуйидаги s- элементлар: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs ва франций Fr лар киради. Гуруҳ бўйича номланиши – ишқорий металллар.

Ишқорий металлларнинг энг муҳим хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган:

Энг муҳим хоссалари	Литий Li	Натрий Na	Калий K	Рубидий Rb	Цезий Cs
Нисбий атом массаси- Ar	6,941	22,990	39,098	85,468	132,905
Зичликлари- ρ, г/см ³	0,534	0,97	0,86	1,532	1,87
Ер қобиғидаги масса микдори, %	3·10 ⁻³	2,64	2,6	1,5·10 ⁻²	3,7·10 ⁻⁵
Суюкланиш температураси, °C	179,0	97,8	63,5	38,5	28,5
Қайнаш температураси, °C	1340	883	760	696	708
Нисбий электроманфийлиги	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7
Оксидланиш даражаси	+1	+1	+1	+1	+1
Алангасининг ранги	Тўқ қизил	Сариқ	Кўк - бинафша		
Атом радиуслари, нм	0,155	0,189	0,236	0,248	0,267
Ион радиуслари, Me ⁺ , нм	0,068	0,098	0,133	0,149	0,165
Ионланиш потенциаллари, I ₁ Me ⁰ → Me ⁺ , В	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89
Стандарт электрод потенциали E ⁰ (Me _{эп} /Me ⁰), В	-3,045	-2,714	-2,924	-2,925	-2,923
Валент электрон конфигурациялари	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹
Реакцион қобиляти	ортади				
Қаттиқликлари	камаяди				
Металлик (асослик) хоссалари	ортади				
Оксидлари ва асосларининг асослик хоссалари	Li ₂ O LiOH	Na ₂ O NaOH	K ₂ O KOH	Rb ₂ O RbOH	Cs ₂ O CsOH
	ортади				
Кислород ва сув билан реакциялари	ортади				

Ишқорий металллар жуда енгил, юмшоқ, литийдан бошқалари пичок билан осон кесилади. Ҳамма металлларга нисбатан реакцияга кириш қобилиятлари энг кучли.

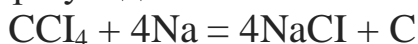
Шу сабабли ҳавода жуда тез кумушдек ялтироқлигини йўқотади. Рубидий ва сезий ҳавода ўз-ўзидан алангланади. Ишқорий металллар сув билан жуда кучли ва экзотермик жараён билан реакцияга киришади:



Реакция портлаш билан боради.

Ишқорий металллар ҳавода ва намликда жуда тез реакцияга киришганликлари учун улар керосин остида ёки парафин мойида сақланадилар.

Ишқорий металлларни сақлаш учун муҳит сифатида CCl_4 ёки хлороформ CHCl_3 лардан фойдаланиш мумкин эмас, чунки улар билан контактда бўлганда, зарб таъсиридан ёки 1м баландликдан идиш тушиб кетганда урилиш таъсиридан қуйидаги реакция натижасида портлаш содир бўлади:



Ҳамма ишқорий металллар суяқ аммиакда эрийди. Эритманинг ранги эриган металл миқдорига боғлиқ бўлади: металл кам бўлганда очкўк, металл концентрациясини ортиши билан эритма ранги тўқ кўк, қора, сариқ-жигар ранг ва ниҳоят сариқ-қизилгача ўзгаради. Концентранган эритма худди темирдек электр тоқини яхши ўтказади.

Na^+ , K^+ ва ҳоказо катионлар (бир зарядли), рангсиз бунинг натижасида ишқорий металлларнинг ҳамма бирикмалари рангсиз (рангли анионлар MnO_4^- , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ бўлгандагина бирикма рангли бўлади.

Ишқорий металллар тузларининг сувдаги эритмалари фақат симобли катодда электролиз қилинганда металлларгача қайтарилади (ишқорий металллар симоб билан амалгамалар ҳосил қилади). Сувсиз эритмаларда ёки суяқланмалардан ҳар қандай катодда ҳам металлларгача қайтарилади.

Ишқорий металлларнинг гидроксидлари сувда яхши эрийди, кучли асослик хоссасини намоён қилади, уларга ишқорлар дейилади.

Қуйида ишқорий металлларга қисқача тавсиф берамиз.

Литий ва унинг бирикмалари

Литийни биринчи марта 1817 йилда Арфведсон (Швеция) аниқлаган.

Табиатда тарқалиши. Литий табиатда фақат боғланган ҳолда учрайди. У тарқоқ элемент бўлгани учун катта-катта конлар ҳосил қилмайди. Литий бир қанча минералларда кам миқдорда бўлади. У айрим ўсимликларнинг кулида (масалан, тамакининг кулида 0,5% гача) учрайди.

Минераллари:

$\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$ – амблигонит;

$\text{LiAl}(\text{SiO}_6)$ - сподумен;

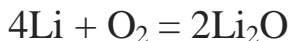
$\text{KLi}_{1,5}\text{Al}_{1,5}(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH})_2\text{F}_2$ – лепидолит;

$\text{KFeAl}(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH}, \text{F})_2$ - цинивальдит.

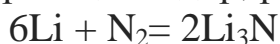
Олиниши

Литийни олиш куйидаги жараёнларни ўз ичига олади: минералларни сульфат кислота билан ишланиб литийни очиш, Li_2SO_4 эритмасидан Na_2CO_3 , билан Li_2CO_3 ҳолда чўктириш ва Li_2CO_3 ни LiCl ҳолига LiCl ва KCl аралашмаси суюқланмасига ўтказиш ёки LiCl ни пиридиндаги эритмасини электролиз қилиш. Катодда $\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}^0$ чўқади.

Хоссалари. Энг энгил металл; петролейин эфири остида сақланади (хатто бензинда ҳам қалқиб чиқади). 180°C да ҳавода ёнади ва оқ рангли литий оксиди ҳосил бўлади:



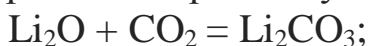
Литий ҳавода тўқ кулранг қават билан қопланади ($\text{Li}_2\text{O} + \text{Li}_3\text{N}$ аралашмаси). Литийнинг ўзига хос хусусияти унинг уй ҳароратида азот билан реакциясидир, реакция маҳсулоти- уч литий нитрид (литий нитрид):



Бошқа металллар азот билан фақат қиздирилганда бирикади. Одатдаги шароитда литий ҳамма галогенлар билан кучли бирикади. Салгина қиздирилганда литий водород, олтингугурт ва бошқа металмаслар билан бирикади.

Литийнинг бирикмалари.

Литийнинг кўпчилик бирикмалари рангсиз, сувда яхши эрийди. Li_2O – рангсиз кристалл модда, боғнинг ионлилиги кучлироқ, кимёвий табиати билан асосли оксид, шу сабабли кислотали оксидлар ва кислоталар билан бирикиб тузлар ҳосил қилади:

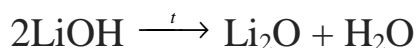


Li_2O сув билан осон бирикади ва рангсиз кристалл LiOH – ни ҳосил қилади.



LiOH- сувда яхши эрийди, кучли ишқор.

LiOH – бошқа 1А–группа гидроксидларидан фарқли 600⁰С да парчаланеди:



Литийнинг характерли бирикмаларидан унинг галогенидларидир:

	LiF,	LiCl,	LiBr,	LiI
t ⁰ С	870	614	549	450

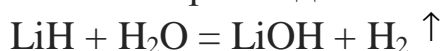
Уларнинг t_c–қонуний ўзгаради. Галогенли тузлари ҳаммаси кирралари марказлашган кубсимон кристалланадилар. Уларнинг сувда эрувчанликлари қатор бўйича ортади. Литий фториднинг сувда кам эриши фторнинг катта нисбий электроманфийлиги ва атомларнинг ўлчамлари кичиклиги билан тушунтирилади.

Li₂CO₃ – сувда кам эрийди, қиздирилганда Li₂O ва CO₂ парчаланеди, бошқа ишқорий металлларнинг карбонатларидан шу билан фарқ қилади.

Li₂CO₃ – эмаллар ва лазурлар олишда ишлатилади.

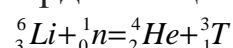
LiF – махсус шиша таркибига киради, оптик линзаларнинг сифатини яхшилади.

Литий гидрид (LiH) – водород олишнинг қаттиқ манбаси, у сув билан осон таъсирлашади:



Литий хлорид (LiCl) – ишқорий металлларнинг бошқа хлоридларига нисбатан жуда гигроскопик этанолда эрийди.

Ядро техникасида литий тритий олишнинг ягона манбаи сифатида фойдаланади. Реакция ядро реакторларида ⁶Li секин нейтронлар билан бомбардимон қилинади:



Таркибида литий бўлган қотишмалар металлургия саноатида лигатура сифатида кенг фойдаланилади. Лигатура – (лотинча сўз бўлиб, Ligatura – боғловчи деганидир) ёрдамчи қотишма суяқ металлларга ёки қотишмаларга қўшилганда уларнинг таркиби ва хоссаларини ўзгартиради.

Натрий

Натрийни биринчи марта металл кўринишида 1807 йил Дэви (Англия) натрий гидроксид суяқланмасини электролиз қилиб ажратган.

Натрийнинг табиатда тарқалиши

Натрий ер пўстлоғида тарқалиши бўйича олтинчи элементдир, у фақат боғланган ҳолда учрайди. Натрий минераллар таркибига, шўр

пластлар, тирик организмлар таркибига киради, табиий сувда (1л денгиз сувида 10,6г Na⁺ иони) бўлади.

Минераллари:

NaCl (тош тузи) – галит;

NaNO₃- нитронатрит (натрон ёки чили селитраси);

Na₃AlF₆ - криолит;

Na(AlSi₃O₈) - альбит (натрийли дала шпати);

Na₂SO₄ · 10H₂O - глаубер тузи;

NaCl · KCl- сильвинит.

Табиий бирикмаларда натрий борлиги ёки натрий учун сифат реакция аланга рангини ёрқин сариқ рангга кириши билан аниқланади (алангага кобальтли кўк шиша орқали қаралганда ранг йўқолади).

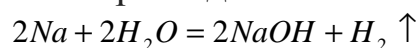
Натрий ҳаётгий энг зарур элемент, у ҳамма тирик организмлар учун ва айрим ўсимликлар таркибига киради. Na⁺- иони қон плазмаси ва лимфага киради.

Техникада олиниши

NaOH - суюқланмасини ёки NaCl+CaCl₂ аралашмаси суюқланмасини электролиз қилиб олинади. Катод сифатида темир ёки суюқ кўрғошин олинади (бунда кўрғошин натрийдан дистилляция усулида ажратилади).

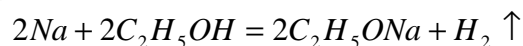
Хоссалари

Кумушдек ялтироқ, юмшоқ, пичоқ билан кесилади. Натрий буғлари тўқ – қизил рангли, металллик натрийни юзаси ҳавода жуда тезлик билан NaOH ва Na₂CO₃ билан қопланади. Натрий сув билан шиддатли реакцияга киришади:

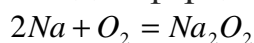


Натрий бўлакчаси сувга ташланганда реакция иссиқлигидан суюқланади ва шарча бўлиб, сув бетиде ажралиб чиқаётган водород таъсиридан тартибсиз ҳаракатда бўлади. Бунда айрим ҳолларда ажралиб чиқаётган водородни ёниши ёки натрий шарчаси идиш деворига ёпишиб қолса (кучли қизишидан) майда- майда портлашчалар содир бўлиб, сувни сачратиши мумкин. Бундай сувни кўзга тушиши жуда хавфли (ишқорли сув) бўлади. Шу сабабли натрийни сув билан реакцияси хавфсизлик техникаси қоидаларига риоя қилинган ҳолда ҳимоя кўз ойнаги билан ёки мўрили шкаф остида олиб борилади.

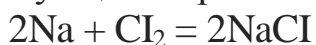
Натрий спиртлар билан сувга нисбатан анча секин реакцияга киришади:



Натрий ҳавода паст, аммо соф кислородда ёрқин аланга бериб ёнади ва литийдан фарқли натрий пероксид ҳосил бўлади:



Суюқлантирилган натрий галогенлар атмосферасида ёнади:



Натрий симоб билан амальгама ҳосил қилади. (NaHg_x) Салгина қиздирилганда натрий водород, олтингугурт ва бошқа металмаслар билан бирикади.

Калий.

Калийни ҳам металлик ҳолда биринчи марта 1807 йил. Дэви (Англия) калий гидроксид суюқланмасини электролиз қилиб ажратган.

Табиатда тарқалиши.

Ер қобиғида тарқалиши бўйича калий еттинчи элемент. У фақат боғланган ҳолда минералларда, денгиз сувида, ўсимликлар ва тирик организмларда учрайди.

Минераллари

KCl – сильвин;

NaCl · KCl – сильвинит;

KMgCl₃ · 6H₂O – карналит;

KMg(SO₄)Cl · 3H₂O – каинит;

K₂Mg(SO₄)₂ · 6H₂O – шёнит;

K₂Ca₂Mg(SO₄)₄ · 2H₂O – полигалит;

K(AlSi₃O₈) – ортоклаз.

Калий таркибида тахминан 0,01 % ⁴⁰K изотопи бўлади, у кучсиз радиоактив ва *b*-емирилиб ⁴⁰Ca нуклидига айланади. Радиоактив калий ⁴⁰K, ²³⁸U ва ²³²Th лар билан бир қаторда ернинг геотермик (Ер қаърининг ички иссиқлиги) заҳирасига катта ҳисса қўшади.

Сифат реакцияси

Кобальтли (кўк) шиша орқали яхши кузатиладиган аланга рангини кўк-бинафша рангга бўялиши бўйича осон аниқланади. Кам эрийдиган оқ рангли чўкма калий тетрафенил борат (III) K[B(C₆H₅)₄] ва калий перхлорат KClO₄ ларнинг ҳосил бўлиши билан ҳам аниқланади.

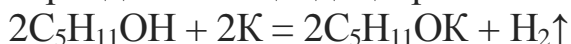
Калий ҳам натрийга ўхшаб тирик организмлар ва ҳамма ўсимликлар (калийли ўғитлар) учун ҳаётий зарур элемент ҳисобланади. Натрий ионидан (Na⁺) фарқли калий иони (K⁺) ҳамма вақт клеткалар ичида бўлади. Одам организмида калий 175 г бўлса, кунлик нормаси ~ 4 г бўлади.

Техникада олиниши ва хоссалари

Калий натрийга нисбатан реакция қобиляти бўйича анча кучли металл.

Калий сув билан таъсирлашганда ажралиб чиқаётган водород бинафша аланга билан ёнади. Реакцияни бажаришда жуда эҳтиёт бўлиш лозим.

Ҳавода қиздирилганда калий ёнади ва зарғалдоқ рангли калий надпероксид KO_2 ҳосил бўлади. Калийни буғлари яшил – ҳаворанг бўлади. Лабораторияда калий қолдиқлари пентанол $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ билан йўқотилади:



Калий, рубидий ва сезий учун MeO_3 таркибли озонидлари маълум. Калий хлор ва фтор атмосферасида ёнади. Салгина қиздирилганда калий, водород, олтингугурт, бром ва бошқа металмаслар билан осон бирикади.

Натрий ва калийнинг характерли бирикмалари

Ишқорий металлларнинг кислородга мойиллиги катта бўлганликлари учун Me_2O типдаги характерли оксидлари унчалик барқарор эмас, суюқлангунча парчланади.

Улардан фарқли Me_2O_2 типдаги пероксидлари барқарор, парчаланадилар. Нормал оксидлари тегишли металлларни пероксидлари билан қиздириб олинади:

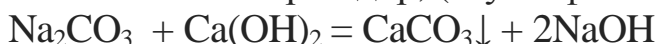


Na_2O – рангсиз, қолганлари сариқ ёки зарғалдоқ рангли. Уларнинг ҳаммаси жуда гигроскопик, сув билан бирикиб гидроксидларни ҳосил қилади:



Гидроксидлар NaOH – қадимий номи ўювчи натр, каустик сода, каустик.

Техникада NaOH олишнинг энг муҳим усули ош тузи эритмасини электролиз қилишдир. Электролизнинг асосий маҳсулоти NaOH ва газ ҳолидаги H_2 ҳамда Cl_2 лардир. Катод ролида симоб ёки темир ишлатилади. NaOH олишни энг қадимий усули Na_2CO_3 ни сўндирилган оҳак эритмаси билан ишлов беришдир, (каустификациялаш жараёни):



Чўкма филтрланади ва филтрат буғлатилиб қуруқ ҳолдаги NaOH олинади. Буғлатиш жараёни темир чанларда олиб борилади, кейин қуруқ, NaOH қайта суюқлантирилади.

KOH – қадимий номи ўювчи калий.

Олиниши

KOH ҳам, NaOH га ўхшаб KCl эритмасини электролиз қилиб олинади. Ишқорий металлларнинг гидроксидлари кристаллик моддалар, рангсиз сувда ва спиртда эрийди, уларнинг сувдаги эритмалари ўювчи ишқорлар энг кучли асослар.

Ишқорлар галогенид кислоталар билан нейтралланганда уларнинг галогенидлари, ҳосил бўлади, улар характерли бирикмаларидир. Уларни тўғридан-тўғри ишқорий металллар билан эркин галогенларни таъсир эттириб ҳам олинади: $2\text{Me} + \text{Г}_2 = 2\text{MeГ}$ ($\text{Me} = \text{Na}, \text{K}, \text{Rb} \dots$ $\text{Г} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{J}$).

Ишқорий металлларнинг галогенидлари юқори суюқланиш ва қайнаш температуралари билан характерланадилар. Кимёвий боғланиш табиатлари бўйича энг ионли бирикмаларидир.

Ишқорий металлларнинг кислородли кислоталардан ҳосил бўлган тузларининг физикавий хоссалари металнинг группа ичида жойлашган ўрнига боғлиқ ҳолда ўзгаради

Қуйида натрий ва калийнинг нитратлари, карбонатлари ва сульфатларини суюқланиш температураларини келтирамиз:

	Нитратлар	карбонатлар	сульфатлар
Натрий	308 ⁰ С	853 ⁰ С	884 ⁰ С
Калий	336 ⁰ С	891 ⁰ С	1074 ⁰ С

Чапдан ўнгга ўтганда суюқланиш температуралари ортиб боради, бу ҳол $\text{Na} \rightarrow \text{K}$ ўтганда бирикмаларидаги кимёвий боғнинг ионлилик даражаларини ортиб бориши билан тушунтирилади.

Кислородли кислота тузларидан энг муҳимлари карбонатларидир. Сода Na_2CO_3 кимё саноатининг асосий маҳсулотлари қаторига киради.

Na_2CO_3 қадимий номи кальцинациланган сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ кристаллик сода (натрий карбонатнинг декагидрати, унда 63% кристаллизация сув бор).

Сода олишни Леблан ва Сольве усуллари билан углерод мавзусида танишамиз.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – оқ кристаллар, ҳавода уқаланади (кристаллизация сувини бир қисмини йўқотгани учун), 32⁰С да суюқланади. Сувда эрийди, гидролиз натижасида сувли эритмаси ишқорий муҳитга эга. Унга кўпгина кучли ва кучсиз кислоталар таъсир эттирилганда CO_2 чиқариб парчаланади:

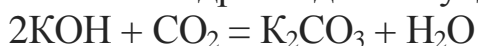


Ишлатилиши. Натрийни бошқа бирикмаларини олишда, шиша ишлаб чиқаришда, совун ва сунъий ювувчи воситалар эмаллар ультрамарин олишда, сувнинг қаттиқлигини йўқотишда, металлларни ёғсизлантиришда, домна жараёнида олинадиган чўянни десульфурлаш учун ишлатилади.

K_2CO_3 –(қадимий номи) поташ.

Олиниш усуллари:

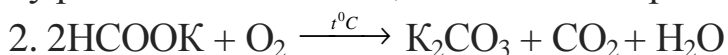
1. Калий гидроксиднинг сувдаги эритмасидан CO_2 газини ўтказиб:



2. Поташ– формиат усули қуйидаги реакцияларга асосланган:



бу реакция 230⁰С да ~1,5 МПа олиб борилади.



K_2CO_3 – оқ гигроскопик кукун. Сувда жуда яхши эрийди. Анион бўйича гидролизланади ва сувдаги эритмаси ишқорий муҳитга эга.

Ишлатилиши.

Калий шиша ва совунлар, калий полисульфидлар олишда ва фотографияда ишлатилади. Нон маҳсулотлари ва ширинликлар ишлаб чиқаришда ҳамирларни кимёвий ошлашда фойдаланилади.

K_2CO_3 – нинг иссиқ эритмаси техник газлардан CO_2 ни ажратиш учун хизмат қилади:



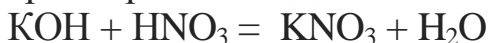
Натрий ва калийнинг кислотородли кислота тузларидан нитратлари, сульфатлари, фосфотлари ва бошқалар маълум.

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глаубер тузи, жуда катта қони Қора-буғоз кўлида (Каспий денгизи) учрайди. Сувсиз Na_2SO_4 $32,4^\circ C$ дан юқори температурада кристалланади, ундан паст температурада кристалгидрат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ҳолида ажралади. Na_2SO_4 – вискоза толасини, шиша, ультрамарин, фармацевтик препаратлар олишда, пахтали газмолларни бўйшда ишлатилади.

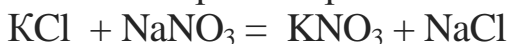
K_2SO_4 кристаллик модда. Сувда яхши эрийди. KCl ва $MgSO_4$ дан олинади: $2KCl + MgSO_4 = K_2SO_4 + MgCl_2$

K_2SO_4 – минерал ўғитларда компонент, эрувчан шиша (K_2CO_3) ва турли калийли аччиқ тошларни олишда ишлатилади.

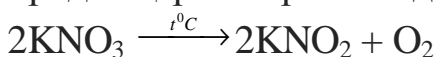
KNO_3 -селитра, калийли селитра. KOH ёки K_2CO_3 га нитрат кислота таъсир эттириб олинади:



Табиий натрий нитратни KCl билан конверсиялаб олинади:



Сувда яхши эрийди. Суюқланиш температурасидан юқори ҳароратда кислород чиқариб парчаланади:



Суюқланган KNO_3 да ёғоч кўмири ва олтингугурт ёнади.

Калий нитрат қора порохнинг асосий таркибий қисмидир (75 % KNO_3 + 15 % ёғоч кўмири + 10 % олтингугурт).

Натрий ва калийнинг бошқа тузларидан энг муҳимлари галогенидларидир.

Калийли ўғитлар. Ўсимликларни озуқаланиши учун ишлатиладиган калийнинг тузларига калийли ўғитлар дейилади. Уларга калийнинг табиий тузлари – минераллари сильвин, карналит ва каинит, уларни қайта ишлаш маҳсулотлари – KCl , K_2SO_4 , $K_2Mg(SO_4)_2$ ҳамда ўсимликларнинг куллари киради. KNO_3 мураккаб ўғитдир. Калийли ўғитлар картошка, дуккакли ўсимликлар ва кунгабоқарлар учун жуда зарур ўғитдир.

Рубидий, Сезий, Франций ва уларнинг бирикмалари

Рубидий ва Сезийни 1860 – 1861 йилларда немис олимлари Бунзен ва Кирхгофлар спектрал анализ усули билан минерал манба сувларида аниқлаганлар. (рубидий учун тўқ қизил чизик, сезий учун –оч ҳаворанг чизик) францийни 1939 йили Пере (Франция) актинийни радиоактив емирлиш маҳсулотларида аниқланган.

Табиатда тарқалишлари. Рубидий ва сезий калийга йўлдош элементлар бўлиб, ҳамма вақт калий минераллари таркибига киради. Уларнинг миқдорлари жуда кам, карналитда 0,015 – 0,04 % гача рубидий, сезий янада камроқ бўлади. Цезийнинг бирдан – бир ва жуда тарқоқ минерали $\text{CsAl}(\text{Si}_2\text{O}_6)$ – поллуцитдир.

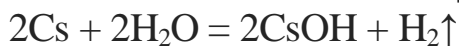
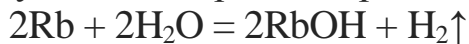
Францийни излари уран рудаларида учрайди.

Франций – радиоактив элемент, энг кўп яшайдиган изотопи ^{223}Fr изотопии бўлиб ($T_{1/2}$ 22 мин). Франций ва унинг бирикмалари кам ўрганилган.

Олинишлари. Рубидий ва цезий хлоридларини ёки дихлоратларини кальций (магний, цирконий) билан вакуумда қиздириб олинади ёки тузларини суюқланмаларини электролиз қилиб олинади.

Хоссалари. Рубидий ва цезийларнинг реакцион қобилиятлари жуда кучли. Ҳавода дарҳол кулранг оксид пардаси билан қопланади ёки каттароқ бўлакчаси бўлса ўз – ўзидан алангланади.

Сув билан портлаб бирикадилар, металллар ўз–ўзидан суюқланадилар:



Бизга маълум бўлган ҳамма оддий моддалар ичида цезий энг катта атом ҳажмига эга. Рубидий ва цезий атомлари нур таъсирида электронлар чиқаради, фотоэлектрик эффект.

Рубидий ва цезийнинг бирикмалари хоссалари бўйича кўпчилик ҳолларда калийга ўхшайди.

Ишлатилиши. Цезий фотоэлементларда ($\text{Ag}/\text{Ag}_2\text{O}/\text{Cs}$ ёки $\text{Cs}_2\text{O}/\text{Sb}-\text{Cs}$ қотишмалари кўринишида) ишлатилади.

Инфрақизил нурланиш манбаси сифатида фойдаланилади. Цезий – 137 нуклиди кобальт – 60 изотопини ўрнини босади ва тиббиётда нурланиш манбаси сифатида фойдаланилади.

Рубидий фақат илмий тадқиқот ишларини олиб боришда ишлатилади.

18 - БОБ.

Даврий системанинг II группаси бош группачасидаги элементларнинг умумий тавсифи. Кальций унинг табиий бирикмалари. Сувнинг қаттиқлиги ва уни бартараф этиш усуллари.

Умумий тавсифи

Даврий системанинг II^A гуруҳи s–элементларига: бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba ва радиоактив радий Ra лар киради. Булардан бериллий ва магнийга енгил металлар, Ca, Sr, Ba ва Ra ларни гуруппавий номланиши ишқорий – ер металлари дейилади.

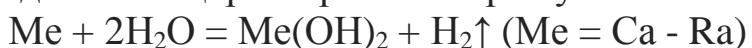
II^A гуруҳ металланинг энг муҳим хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган.

Энг муҳим хоссалари	Бериллий Be	Магний Mg	Кальций Ca	Стронций Sr	Барий Ba	Радий Ra
1	2	3	4	5	6	7
Нисбий атом мас-саси- Ar	9.012	24.305	40.078	87.671	137.328	226.025
Зичликлар-ρ, г/см ³	1.86	1.75	1.55	2.64	3.61	-6
Ер қобиғидаги мас-са микдори, %	3.8·10 ⁻⁴	1.9	3.3	3.4·10 ⁻²	6.5·10 ⁻²	
Суюқланиш температураси, °С	1280	650	851	770	710	700
Қайнаш температураси, °С	2967	1102	1437	1365	1637	1140
Нисбий электроманфийлиги	1.5	1.2	1.0	1.0	1.0	
Оксидланиш даражаси	+2	+2	+2	+2	+2	
Алангасининг ранги			Тўқ зарғалдоқ	Тўқ қизил	Оч яшил	Тўқ қизил
Атом радиуслари, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	
Ион радиуслари, Э ²⁺ , нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,138	
Ионланиш потенциаллари, I ₁ Э → Э ⁺ + e ⁻	9,323	7,645	6,133	5,695	5,212	
Стандарт электрод потенциаллари E ⁰ (Э ² /Э), В	-1,847	-2,363	-2,866	-2,888	-2,906	
Валент электрон конфигурациялари	[He]2s ²	[Ne]3s ²	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²	[Rn]7s ²
1	2	3	4	5	6	7

Реакцион қобилияти	Ортади →
Металлик (асослик) хоссалари	Ортади →
Сувда эрувчанлиги	Ортади →
Гидроксидларнинг сувда эрувчанлиги	Ортади →

Бериллий – кумушдек оқ металл қаттиқлиги ва мўртлиги билан фарқ қилади. Кўпгина металллардан фарқли бериллий диамагнит. Ҳавода оксид пардаси билан қопланади ва у кейинчалик коррозияланишдан сақлайди. Иккинчи гуруҳ металлларидан энг пассиви бериллийдир.

Бериллий амфотер металл, ишқор ва кислоталарнинг эритмаларида ҳам эрийди. Бериллий, магний ва ишқорий – ер металлари ишқорий металлларга нисбатан анча оғир ва қаттиқ, юқорироқ температурада суюқланадилар, ишқорий металлларга нисбатан пассивроқ. Тартиб рақамининг ортиши билан активликлари ортади. Ве ва Mg сув таъсирига чидамли ишқорий-ер металлари сув билан таъсирлашадилар:



Металларнинг ҳаммасини кислородга мойиллиги катта, O_2 билан барқарор оксидлар ҳосил қилади: $2\text{Me} + \text{O}_2 = 2\text{MeO}$.

$\text{Be}(\text{OH})_2$ дан бошқа гидроксидлари асослик хоссага эга, сувда эрувчанлиги $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ra}(\text{OH})_2$ қатори бўйича ортади. Тузларидан хлоридлари, бромид, иодидлари, нитрит ва нитратлари сувда яхши эрийди.

Магний – кумушдек оқ ялтироқ металл, куруқ атмосферада ўзгармайди, ёқилганда ёрқин аланга бериб ёнади, кислоталар билан таъсирлашиб водород чиқади ва туз ҳосил бўлади. Ишқорларда эримайди, типик металл.

II^{A} гуруҳ металлларидан энг муҳими кальцийдир.

Кальций, унинг табиий бирикмалари

Кальцийни металллик кўринишида биринчи марта 1808 йилда Дэви (Англия) да очган.

Табиатда тарқалиши Ернинг литосфера қатламида тарқалиши бўйича кальций 5–чи ўринда, кальций кўпгина тоғ жинслари ва минераллари таркибига киради. Тупроқда, тирик организмларда ва табиий сувларда (денгиз сувида 0,4 г Ca^{2+} иони бўлади) учрайди.

Минераллари:

Карбонатлари: CaCO_3 – оҳак тош, мармар, бўр, $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ доломит.

Сульфатлари:

CaSO_4 – ангидрит;

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - гипс;

$\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – алебастр;

CaF_2 – флюорит (плавик шпати);

$\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_6$ – анортит ва бошқа кўпгина силикатлар таркибига киряди.

Фосфатлари:

апатитлар: $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ -гидроксиапатит;

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F})$ -фторапатит;

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{Cl})$ - хлорапатит;

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_2$ – фосфорит ёки суяк уни.

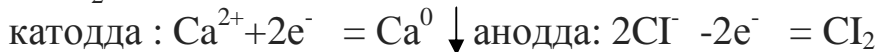
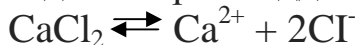
Ҳайвонлар ва ўсимликлар учун кальций муҳим ҳаётий элемент. Катта ёшдаги одамлар организмида ~2% гача кальций бўлади, бунинг устига 99% ҳар хил фосфатлар шаклида суякда ва тишда бўлади. Ca^{2+} ионларининг мавжудлиги қоннинг ивишини таъминлайди. Одам учун бир суткалик кальцийга бўлган миқдор ~1 г ни ташкил қилади. Организмда кальций етишмаганда суякнинг юмшаши ва мўрт бўлиши кузатилади.

Организмда карбонатли, фосфатли модда алмашилиш жараёни бузилса, витамин D етишмаганда рахит касаллиги кучаяди.

CaCO_3 –дан денгиз кораллари (денгиз маржонлари), фараминиферларнинг раковиналари тузилган.

Кальцийнинг олиниши

Кальций хлоридни калий хлорид билан аралашмаси суюқланмасини 850°C да темир катодда электролиз қилиб олинади.



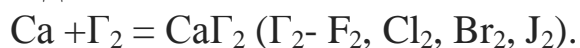
Физикавий ва кимёвий хоссалари

Эркин ҳолатда кальций ялтироқ металл, пичоқ билан кесилмайди. Ҳавода оксидланади ёки очиқ ҳавода CaCO_3 ва $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ҳосил бўлганлиги учун кукунланади. Кальций ўз группасидаги элементларга нисбатан энг юқори ўтказувчанликка ва қаттиқликка эга. Ҳавода қиздарилганда оч-қизил аланга бериб ёнади натижада CaO ва Ca_3N_2 аралашмалари ҳосил бўлади.

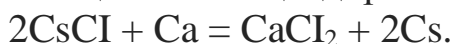
Магнийдан фарқли сув билан кучли таъсирлашади.



Ca– одатдаги шароитда галогенлар билан таъсирлашиб тузлар ҳосил қилади:



Бошқа кам актив металмаслар (азот, халькогенлар, водород, ...) билан ўртача қиздирилганда бирикади. K, Rb ва Cs ларга нисбатан кальций кам учувчан, шунинг учун уларни тегишли бирикмаларини металллик кальций билан қиздириб олиш мумкин:



Кальцийнинг ишлатилиши

Металлик кальцийни асосий ишлатилиши – кальцийтермия усули билан кўпгина ўтувчан d–металларни ва уран ҳамда сийрак–ер элементлари олинади. Кальцийнинг бирикмаларидан CaC₂ – карбиди жуда кенг ишлатилади. Кальций антифрикцион қотишма таркибига киради (0,73% Ca, 0,55 % Na, 0,04 % Li, қолгани Rb).

Металлик кальцийга нисбатан, унинг табиий бирикмалари ва кимё саноатида олинандиган бирикмалари турли соҳаларда ишлатилади ва муҳим аҳамиятга эга. Улардан айримлари билан танишиб чиқамиз.

Кальций карбонат CaCO₃ – табиатда жуда кўп тарқалган модда. У бир қатор минералларни ва чўкма жинсларни ҳосил қилади:

- кальцит (оҳакли шпат) – жуда тоза ҳолдаги CaCO₃ минерали;
- исланд шпати – кальцитнинг тоза ва тиниқ шакл кўриниши;
- мрамар – кристаллик тоғ жинси, оҳактошнинг шакл кўриниши;
- бўр – оҳактошнинг майда донадор шакл кўриниши;
- оҳактошли туф – (травертин) иссиқ карбонатли манбаларда ўсимликларнинг органик қолдиқлари иштирокида ҳосил бўладиган CaCO₃ чўкмаси, жинс;
- мергел - CaCO₃ нинг чўкма тоғ жинси, тупроқ аралашмаси (50–70 % гача) бўлади, оҳактошнинг шакл кўриниши;
- мергел – цемент ишлаб чиқаришда ишлатиландиган асосий ҳолашадир.

Температуранинг ўзгариши, ёмғир ва тупроқдаги сувлар таъсирида оҳактош ва тоғ жинсларининг нураши натижасида уларнинг таркибининг ўзгариш ва бузилиш жараёни тезлашади. Оҳактошдан CaCO₃ эрувчан гидрокарбонат ҳосил бўлиш ҳисобига эритмага ўтади:



Оҳактош ёрилади ва эрувчан туз билан ювилиши натижасида жинснинг ички қатламларида **карстли** ғорлар юзага келади. Ca(HCO₃)₂ – бўлган табиий сувлар буғланиши натижасида яна CaCO₃ ва сталлактлари сталагмитлар кўринишида чўкмага тушади.

Денгиз сувларига тушган кальций ионларини (Ca^{2+}), тирик организмлар ўзлаштирадидлар ва улар орқали ракушка қатлами, Каролл риф кўринишида чўкадилар. Тоза CaCO_3 – қаттиқ оқ модда. Сувда жуда кам эрийди. 900°C да термик парчалади:

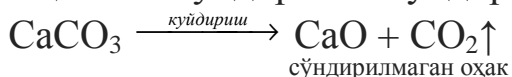


Кислоталар билан таъсирлашиб CO_2 чиқаради ва кальцийнинг тегишли тузлари ҳосил бўлади:

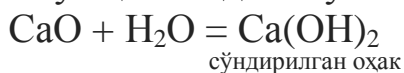


Табиий оҳактошдан кимё саноатда қурилиш материаллари, азотли минерал ўғитлар ишлаб чиқаришда ва металлургияда фойдаланилади.

Оҳактош қуйдирилиб сўндирилмаган оҳак олинади:



CaO – сув билан кучли экзотермик реакция содир бўлади бунда хатто сув қайнайди. Шу сабабли CaO га «**кипелька**» дейилади.

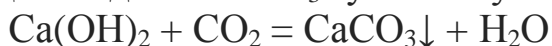


Оҳакни сўндириш жараёни кўп миқдордаги сувга оз-оздан CaO бўлакчаларини солиш билан амалга оширилади. Акс ҳолда, яъни CaO устидан сув қуйилганда Ca(OH)_2 – суспензияси ҳосил бўлмайди, бундай оҳак оқлаш ишлари учун яроқсиз.

Мармар – скульптуралар тайёрлаш, маъмурий бинолар ва метрополитларда қурилиш материали сифатида фойдаланилади.

Бўр – қурилиш материали сифатида, тиш пастасида шиша, резина, саноат тармоқларида ишлатилади.

Кальций гидроксид Ca(OH)_2 – қадимий номи сўндирилган оҳак, типик (деярли тўйинган) сувли эритмаси – оҳакли сув, Ca(OH)_2 – нинг қаймоққа ўхшаш, ғовак оқ рангли масса, унга «**пушонка**» дейилади. Оҳакли сув ишқорий реакцияга эга, ҳавода CO_2 таъсирдан лойқаланади ва CaCO_3 чўкмага тушади:



Оҳакли сувдан CO_2 ўтказилганда дастлаб чўкма тушади (CaCO_3) эритмадан CO_2 – ўтказиш давом эттирилса чўкма эрувчан гидрокарбонатга ўтади ва эритма тиниқ бўлиб қолади:



Эритма қиздирилганда Яна CaCO_3 чўкмага тушади, чунки $\text{Ca(HCO}_3)_2$ парчаланиб CaCO_3 га ўтади:



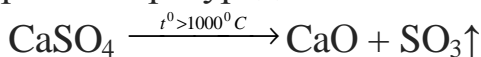
Ca(OH)₂ нинг асосий ишлатилиш соҳаси қурилиш эритмаси ҳисобланган оҳакли сут тайёрлашда, хлорли оҳак олишда, ўсимликлар учун ҳимоя воситаси оҳак олтингугурт қайнатмаси олишда, қурилишда (ғишт териш ва сувоқ қоришмалари, силикат бетон тайёрлаш учун), органик кимёда ва бошқа соҳаларда ишлатилади.

Кальций сульфат

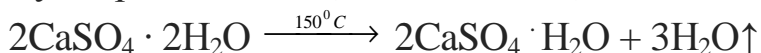
Табиатда сувсиз сульфат ангидрит, CaSO₄·2H₂O табиий гипс, алебастр минераллари ҳолида учрайди.

Гипс энг кўп тарқалган минералдир. CaSO₄ – оқ кристалл кукун. Сувда кам эрийди (100 г сувда 0,2), эрувчанлик температуранинг кўтарилиши билан камаяди.

Гипс қиздирилганда қисман сувини йўқотади ва 2CaSO₄·H₂O ҳосил бўлади, қиздириш давом эттирилганда сувини тўлиқ йўқотади. 1000⁰С дан юқори температурада гипс CaO ва SO₃ га парчаланеди:



Куйдирилган гипс (тиббийет гипси) гипсни 150⁰ С қиздириб олинади:



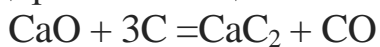
Куйдирилган гипс сувни бириктириб тез қотади:



Гипснинг қотиш реакцияси – экзотермик жараён.

Гипс тез қотадиган қовушқоқ модда, асосан қурилишда, тиббийетда – гипсли боғлам тананинг шикастланган ёки касалланган қисмини (қўл - оёқлар, умуртқа поғонаси ва қовурғалар синганда) қимирламайдиган қилиб боғлаб қўйиш учун ишлатилади. Ундан бюстлар, ҳайкаллар, қолиплар тайёрланади.

Кальций карбиди CaC₂-ацетиленни кальцийли ҳосиласи, „„„„ сўндирилмаган оҳакни кокс билан 200⁰С да электр ёй печларида олинади:



Жараён катта энергия талаб қилади, қаттиқ CaC₂ билан бирга чиқинди газ (82 % CO, 8 - 10 % H₂, қолгани- N₂) чиқади ва ундан синтез-газ ёки ёнувчан газларга ўхшаш фойдаланилади.

Техник CaC₂ - кулранг маҳсулот (ёки жигарранг) таркибида 80-85% гача CaC₂ (қолгани CaO, Ca₃P₂, CaS, Ca₃N₂, SiC ва бошқалар) бўлади. Сувда гидролизланиб ацетилен ҳосил қилади:



C₂H₂ - ҳидсиз бўлса ҳам, карбиддан чиқадиган C₂H₂ ўзига хос «карбид» ҳидли, ҳидли аралашмалари PH₃, NH₃ ва H₂S ҳисобига бўлади.

CaC₂ - ни гидролизи нам ҳавода ҳам кучли борганлиги учун, карбид солинган идишлар герметик ёпилган бўлиши лозим. CaC₂ - асосан ацети-

лен олишда ва ундан кавшарлаш ишларида ва кальций цианамид (CaCN_2) олишда ишлатилади.

Кальцийнинг бошқа муҳим бирикмалари қаторига унинг галогенидли тузлари (CaГ_2) киради.

Масалан, CaF_2 - минерал флюорит, фтор кимёсида хомашё ва қора ҳамда рангли металлургияда флюс сифатида ишлатилади.

CaCl_2 - жуда гигроскопик модда, сувда осон эрийди, лаборатория амалиётида сувсиз CaCl_2 сувни ютиб олувчи восита сифатида (эксикаторларда, хлоркальцийли трубкаларда) ишлатилади. Унинг ёрдамида суюқликлар ва газлар қуритилади.

Кальций нитрат ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) қадимий номи кальцийли ёки оҳакли селитра, сувли эритмадан $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ кристаллгидрат ҳолида ажралиб чиқади. Бу оқ гигроскопик кристаллик кукун. Табиатда ҳам $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ - нитрокальцит минерали ёки Норвегия селитраси номи билан учрайди. Ўғит сифатида ишлатилади.

Сувнинг қаттиқлиги ва уни бартараф этиш усуллари

Табиатда аралашмаларсиз тоза сув учрамайди. Аралашмалари ҳам бўлган, тозаллиги бўйича дистилланган сувга яқини ёмғир ва қор сувидир. Табиий сувда жуда кўпгина моддалар эриган ҳолда бўлади. Аралашмалари энг кўп бўлган сув – океан, денгиз ва шўр кўлларнинг сувидир. Таркибида аралашмалари бўлган сувни техникада, халқ хўжалигида ва маиший хизматларда ишлатиб бўлмайди. Табиий сувларга қаттиқ сув дейилади.

Сувнинг қаттиқлиги сабаби.

Сувнинг қаттиқлигига унда мавжуд бўлган Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионлари сабаб бўлади. Табиий сувда уларнинг миқдори қанчалик кўп бўлса (агар сув оҳактошли тоғ жинсларидан ва тупроқдан сизиб ўтса) сувнинг қаттиқлиги шунчалик катта бўлади. Агар табиий сув бирламчи ёки кам нураган тоғ жинсларидан сизиб чиқса, одатда у худди ёмғир ёки қор сувидек юмшоқ бўлади.

Қаттиқлик даражаси

Қаттиқлик даражаси Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионларининг ммол/л да ифодаланган йиғиндиси билан тавсифланади. Сувнинг қаттиқлигини 1л табиий сувдаги Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионларининг милли эквивалент (мэкв) сонлари йиғиндиси билан ҳам ифодаланади.

Ca^{2+} - ионининг миллимоли – 40,08 мг, Mg^{2+} - ионининг миллимоли 24,305 мг тенг бўлганлиги учун сувнинг умумий қаттиқлигини қуйидаги формула билан ифодаланади:

$$K_{\text{ум}} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{40,08} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{24,305} \text{ ммол/л}$$

$K_{\text{ум}}$ қиймати бұйича табиий сувлар бұлинади.

- юмшоқ $K_{\text{ум}} < 2$ ммол/л (қор ва ёмғир сувлари);

- ўртача юмшоқ = 2-10 ммол/л;

- юқори даражада қаттиқ $K_{\text{ум}} > 10$ ммол/л.

Агар сувнинг қаттиқлиги миллиэквивалент (мэкв) сонлари йғиндисиди ўлчанса юқоридаги формула қуйидаги кўринишда бўлади:

$$K_{\text{ум}} = \frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,16} \text{ мэкв/л}$$

Бу ҳолда $K_{\text{ум}}$ қиймати бұйича ҳамма табиий сувлар бұлинади.

- анча юмшоқ $K_{\text{ум}} < 1,5$ мэкв/л (ёмғир ва қор сувлари);

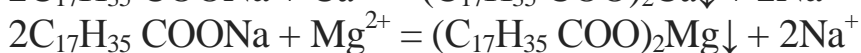
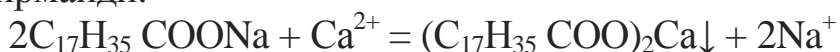
- юмшоқ $K_{\text{ум}} = 1,5 - 4,0$ мэкв/л;

- ўртача юмшоқ $K_{\text{ум}} = 4,0-8,0$ мэкв/л;

- қаттиқ $K_{\text{ум}} = 8,0 - 12,0$ мэкв/л;

- жуда қаттиқ $K_{\text{ум}} > 12,0$ мэкв/л.

Қаттиқ сувда совун ёмон кўпиради, кирлар яхши ювилмайди, чунки қаттиқ сувда совун юқори карбон кислоталарининг натрийли тузи ($C_{17}H_{35}COONa$ – кир совун) алмашилиш реакциялари содир бўлади, кальций ва магнийларнинг стеаратлари ҳосил бўлиши натижасида совун кўпирмайди:



Бундан ташқари қаттиқ сувдан буғ қозонларининг ички деворларида ва иссиқ алмашилиш аппаратларининг трубаларида (қурилмаларининг) қаттиқ чўкма (қуйқа) ҳосил қилиб ўтириб қолади. Чўкма Ca^{2+} ва Mg^{2+} сульфатлари ва карбонатларига тўғри келади. Улар иссиқликни ёмон ўтказгани учун, қазон деворларининг маълум жойларида қизиби кетиши ҳодисаси юзага келади ва қуйқа кўпорилиб тушади, шу жойда сувнинг кучли қизиши натижасида сув кўп миқдорда қазонда сув буғи босими ортиб кетади ва буғ қазонларининг портлаши содир бўлади. Булардан ташқари иситиш қурилмаларининг трубалари коррозияга учраши натижасида ишдан чиқади.

Қаттиқ сувда озиқ – овқатларнинг пишиши қийинлашади, газмоллар қаттиқ сувда бўялганда рангни ёмон олади. Буғ қозонларида қуйқа ўтириши натижасида ёқилғи жуда кўп сарфланади. Умуман олганда қаттиқ сув халқ – хўжалигига жуда катта зарар келтиради. Шу сабабли табиий қаттиқ сувлар ишлатилиши олдидан маълум даражада юмшатилади.

Қаттиқликнинг турлари

Сувнинг қаттиқлиги иккига бўлинади: вақтинчалик (карбонатли) ва доимий (карбонатсиз) қаттиқлик.

1. Агар сувда кальций (Ca^{2+}) ва магний (Mg^{2+}) ларнинг гидрокарбонатлари эриган ҳолда бўлса, карбонатли (вақтинчалик) қаттиқлик дейилади. Миқдорий жиҳатдан Ca^{2+} ва Mg^{2+} ларнинг концентрациясига ёки HCO_3^- нинг иккиланган (2HCO_3^-) концентрацияга тенг бўлади.

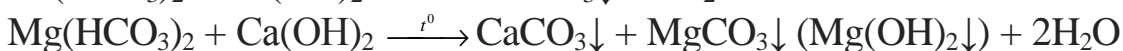
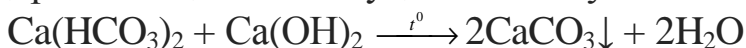
2. Агар сувда кальций ва магнийнинг сульфатлари ва хлоридлари (CaSO_4 , MgSO_4 , CaCl_2 , MgCl_2) эриган ҳолда бўлса доимий (карбонатсиз) қаттиқлик дейилади. Вақтинчалик (карбонатли) ва (карбонатсиз) қаттиқликлар йиғиндисига сувнинг умумий қаттиқлиги дейилади. Доимий қаттиқлик сувдаги вақтинчалик қаттиқлик олиб ташлангандан кейин қоладиган Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионлари миқдорига тенг бўлади.

Сувнинг доимий қаттиқлиги, сув қайнатилганда ҳам йўқолмайди.

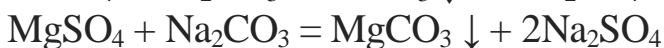
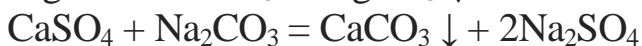
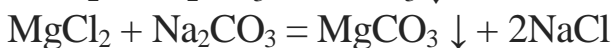
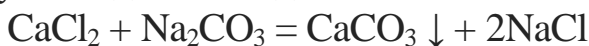
Сувнинг қаттиқлигини йўқотиш учун (юмшатиш учун) ундан Ca^{2+} ва Mg^{2+} ионларини чўкмага ўтказиш йўли билан амалга оширилади. Сувнинг карбонатли (вақтинчалик) қаттиқлиги сувни қайнатиб йўқотилади, бунда кальций ва магний гидрокарбонатларининг парчаланиши содир бўлади:



Сувнинг карбонатли қаттиқлигини кимёвий усулда, сувга сўндирилган оҳақ солиб йўқотилиши мумкин:



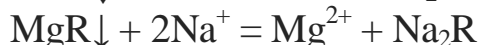
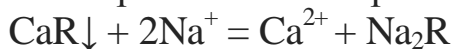
Сувнинг доимий қаттиқлиги фақат кимёвий усулда йўқотилади, бунда сувга сода солинади:



Ҳозирги вақтда саноатда сувнинг умумий қаттиқлигини йўқотишнинг катионит усулидан кенг фойдаланилади. Бу усул катионитлардан таркибида Ca^{2+} ва Mg^{2+} катионларига алмашина оладиган Na_2R (R- анионни умумий формуласи) таркибли катионит тўлдирилган калонкалардан ўтказишга асосланган:



Катионитларда катион алмашинуви тўлиқ тугагандан сўнг, катионит натрий хлориднинг тўйинган эритмаси билан регенерация қилинади:



Регенерация қилинган катионитдан яна сувни юмшатишда фойдаланиш мумкин.

19 БОБ. АЛЮМИНИЙ.

Алюминий, унинг даврий системадаги ўрни ва атом тузилиши асосида элементнинг ва унинг бирикмаларига тавсиф. Алюминий оксиди ва гидроксидининг амфотерлиги. Алюминийнинг табиий бирикмалари, унинг техникадаги роли.

Даврий системанинг III А гуруҳига умумий тавсиф

Даврий системанинг учинчи бош гуруҳига: бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In, таллий Tl лар киради.

III-А гуруҳ элементларининг энг муҳим хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган.

Энг муҳим хоссалари	Бор В	Алюминий Al	Галлий Ga	Индий In	Таллий Tl
Нисбий атом масса-си- Ar	10,81	26,982	69,723	114682	204,38
Зичликлари- ρ, г/см ³	2,33	2,70	5,91	7,31	11,84
Ер қобиғидаги масса микдори, %	3.10-4	8,8	1,5.10-3	1,5.10-5	4,5.10-5
Суюқланиш температураси, °С	2040	660,2	29,8	150,2	302,5
Қайнаш температураси, °С	2550	2270	2070	2075	1457
Нисбий электроманфийлиги	2,0	1,5	1,6	1,7	1,9
Ион радиуслари, Э ⁺³ нц	0,023	0,057	0,062	0,092	0,105
Ионланиш потенциаллари, I ₃ Э ⁰ -3e ⁻ =Э ³⁺ , В	71,383	53,261	57,222	52,685	56,366
Стандарт электрод потенциаллари E ⁰ (Э ³⁺ /Э), В		-1,622	-0,65	-0343	+0,71
Валент электрон конфигурациялари	[He]2s ² 2p ¹	[Ne]3s ² 3p ¹	[Ar]4s ² 4p ¹	[Kr]5s ² 5p ¹	[Xe]6s ² 6p ¹
Реакцион қобилияти	оратади				
Гидроксидлари	B(OH) ₃	Al(OH) ₃	Ga(OH) ₃	In(OH) ₃	Tl(OH) ₃
	<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> ← → </div> Асослик хоссаси ортади				

$Tl(OH)_3$ – олинмаган сувли эритмадан гидратланган амфотер оксид $Tl_2O_3 \cdot nH_2O$ ҳолида чўкади, асослик хоссаси юқорироқ.

Хоссалари

Элементларнинг металлик хоссалари В дан Тl га томон ортиб боради, бор типик металмас, индий ва таллийлар металллар. Уларнинг ҳаммаси учун +3 оксидланиш даражаси характерли. Аммо таллий учун +1 оксидланиш даражаси барқарор ва кўп тарқалган.

Суюқланиш температуралари бордан таллийга ўтган сари нотекис ўзгаради. Галлий жуда осон суюқланувчан металллар қаторига киради.

Индий ва таллий осон суюқланувчан, зичликлари бўйича оғир металллар қаторига киради.

III^A гуруҳ элементларининг гидроксидлари сувда оз эрийди. Бор гидроксиди $B(OH)_3$ сувдаги эритмаси кучсиз кислота хоссасига эга (уни формуласини H_3BO_3 кўринишида ҳам ёзилади). Алюминий, галлий, индийларнинг гидроксидлари амфотер, амфотерлик даражаси камаяди. Таллий (I) гидроксиди кучли асос. Демак III^A гуруҳ элементларининг асослик хоссалари II^A гуруҳ элементлариникига нисбатан кучсиз даражада ифодаланган.

Ҳамма боратлар (борнинг хоссалари), ишқорий металлларнинг боратларидан бошқалари сувда кам эрийдилар. Al, Ga, Zn ва $Tl(III)$ тузларидан хлоридлари, сульфатлари ва нитратлари сувда яхши эрийди, фторидлари ва ортофосфатлари сувда кам эрийди.

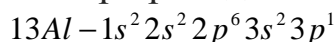
Бу элементларнинг карбонатлари ва сульфидлари беқарор, одатдаги температурада сувда тегишли металлларнинг гидроксидларига, CO_2 ёки H_2S га тўлиқ парчаландилар. Шу сабабли бундай тузларни сувли эритмалардан олиб бўлмайди.

$Al^{3+}, Ga^{+3}, In^{+3}, Tl^{3+}$ ва Tl^+ катионлари кристалларда ва сувли эритмаларда рангсиз.

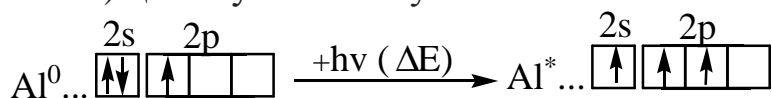
III^A гуруҳ элементларидан энг муҳим аҳамиятга эга бўлгани ва энг кўп ишлатиладигани алюминийдир.

Алюминий, даврий системадаги ўрни, атом тузилиши асосида унинг бирикмаларига тавсиф.

III^A гуруҳ элементларидан иккинчи типик элемент алюминий- s ва p металллар орасида энг энгилидир. Алюминийни электрон формуласи:



Валент электронлари: $\dots 3s^2 3p^1$, ячейкаларда,
 $\begin{array}{|c|c|c|} \hline 2s & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \square \\ \hline \end{array}$ тақсимланган, уни ташқи энергия ҳисобига промоторлаган (уйғонган) ҳолга ўтказиш мумкин:



Бу ҳолатда алюминий $s^1 p^2$ 3 та тоқ электронларини йўқотиб «+3» оксидланиш даражасини намоён қилади. Алюминийда борга (В) нисбатан атом радиуси катта, ионланиш потенциали кичик, натижада металл хоссаси ортади. Металмас бордан фарқли алюминий кенг маънода айтилганда амфотер металлдир. Шундай қилиб, металл алюминий ва унинг гидроксиди кислоталарда ҳам ишқорларда ҳам эрийди, Al^{3+} иони эса комплекс катионлар ва ацидокомплекслар ҳосил қилади.

Алюминийни ҳақли равишда галлий группчасига ҳам скандий группчасига ҳам бошланғич (бош) элемент деб ҳисоблаш мумкин. Буни галлий гуруҳчаси ва скандий гуруҳчаси элементларининг оксидлари ва галогенидларининг ҳосил бўлиш энтальпияларининг ўзгариш характерлари алюминийникига ўхшашлигидан билиш мумкин.

Алюминий кимёси учун унинг кислородга бўлган мойиллиги ғоят муҳим аҳамиятга эга. Қуйида алюминийни бошқа элементлар билан оксидларини энтальпия қийматларини таққослаймиз:

	Al_2O_3 ,	Ga_2O_3 ,	In_2O_3 ,	Tl_2O_3
ΔH_{298}^0 , кж/мол	-1675,7	-1089,1	-925,9	-390,4

Алюминий оксидининг ҳосил бўлиш энтальпияси галлий ва унинг аналогларидан кескин фарқ қилади. Ниҳоят, иккинчи типик элементлар алюминий ва кремнийда горизантал ўхшашлик кузатилади.

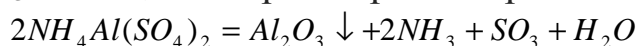
Бу ер қобиғида кўп тарқалган алюмосиликатларда ёрқин намоён бўлади. Буларга дала шпатлари- ер қобиғи массасини ярмидан кўпини ташкил қилади, тупроқли минераллар, слюдалар ва бошқалар.

Алюмосиликатларда – кремнийкислородли $[SiO_4]^{4-}$ тетраэдрларнинг бир қисми, алюмокислородли $[AlO_4]^{5-}$ тетраэдрларга алмашган. Бундай алмашишда юзага келадиган ортиқча манфий зарядлар Na^+ ва K^+ ионлари билан компенцияланади ва алюмосиликатларни электронейтраллиги сақланади.

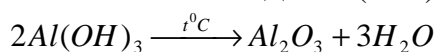
Алюминий оксиди ва гидроксидининг амфотерлиги

Al_2O_3 характерли оксид, алюминийнинг энг муҳим кимёвий бирикмаси бўлиб ҳисобланади.

Al_2O_3 оқ жуда иссиққа чидамли модда ($t_c=2053^{\circ}C$, $t_k=3000^{\circ}C$. Тоза Al_2O_3 аччиқ тошларни термик парчалаб олинади:



Ёки $600-800^{\circ}C$ да $Al(OH)_3$ - қиздириб олинади:

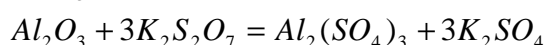
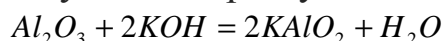


Бу ҳолда g - Al_2O_3 олинади, у $900^{\circ}C$ да монотроп (монотроп айланиш – бир модификациядан бошқасига қайтмас фазовий ўтиш) айланиш билан g - Al_2O_3 га ўтади.

g - Al_2O_3 - корунд ёки рубин кўринишида табиатда учрайди, уни сунъий усулда ҳам олинади.

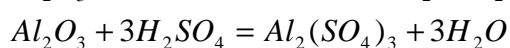
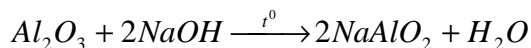
Саноат миқёсида алюминий оксиди боксит ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$), нефелин, каолиндан олинади.

Корунд – оддий оксидлар кенжа синфига мансуб минерал. Таркибида Cr , Fe , Ti ва бошқа аралашмалар бор. Қаттиклиги 9, зичлиги $r=4г/см^3$. Корундни 60-70% гематит, магнетит ва шпинел билан аралашмаси жилвир дейилади. Корунд метаморфик ва метасоматик сочма конларда тўпланади. Абразив материал. Унинг шаффоф турлари – ёқут, сапфир, рубин ва бошқалар қимматбаҳо тошлар. Таркибида Cr^{3+} , Fe^{3+} аралаштирилган синтетик корунд саноат миқёсида олиниб, квант электроникаси, соатсозлик, заргарлик саноати ва бошқаларда ишлатилади. Алюминий оксиди водород билан қайтарилмайди. Куйдирилган Al_2O_3 сувда эримайди. Уни эрувчан ҳолатга ишқорлар ёки пиросульфатлар билан суюқлантириб ўтказилади:



Уй температурасида алюминий оксиди амалда электр токини ўтказмайди ва диэлектрик $1000^{\circ}C$ дан юқорида сезиларли даражада электр токини ўткази бошлайди ва ярим ўтказгич хоссасини намоён қилади. Температуранини ортиши билан электр ўтказувчанлик ортиб боради, бу шароитда Al_2O_3 ўзидан кислород чиқариши натижасида стехиометрик таркиби бузилади, бу эса унда электрон ўтказувчанликка олиб келади.

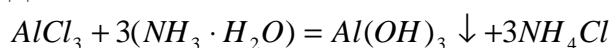
Кимёвий жиҳатдан Al_2O_3 анча инерт фақат g - Al_2O_3 ни кимёвий активлиги анча юқори. Шуни эса тутиш лозимки, алюминий метали амфотер хоссага эга бўлгани учун унинг оксиди (Al_2O_3) ва гидроксиди $Al(OH)_3$ лар ҳам амфотер хоссага эга. Шу сабабли Al_2O_3 кислоталар билан ҳам, ишқорлар билан ҳам реакцияга киришади:



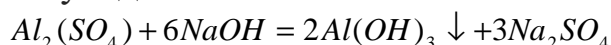
Алюминий оксидини асосий ишлатиш соҳаси алюминий ишлаб чиқариш саноатидир. Металл сиртини ялтиратишда полирловчи кукун, катализатор, хроматографияда адсорбент, абразив материал.

Al_2O_3 - монокристаллари қимматбаҳо тош, заргарликда, соатсозликда кўп ишлатилади.

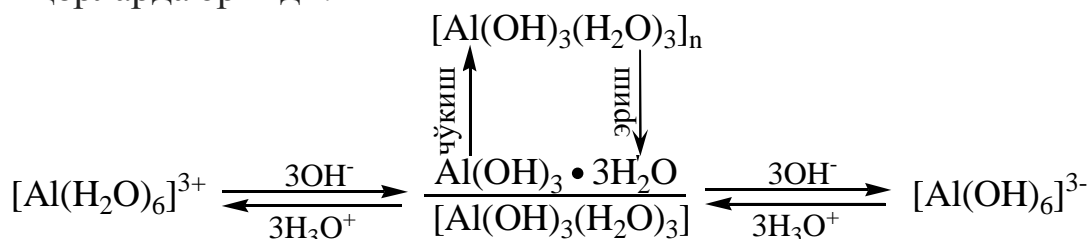
Алюминий гидроксиди $Al(OH)_3$ - оқ ивиқ чўкма, сувда эрмайди. Алюминий тузларига аммиакли сув (аммиак гидрати) кўшилганда чўкади:



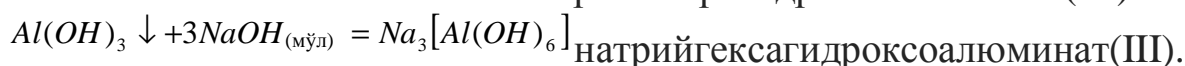
Ёки кам миқдорда натрий гидроксиди таъсир эттирилганда ҳам ҳосил бўлади:



Бу чўкма аслида алюминий гидроксидини учгидратини полимерланиш маҳсулоти бўлиб, амфотер хоссага эга бўлгани учун кислоталарда ва ишқорларда эрийди:



Демак, $Al(OH)_3$ чўкмаси ишқор кўпроқ бўлганда эрийди:



Ҳар қандай амфолит сингари алюминий гидроксидининг ҳам кислота асос хоссаи кучсиз ифодаланган. H_3AlO_3 нинг мета шакли – $HAIO_2$. Бу кислотанинг тузларига метаалюминатлар ёки алюминийли шпинеллар дейилади. Уларнинг айримлари ($MgAl_2O_4$, $ZnAl_2O_4$) табиатда учрайди ва шпинеллар деб номланадиган минераллар таркибига киради.

Алюминий гидроксидининг ивиқсимон чўкмаси сувсизлантирилганда Al_2O_3 нинг актив шакли – алюмогел ҳосил бўлади. Бу жуда ғовак модда бўлиб, кўриниши бўйича майда кристаллик Al_2O_3 кукунларидан кучли даражада фарқ қилади. Алюмогел сувда эрмайди ва кўпчимайди, энг яхши эффектив курутувчидир. Бундан ташқари алюмогел яхши катализатор ташувчи (асосан платина ва никелли) ролини бажаради. У органик кимёда ҳам турли синтезларда катализатор сифатида ишлатилади.

Алюминийнинг табиий бирикмалари, унинг техникадаги роли

Алюминийнинг номи лотинча Aluminium- аччиқтош сўзидан олинган. Алюминий бирикмалар кўринишида (аччиқтошлар) жуда қадимдан маълум. Алюминий эркин ҳолда биринчи марта 1825 йилда (Эрнстед, Дания) алюминий хлоридни амалгама ҳолида олинган калий билан қайтариб (бирок алюминийни олиниши нотўғри исботланган). 1827 йилда бу реакция учун тоза калийдан фойдаланиб тоза алюминий ажратилган (Вёлер, Германия).

Алюминийнинг табиатда тарқалиши ва табиий бирикмалари.

Алюминий металллар орасида табиатда энг кўп тарқалган элементлардан бири (8,8 %) бўлиб, кислород ва кремнийдан кейин 3 – чи ўринда туради. Металлар ичида биринчи ўринни эгаллайди. Шундай қилиб, алюминий металллар орасида энг кўп тарқалган ҳисобланади. Ҳамиша боғланган ҳолда, асосан, ҳар хил алюмосиликатлар ҳолида учрайди.

Минераллари:

Силикатлари дала шпатларида (гранитларда, корфидларда, базальтларда, гнейсларда сланецларда) учрайди.

Слюдалар гил тупроқлар силикатлар тоғ жинслари ва минералларнинг нураш маҳсулотлари.

Каолин – тоза гил тупроқ.

Мергел ва суглинкалар- нотоза гилтупроқ.

Гидроксидлари – ҳар хил таркибли бокистлар: $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ $Al(OH)_3$, $AlO(OH)$, $Al_2O(OH)_4$.

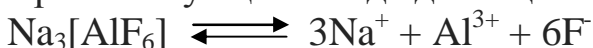
Оксидлари корунд (қумтупроқ) Al_2O_3 жилвир нотоза корунд, аралашмалар ҳисобига рангли корунд (қиммат баҳо тошлар) қизил рубин (0,3 % Cr_2O_3) кўк сапфир (0,2 Ti_2O_3 ва Fe_2O_3 излари), сарик топаз, рангсиз лейкосапфир. Алюминий оксидининг гидрат шаклида $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ – боксит, кремний, темир, титан, оксидлари аралашмаси бўлади. Минерологик шакллари бўйича $Al_2O_3 \cdot 3H_2O$ – гидраргилит ва $Al_2O_3 \cdot H_2O$ – диасперлар фарқланади. Алюминийнинг маъданлари ичида боксит энг аҳамиятли бўлиб, унда 50 % дан кўпроқ Al_2O_3 бўлади.

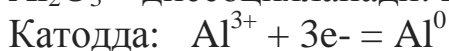
Фторид ҳолида – криолит $Na_3[AlF_6]$.

Алюминийнинг олиниши. Саноат усулида (1886 йилдан) – қумтупроқ ва криолит аралашмаси суюқланмасини электролиз қилишдир.

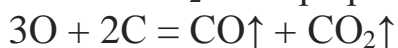
Криолит суюқланмасида 10 % гача Al_2O_3 эрийди. Эритма суюқланма $950^{\circ}C$, да 6-7В кучланишда, 15-30 кА ток кучида электролиз қилинади. Электролизда куйидаги жараён содир бўлади:

Криолит суюқланганда диссоцияланади:





Анод кўмирдан ясалган ва суюқланма температураси 950⁰С бўлганлиги учун анодда O₂ билан бирга аноднинг оксидланиши натижа-сида CO ва CO₂ газлар аралашмаси ҳам ҳосил бўлади:



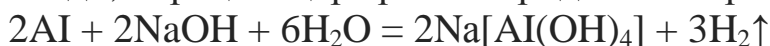
Катод ролини электролизёрни тубига футеровка (қопланган) қилинган графит бажаради. Суюқланган алюминий аппарат тубида тўпланади ва ҳар 2 кунда 1 т миқдорда алюминий чиқариб олинади. Бу усулда олинган алюминийни тозалиги 99,75 % бўлади, зарурат бўлганда рафинирлаш йўли билан тозаланади. Тозаланган металда 99,99 % алю-миний бўлади.

Алюминийнинг физикавий хоссалари. Кумушдек оқ ялтироқ ен-гил металл, унинг сиртидаги силлиқлик ҳаводаги кислород таъсирида йўқолади, чунки хира оксид пардаси ҳосил бўлади, оксидланган сиртида унинг ялтироқлиги сақланади.

Алюминий – юмшоқ ва болғаланувчан, ундан жуда юпка парда олиш мумкин (алюминийли фольга). У электр токини жуда яхши ўтказади (унинг электр ўтказувчанлиги мисга нисбатан – 62 %), чўғ ҳолигача қиздирилганда суюқланади.

Алюминийнинг кимёвий хоссалари. Алюминий кимёвий актив (ҳавода ҳимояловчи оксид пардаси билан қопланади).

Фақат ҳимояловчи парданинг электр ва механик барқарорлиги ту-файли одатдаги шароитда алюминий ўзини анча инерт тутади. Оксид пардасидан тозаланган алюминийнинг активлиги юқори. Алюминий V ва VII гуруҳ элементлари билан юқори температурада таъсирлашади. Йоддан бошқа галогенлар билан алюминий одатдаги шароитда бирика-ди. Катализатор сифатида сув иштирокида йод билан ҳам осон бирика-ди. Алюминий водород билан тўғридан-тўғри бирикмайди, аммо лекин водород унда эрийди. Алюминий одатдаги шароитда сув билан таъсир-лашмайди, бироқ ишқор эритмаларида яхши эрийди.



Алюминий концентрланган сульфат ва нитрат кислоталарида пас-сивлашади, чунки унинг сиртида зич оксид пардаси ҳосил бўлади ва у кейинчалик таъсирлашувдан сақлайди. Шу сабабли алюминийдан ясал-ган бочка ва идишларда концентрланган сульфат ва нитрат кислоталари сақланади ва ташилади.

Алюминий қотишмалари. Алюминийга кўшимчалар кўшилганда унинг қаттиқлиги ортади, аммо коррозияга чидамлилиги пасаяди. Одат-

да алюминийли қотишмаларда 90 % дан ортиқроқ асосий металл бўлади. Энг муҳим легирловчи қўшимчалар: Cu, Mg, Si, Mn ҳамда Ni ва Zn бўлади. Деформацияланадиган ва куйма қотишмалар фарқланади.

Охиргисида 10 % Si бўлади.

Алюмо– магний қотишмалар (5 % гача Mg) коррозияга ва денгиз сувларига чидамли.

Таркибида мис ва озроқ миқдорда магний ва бошқа қўшимчалари бўлган алюминий қотишмалари мустаҳкам ва жуда қаттиқ. Улардан маълум бўлган қотишма дуралюмин (дюрал, дюралюминий 5 % гача мис, 2 % гача Mg).

Алюминийли бронзалар. 5-10 % Al ва Cu асосидаги қотишмалар – сариқ рангли, коррозияга ва денгиз сувига чидамли ундан конструкцион материаллар, майда алмашилиш тангалари чеканка қилинади ва кукун ҳолида бўёқларга пигмент сифатида фойдаланилади.

Алюминийнинг ишлатилиши.

Қотишмалар кўринишида конструкцион материал, айниқса, самолётсозликда ва кемасозликда кенг қўлланилади. Махсус тоза алюминий – электротехникада ўтказгич. Ҳар хил аппаратларнинг деталларини яшашда, уй-рўзғор буюмлари олишда, кукун термит кавшарлашда, алюминотермия усули билан кўпгина металлларни олишда, алюминий–органик катализаторларни синтез қилишда, пенобетон олишда (ишқорли бетон қоришмасига алюминий кукни солинганда водород ажралиб чиқиши ҳисобига ғовак енгил пенобетон ҳосил бўлади), пиротехникада, бўёқларга пигмент сифатида, алюминий ва поливинил хлорид (ПВХ) асосида замонавий рамкалар, эшиклар, витражлар тайёрлашда кенг ишлатилади.

Кукун ҳолидаги алюминий ва Fe_2O_3 ва Fe_3O_4 аралашмаси **термитли кавшарлашда** фойдаланилади. Термит аралашмаси ёқилганда суюқ темир ҳосил бўлади ва у металлларни кавшарлашни таъминлайди. Алюминий металллар ичида энг кўп ишлатиладиган ва жуда муҳим аҳамиятга эга бўлган металдир.

Al_2O_3 ҳар хил кўринишда иссиқликка чидамли ва абразив материал сифатида, монокристалл ҳолида қимматбаҳо тош, соатсозликда кўп ишлатилади.

Алюминий гидриди ракеталарда қаттиқ ёқилғи, органик синтезда қайтарувчи сифатида ишлатилади. Алюминийни фосфиди, арсениди антимониди ярим лазерларда ишлатилади.

20.БОБ. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VIII Б ГРУППАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ.

Темир, унинг оксидлари ва гидроксидлари, уларнинг хоссалари темирнинг оксидланиш даражасига боғлиқ эканлиги. Чўян ва пўлат ишлаб чиқариш асосидаги кимёвий реакциялар. Темир ва темир қотишмаларининг техникадаги роли. Оралиқ металллар мис, рух, хром, марганец, титан ҳақида қисқача маълумотлар.

VIII^B гуруҳ элементларига умумий тавсиф

Гуруҳ таркиби. VIII^B гуруҳга 9 та элемент киради ва улар: темир оиласига (темир триадаси ҳам дейилади), темир Fe, кобальт Co, никел Ni;

Платина оиласи – ёки платина металлари уларга 6 та элемент, икки-та триада: рутений тридаси: рутений Ru, родий Rh, палладий Pd (енгил платина металлари) ва осмий триадаси: осмий Os, иридий Ir ва платина Pt (оғир платина металлари) киради. Бу горизонтал қаторлар бўйича бўлинишдир. Уларни вертикал қатор бўйича ҳам бўлиш мумкин, бу жиҳатдан ҳам улар 3 та вертикал қаторга ёки 3 та вертикал триадага бўлинади.

Темир триадаси: темир Fe, рутений Ru, осмий Os;

Кобальт триадаси: кобальт Co, родий Rh, иридий Ir;

Никел триадаси: никел Ni, палладий Pd ва платина Pt.

VIII^B гуруҳ элементлари хоссалари қуйидаги жадвалларда келтирилди.

Темир оиласи элементларининг хоссалари

Элементларнинг хоссалари	Темир Fe	Кобальт Co	Никел Ni
1	2	3	4
Тартиб рақамлари	26	27	28
Ер қобиғида тарқалиши, мас. %	5,1	$3 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-3}$
Валент электрон конфигурациялари	$[\text{Ar}]4s^23d^6$	$[\text{Ar}]4s^23d^7$	$[\text{Ar}]4s^23d^8$
Атом радиуслари, нм	0,126	0,125	0,124
Ион радиуслари Э^{2+} , нм	0,080	0,078	0,074
Ион радиуслари Э^{3+} , нм	0,067	0,064	0,062
Ионланиш потенциаллари, В I, $\text{Э}^0 \rightarrow \text{Э}^+ + e^-$	7,89	7,87	7,63
Нисбий электроанфийликлари (НЭМ)	(1,7)1,8	1,7-1,8	1,8

1	2	3	4
Суюқланиш температуралари °С	1536	1493	1453
Қайнаш температуралари °С	2870	2960	2900
Зичликлари, r г/см ³	7,87	8,84	8,91
$E^0 Me^{2+} Me^0$, В	-0,44	-0,277	-0,25
Оксидланиш даражалари	+2,+3,+6	+2,+3	+2(+3,+4)
Нисбий атом массалари, Ar	55,85	58,93	58,70

Ушбу жадвал натижаларидан маълумки, ҳақиқатдан ҳам, темир, кобальт ва никель хоссалари бўйича жуда яқин. Уларнинг ионланиш потенциаллари, атом радиуслари, НЭМ жуда яқин. Улар учун +3 дан юқори оксидланиш даражалари кам характерли.

Платина оиласи элементларининг хоссалари (Рутений триадаси)

Элементларнинг хоссалари	Рутений Ru	Родий Rh	Палладий Pd
1	2	3	4
Тартиб рақамлари	44	45	46
Ер қобиғида тарқалиши, мас. %	5,10-7	1· 10--	1· 10-6
Валент электрон конфигурациялари	[Ar]5s ¹ 4d ⁷	[Ar]5s ¹ 4d ⁸	[Ar]5s ⁰ 4d ¹⁰
Атом радиуслари, нм	0.133	0.134	0.137
Ион радиуслари Э ²⁺ , нм	0.062	0.065	0.064
Ионланиш потенциаллари, В I, Э ⁰ →Э ⁺ +e ⁻	7.366	7.46	8.336
Нисбий электроанфийликлари (НЭМ)	2.0	2.1	2.1
Суюқланиш температуралари °С	2334	1960	1552
Зичликлари, r г/см ³	12,41	12,41	12,02
Стандарт электрод потенциаллари $E^0 Me^{2+} Me$, В	+0,45	+0,6	0,987
Оксидланиш даражалари	+4,+8 (+2,+3,+6,+7)	+3,+4 (+1,+2,+6)	+2,+4(+3)
Нисбий атом массалари, Ar	101,07	102,906	106,42

Осмий триадаси

Элементларнинг хоссалари	Осмий Os	Иридий Ir	Платина Pt
Тартиб рақамлари	76	77	78
Ер қобиғида тарқалиши, мас. %	5,10-6	1· 10-7	1· 10-7

1	2	3	4
Валент электрон конфигурациялари	$[4f^{14}]6s^25d^6$	$[4f^{14}]6s^25d^7$	$[4f^{14}]6s^25d^9$
Атом радиуслари, нм	0.135	0.136	0.138
Ион радиуслари Э^{2+} , нм	0.065	0.065	0.064
Ионланиш потенциаллари, В I, $\text{Э}^0 \rightarrow \text{Э}^+ + e^-$	8.5	9.1	9.0
Нисбий электроанфийликлари (НЭМ)	2.1	2.1	2.2
Суюқланиш температуралари $^{\circ}\text{C}$	3050	2443	1769
Зичликлари, r г/см ³	22,61	22,50	21,45
Стандарт электрод потенциаллари $E^0_{\text{Me}^{2+} \text{Me}}$, В	+0,7	+1,0	+1.2
Оксидланиш даражалари	+6,+7 (+2,+3,+4)	+3,+4 (+1,+2,+6)	+2,+4 (+1,+3,+6)
Нисбий атом массалари, Аг	190.2	192.22	195.08

*) Платина металларида рутений, родий, палладий ва платина электрон проскок (сакраш кузатиладиган) элементлардир.

VIII^B гуруҳ элементларининг валент электрон қобиклари турлилиги билан фарқ қилади. Улардан рутений, родий, палладий ва платиналарда электрон проскок ns поғоначадан n-1 d-поғоначага электроннинг сакраши кузатилади. Ташқи қаватида электрони бўлмаган даврий системада ягона элемент палладийдир, унда икки марта электроннинг сакраши кузатилади.

Ташқаридан ички d-1 поғоначасида 9 та электрон жойлашган элемент платина бўлиб, у ҳам даврий системада ягонадир.

Электронларнинг ҳар хил даражага осонлик билан ўтиши, бу элементларнинг ҳар хил валентлик ёки турли оксидланиш даражаларини намоён қилишларини таъминлайди.

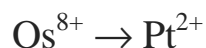
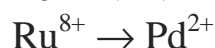
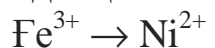
Платина металлари ҳамда темир, кобальт ва никеллар даврий системанинг VIII гуруҳида жойланишларига қарамасдан улардан фақат осмий ва рутенийларгина энг юқори (+8) оксидланиш даражаларини намоён қилади.

OsO_4 ва RuO_4 – лар валент тўйинганликлари учун сув билан бирикмайдилар кислота ангидридлари ҳам эмас.

Платина металлариининг ҳаммасида атом радиусларинг бир-бирларига яқинлиги (0,133→0,138 нм) эътиборни тортади.

Уларнинг ион радиуслари Me^{4+} ҳам (0,062- 0,065 нм) жуда яқин. Вертикал диадаларда (Ru- Os, Rh-Ir, Pd-Pt) атом радиусларининг яқинлиги лантанидли қисилиш (лантанидли контракция) сабаблидир.

Нисбий электроманфийликларининг металлар учун юқорилиги (2,0-2,2) уларнинг нодирлигидан, қийматларининг яқинлиги эса кимёвий хоссаларини ўхшашлигидан далолат беради. VIII^B гуруҳ элементларида горизантал қаторлар бўйича ҳаммасида максимал оксидланиш даражаларининг пасайиш тенденцияси мавжуд:



Бирикмаларининг барқарорликлари ҳам шу тартибда ўзгаради.

Темир.

Темир жуда қадим замонлардан маълум бўлган элементлар қаторига киради (“темир” асри, унинг бошланиши бизнинг асримиздан аввалги минггинчи йилларга тўғри келади.

Темирнинг табиатда тарқалиши.

Ер қобиғида тарқалиши бўйича темир 4-чи элемент (кислород, кремний ва алюминийдан кейин), оғир металлар орасида энг кўп тарқалган элементдир.

Шундай гипотеза мавжуд: яъни ернинг ядроси темир ва никелдан тузилган деган тахминлар бор. Ер ядросининг зичлиги темир ва никел зичликларига жуда яқин. Темир табиатда боғланган ҳолда учрайди: тоғ жинслари таркибига ва тирик организмлар таркибига киради. Фақат метеоритларгина туғма темирдан (соф) ташкил топган. Минерал сувлар таркибида темир FeSO_4 ва $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ лар ҳолида эриган бўлади, уларда темирнинг миқдори 100 мг литрга етади.

Минераллари:

Оксидлари (FeO Fe_2O_3) ёки Fe_3O_4 – магнетит (магнит темир тош);

Fe_2O_3 – гематит (қизил темир тош);

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – (лимонит қўнғир темир тош);

Карбонат: FeCO_3 – сидерит (темир шпати);

Сульфидлари: FeS_2 – пирит (темир колчедани, олтингугурт колчедани);

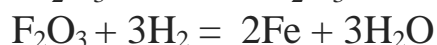
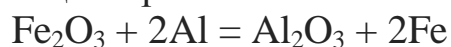
$\text{Fe}_{0.877}\text{S}$ - перротин (магнит колчедани);

FeAs_2 – леллингит;

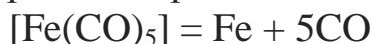
FeAsS - арсенопирит.

Силикатлари: $(\text{Mg}, \text{Fe})_2 \text{SiO}_4$ - оливин ва б.р

Олинииши: Темир оксидларини алюминий (термит усули) ёки водород билан қайтариб:



Темир пентакарбонилни термик парчалаб:

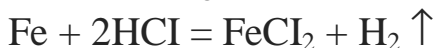
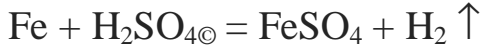


Физикавий хоссаси. Компакт кристалл ҳолатида темир кулранг товланадиган кумушдек оқ металл. Тоза темир пластик, бироқ жуда оз микдордаги аралашмаларнинг (айниқса углерод) бўлиши унинг қаттиқлигини ва мўртлигини оширади. Темир ферромагнит хоссасига эга. Маълум t^0 гача қиздирилганда (Кюри нуқтаси) ферромагнитлик хоссаси йўқолади ва парамагнит бўлиб қолади. Темир полиморф хоссасига эга, 3 та полиморф шакли бор: *a* - Fe (ҳажмий марказлашган куб), *g* - темир – (қирралари марказлашган куб) ва *d* -Fe (ҳажмий марказлашган куб)

a - Fe $\xrightarrow{769^0\text{C}}$ *b* -Fe га ўтади, 769^0C – бу Кюри нуқтасидир. Fe қийин суюқланувчан ($t_c = 1536^0\text{C}$), оғир металлларга киради ($r = 7,87 \text{ г/см}^3$).

Темирнинг кимёвий хоссаси, унинг оксидлари ва гидроксидлари, улар хоссаларининг темирнинг оксидланиш даражасига боғлиқлиги.

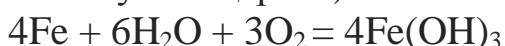
Кимёвий жиҳатдан темир ўртача активликдаги металл. Металларнинг кучланиш қаторида водороддан чапда рух ва қалай оралиғида жойлашган. Шу сабабали темир оксидламовчи кислоталар билан таъсирлашиб водородни сиқиб чиқаради.



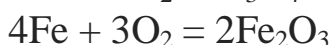
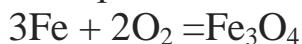
Концентрланган H_2SO_4 ва HNO_3 темирни пассивлаштиради. Fe – Co – Ni қаторида кислоталарининг таъсирига барқарорликлари камаяди. Темир ишқорлар таъсирига чидамли, аммо ишқорларнинг суюқланмалари билан юқори температурада таъсирлашади.

Тоза компакт ҳолидаги темир уй температурасида сувга, ҳаво кислородига ва ҳатто галогенларга муносабати бўйича барқарор. Бироқ қиздирилганда кучли активлашади, айнқса, металл кукун ҳолида бўлса.

Агрессив атмосферада айнқса нам борлигида темирнинг барқарорлиги жуда камаяди, бу коррозиянинг ривожланишига олиб келади (темирнинг занглаши). Металл сиртида ўзгарувчан таркибли ғовак, юмшоқ темир оксиди ва гидроксидлари аралашмаси ҳосил бўлади ва у темирни ички қисмларини занглашдан ҳимоя қила олмайди, натижада коррозия металлни ички қисмларигача тарқалади. Темир коррозиясини умумий схема равишда қуйидагича ифодалаш мумкин (металлар коррозияси мавзусига қаранг):



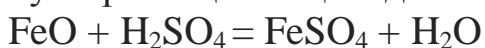
Темир ҳавода қиздирилганда оксидланади:



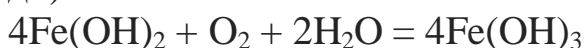
Майда дисперс ҳолидаги темир кислородда ёнади ва темирнинг энг барқарор оксиди Fe_3O_4 ни ҳосил қилади.

Fe_3O_4 – темирнинг қўш оксиди, +2 ва +3 хосилаларидир (Fe^{+2}O , Fe^{3+}O_3). FeO - кристалл структурага эга (NaCl – типиди), унда боғнинг ионлилиги юқори ($t_c = 1369^\circ\text{C}$).

Fe_2O_3 – ромбоэдриқ структурали кристалл, унда $[\text{FeO}_4]$ тетраэдр ва $[\text{FeO}_6]$ – октаэдр элементлари мавжуд. Fe_2O_3 нинг $t_c = 1562^\circ\text{C}$, шунинг учун бу бирикмада боғ FeO га нисбатан кўпроқ ковалентли. FeO – асосли оксид, сувда ва ишқорларда эримайди. Кистоталарда осон эрийди ва Fe^{2+} тузларини ҳосил қилади:



FeO – га $\text{Fe}(\text{OH})_2$ гидроксиди мувофиқ келади. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - оқ рангли, ҳаво кислороди билан жуда тез оксидланиб $\text{Fe}(\text{OH})_3$ га айланади (ранг ўзради):



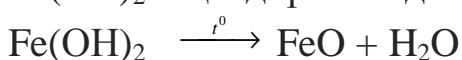
оқ

занг

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ - кислоталарда осон эрийди ва тузлар ҳосил қилади:

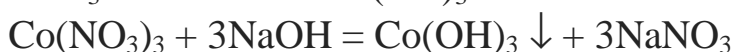
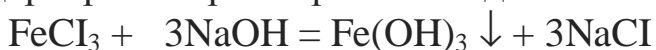


$\text{Fe}(\text{OH})_2$ - қиздирилганда сувини йўқотиб FeO ни ҳосил қилади:



Fe^{+2} – оксидланишидаги бирикмалари қайтарувчи хоссасини намоён қиладилар ва битта электрон йўқотиб темирнинг барқарор ҳолати Fe^{+3} га ўтади.

$\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Co}^{+2} \rightarrow \text{Ni}^{+2}$ қаторида барқарорлик ортиб боради. Шу сабабли Me_2O_3 типидagi барқарор оксид фақат темир учун характерли. $\text{Me}(\text{OH})_3$ – гидроксидлари темир тирадасидаги ҳамма элементлар учун олиниши мумкин. Уларнинг асослик хоссалари $\text{Me}(\text{OH})_2$ – ларга нисбатан кучсиз ифодаланган. Юқорида кўрганимиздек, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – одатдаги шароитдаёқ $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ни ҳаво кислороди билан оксидланишидан ҳосил бўлади. Шунга ўхшаш, аммо жуда секин борадиган реакция $\text{Co}(\text{OH})_2$ учун ҳам характерли. $\text{Ni}(\text{OH})_2$ - ҳаво кислороди таъсирига жуда чидамли. Шундай экан $\text{Fe}^{+3} - \text{Co}^{+3} - \text{Ni}^{+3}$ қаторида барқарорлик камаяди. Одатда $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ва $\text{Co}(\text{OH})_3$ – лар Fe^{+3} ва Co^{+3} тузлари эритмаларига ишқорлар таъсир эттириб олинади:

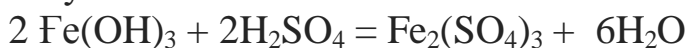


Ni(OH)₃ эса Ni(OH)₂ ни ишқорий муҳитда кучли оксидлаш йўли билангина олинади:

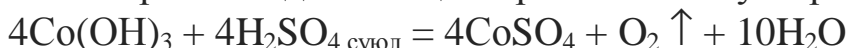


Me(OH)₃ ларнинг кислоталарга муносабатлари бўйича ҳар хил.

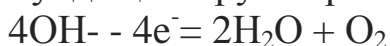
Fe(OH)₃ га кислоталар таъсир эттирилганда нормал Fe⁺³ тузлари ҳосил бўлса:



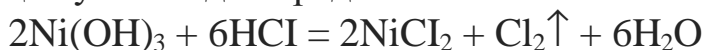
Co(OH)₃ ва Ni(OH)₃ лар беқарор бўлганликлари учун, кислоталар билан таъсирлашганда Me⁺³ қайтарилиб Me⁺² тузларини ҳосил қилади:



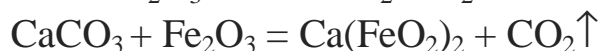
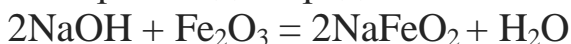
Бунда қайтарувчи ролини OH⁻ ионлари бажаради:



Агар эритмада оксидланишга мойил бошқа ионлар бўлса реакция бошқа йўналишда боради:



Fe(OH)₃ – маълум даражада кислота хоссасини намоён қилади. Ишқорларнинг қайноқ концентрланган эритмаси билан таъсирлашиб HFeO₂ – феррит кислота тузларини ҳосил қилади, бу реакциялар суюқлантирилганда боради:



Бироқ сувли эритмаларда гидроксокомплекслари ҳосил бўлади:



Темир қўш оксиди Fe₃O₄.

У қўш бирикма FeO ва Fe₂O₃ бўлиб, шпинеллар синфига мансуб. Темир қўш оксиди темир қириндиси ҳавода ёқилганда ҳосил бўлади. Fe₃O₄ – кислоталарда эрмайдиган қора кукун ($r = 5,1 \text{ г/см}^3$), $t_c = 1538^\circ\text{C}$. Табиатда бу бирикма магнетит (магнит темиртош) кўринишида учрайди. Магнетит ферромагнит хоссасига эга, анча юқори электр ўтказувчан. Унинг бу хоссасидан ишқорий металлларнинг галогенидларини электролизидида электрод сифатида қўлланилади.

Булардан ташқари Fe₃O₄ техникада термит тайёрлашда фойдаланилади.

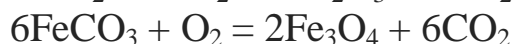
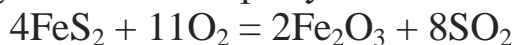
Чўян ва пўлат ишлаб чиқариш

Чўян ишлаб чиқариш.

Чўян ишлаб чиқаришда маъданларни тайёрлаш қуйидаги жараёнларни ўз ичига олади:

Қурук, хўл ёки магнит усуллари билан маъданни асосий модда билан бойитиш;

Оксидсиз маъданларни (масалан, FeS_2 ва сидерит FeCO_3 ни) куйдириш усулида оксидларга ўтказиш:



Майдлаш ёки брикетлаш усулида керакли грануламетриқ таркибни яратиш.

Чўян ва пўлат ишлаб чиқариш асосидаги кимёвий реакциялар.

Чўяни олиниши. Домна жараёни.

Саноатда темир – маъданлардан кўмир ёки углерод (II) оксид билан юқори температурада қайтариб олинади. Бунда тоза темир эмас, балки, уни C, Mn, Si, S, P.....лар билан қотишмаси олинади ва унга чўян дейилади.

Чўян махсус печларда – домналарда ишлаб чиқарилади. Домна печининг принципиал схемаси ва чўян кўйишда борадиган жараёнлар расмда келтирилган.

Домнанинг юқори қисмига шахта дейилади, пастки қисмига – горн, энг кенг қисмига распар дейилади. Домнани дастлабки материаллар (маъдан, кокс ва флюс) билан юклаш колошник (домнанинг юқори қисмидаги тешиқ) орқали амалга оширилади. Бунда бошланғич материаллар кетма – кет такрорланадиган маъдан, кокс ва флюсдан иборат қаватлар билан юкланади. Кокс юқори температура ва қайтарувчи (CO) олиш учун хизмат қилади. Флюс ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) маъдандаги кераксиз жинсларни осон суюқланувчан бирикма – шлакка айлантиради.

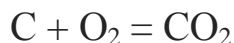
Ёнишни горндаги махсус тешиқлар орқали иссиқ ҳавони пуркаш йўли билан ушлаб турилади. Кислород билан бойитилган ҳаводан фойдаланилганда печнинг унумдорлиги $\approx 30\%$ га ортади.

Домна жараёни - куйидаги босқичлардан иборат:

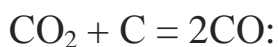
- қаттиқ шихтани печда юқоридан пастга ва газларни аксинча пастдан юқорига ҳаракатланиши қарама-қарши ҳаракат;

- углерод (II) оксидининг ҳосил бўлиши.

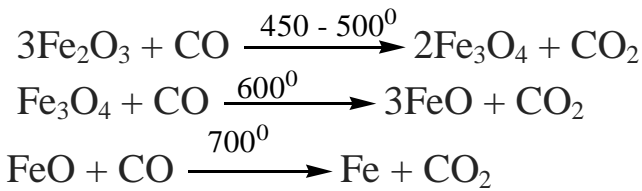
Горннинг юқори қисмида, у ерда температура 1850°C га етади. Кокснинг қиздирилган ($600\text{--}800^\circ\text{C}$) ва кислород билан бойитилган ҳаво оқимида шиддатли ёниши содир бўлади:



ҳосил бўлган CO_2 печнинг юқори қисмига қараб ҳаракатланади ва чўғ ҳолигача қиздирилган коксдан ўтишида углерод (II) оксидга айланади.

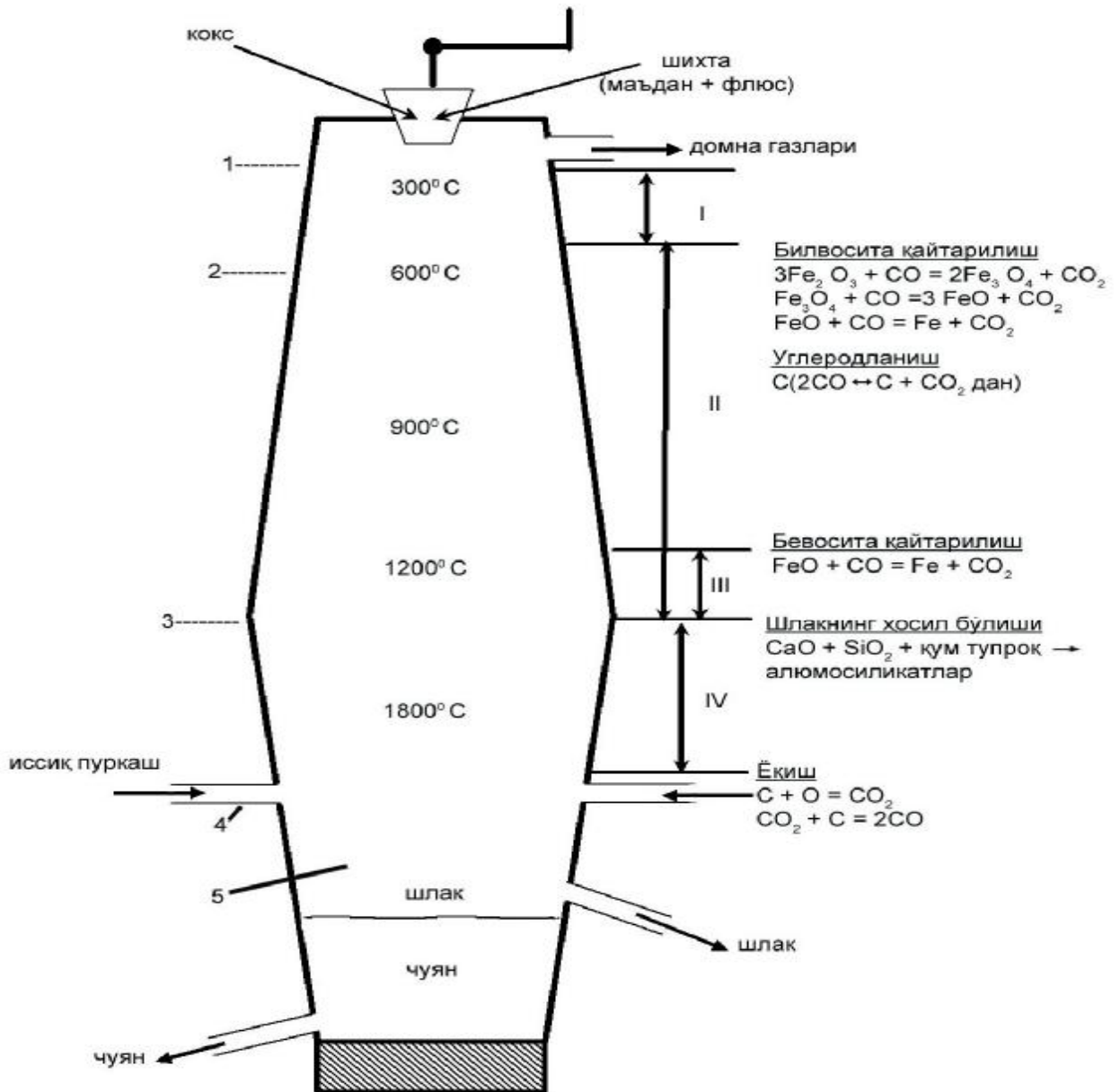


- темир маъданининг қайтарилиши CO маъдан орасидан ўтади ва аста-секин уни темиргача қайтаради:



Бунда каттиқ ғавак темир хосил бўлади.

Домна жараёнининг асосида борадиган кимёвий реакциялар ва домна печининг схемаси қуйидаги расмда келтирилган.



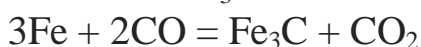
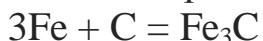
Домна печининг принципал схемаси ва чуян куйишда борадиган жараёнлар:
 1- колошник; 2- шихта; 3- распар; 4- фурма; 5- горн:
 I- дастлабки иситиш зонаси; II- қайтариш зонаси; III- углеродланиш зонаси;
 IV- суюклиниш зонаси.

- углерод (II) оксидини регенерациялаш;
- темир маъдани қайтарилишида ҳосил бўладиган карбонат ангидрид кокс билан яна CO га айланади ва темир маъданини қайтарилиш босқичига қайтилади:



- темирнинг углеродланиши ғовак темир $2\text{CO} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{C}$ (Будуар мувозанати) мувозанатни қарор топиш жараёнини катализлаштиради. Майда дисперс кўмир, темирга ўтади ва темирнинг суюқланиш температурасини 1150°C гача ($\approx 400^\circ\text{C}$ гача) пасайтиради.

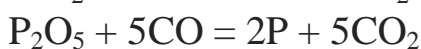
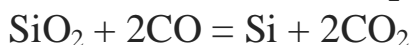
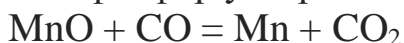
Қайтарилган темир пастга тушади ва қизиган кокс ҳамда CO билан туташиб, Fe_3C карбидни ҳосил қилади (цементит):



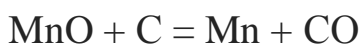
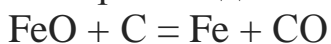
Суюқланган темир ўзида C, Fe_3C , Si, Mn, P, S эритади ва суюқ чўян ҳосил қилади.

Маъдандан темирни қайтарилиши $1100\text{--}1200^\circ\text{C}$ да тугалланади.

Бунда маъданда аралашма кўринишида учрайдиган кремний, марганец ва фосфор ўзларининг бирикмаларидан қисман қайтарилади:



Юқори температурада ($900\text{--}1000^\circ\text{C}$) қайтариш жараёнларида кокс ҳам иштирок этади:



- чўянни суюқланиши ва пастга оқиб тушиши – 1150°C ва ундан юқори температурада темирнинг углерод билан қотишмаси суюқланади, суюқланма металл йиғичда (горнда йиғилади, ундан даврий равишда (хар 4-6 соатда) чиқариб олинади;

- шлакни ҳосил бўлиши ва уни чиқариш – шлак суюқланган зонада ҳосил бўлади, маъдандаги қийин суюқланувчан компонентларни флюс осон суюқланувчан шлакка айлантиради. Нордон маъданларга (SiO_2 бой бўлган) флюс сифатида CaCO_3 қўшилади, агар маъдан асосли (CaCO_3 ва MgCO_3 га бой) бўлса кислотали флюс (SiO_2) қўшилади. Маъдандаги бўш жинс флюс ва кум тупроқ билан кальций алюмосиликатлардан иборат шлак ҳосил қилади. Суюқ шлак енгилроқ бўлгани учун суюқланган чўян устида йиғилади, шлак даврий суратда ёки доимий чиқариб турилади.

Шлак чўян устида тўплангани учун уни иссиқ ҳаво билан кираётган кислород таъсирдан сақлайди. Домнадан чиқётган газларга колошник

ёки домна газлари дейилади. Унда 30% CO, 60% N₂, 10 % CO₂ ва кўп микдорда чанг бўлади. Чанг ажратилгандан кейин ундан домнага киратган ҳавони қиздириш учун фойдаланилади.

Домна жараёни маҳсулотлари

Чўян, таркибида темирдан ташқари, 3-5 % C, 0,3-2,5 % Si, 0,5- 6,0 % Mn, 0,08 – 2,2 % P ва 0,03 – 0,12% S бўлади.

Чўян таркибида 2 дан 3,5 % гача кремний бўлса, ажралиб чиқадиган графит ҳисобига кулранг бўлади. Бундай чўянга кулранг чўян дейилади. У жуда қаттиқ, шаклга осон қуйилади, аммо жуда мўрт, зарб таъсиридан синади.

Кулранг чўяндан машиналарнинг станинларини, ғилдиракларнинг маховикларини, канализацион трубалар ва плиталар қуйилади.

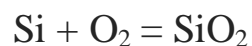
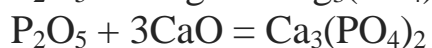
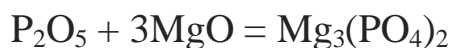
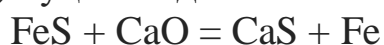
Агар чўяндаги углероднинг деярли ҳаммаси цементит (Fe₃C) ҳолида бўлса, у кулранг чўянга нисбатан оқроқ рангда бўлади, шу сабабли унга оқ чўян дейилади. Унда кремний жуда оз (1 % дан кам), марганец эса (1–1,5 %) кўпроқ бўлади.

Оқ чўян тўғридан – тўғри ишлатилмайди, ундан пўлат ва темир олинади.

Таркибида 0,3 % дан 2 % гача углерод бўлган маҳсулотга қаттиқ пўлат, 0,3 % дан кам углерод бўлса, юмшоқ пўлат ёки темир дейилади.

Пўлат ишлаб чиқариш

Чўяндан пўлат ишлаб чиқариш ундаги ортикча углерод ва бошқа аралашмаларни юқори температурада оксидлашга асосланган. Бунда ҳосил бўладиган оксидлар (CO - мустасно) флюс билан таъсирлашиб суюқланган пўлат юзига сузиб чиқадиган шлак ҳосил қилади. Айниқса, пўлатда фосфор ва олтингугуртнинг микдори кўпроқ бўлиши маъқул эмас. Бу аралашмалар суюқ чўянга сўндирилмаган оҳак ёки доломит (CaCO₃·MgCO₃) қўшиб (конверторнинг ички деворлари доломит билан копланди) йўқотилади:

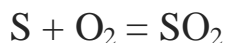
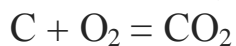


ҳосил бўлган маҳсулотга Томас шлак дейилади, у майдаланади ва ундан ўғит сифатида фойдаланилади.

Чўянни пўлатга қайта ишлаш мартен, конвертор ва электротермик усулларида амалга оширилади.

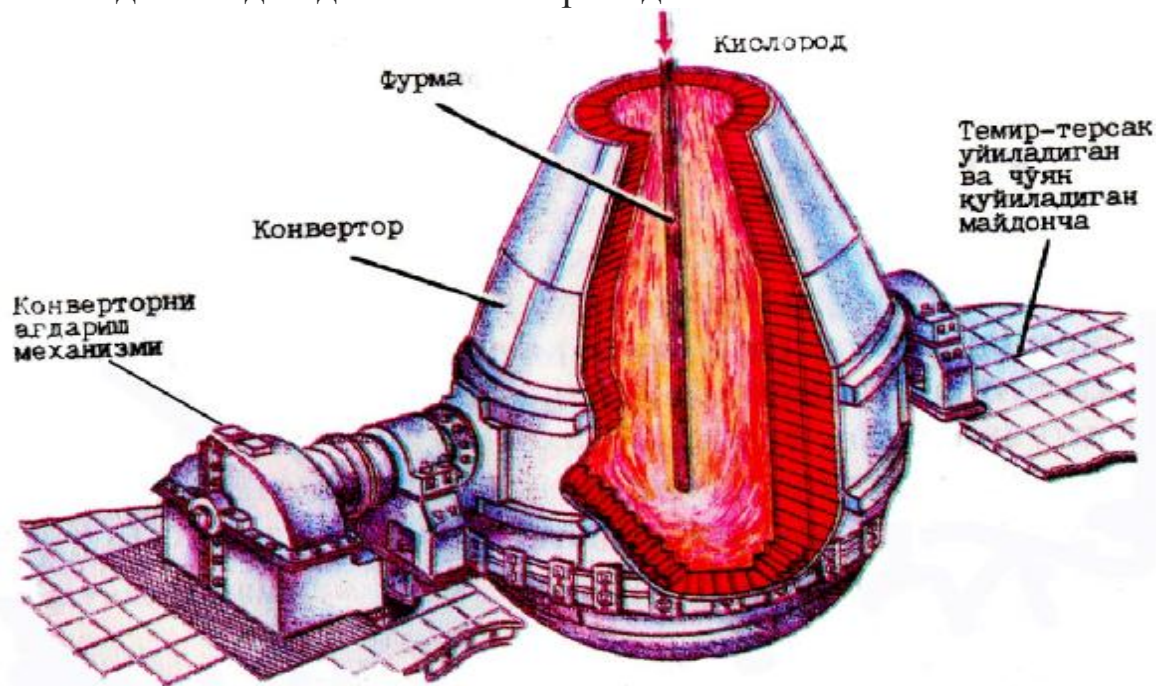
Мартен усулида (1864 й. дан маълум) жараён мартен печларида содир бўлади, унинг асосий қисми суюқлантириш ваннаси ҳисобланади, унга қаттиқ чўян, металлом, маъдан ва табиий газ, кислород билан бойитилган ҳаво оқимида ёқилади, шунинг натижасида печда температура

1800⁰С га етади. Бундай температурада ваннадаги маҳсулотлар суюқланади ва ундаги углерод, фосфор, марганец, олтингургурт, кремний ва бошқа аралашмаларнинг печга табиий газ билан кираётган ҳаво таркибидаги кислород билан оксидланиш жараёни содир бўлади. Бунда чўяндаги углерод ва олтингургуртнинг экзотермик ёнишидан газ ҳолидаги $\text{CO}_2\uparrow$ ва $\text{SO}_2\uparrow$ ҳосил бўлади ва чиқиб кетади:



Мартен усули билан 85 % гача пўлат ишлаб чиқарилади.

Конвертор усулида чўянни пўлатга қайта ишлаш жараёни ноксимон айланадиган идишда амалга оширилади.



Пўлат ишлаб чиқаришнинг кислород-конвертор усули

Бу идишни конвертор дейилади ва унга суюқланган чўян юкланади. Суюқланма орқали махсус тешиклардан ҳаво ёки кислород билан бойитилган ҳаво пуркалади. Натижада аралашмаларнинг ёниши (оксидланиши) содир бўлади. Ҳосил бўладиган FeO ва MnO конверторнинг футеровка (иссиққа чидамли ғишт билан конверторнинг ички деворлари қопланган бўлади) билан таъсирлашиб, осон суюқланадиган шлак MnSiO_3 ва FeSiO_3 тузлари кўринишига ўтадилар. Бундай конвертор усулига **Бессемер усули** ҳам дейилади. Унинг асосий камчилиги: чўяндаги фосфор ва олтингургурт тўлиқ суюқланмада қолади. Бу камчилик бошқа конвертор усули **Томас усулида** бартараф қилинади. Унинг бессемерлашдан фарқи конверторнинг ички деворлари доломит

ғиштлари билан қопланган ва конверторга P_2O_5 , FeS , SiO_2 ларни боғлаш учун оҳак (CaO) қўшилади. Бунда Томас шлак олинади (юқорига қаранг).

Конвертор усули таркибида хром, никел, молибден, вольфрам, ванадий ва бошқа металллардан таркиб топган легирланган пўлат олиш учун ноқулай.

Легирланган пўлат ё мартен усулида, ёки агар, қийин суюқланувчан металлларни (Mo , W , Cr) қўшилишини талаб қилинса – электротермик усул қўлланилади. Бу усул $\approx 3000^{\circ}C$ да махсус электропечларда олиб борилади ва бу усул 1880 - йилдан маълум.

Электротермик усулда олинadиган махсулот ҳар хил мақсадларда қўлланиладиган юқори сифатли легирланган пўлатдир.

Темир ва темир қотишмаларининг техникадаги роли.

Техникада темир асосидаги қотишмалар, чўян, пўлат, шунингдек, темирнинг ўзи қора металлургияда жуда муҳим рол ўйнайди.

Қотишмалар қаттиқ ва суюқ системалар бўлиб, икки ёки кўпроқ компонентларни, одатда, металлларни биргаликда суюқлантириб олинади. Металл қотишмалари айниқса, темир асосида олинadиган ҳамма қотишмалар техникада катта амалий аҳамиятга эга. Кўпинча қотишмалар уларнинг таркибига кирувчи тоза металлларга нисбатан кўпроқ фойдали хусусиятларга эга бўлишини одамлар узок ўтмишдаёқ билишган. Масалан, чўян ва пўлат техник тоза темирга нисбатан мустаҳкамроқ бўлганлиги учун улардан ясалган буюмлар эрамизгача ишлатишганлари маълум.

Саноатда кенг ишлатилadиган конструкцион материалларнинг асосий қисми қотишмалардир.

Дунё бўйича ишлаб чиқарилаётган металл махсулотларининг 95 % энг арзон ва ҳаммабоп металл асосида тайёрланган қотишмалардир.

Чўян. Чўянда одатда 2 % ва ундан кўпроқ углерод бўлади. Домна чўянида углерод миқдори 4,6 % гача бўлади. Чўян ва унинг турлари тўғрисида Домна жараёни, мавзусига қаранг.

Пўлат. Пўлат темирнинг углерод (2 % гача) ва бошқа элементлар билан ҳосил қилган болғаланувчан қотишмасидир. Пўлат қораметаллургиянинг энг муҳим махсулоти, амалда ҳеч бир саноат тармоғи пўлатсиз ишлай олмайди.

Кимёвий таркиби бўйича пўлат углеродли ва легирланган турларга бўлинади.

Углеродли пўлат таркибида темир ва углерод билан бирга оз миқдорда (0,1 – 1,0 %) марганец, кремний (0,4 % гача), зарарли қўшимлардан – олтингугурт ва фосфор бўлади. Пўлатга махсус

меҳаник, электрик, магнит, коррозия бардошлик хоссаларини бериш учун унга легирловчи металллар (хром, никел, моллебден, алюминий.....) қўшилади. Бундай пўлат легирланган пўлат дейилади.

Қайта ишлашнинг турли термик (тоблаш, юмшатиш), кимёвий – термик (цементлаш, азотлаш), термик - меҳаник (чиғирлаш, болғалаш) усулларини қўллаб пўлатнинг хоссалари ўзгартирилади.

Полиморфизм – пўлатни қиздириб ва совитиб кристаллик панжаранинг ўз тузилишини ўзгартириш хоссасидан фойдаланиб маълум тузилишли пўлат олинади. Углерод темирнинг *a* ва *g* модификациялари билан таъсирлашиб, каттиқ эритма ҳосил қилади ва *a* темирда эриманган ортиқча углерод цементит Fe_3C таркибли кимёвий бирикма ҳосил қилади. Тоблаш ва қиздиришни кетма – кет амалга ошириб, оптимал каттиқлик ва эластикликка эга бўлган пўлат олинади.

Ишлаталиши бўйича пўлат конструкцион, асбобсозлик ва махсус хоссали пўлатга бўлинади. Конструкцион пўлатлар қурилиш конструкциялари, машина деталлари ва меҳанизмлари, вагон ва кема корпуслари, буғ қозонларини тайёрлашда ишлатилади.

Асбобсозлик пўлатлари кескичлар, штамплар ва бошқа кесувчи, зарба билан қолипловчи ва ўлчов асбобларини тайёрлашда ишлатилади.

Махсус хоссали пўлатларга электротехникада ишлатиладиган, зангламайдиган, агрессив муҳитларга чидамли, кислотабардош ва бошқа пўлатлар киради.

Темир қотишмаларида углеродга муносабатлари бўйича легирловчи элементлар иккига бўлинадилар:

Карбид ҳосил қилмайдиган элементлар. Ni, Si, Co, Al ва Cu;

Карбид ҳосил қилувчи элементлар. Cr, Mn, W, Mo, V, Ti, Nb, Ta, Zr.

Углеродга мойиллигининг ортиб бориши бўйича легирловчи элементлар қуйидаги қаторга жойлашадилар:

$Mn < Cr < W < Mo < Ta < V < Zr < Ti < Nb$

Пўлатда оддий карбидлар ҳам, мураккаб карбидлар ҳам ҳосил бўлади, Масалан: Fe_3C , Fe_2W_2C , WC, W_2C , Mo_2C , $(Fe,Cr,Mo)_2C_6$, Cr_3C_2 .

Легирланган пўлатлар одатда ҳарфли – сонлар билан белгиланади. Легирловчи элементлар русча ҳарфларда белгиланади: Mn – Г; Si – С; Cr – Х; Ni – Н; W – В; V – Ф; Ti – Т; Mo – М; Co – К; Al- Ю; Cu – Д; В-Р; Nb – Б; P – П.

Иссиқбардош пўлатларга юқори легирланган пўлатлар киради, уларнинг таркибида: Cr(0,4–14 %), Ni(8–34 %), Mo(0,4–0,8 %), W(0,5–2 %), V(0,15–0,40%).

Коррозиябардош (зангламайдиган) пўлат таркибида асосий легирловчи элемент хром бўлади ва улар қуйидагиларга бўлинади:

Мартенситли пўлат – Cr (12 – 18 %) ва C(0,4 % гача), юқори механик хоссага эга;

Ферритли юқори –хромли (16 – 30 % Cr) - механик хоссаси паст аммо юқори коррозияга чидамли;

Аустенитли пўлат – 12 – 30 % Cr ва 7 – 20 % Ni билан легирланган, 700⁰C да ишлайдиган асбоблар учун.

Махсус физик – кимёвий хоссали қотишмаларга айрим пўлат ва қотишмалар, таркибида (50 % гача) ҳар хил элементлар бўлади. Улар орасида таркибида (>13 %) марганец бўлган қотишма киради. Улар жуда юқори ейилишга бардошли қотишмалардир. Қуйида айрим махсус қотишмалар таркибини келтирамиз.:

Инвар – Ni (34,5 – 36,0); Co (5,5 %); Cu (0,03%); Si (0,25 – 0,3 %); Mn(0,3 – 6,5 %); Cr(0,5%); C(0,05 – 0,11 %)

Суперинвар – Ni (30 – 34%); Co (4,6 %); Si (0,32); Mn(0,4); Cr(0,12%); C(0,032%)

Платинин – Ni (42,5 – 44 %);Cu (0,12%); Si (0,3%); Mn(0,3%); C (0,03%); S (0,02%); P(0,02%);

Элинвар – Ni (38%);Si (0,32%); Mn(0,45%); C(7%); W (2%) ;

Булардан ташқари ферромарганец, ферросилиций, феррохром, ферроникел, ферротитан, феррованадий, ферромолибден ва ферровольфрам каби темир қотишмалари олишда ишлатиладиган оралиқ махсулотлар сифатида ишлатиладиган қотишмалар ҳам кўплаб ишлаб чиқарилади.

ОРАЛИҚ МЕТАЛЛАР – МИС, РУХ, ХРОМ, МАРГАНЕЦ, ТИТАН ҲАҚИДА ҚИСҚАЧА МАЪЛУМОТЛАР.

Даврий системадаги 105 элементлар атом тузилишлари бўйича s, p, d ва f элементларга бўлинадилар.

s – элементлар – 14 та

p – элементлар – 30 та

d – элементлар – 33 та

f – элементлар – 28 та, уларга лантанидлар ва актинидлар ёки 4f ва 5f элементлари дейилади.

Ташқи электрон қавати d поғонача билан тугалланадиган элементларга d элементлар дейилади. s ва p элементлар даврий системанинг асосий группачаси элементларини ташкил қиладилар. d ва f элементлари даврий системанинг кўшимча группачасига (I^B – VIII^B) ва лантаноидлар ҳамда актиноидларга кирган элементлардир.

Биринчи d-элемент 4 – давр III – қўшимча гуруҳнинг тартиб рақами 21 бўлган скандийдир. d – элементлар даврий системада 4-, 5-, 6 - даврларда ишқорий-ер металларидадан кейин 10 тадан, 4 – даврда $Z = 21 - 30$ (21 Sc – 30 Zn), 5 – даврда $Z = 39 - 48$ (39 % – 48 Cd) ва 6 – даврда $Z = 57, 72 - 80$, (57 La, 72 Hf – 80 Hg) ҳамда тугалланмаган 7 – даврда 3 та d элемент 89Ac, 104Ku ва 105Ns, жами 33 та d элементлар жойлашган. Уларга ўтувчан (чунки I чи ва II чи бош гуруҳдан кейин 10 та d элементлар билан тўлиб, улар ёрдамчи гуруҳларда жойлашади ва ундан кейин яна III – бош гуруҳ бошланиб VIII – гуруҳгача тўлиб боради) ёки ўзгарувчан валентли (чунки улар аксарият қисми ўзгарувчан валентликка эга) элементлар дейилади. d элементлар I, II бош группа билан III – IV бош группалар оралиғида жойлашганликлари учун уларни оралик элементлар (оралиқ металллар) деб ҳам аталади. Ўзгарувчан валентли d элементлар атомларидаги илгари тугалланмаган, яъни бош квант сони n нинг қиймати давр тартиб рақамидан битта кам (n-1) бўлгани учун у электронлар билан тўлиб боради.

Баъзи бир камчиликларни ҳисобга олмаганда (электрон проскок элементлар) ўзгарувчан (ўтувчан) элементлар атомларининг ташқи электрон қобиклари конфигурациялари $\dots ns^2$ дир. Шунинг учун ҳам барча d элементлар металллардир, худди шу сабабдан ҳам Z - нинг ортиб бориши билан d элементлар хоссаларидаги ўзгаришлар s ва p элементлардагидек кескин бўлмайди. d элементлар юқори оксидланиш даражаларида даврий системанинг тегишли группаларидаги p элементлар билан маълум даражада яқинликни намоён қилади.

VIII Б группача триада элементлари хоссаларининг ўзига хослиги d қобикчаларининг тугалланишига яқинлиги билан тушунтирилади. Шунинг учун темир, кобальт, никел ва платина металлари 8 – гуруҳга жойланишларига қарамасдан рутений ва осмийдан бошқалари энг юқори (+8) оксидланиш даражасидаги бирикмаларни ҳосил қилишга мойил эмас. Рутений ва осмий RuO_4 , OsO_4 , RuF_8 , OsF_8 каби бирикмаларни ҳосил қилади. I^B – группача элементларининг d қобикчаси амалда тугалланган, ташқи қаватдаги $\dots ns^1$ электрон ҳисобига улар +1 оксидланиш даражасини ҳосил қиладилар. Аммо Cu ва олтинда ички n-1 d поғоначадан ҳам электронлар кимёвий боғланишда иштирок этганлиги учун мис +2, олтин эса +3 оксидланиш даражаларини ҳам намоён қиладилар. Қолган ҳамма d элементлар учун максимал мусбат оксидланиш даражалари группа тартиб рақамларига тенг бўлади.

Кимёвий табиатлари.

Ёрдамчи группа элементлари бирикмаларининг хоссалари кўпроқ даражада даврий системада қайси бош группача яқинроқ бўлса ўша

группа элементлари хоссаларига ўхшаш бўлади. Масалан, III қўшимча группа II группа s элементларига, II^B группа элементлари III^A группа p элементларига ўхшаш бўлади. IV^B группадан VII^B группага ўтган сари бош группа элементлари билан ўхшашлик камайиб боради, VIII^B группа элементлари учун бундай ўхшашлик бутунлай йўқолади ва у I^B группа элементларида яна пайдо бўлади.

Ёрдамчи группаларнинг ҳамма элементлари металллар бўлиб ҳисобланади, бу группалар элементларининг кўпчилик бирикмалари учун амфотерлик хоссалари хосдир. Юқори оксидланиш даражасидаги (+5 дан то +7) оксидлари кўпроқ кислота хоссасини намоён қиладилар. Қўшимча группача элементлари кислота ҳосил қилувчи элементлар сифатида ҳар хил хроматлар, ванадатлар, молибдатлар, вольфраматлар, манганатлар, перманганатлар ва ҳ.к. золар таркибига киладилар. Ёрдамчи группа элементларининг кўпчилик бирикмалари рангли. s ва p элементлардан фарқли d элементларда валент электронлари нафақат ташқи каватдаги балки ташқаридан ички n-1 d тугалланмаган поғонадаги электронлари ҳам валент электронлари бўлиб ҳисобланади. Бу ҳолат уларнинг иккита кимёвий ўзига хослигига сабаб бўлади. Биринчидан, боғланишда иштирок этадиган электронлари ва ички вакант поғоначадаги орбиталлар кўп турдаги оксидланиш даражаларини намоён қилишларини ҳамда ёрқин ифодаланган комплекс бирикмалар ҳосил қилишга мойилликларининг имконини беради. Иккинчидан, ташқи орбиталлардаги электронларини ўзгартирмаган ҳолда ички орбиталларни тўлиши уларнинг кимёвий хоссаларидаги фарқ камлигини аниқлайди.

d элементлари қуйи оксидланиш даражаларида хоссалари айниқса ўхшаш бўлади.

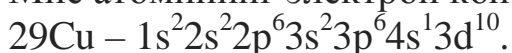
Ўтувчан элементларнинг атомлари учун, уларнинг кимёвий хоссаларини белгиловчи шундай тенденция маълум. Бир томондан, ички d поғоначани электронлар билан тўлиб бориши натижасида, электронлар кўпайиб бориши билан уларда ташқи ns электронларини яқинлашишига имкон яратилади ва уларни ядро билан боғланиши кучсизланиши керак эди. Аммо бошқа томондан, ички поғоначада электронларнинг ортиб бориши, атом радиусининг камайишига олиб келади. Бу ҳол лантаноид қисилиш (лантаноид контракция) ёки d қисилиш номини олди. d қисилиш натижасида ташқи электронларни ядро билан тортишиши кучаяди. Бу икки қарама - қарши вазиятнинг қўйилиши, d элементлар металллар бўлишига қарамасдан, бу хоссаси s ва p металлларга нисбатан унчалик ёрқин ифодаланмайди. Шу сабабли қўшимча гуруҳларда юқоридан пастга ўтган сари элементларнинг кимёвий активликлари пасайиб боради.

Шу нуктаи – назардан келиб чиққан ҳолда, ўтувчан d элементларнинг айрим вакиллари мис, рух, хром, марганец ва титанлар билан танишиб чиқамиз. Қуйидаги жадвалда уларнинг айрим хоссалари билан танишамиз.

Элементларнинг хоссалари	Мис Cu	Рух Zn	Хром Cr	Марганец Mn	Титан Ti
Нисбий атом массалари, Ar	63,546	65,38	51,996	58,938	47,90
Ер қобиғидаги миқдори масса қисм, %	$3 \cdot 10^{-3}$	$8,3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$9 \cdot 10^{-2}$	$6 \cdot 10^{-1}$
Атом радиуси, нм	0,128	0,139	0,127	0,130	0,146
Ион радиуси, нм	0,098	0,083	0,035	-	0,068
Ионланиш потенциаллари, J ₁ , В	7,26	9,394	6,8	7,4	6,82
Н.Э.М	2,0	1,5	1,6	1,5	1,6
Суюқланиш температураси, °С	1083	419,7	1875	1244	1668
Зичликлари, ρ=г/см ³	8,96	7,14	7,19	7,44	4,5
Оксидланиш даражалари	+1, +2	+2	+2,+3,+6	+2,+3,+4,+6	+2, +4
Стандарт потенциаллари:			6	7	
E ⁰ (Ээр. ⁺ Э ⁰), В	0,521	-	-0,744	-	-
E ⁰ (Ээр. ²⁺ Э ⁰), В	0,337	-0,763	-0,744	-	-1,628
Валент электронлари	..ns ¹ n-1d ¹⁰	..ns ²	-	-1,18	..ns ² n-1d ²
			..ns ¹ n-1d ⁵	ns ² n-1d ⁵	

Мис (лотин. Cuprum) – Cu Менделеев даврий системасининг I^B кўшимча группасидаги кимёвий элементларнинг биринчиси, тартиб рақами (ядро заряди) 29. Нисбий атом массаси 63,546.

Мис атомининг электрон конфигурацияси:



Валент электронлари ...ns¹n-1d¹⁰. Мис–электрон проскок элемент бўлганлиги учун унинг 4s¹ ва 3d поғоначаларида 10 та электрон бўлиб, улар тўлган 3d¹⁰. Валент электрони 4s¹ бўлиб, 3d¹⁰ поғоначадан ҳам битта электрон йўқотиб +1 дан ташқари +2 барқарор оксидланиш даражасини намоён қилади. Мисни энг муҳим хоссалари юқоридаги жадвалда берилган.

Мис группаси элементларидан кумуш кўпчилик бирикмаларида +1, айрим +2 оксидланиш даражасидаги бирикмалари ҳам маълум. Олтин учун +1 ва +3 оксидланиш даражалари характерли.

Мис, кумуш ва олтин металллар жуда қадимдан маълум.

Миснинг табиатда тарқалиши. Мис туғма ҳолида кам учрайди. Ер қобиғида асосан сульфидлар кўринишида бўлади.

Минераллари:

Cu₂O – кизил мис рудаси;

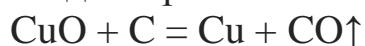
(CuFe)S₂ – халькопирит, мис колчедан куприт;
 (Cu₂Fe)S₂ – борнит, мисли колчедан ёки Cu₃FeS₃ – эрубесцит;
 Cu₂S – халькозин, мис ялтироғи;
 Cu₂CO₃(OH)₂ ёки CuCO₃·Cu(OH)₂ – малахит;
 2CuCO₃Cu(OH)₂ – азурит.

Ўсимликлар учун мис – муҳим микроэлемент.

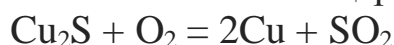
Мольюскалар қонини бўёвчи модда – мис гомоцианин органик бирикмадир.

Олиниши.

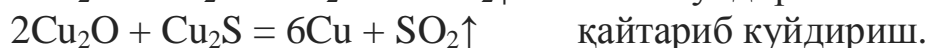
1. Оксидли маъданларини кокс билан қайтариб:



2. Сульфидли рудаларидан: Металлургик жараён қуйидагилардан иборат бўлади. Сульфидли маъданларни шахтали печларда мис штейнга қайта суюқлантирилади (Cu₂S, FeS ва бошқа сульфидлар, масалан NiS ва Ag₂S). Бундан хом мис ишлаб чиқарилади:

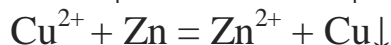
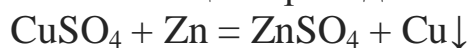


бу ерда қуйидагича жараёнлар ҳам бориши мумкин:



Ажралиб чиқаётган SO₂ дан сульфат кислота олинади. Хом мисдан кўпгина техник мақсадлар учун яроқли бўлган рафинирланган мис олинади. Махсус тоза металл мис олиш учун электролитик усулдан фойдаланилади.

3. Гидрометаллургия усули – мисни тузлари эритмасидан рух, темир ёки алюминий билан қайтарилади.



Бу усулда кукунсимон мис олинади.

Металлик мис – характерли қизил рангли (синган жойи пушти рангли) болғаланувчан, юмшоқ, иссиқлик ва электрни яхши ўтказди (бу жиҳатдан кумушдан кейин туради).

Жуда юпқа мис фолгаси қуёш нурида яшил – кўк рангли бўлади.

Кимёвий жиҳатдан мис унчалик актив эмас, атмосферадаги CO₂, H₂O буғи ва бошқалар таъсирида гидроксикарбонат ҳосил бўлгани учун унинг сирти захарли кўк парда билан қопланади (Cu(OH)₂CO₃).

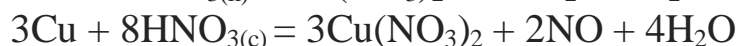
Мис уй ҳароратида кислород билан бирикмайди, қиздирилганда:



Мис – галогенлар (нам борлигида) билан бирикади. Азот, водород, углерод билан тўғридан – тўғри бирикмайди, бироқ билвосита усулда бу

элементлар билан бирикмалар ҳосил қилади. Миснинг олтингугурт ва селенга мойиллиги катта.

Оксидламовчи кислоталар (хлорид, суюлтирилган H_2SO_4 , сирка кислоталар) мисга таъсир этмайди. Бироқ концентрланган H_2SO_4 ва ҳар қандай концентрациядаги нитрат кислоталарида эрийди:



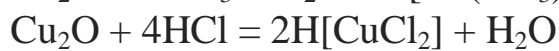
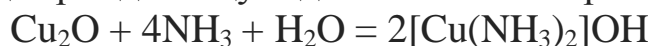
Мисга ишқорлар таъсир этмайди.

Мис икки қатор бирикмалар ҳосил қилади, уларда мис ёки бир валентли, ёки икки валентли бўлади.

Миснинг икки валентли бирикмалари энг барқарордир.

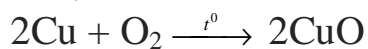
Миснинг бир валентли бирикмалари. Мис (I) оксиди Cu_2O қизил кукун сувда эримайди. Миснинг (II) тузлари (CuSO_4) эритмасига қайтарувчилар (гидроксиламин, гидразин ёки глюкоза) кейин эса ўювчи натрий кўшилади. Дастлаб таркиби номаълум бўлган сариқ чўкма тушади, қиздирилгандан кейин қизил рангли Cu_2O га ўтади.

Cu_2O аммиакнинг сувдаги эритмасида ҳамда концентрланган хлорид кислоталарда эрийди ва кўйидаги комплексларни ҳосил қилади:

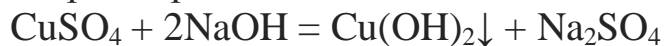


Ҳар иккала бирикма ҳам рангсиз.

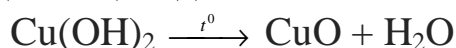
Миснинг (I) галогенидлари – CuI деярли сувда эримайди, аммиак эритмасида эрийди ва $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{I}$ таркибли комплексларни ҳосил қилади. Cu (I) нинг кислотородли кислоталар билан ҳосил қилган тузлари беқарор. Демак, Cu^+ ионлари эритмаларда мавжуд эмас, ё куруқ ҳолда, ё комплекс бирикмалар ҳолида мавжуд бўла олади. Миснинг икки валентли бирикмалари жуда барқарор ва кўп ишлатилади. CuO мис (II) оксиди, қора рангли, мисни ҳавода 300°C да қиздириб олинади:



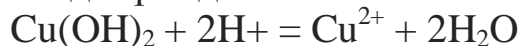
Бу оксидга мувофиқ келадиган $\text{Cu}(\text{OH})_2$ унинг сувда эрувчан тузларига ишқор таъсир эттириб олинади:



Кўк ҳаворанг чўкма $\text{Cu}(\text{OH})_2$ сувда эримайди, қиздирилганда қора чўкма CuO ни ҳосил қилади:



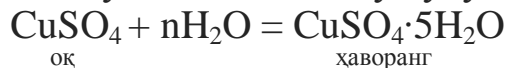
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – амфотер, кислота ва кучли ишқорларда (қиздирилганда) ва аммиак эритмасида эрийди:



Мис галогенидлари – CuF_2 , CuCl_2 , CuBr_2 қатори бўйича барқарорлик камаяди, CuI_2 – эркин ҳолда олинмаган: Cu^{2+} - тузларига I^- ионлари таъсир эттирилганда дастлаб CuI_2 ҳосил бўлади, аммо у дарҳол CuI ва эркин ҳолдаги I_2 га парчаланади:



Миснинг энг муҳим ва энг кўп ишлатиладиган бирикмаси CuSO_4 дир. Сувсиз CuSO_4 – оқ рангли, 5 молекула сув билан кристаллогидрат ҳосил қилади: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – мис купороси ҳаво рангли кристаллар, сувда яхши эрийди. Сувсиз CuSO_4 – сув учун сифатий реакция беради:



Ҳатто сув буғлари излари бўлганда ҳам ҳаво ранг пайдо бўлади.

Мис купороси қишлоқ хўжалигида – зараркунандаларга қарши курашишда ва донларни дорилашда, минерал бўёқлар олишда кўп ишлатилади. Мис купороси ўсимликларни турли касалликлардан ҳимоя қилишда ишлатилади. Ундан ташқари, буюмларни мислашда электролитик ванналарда асосий компонент ва ацетат толаси ишлаб чиқаришда ҳам ишлатилади.

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – мис буюмларда сунъий патина (сайқал) ҳосил қилишда ишлатилади. Унинг айрим бирикмалари мисли бўёқлар ишлаб чиқаришда муҳим компонент. Мис бирикмалари рангсиз газ алангасини тиниқ – ҳаворанг ёки яшил рангга бўйяйди. Мис (II) тузлари аммиакли сувни тўқ кўк рангга киритади.

Ишлатилиши. Мис саноати, рангли металлургия тармоғи, рудани казиб олиш, бойитиш ва мис ишлаб чиқаришни ўз ичига олади. Анча ривожланган йирик мис эритиш заводлари АҚШ, Япония, Замбия, Канада, Чили, Германия, Россия, Заирда ва Ўзбекистонимизда мис ишлаб чиқариш анча тараққий этган. Жаҳон бўйича мис концентрати ишлаб чиқариш 9 млн. тоннадан ортади. Мис асосан электротехникада, кимё саноатида, электр симлари тайёрлашда кўп ишлатилади. Мисдан иссиқлик алмаштириш аппаратлари, вакуум – аппаратлар, трубопроводлар тайёрланади. Ишлаб чиқариладиган миснинг 30 % дан кўпроғи турли қотишмалар олиш учун сарфланади.

Мислашда – мис аноднинг асосий таркибий қисмидир. Миснинг энг муҳим қотишмалари – латунь, бронзалар ва қаршилиқ қотишмалари (манганин, константин, никелин...) дир.

РУХ

Рух (лот. *Zincum*) – Zn Менделеев даврий системаси II Б гуруҳига мансуб элемент. Тартиб рақами (ядро заряди) 30, нисбий атом массаси 65,38.

Атом тузилиши: $30 \text{ Zn} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$.

Валент электронлари $\dots ns^2$ унинг атомида 4p поғонача бўш, шу сабабли рухни осонлик билан уйғонган ҳолатга ўтказиш мумкин:



Шу ҳолатда рух 2 та тоқ электронларини йўқотиб +2 оксидланиш даражасини намоён қилади. Рух гуруҳи элементлари d металлари ора-сида энг осон суюқланувчан металлларга киради. Булар кўпчилик ҳолларда хоссалари бўйича мис гуруҳи элементларига ўхшайди. Рух гуруҳида ҳам юқоридан пастга қараб кимёвий активликлари пасаяди.

Табиатда тарқалиши. Рух табиатда фақат боғланган ҳолда учрай-ди ва қатор минералларни ҳосил қилади.

Минераллари:

ZnS – алдама рух, сфалерит (вюртцит).

ZnCO₃ – смитсонит (Рух шпати ёки галмей).

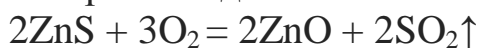
ZnO – цинкит.

Zn₄Si₂O₇(OH)₂·H₂O – гемифорфит (оддий галмей).

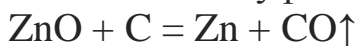
Рух Европада ўрта аср охирларидан маълум бўлган бўлса, Шарқда ундан ҳам олдин маълум бўлган. Эрамизнинг II асрида греклар рух ва мис қотишмаси – латун қуйишни билганлар. 1746 - йилда немис кимё-гари А. Маргграф рух олишнинг дистилляциян усулини яратган. Рух оксиди ZnO ни кўмир билан аралаштириб ҳаво иштирокисиз қиздирилган. Қайтарилган рух сублимацияланиб ҳайдалади. Унинг буғлари реакция бораётган идишнинг совитилган қисмида конденсир-ланади.

Олиниши. Ҳозирги замон рух олиниши ҳўл ва қуруқ усулларга бўлинади. Ҳўл усулда рух олиш электролитик усулда бўлади. Куйди-рилган сфалерит ёки смитсонит сульфат кислота билан қайта ишланиб рух сульфатга ўтказилади. Олинган эритмадан мис, кадмий ва бошқа металллар рух кукуни билан чўктирилади, кейин эритмадан рух электро-лиз қилиниб алюминий католида ажратилади.

2. Сульфидли – рух маъдани куйдирилади ёки карбонатли жинси термик парчаланади:

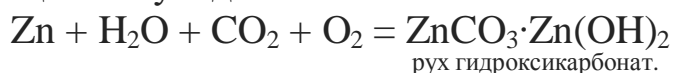


Олинган ZnO муфел печларида кўмир билан ҳавосиз қиздирилади:



Ажралган рух ҳайдалади ва йиғгичда ҳаво билан совутилади. Бу қуруқ усул (кимёвий) дейилади ва ҳозирги пайтда кенг тарқалмоқда.

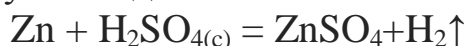
Тоза рух – кўкимтир рангли ялтироқ кумушсимон металл. Пайвандлашга ва қуймага, болғаланишга, прокатланишга осон берилади. Рухнинг кимёвий активлиги юқори, у ҳавода ҳамма вақт зич ва юпқа парда билан қопланади. Парданинг таркиби одатда ZnO эмас, балки $ZnCO_3 \cdot Zn(OH)_2$ (оқ занг) дир, у қолган метални оксидланишдан осон ҳимоялайди. Кўпинча уйларнинг томини ёпиш учун ишлатиладиган рухланган тунока сиртида ҳам ҳавода худди шундай таркибли ҳимоя парда ҳосил бўлади:



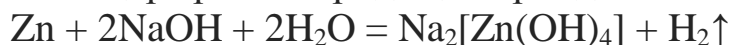
Рух ҳавода қиздирилганда ёки латундан буюмлар қуйилганда рух яшил аланга билан ёнади – оқ тутун ZnO ҳосил бўлади:



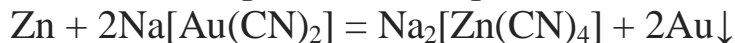
Рух оксидламовчи кислоталар билан тез таъсирлашади:



Ушбу реакциядан водород олишда фойдаланилади. Рух амфотер металл ишқор эритмаларида ҳам эрийди:



Рух қиздирилганда галогенлар ва халькогенлар билан таъсирлашиб, тегишли тузлар ҳосил қилади. Рух кўпгина металлларни уларнинг тузлари эритмасидан соф ҳолда қайтаради:

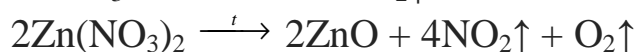
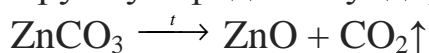


Саноатда олтинни ажратиш шу реакцияга асосланган.

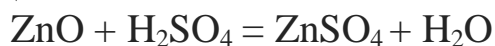
Рухнинг энг муҳим бирикмалари.

Рухнинг кўпчилик бирикмалари, жумладан оксид ва сульфиди ҳам оқ рангли, фақат хромат ва бошқа кўпгина рангли анионли бирикмалари мустасно.

ZnO оқ, қиздирилганда сарғаядиган кукун. Рух оксиди рухни кислородда қиздириб, рухни карбонати ва нитратини термик парчалаб, ҳамда рух сульфидини куйдириб олинади:

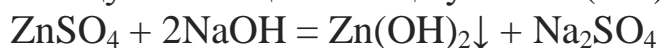


ZnO сувда эрмайди, амфотер оксид кислота ва ишқорларда яхши эрийди:



ZnO оқ рангли бўёқ (рухли белила) олишда, каучукни вулқонлашда кўшимча, айрим фармацевтик малҳамларнинг асосий таркибий қисми сифатида ишлатилади.

Рух гидроксиди $Zn(OH)_2$ рух тузлари эритмасига аста–секин ишқор эритмаси қуйилса оқ шиллиқ чўкма $Zn(OH)_2$ тушади:



$Zn(OH)_2$ амфотер гидроксид, кислота ва ишқорларда яхши эрийди:



Рух хлорид $ZnCl_2$ оқ жуда гигроскопик кукун, очик ҳавода суюқланади, $t_c=318^0C$. Кавшарлашда ишлатиладиган, $ZnCl_2$ ни хлорид кислотага таъсир эттириб олинадиган “кавшарлаш” суюқлиги таркибига киради. Рухлаш ва қалайлаш учун ишлатиладиган флюсларнинг асосий таркибий қисмига киради.

$ZnSO_4$ сувли эритмадан 7 молекула сув билан кристаллогидрати $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ (Рух купороси) ҳолида кристалланади. Рух сульфат вискоза толасини олишда ва симларни рух билан галваник қоплашда “литоним” оқ рангли бўёққа қўшилади.

Рух хромати $ZnCrO_4$ рухли сарик пигмент, бироқ унинг берлин лазури билан аралашмаси – рухли яшил пигмент.

ZnS рух сульфид рух тузлари эритмасига ишқорий металлларнинг сульфидлари ёки аммоний сульфид эритмаси қуйилганда оқ чўкма ҳолида ажралиб чиқади. Қиздирилган ZnS да айрим оғир металллар (Cu, Mn) нинг излари бўлганда яшил ранг билан люминесцияланади, шундай рангли нурни ZnS рентген ёки альфа нурлар билан таъсир эттирилганда ҳам люминесциялайди. ZnS нинг радиоактив моддалар билан аралашмаси соатларни нурланувчи циферблатларида, рангли телевизорларнинг хромофор қатламларида (ранг берувчи қатлами) компонент ҳамда ZnS ва $BaSO_4$ аралашмаси билан “литоним” оқ бўёқ ишлаб чиқаришда кенг фойдаланилади.

Сифат реакция. Zn^{2+} - аниқлаш учун $Co(NO_3)_2$ эритмаси билан ҳўлланган $Zn(OH)_2$ қиздирилганда яшил рангли $(Co_2Zn)O_4$ қўш оксиди ҳосил бўлади. Бунга Ринман яшили дейилади.

Ишлатилиши. Дунё бўйича ишлаб чиқарилаётган рухнинг деярли ярми металл конструкциялар ва томга ёпиладиган тунукаларни рухлаш (коррозиядан сақлаш) учун ишлатилади.

Латун ва нейзильбер таркибига 50 % гача Рух, қолгани мис, нейзильберда – мис ва никел ва қотишмаларини ишлаб чиқаришда ҳам кўп рух ишлатилади.

Рух – ҳаётгий зарур микроэлемент, ҳамма юқори организмлар учун рухнинг микрограммларда бўлиши жуда зарур, бундан ташқари кўпгина ферментлар рухнинг бирикмаларидир.

Аммо шуни эсда тутиш лозимки, рухнинг кўпчилик бирикмалари заҳарли, заҳарланиш белгилари: шиллиқ қаватларнинг яллиғланиши ва қусиш. Шунинг учун озиқ – овқат маҳсулотларини рухдан ясалган идишларда сақлашни рухсат этилмайди.

ХРОМ

Хром (лот. Chromium) – Cr– Менделеев даврий системасининг VI^B группасига мансуб кимёвий элемент, атомининг тартиб рақами 24, нисбий атом массаси 51,996.

Атом тузилиши: $24\text{Cr} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. Валент электронлари ... $4s^1 3d^5$, ячейкаларда қуйидагича тақсимланган: $24\text{Cr} - \begin{array}{|c|c|c|c|c|c|} \hline 4s & & & & 3d & \\ \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$

Хром электрон проскок элемент бўлганлиги учун унинг ... $4s$ ва $3d$ поғоначаларидаги ҳамма валент электронлари тоқ ҳолда, унда 6 та тоқ электрон мавжуд. Оксидланиш даражалари: (+2), +3, +6. Хромнинг энг муҳим хоссалари юқоридаги жадвалда келтирилган.

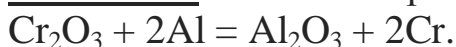
Хромни биринчи марта 1797- йилда француз кимёгари Л. Воклен кроноит PbCrO_4 (қизил кўрғошинли маъдан) таркибида аниқлаган ва эркин ҳолда кўмир билан қайтариб олган.

Табиатда тарқалиши. Фақат боғланган ҳолда учрайди, айрим ҳолларда алюминийга йўлдош сифатида рубин ва изумруд минералида учрайди. Уларда алюминий атоми маълум даражада хром атомига алмашган бўлади.

Минераллари:

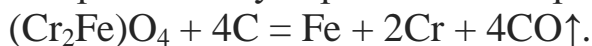
$(\text{Cr}_2\text{Fe})\text{O}_4$, $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ ёки $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ – хромит (хромли темиртош), PbCrO_4 – крокоит (қизил кўрғошинли маъдан). Булардан ташқари, хром полиметаллик маъданлар таркибига ҳам киради.

Олиниши. 1. Алюмотермия усули:



Бу усул ёрдамида тоза хром олинади.

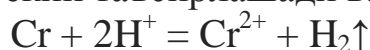
2. Хромитни кўмир билан электропечларда қайтариш усули:



Бу усулда хром тоза ҳолда эмас, феррохром қотишмаси сифатида олинади. Феррохром таркибида 60 % дан кўп хром бўлади.

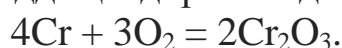
Хоссаси. Хром номи юнонча рангли (бирикмаларнинг чиройли ранги туфайли) сўзидан олинган. Хром – зангори – кумуш рангли металл, яъни пўлат рангли, у типик металлларнинг ҳамма хоссаларига эга: металлларга ўхшаш, ялтироқ, ялтироқлигини ҳатто нам ҳавода ҳам сақлайди, иссиқлик ва электр токини яхши ўтказди. Хром оғир ва қийин

суюқланувчан (1875⁰С) металл. Хром энг каттиқ металллардан бири. Кимёвий жихатдан ҳам анча инерт, агрессив моддалар айниқса кислоталар таъсирига чидамли. Одатдаги шароитда сув ва ҳаво кислороди хромга таъсир этмайди. Бу барқарорлик унинг сиртида юзага келадиган зич оксид пардаси эвазига бўлади. Агар бу плёнка кимёвий, термик ёки бошқа усуллар билан бузилса, хром кучли кислоталар ёки уларнинг аралашмалари билан осон таъсирлашади. Хром суюлтирилган HCl ва H₂SO₄ билан секин таъсирлашади ва хром (II) тузларини ҳосил қилади.



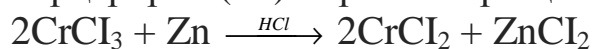
Нитрат кислотаси, зар суви ва концентранган сульфат кислотаси совукда хромни тўлиқ пассивлаштиради, қиздирилганда эса жуда секин таъсирлашади.

Кучланишлар қаторида хром, рух ва темир оралиғида жойлашади. Металлик хром ишқорлар таъсирига ҳам чидамли. Компакт ҳолидаги хром кислород таъсирига чидамли бўлса, аммо кукун ҳолидаги хром кислородда қиздирилганда осон ёнади:

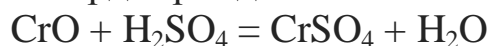


Юқори температурада хромда водород эрийди, аммо молибден ва вольфрам мутлақо водородни ютмайди. Хром юқори температурада галогенлар, халькогенлар, пниктогенлар (висмутдан бошқаси), IV – гуруҳ металмаслари ва бор билан бирикади.

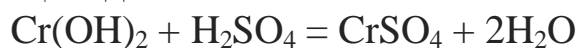
Хромнинг энг муҳим бирикмалари. Хромни +3 ва +6 оксидланиш даражасидаги бирикмалари кўпроқ тарқалган. +2 ва +4 бирикмалари ҳам маълум. Хром (+3) нинг кўпчилик бирикмалари кристаллогидратлар ҳосил қилади, одатда улар кўпроқ яшил рангда, улар осонлик билан натрий гипохлорит ёрдамида хром (+6) бирикмаларига ўтади. Хром (+6) бирикмалари барқарор, кучли оксидловчилик хоссасини намоён қилади. Хром (+3) бирикмаларини кислотали муҳитда рух билан қайтарилганда жуда барқарор Cr(+2) бирикмалари ҳосил бўлади:



Хром кислородли бирикмаларида +2, +3, +4, +6 оксидланиш даражаларини намоён қилади ва уларга мувофиқ равишда CrO, Cr₂O₃, CrO₂ ва CrO₃ оксидларни ҳосил қилади. CrO қора рангли, асосли хоссага эга, кислоталарда эрийди:



CrO оксидига Cr(OH)₂ мувофиқ келади, сариқ рангли, фақат асос хоссасига эга, кислоталарда осон эрийди, тегишли Cr(+2) тузларини ҳосил қилади:



CrO – қиздирилганда диспропорционирлаш реакциясига киришади:

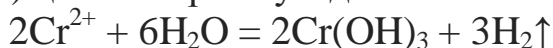


Cr(+2) ҳосилалари беқарор бўлганликлари учун кучли қайтарувчи хоссага эга.

Cr(OH)₂ – ҳаво кислороди билан осон оксидланади:

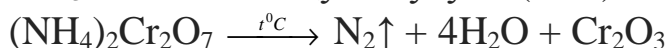


Cr²⁺ - иони актив металлдек ҳатто сувдан водородни қайтаради ва Cr(+3) ҳосилаларига ўтади.

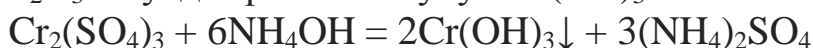


Cr₂O₃ тўқ яшил кристалл модда; металлургия печлари футеровка-сининг, силлиқлаш ва пардозлаш пасталарининг компонентлари; шиша ва керамика учун пигмент ва кўпгина жараёнларда катализатор сифатида ишлатилади.

Cr₂O₃ олишни энг қулай усули (NH₄)₂Cr₂O₇ термик парчалашдир:



Cr₂O₃ – сувда эримагани учун Cr(OH)₃ – билвосита усулда олинади:

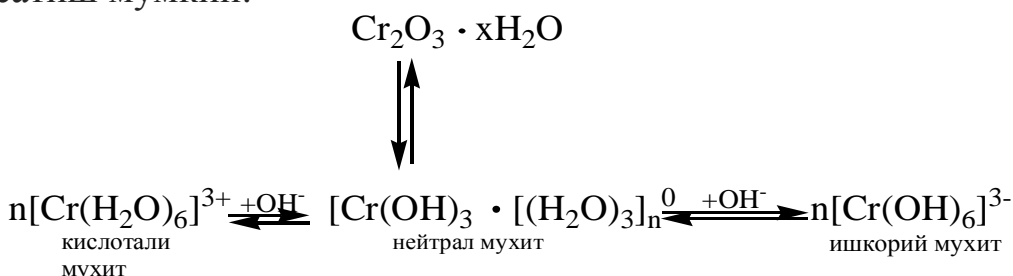


тўқ яшил.

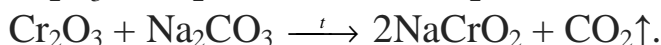
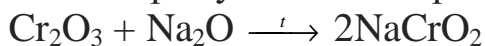
Cr(OH)₃ амфотер хоссага эга, ишқор эритмаларида яхши эрийди:



Структура нуқтаи назаридан чўкма Cr(OH)₃ ўзгарувчан таркибли Cr₂O₃·xH₂O га мувофиқ бўлиб, Cr³⁺ нинг ҳар хил шаклли гидроксо ва аквакомплекслари орасидаги мувозанат схемасини қуйидагича кўрсатиш мумкин:



Ушбу схемадан маълумки, Cr³⁺ учун 6 координацион сон характерлидир. Cr₂O₃ ва унинг гидроксиди Cr(OH)₃ хоссалари бўйича кучли даражада Al₂O₃ ва Al(OH)₃ ни эслатади. Cr₂O₃ ни ҳам ишқорий металлларнинг оксидлари ёки карбонатлари билан қўшиб суёқлантирилганда металлминатларга ўхшаб метахромитлар ҳосил бўлади:



Эркин HCrO₂ – метахромит кислотаси, кўкиш – кулранг кристаллар. У 430 °С кучли қизиш билан сувини йўқотади:



Метахромитлар сувли эритмаларда мавжуд эмас, улар тўлиқ гидролизланадилар:

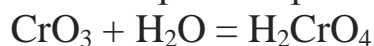


+4 оксидланиш даражасида CrO_2 қора рангли оксиди маълум. CrO_2 юқори электр ўтказувчанликка эга, ҳатто у ялтироқ. Унга мувофиқ гидроксиди маълум эмас. Юқори температурада синтез йўли билан Ba_2CrO_4 ва Ba_3CrO_5 тузлари синтез қилинган. +4 оксидланиш даражаси галогенидлар ва халькогенидларда ёрқин ифодаланади. Хром учун +6 оксидланиш даражаси энг характерли. CrO_3 – тўқ қизил гигроскопик кристалл модда; кучли оксидловчи, ёнувчи газлар, органик моддалар CrO_3 билан туташганда ўз-ўзидан алангаланadi. CrO_3 хромлашда, хром олишда, ёғ, мойларни тозалашда ва бошқа мақсадларда, газмоллар бўёғини мустаҳкамловчи модда, керамика, шиша ва резина учун пигмент сифатида ишлатилади. CrO_3 тўғридан-тўғри элементлардан олиб бўлмайди, концентранган сульфат кислотасини $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ га таъсир эттирилганда ёрқин – қизил игнасимон кристалл кўринишидаги CrO_3 ажралади:



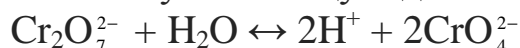
CrO_3 – $[\text{CrO}_4]$ тетраэдрлардан иборат занжирсимон структурага эга. Паст $t_c=187^\circ\text{C}$, занжирлараро кучсиз **Ван – дер Ваальс** ҳиссаси борлигидан далолат беради.

Кимёвий нуқтаи назаридан CrO_3 типик кислотали ангидрид, у сув билан осон бирикиб хромат кислотасини ҳосил қилади:

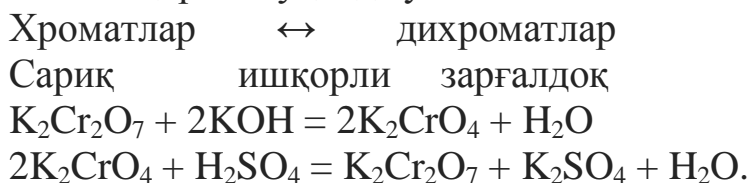


H_2CrO_4 $K_1 = 2 \cdot 10^{-1}$, ўртача кучдаги кислота.

Хромат кислотасига жуда кўп сондаги тузлар – хроматлар мувофиқ келади, одатда CrO_4^{2-} - иони сариқ рангли. Суюлтирилган эритмаларда H_2CrO_4 ҳолида бўлса, кислота концентрациясини ортиб бориши билан, аввал дихромат $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ га, кейин $\text{Cr}_3\text{O}_{10}^{2-}$ трихромат, кейин эса тетра-хромат $\text{Cr}_4\text{O}_{13}^{2-}$ га ўтиш содир бўлади. Булардан ташқари умумий $[\text{CrO}_4 \cdot n\text{CrO}_3]_2$ - формуласи билан ифодаланадиган полихроматлар ҳам маълум. Буларга изополихроматлар дейилади, улар эркин ҳолда олинмаган, фақат эритмада мавжуд бўлади. Бироқ уларнинг кўпдан-кўп тузлари маълум. Улардан энг аҳамиятлиси ва кўп ишлатиладигани дихроматлардир. Дихроматлар сариқ рангли хроматлардан фарқли қизил зарғалдоқ рангли, сувда яхши эрийди. Дихроматларнинг сувдаги эритмалари кислотали муҳитга эга, бу гидролиз ҳисобига эмас, балки дихромат иони сув билан қуйидаги схема бўйича бирикади:



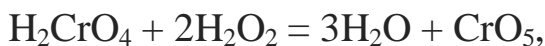
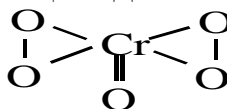
Бундан, кислотали муҳитда мувозанат чапга, сув билан суюлтирилганда ёки ишқорий муҳитда ўннга силжиши келиб чиқади:



Ҳамма хроматлар кучли оксидловчилардир, бунинг устига кислотали муҳитда оксидловчилик хоссалари кучлироқ намоён бўлади ва Cr^{6+} дан Cr^{3+} гача қайтади:



Cr^{6+} бирикмалари ишқорий муҳитда водород пероксид билан бирикиб, кўк рангли CrO_5 пероксидни ҳосил қилади:



Дихроматлардан техникада рухли ва кадмийли қопламаларда ёрқин сариқ хроматли қатлам ҳосил қилиш учун фойдаланилади, бунинг учун буюм натрий дихроматни сульфат кислотали эритмасига ботирилади.

Хромли аралашма – калий дихроматни (ёки CrO_3 ни) концентранган сульфат кислотадаги эритмаси, кимё лабораторияларида шиша идиш ва асбобларни ёғсизлантириш ва тозалаш учун ишлатилади.

Хромли пигментлар:

Хром сариғи – кўрғошин хромат – PbCrO_4 ;

Хром қизили - $\text{PbO} \cdot \text{PbCrO}_4$;

Хром яшили - PbCrO_4 билан берлин лазури аралашмаси;

Хром оксиди гидрати яшили - $2\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$;

Рухли сариқ – ўзгарувчан таркибли рух хромати;

Рух яшили – рух сариғи + берлин лазури;

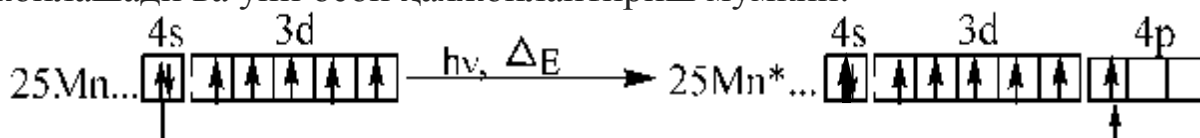
Хромни ишлатилиши. Хром бошқа металллар сиртида химояловчи парда ҳосил қилиш учун фойдаланилади. Хром махсус легирланган пўлатлар учун компонент. Пўлат таркибида 12 % хром бўлса, коррозияга бардошлилиги бўйича нодир металллардан қолишмайди, масалан, таркибида 18 % Cu ва 8 % Ni бўлган пўлат ўзини худди молибден, ванадий ёки титан каби тутади.

Хромлаш – металл буюмлар сиртига электролиз усулида юпқа қатлами югуртириш ёки пўлат буюмларнинг сиртки қатламини диффузион усулда хром билан тўйинтириш; хромлаш буюмларнинг каттиклигини ошириш, уларни коррозиядан асраш ва химоя безак мақсадларида бажарилади. Хром қопламалари буюмларни чиройли қилади ва эскиришдан сақлайди. Хромнинг сувда эрувчан бирикмалари

захарли; хромат кислотасининг тумани бурун ва нафас олиш йўллариининг шиллиқ пардасини яралайди, хроматлар ва дихроматлар терини ейди ва экзема касаллигини келтириб чиқаради, ҳамда кўпгина моддаларга нисбатан сезгирликни оширади (аллергенларга). Икки валентли хром бирикмалари кучли қайтарувчи, олти валентлилари эса кучли оксидловчилардир. Уч ва олти валентли хром бирикмалари кимё амалиётида жуда муҳим. Олти валентли хром бирикмалари CrO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, K_2CrO_4 ва бихроматлар кимё саноатида, кўн саноатида терини ошлашда ва хромли кўн олишда, пиротехникада, полиграфияда, мойли бўёқлар ишлаб чиқаришда кўп ишлатилади. Хромли бўёқларнинг диапозони анча кенг бўлиб, тўқ сарикдан, тўқ яшилгача. **“Хром” грекча “бўёқ”, “ранг” деганидир.** Булардан ташқари хромни турли – туман комплекс бирикмалари ва хромли аччиқтошлар маълум, улар турли мақсадларда ишлатилади.

Марганец.

Марганец, кимёвий белгиси Mn (лот. Manganium) – Менделеев даврий системасининг VII^B группасига мансуб кимёвий элемент. Атомининг тартиб рақами (ядро заряди) 25, нисбий атом массаси 54,938. Марганецни 1774 йилда швед кимёгари К. Шееле очган. Тоза ҳолда марганецни биринчи бўлиб швед кимёгари Ю. Ганн пиролюзит MnO_2 минералини писта кўмири солинган тигелда қиздириб ажратиб олган. Марганецнинг атом тузилиши: $25\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, d металл. Нормал Mn атомида 5 та тоқ электрон бор. У парамагнит хоссасига эга. Валент электронлари $\dots 4s^2 3d^5$, улар орбиталлар бўйича қуйидагича жойлашади ва уни осон ҳаяжонлантириш мумкин:



Бирикмаларида намоён қиладиган оксидланиш даражалари: +2, +3, +4, (+5), +6, +7.

Марганецни энг муҳим хоссалари юқорида жадвалда келтирилган. У қийин суяқланувчан, оғир металл ($\rho = 7,4 \text{ г/см}^3$).

Табиатда тарқалиши. Ерда тарқалиши бўйича марганец 14 – элемент, темирдан кейин ер қобиғидаги иккинчи оғир металл. Марганецни ўзини шахсий минералларидан ташқари темирни кўпгина маъданларида унга йўлдош. Жаҳон океани тубида марганец захиралари (темир–марганецли конкреция кўринишида) жуда катта.

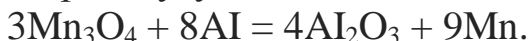
Минераллари:

MnO_2 – пиролюзит;

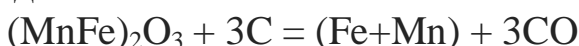
MnO(OH) – манганит (кўнғир марганецли маъдан);
 $3\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{MnSiO}_3$ – браунит;
 Mn_3O_4 , $\text{Mn}^{\text{II}}\text{Mn}_2^{\text{III}}\text{O}_4$ ёки $\text{MnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3$ – гаусманит;
 MnCO_3 – радохрозит (марганец шпати, бинафша шпати).

Олиниши.

1. Гаусманитдан (ёки пиролюзит қиздирилганда гаусманитга ўтади) алюмотермик усулда олинади:



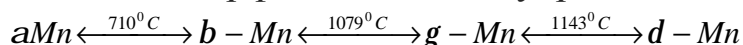
2. Марганецни темир оксидли маъданларини кокс билан қайтариб. Бу усул билан металлургияда одатда ферромарганец ($\approx 60\% - 80\% \text{ Mn}$) олинади:



Ферромарганец

Бу усулларда олинган техник марганец электрокимёвий усулда рафинирланади ёки вакуумда қайта суюқлантирилади. Электрокимёвий усулда тозаланган марганец таркибида 0,05% гача аралашмалар бўлади.

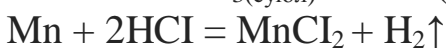
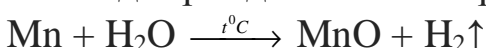
Марганец – кумушдек оқ, қаттиқ ва мўрт металл. Ҳавода юпқа оксид пардаси билан қопланади. Марганец учун полиморфизм характерли: у тўрт хил полиморф модификацияда учрайди:



Юқори температурадаги δ -модификациядаги марганец ҳажмий марказлашган куб – структурада бўлади. Полиморф модификациялари $\alpha \rightarrow \beta \rightarrow \gamma \rightarrow \delta$ қатор бўйича зичликлари пасайиши кузатилади, чунки бунга сабаб шу қатор бўйича координацион сонлари камайиб боради.

Кимёвий хоссаси.

Марганец қиздирилганда сув билан таъсирлашади. У суюлтирилган нитрат, хлорид кислоталарда, шунингдек, концентранган иссиқ сульфат кислотада эрийди ва Mn^{2+} бирикмаларини ҳосил қилади:



Марганец ҳавода қиздирилганда ёнади ва Mn_3O_4 таркибли оксид ҳосил қилади:

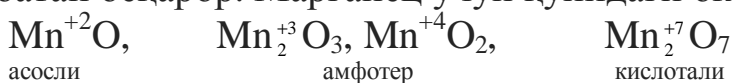


Марганец ишқорий муҳитда барқарор. Марганец галогенлар билан кучли таъсирлашади ва MnF_2 – тузларини ҳосил қилади. Бу ҳол марганецни кислота эритмаларида (кислотали муҳитда) фақат +2 оксидланиш даражасида бўлишини ва ҳатто кучли оксидловчилар таъсирида ҳам у +2 оксидланиш даражасида бўлиши ва шу +2 марганецни энг

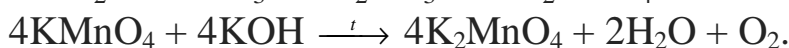
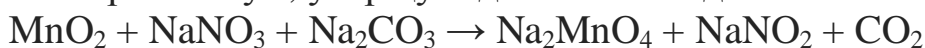
барқарор ҳолати эканлигини исботидир. Қиздирилганда марганец бошқа металмаслар билан ҳам бирикади. Марганец кимёсининг турли туманлиги унинг бир нечта +2 дан +7 оксидланиш даражасига эгаллиги билан тушунтирилади.

Марганецнинг бирикмалари.

Марганец том маънода оксидлари ва гидроксидларини кислота – асос хоссаларини оксидланиш даражасига боғлиқлигини тасвирлаш учун “модел” элемент бўлиб хизмат қилади. Бу билан бир вақтда марганец мисолида унинг ҳар хил оксидланиш даражасидаги бир қатор бирикмалари асосида оксидланиш – қайтарилиш хоссаларини, реакция мухитини ҳар хил оксидланиш даражалари барқарорлигига таъсирини тушунтириш қулай. Марганец учун +3 ва +5 оксидланиш даражалари нисбатан беқарор. Марганец учун қуйидаги оксидлари олинган:



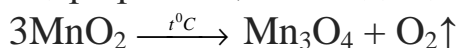
Марганецни +5 ва +6 бирикмаларидан $Me_3^I MnO_4$, масалан, Na_3MnO_4 ва K_3MnO_4 ҳамда $Me_2^I MnO_4$: $Na_2MnO_4, K_2MnO_4, BaMnO_4$ каби манганатлари маълум, улар қуйидагича олинади:



$Mn(V)$ бирикмалари ҳаворанг, манганатлар (VI) эса яшил рангли бўлади. Манганатлардан энг барқарор тузи $BaMnO_4$ – барий манганатдир, ундан машиналарни бўяшда фойдаланиладиган энг барқарор яшил рангли бўёқ олинади.

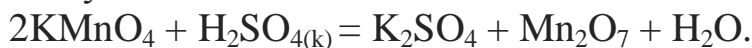
$Mn_2O_3 \cdot nH_2O$ – жигар рангли моляр бўёғи ҳамда умбра тўқ жигар рангли тасвирий санъатда ишлатиладиган бўёқ олишда ишлатилади.

MnO_2 – табиатда учрайди – пиролюзит, энг барқарор оксиди, кул ранг – қора рангли, $530^{\circ}C$ да қисман кислород чиқариб парчаланади:



Қуруқ гальваник батареяларда деполяризатор сифатида ишлатилади.

Mn_2O_7 марганецни энг муҳим оксиди, қора–бинафша рангли, ёғсимон суюқлик.

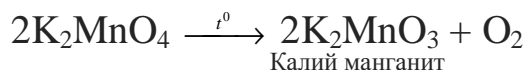


Mn_2O_7 кучли оксидловчи, ёнувчи ҳамма моддалар у билан туташганда ёнади, портловчи. Сув билан перманганат кислотасини ҳосил қилади:



$HMnO_4$ тўқ гунафша рангли, сувли эритмада кучли кислота, индивидуал бирикма ҳолида олинмайди. Унинг тузларидан энг муҳими ка-

лий перманганатдир KMnO_4 . У кўнғир–гунафша кристаллар, қиздирилганда температурага боғлиқ ҳолда босқичма–босқич парчала-нади:

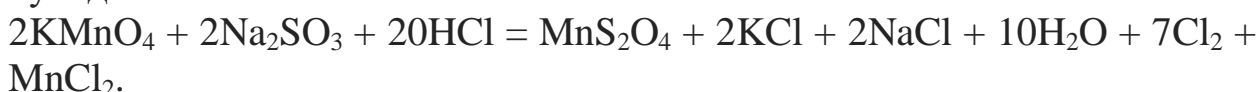


Перманганатлар – эритмада ҳам, суюқланмада ҳам кучли оксидлов-чидир. Масалан, KMnO_4 концентранган хлорид кислотани оксидлайди:

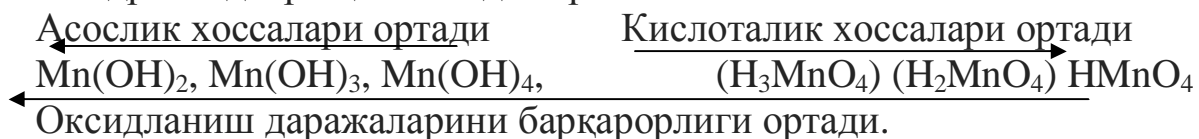


Ушбу реакциядан лабораторияда хлор олишда фойдаланилади.

Калий перманганат кимёвий анализда перманганатометрия усулида ишлатилади. Цианидлар ва ҳарбий (жанговар) заҳарловчи моддаларни дезинфекцияловчи восита ва заҳарга қарши модда сифатида ҳам калий перманганат ишлатилади. Эрийдиган перманганатлардан терида кўнғир доғ қолади, уларни натрий сульфит ва хлорид кислота аралашмаси билан доғни тозалаш мумкин, бунда рангсиз марганец (II) дитионит ҳосил бўлади:



Қуйида марганецнинг ҳар хил оксидланиш даражасидаги гидро-ксидларини барқарорликлари асосида келтирилган. Эркин ҳолда олин-маган гидроксидлари қавс ичида берилган:



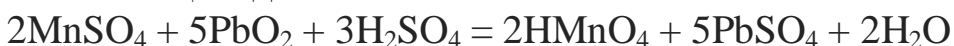
Марганецни оксидланиш даражаларини турли – туманлиги ва улар-нинг кислотали, нейтрал ҳамда ишқорий муҳитларда ҳар хил барқарорлиги оксидловчи – қайтарувчи хоссаларини намоён қилиш қонуниятларини аниқ кузатиш имконини беради. Кислотали муҳитда $\text{Mn} (+2)$ ҳосилалари энг барқарор. Шунинг учун $+4, +6, +7$ оксидланиш даражасига мувофиқ бирикмалари кислотали муҳитда оксидловчи хос-саларини намоён қиладилар, бунинг устига оксидланиш даражаси қанчалик юқори бўлса, оксидловчилик хоссалари ҳам шунчалик юқори бўлади. Калий пермангант кислотали муҳитда умуман энг кучли оксид-ловчидир:



Шу билан бир вақтда қуйидаги реакция учун:

$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = 1,23 \text{ В}$, кислотали муҳитда Mn (+4) ни оксидловчилик активлиги Mn (+7) га нисбатан анча паст эканлиги кўриниб турибди.

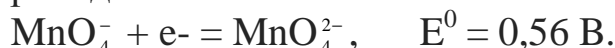
Mn (+2) ҳосилалари кислотали муҳитда фақат энг кучли оксидловчилар (масалан, натрий висмутат, PbO_2) таъсиридагина қайтарувчи хосасини намоён қилади:



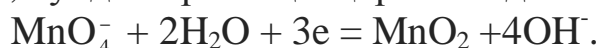
Ишқорий муҳитда Mn (+2) ҳосилалари қайтарувчи бўлиб, Mn (+6) га оксидланади, манганатлар ишқорий муҳитда энг барқарор:



Перманганатларни ишқорий муҳитда оксидловчилик активлиги бирмунча паст, модомики бунда улар фақат манганат – ион MnO_4^{2-} гача қайтарилади:



Нейтрал муҳитда марганец учун энг барқарор оксидланиш даражаси +4, бунда марганец юқори оксидланиш даражасидан MnO_2 га ўтади:

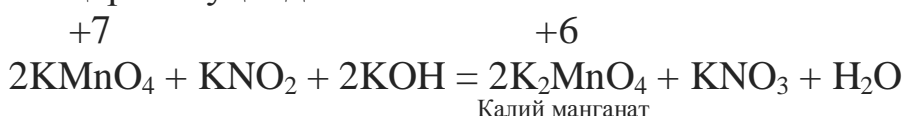


Оксидланиш – қайтарилиш реакцияларида муҳитнинг ролини куйидаги реакцияларда кўрсатиш жуда қулай:

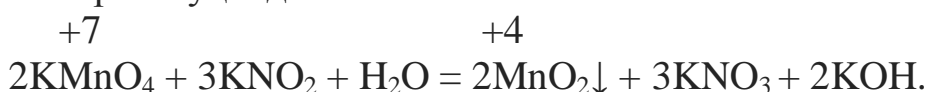
Кислотали муҳитда:



Ишқорий муҳитда:



Нейтрал муҳитда:



Ишлатилиши.

Марганец қора металлургия учун энг зарур элементлар қаторига киради. Унинг темир билан қотишмаси – ферромарганец суюқ чўяндан металл учун зарарли бўлган олтингугурт ва кислород каби қўшимчаларни чиқариб юбориш учун ишлатилади. Марганец пўлатни ўта қаттиқ қилиш учун унинг таркибига легирловчи қўшимча сифатида қўшилади. Марганецга бой бўлган пўлат ейилишга чидамлилиги жиҳатидан ажралиб туради. Ундан майдалаш машиналарининг ишчи деталлари, темир йўл рельслари тайёрланади.

Марганец қотишмалари:

Ферромарганец (80 % Mn + 20 % Fe);
 Ялтироқ чўян (Fe 6 % дан 20 % гача, Mn 4 – 6 %, C ва Si 1 % гача);
 Марганецли пўлат (1 – 2 % гача Mn), марганецли қаттиқ пўлатлар
 (10 -15 % гача Mn).

Гейслерли қотишмалар – ферромагнитли қотишмалар ферромагнитсиз металллардан иборат (масалан, 59 % Cu + 26,5 % Mn + 14,4 % Al).

Манганин (82 – 84 % Cu + 12 – 15 % Mn + 2 – 4 % Ni).

Марганец – юқори тартибли ўсимликлар ва ҳайвонлар учун фойдали микроэлемент. Тупроқда марганец етишмаганда ўсимликларнинг ҳосилдорлиги камаяди. Марганец қон таркибига кирадиган кўпгина ферментларни активлаштиради.

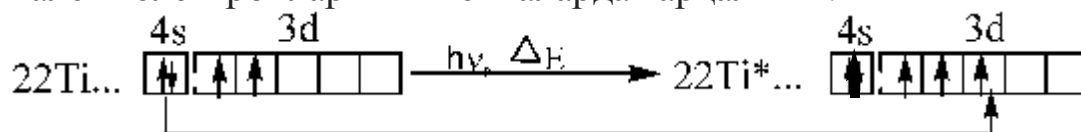
Инсонларнинг амалий фаолиятида марганецнинг айрим бирикмалари кенг қўлланилади. Масалан, калий перманганат “марганцовка” муҳим антисептик ва оксидловчи ҳисобланади.

ТИТАН

Титан (лот. Titanium), Ti, Менделеев даврий системасининг IV^B группасига мансуб кимёвий элемент. Тартиб рақами (ядро заряди) 22. Нисбий атом массаси $Ar(Ti) = 47,90$. Номи Юнон маъбудлари (Титанлар) номидан олинган бўлиб, Уран ва Гея худоларнинг болаларидир. Титанни биринчи марта 1825 йилда Берцелиус (Швеция) калий титанатни натрий билан қайтариб олган. Фақат 1925 йилдагина голланд олими А. Ван Аркел ва И. де Бур жуда тоза титанни олишга эришдилар. Бунгача олимлар титан оксидини тоза металгача қайтаришга эриша олмаганлар.

Атом тузилиши: $22 \text{ Ti} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$. Валент электронлари $\dots 4s^2 3d^2$. Титан скандийдан кейинги иккинчи d – элемент.

Валент электронларини ячейкаларда тарқалиши:



Титан кимёси, цирконий ва гафний кимёсидан фарқ қилади. Титан кайносимметрик элемент бўлганлиги учун 3d электронлари ядро билан кучлироқ боғланган. Шу сабабли учинчи ва тўртинчи ионланиш потенциаллари титанда, аналогларига нисбатан юқорироқ. Бу ҳол титанни куйи (+3) оксидланиш даражаларини намоён қилишга бош сабабдир. Аммо титан учун +4 оксидланиш даражаси ҳам характерлидир.

Табиатда тарқалиши.

Титан табиатда анча кўп тарқалган металллардан биридир, унинг миқдори ер қобиғи умумий массасини $\approx 0,6\%$ ини ташкил қилади. Титан элементлар орасида ер қобиғида тарқалиш бўйича 9 – ўринда туради. Табиатда таркибида титан бўлган 70 дан ортиқ маъданлар (минераллар) бор. Тупроқда $0,5\%$ гача титан кимёвий боғланган ҳолда учрайди.

Минераллари.

Титаннинг энг муҳим табиий минерали TiO_2 бўлиб, уч хил полиморф модификацияда учрайди:

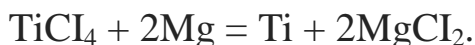
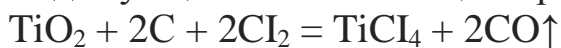
TiO_2 – рутил, анатаз ва брукит.

FeTiO_2 – ильменит ёки $\text{FeTiO}_3 \cdot n\text{Fe}_3\text{O}_4$ – титаномагнетит.

CaTiO_3 – перовскит.

Олиниши.

Маъданлардан титан ажратиб олиш, ильменитдан темир ажратилгандан кейин TiO_2 ни кокс иштирокида хлорлашга асосланган. Ҳосил бўлган титан (IV) хлорид дистилляцияланиб тозаланади ва аргон атмосферада суюқ магний билан қайтарилади:



Бу усулга Крол жараёни дейилади; саноатда 1948 йилдан буён қўлланилмоқда. Кейинги вақтларда титанни йодидли рафинирлаш усули кенг ривожланмоқда. Бу усул 1800°C гача чўғланган вольфрам симида металлларни учувчан тетраiodидларини термик диссоциациянишига асосланган:



Бунда юқори тозаликдаги металл сим ҳолида титан кристалланади. Олинган металл сим совуқ ҳолатда болғаланадиган, юқори пластиклик каби яхши механик хоссаларга эга бўлади. Титанни ҳозирги замон техникасида ишлатилишини ўсиб бориши ҳам титанни йодидли олиниш усули имконига асосланган.

Физикавий ва кимёвий хоссалари.

Тоза титан кумушдек оқ металл, болғаланувчан, пластик, эгилувчан, енгил ва мустаҳкамдир. У темирдан икки марта енгил ($\rho=4,5 \text{ г/см}^3$) аммо мустаҳкамлиги жиҳатидан кўпгина пўлатлардан юқори туради. Алюминий билан солиштирганда, титанни мустаҳкамлиги алюминийдан 6 марта каттадир, қаттиқлиги эса 12 марта юқори, шу билан бирга алюминийдан анча юқори температурада ишлатилиши мумкин.

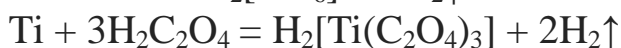
Кимёвий хоссалари бўйича титаннинг металллик характери юқори. Кимёвий барқарор (TiO_2 оксидидан иборат ҳимоя пардаси ҳосил бўлгани учун). Металларнинг кучланиш қаторида водороддан чапда жойлашган. Бироқ сувга, минерал кислоталар таъсирига (HF ва иссиқ

H₃PO₄ бошқалари) чидамли. Бу қобилият титан сиртида ҳимояловчи оксид пардаси борлиги билан тушунтирилади ва бу жиҳатдан титан алюминийни эслатади. Қизиғи шундаки, титан кучсиз (аммо концентрланган) органик кислоталар (сирка, оксалат) билан таъсирлашади, аммо энг агрессив бўлган концентрланган сульфат ва нитрат кислоталари титанга таъсир этмайди (пассивлашади). Аксинча концентрланган H₂SO₄ ва HNO₃ титан сиртидаги ҳимояловчи оксид пардасини зичлаштиради ва уни кислота таъсиридан сақлайди.

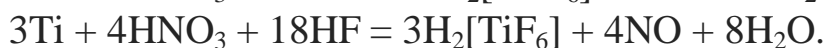
HF, H₂CrO₄, H₃PO₄ каби кучсиз кислоталари барқарор аквакомплекслар ҳосил қилиб, оксид пардани эритиб, кейин металлнинг ўзи ҳам улар билан яхши таъсирлашади:



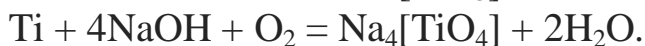
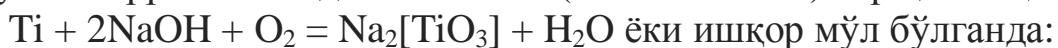
Ундан кейин металл билан ҳам таъсирлашади:



Кислоталар аралашмасида (HNO₃ + HCl, HNO₃ + HF) бири оксидловчи (HNO₃) иккинчиси эса (HCl ёки HF) лиганд манбаи бўлади, эриш жараёнини қуйидагича кўрсатиш мумкин:



Компакт ҳолидаги титан ишқор эритмалари таъсирига барқарор, TiO₂ нинг кучсиз кислота хоссасига эгаллиги билан тушунтирилади. Шу сабабли титан учун гидросокомплекслар характерли эмас. Бирок ишқорларнинг суюқланмаларида металллар ҳавода (кислород иштирокида) кучли коррозияланади ва титанат (оксокомплекс) лар ҳосил қилади:

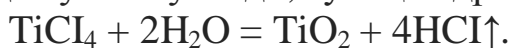


Титан қиздирилганда кислород, галогенлар ва бошқа металмаслар билан ҳам бирикади.

Титаннинг бирикмалари.

Титан учун +3 ва +4 бирикмалари характерли. Аммо +2 оксидланиш даражасидаги бирикмалари ҳам мавжуд. Кўпчилик Ti (III) бирикмалари гунафша рангли, улар кучли қайтарувчилар ва ҳавода тез оксидланиб рангсиз титан Ti (IV) бирикмаларига ўтади. TiO₂ оқ кукун, сув билан таъсирлашмайди, унинг асосида юқори сифатли бўёқ (титанли белила), ҳамда нурсиз, хира (сутдек) шиша олишда, шунингдек BaTiO₃ – энг яхши сегнетоэлектриклардан биридир.

TiCl₄ – уй температурасида суюқлик, $t_c = -23^0\text{C}$, $t_k = 136,5^0\text{C}$. Нам хавода кучли тутайди, тўлиқ гидролиз содир бўлади:

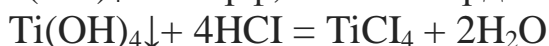


Ti (+4) га мувофиқ келадиган Ti(OH)₄ билвосита усулда олинади:



Ti(OH)₄ амфотер, унинг асослик ҳамда айниқса кислоталик H₂TiO₃ – хоссалари жуда кучсиз ифодаланган. Чўкма кўпинча TiO₂·nH₂O га тўғри келади, коллоид эритмалар ҳосил қилишга мойиллиги билан SiO₂ га ўхшайди.

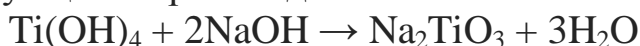
Ti(OH)₄ – аморф, кислоталарда яхши эрийди:



Ti(OH)₄ – узок сақланганда қарийди ва майда кристалл шаклдаги β – формага айланади.

β - Ti(OH)₄ – кислоталар таъсирига (HF ва иссиқ концентранган H₂SO₄ дан бошқалари) чидамли.

Ti(OH)₄ жуда кучсиз кислота хоссага эга бўлганлиги учун концентранган ишқор эритмалари билан бирикмайди. У фақат ишқорлар билан суюқлантирилгандагина титанатга айланади:



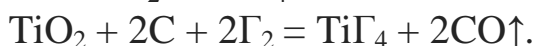
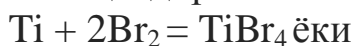
Титан учун Ti₂O₃, Ti(OH)₃ ва уларнинг тузлари маълум. [Ti(H₂O)₆]³⁺ - аквакомплекслари гунафша рангли, кучли қайтарувчилар бўлиб, эритмаларда ҳаво кислороди билан оксидланиб Ti(+4) га айланади:



Ti (+2) оксидланиш даражасидаги бирикмалари янада беқарор, шу сабабли TiO металлларга ўхшаб суюлтирилган кислоталарнинг эритмасидан водородни сиқиб чиқаради:

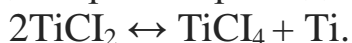


Титан учун ҳамма галогенидлари (TiГ₄) маълум. Улар қиздирилганда тўғридан–тўғри ёки диоксидларини углерод ва галогенлар билан қиздириб олинади:



Галогенидларининг ҳаммаси молекуляр кристалл панжарага эга. Фторидлари (TiF₆) октаэдр занжирлардан тузилган полимер структуралар ҳосил қилади. Галогенидлари сувда гидролизланади.

TiГ₂ (фторидли, хлоридли, бромидли ва йодидли) II валентли галогенидлари беқарор, кучли қайтарувчилар, улар диспропорционирлаш реакцияларига киришади:



Демак титаннинг +2 ва +3 оксидланиш даражасидаги ҳамма бирик-малари бирмунча беқарор, кучли қайтарувчи хоссасига эга.

Ишлатилиши. Титан ва унинг қотишмалари авиация, ракета ва кемасозликда, кимё саноатида муҳим конструктив материаллардир (реакторлар, трубопроводлар, насослар). Титан асосида тайёрланган материаллар ҳам иссиққа, ҳам агрессив муҳитга жуда чидамли бўлганлиги учун титан асосидаги қотишмалар кемасозликда (кемаларнинг корпусларини тайёрлашда), кимё машинасозлигида кенг ишлатилади.

Титан – медицина металидир, ундан тиббиётда ишлатиладиган турли деталлар тайёрлашда ишлатилади.

21 БОБ.
ВОДОРОД,
Унинг физик ва кимёвий хоссалари. Металмаслар билан
реакциялари. Водороднинг лабораторияда ва саноатда
олиниши, ишлатилиши

Водород- Д.И. Менделеевнинг элементлар даврий системасида биринчи даврда биринчи гурпуада жойлашган, тартиб рақами 1, кимёвий белгиси H, нисбий атом массаси $A_r(H) = 1,008$. Атом тузилиши: $H-1s^1$ $1H-1s^1$ (электрон структура формуласи)

Оксидланиш даражаси. Водород мураккаб бирикмаларда +1 ва –1 айрим металларда эриганда 0 оксидланиш даражаларини намоён қилади. Водород ўзининг бирикмаларида бошқа элемент атомлари билан ковалент боғ ҳосил қилишга мойил. Водород элемент орасидаги боғ хоссаси углерод элементлар орасидаги боғнинг хоссасига ўхшайди. Водород галогенларга ўхшаб –1 оксидланиш даражасидаги бирикмаларини ҳосил қилади. Бу гидрид- ион (H^-) мавжуд бўлса ҳам, галогенид-ионларга (G^-) нисбатан кам тарқалган. Водороднинг галогенга ўхшашлиги (VII-гурпуада жойланиши) ҳам H - гидрид ионининг мавжудлиги ва ўхшашлиги билан тушунтирилади. Аммо, шуни таъкидлаш лозимки, водородни даврий системадаги ўрнига қараб, уни биринчи гурпуанинг бош гурпуачаси ишқорий металлари ёки VII бош гурпуа галогенларининг хоссалари билан тўлиқ ўхшаш деб ўрганиш маълум даражада тўғри эмас. Шунинг учун уни I^A ёки VII^A гурпуаларда жойланиши шартли деб ҳисобланади.

Очилиши. Водородни биринчи марта 1766 йилда (Кавендиш, Англия) олган. Кимёвий элементлар ҳисобига 1783 йилда киритилган (Лавуазье, Франция) ва унга «гидрагениум» яъни «сув туғдирувчи» деган ном берилган.

Водороднинг изотоплари. Водороднинг учта табиий изотопи маълум:

1_1H -протий (белгиси-H) 99,985%;

2_1H - дейтерий (белгиси-D), оғир водород-0,015%;

3_1H -третий (белгиси-T), ўта оғир водород.

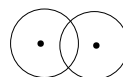
Унинг ердаги миқдори ≈ 2 кг

Табиатда тарқалиши. Водород коинотда энг кўп тарқалган элементдир (юлдузлар, юлдузлараро муҳитда ва туманликларнинг асосий қисмини, катта планеталар- Юпитер ва Сатурнда), куёш ва космик материя таркибининг 70% дан ортиғини H ва $\approx 26\%$ He ташкил қилади.

Бошқа элементлар ҳиссаси 4 % ни ташкил қилади. Ер қобиғида водород асосан кимёвий боғланган ҳолда (сувда 11,11%, ҳамма тирик организмларда, нефтда, табиий газларда, минераллар таркибида ва ҳоказоларда) учрайди. Одам организмида ≈ 1% гача водород бўлади.

Стратосфера таркибида одатда ионлашган эркин водород ҳолида бўлади. Ер қобиғи чуқурлигининг 17 км.гача водороднинг миқдори ≈ 1,4 мас % ёки 17 молек. % ташкил қилади. Водород оддий модда ҳолида 2 атомли молекула ҳосил қилади ва эркин H_2 кўринишда мавжуд бўлади. Нисбий моляр массаси $M_r(H_2) = 2,016$ моляр массаси $M(H_2) = 2$ г/мол. Молекулада иккита водород атомлари соф қутбсиз ковалент бирламчи боғ билан кимёвий боғланган.

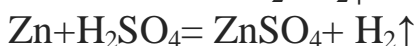
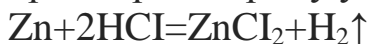
$H : H$ ёки $H - H$,



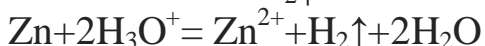
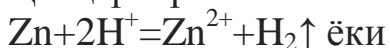
Водород молекуласи энг энгил газ, жуда ҳаракатчан.

Водороднинг лабораторияда олинishi

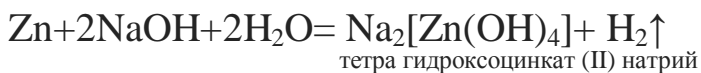
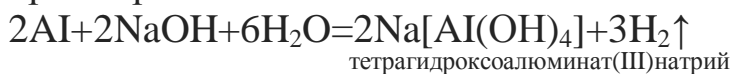
Лабораторияда водород олишнинг энг қулай усули металлларни оксидловчи кислоталарнинг суюлтирилган эритмаларига (HCl , H_2SO_4) таъсир эттиришдир. Бу усулда асосан рух метали ишлатилади:



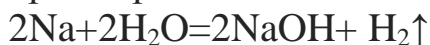
Қисқартирилган ионли тенгламаси:



Амфотер металлларни (Al , $Zn \dots$) ишқорларнинг эритмаларига таъсир эттириб:



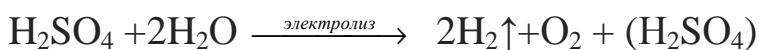
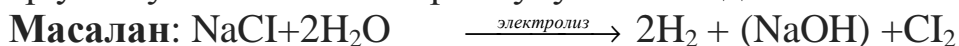
Ишқорий (Li , Na) ва ишқорий-ер металлларини (Ca , Sr , Ba) сувга таъсир эттириб:



Ушбу реакциялар жуда тез боради, уларни бажаришда эҳтиёт чораларига риоя қилиш зарур.

Ишқорларнинг, сульфат кислотанинг суюлтирилган эритмаларни ҳамда ишқорий металлларнинг галогенидларини эритмаларини электро-

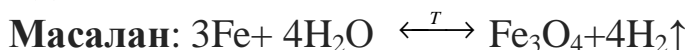
лиз қилиб ҳам водород олинади. Одатда бу усулга умумий ном сувни электролиз қилиб олинади дейилади. Сувга ишқор, кислота ва тузлар электр ўтказувчанликни ошириш учун солинади.



Кислота ва ишқор эритмалари электролиз қилинганда амалда сувнинг электролизи содир бўлади. Электролиз усулидан водородни саноатда олишда ҳам фойдаланилади.

Водородни саноатда олиш.

Магний, рух ва темир каби металлларни сув иштирокида қиздириб олинади.

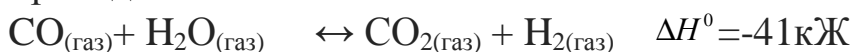


Бу усулга темир-буғ усули дейилади.

Углеродли моддалар (кокс, кўмир, мазут, табиий газ, метан ва бошқалар) билан сув буғларини қайтариш усули. Кўпинча бу реакциялар катализатор иштирокида амалга оширилади.

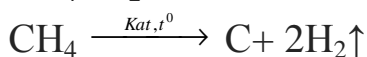
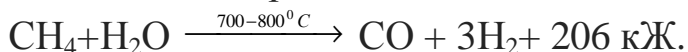


Ҳосил бўлган газлар аралашмаси ($\text{CO} + \text{H}_2$) га сув газидейилади. Сув газидейилади, ёки газ, турли маҳсулотларни (аммиак, метанол, юқори спиртлар ... ҳамда водород олишда ишлатилади. Сув газидейилади $\approx 45\%$ гача водород бўлади. Сув газидан водород олиш учун куйидаги босқичлар амалга оширилади. Биринчи босқичда углерод моно оксиди паст температурада ($200-300^\circ\text{C}$) сув буғлари билан углерод диоксидга (CO_2) айлантирилади:

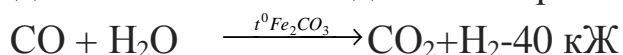


Иккинчи этапда, реакция аралашмаси ($\text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})} = \text{H}_2\text{CO}_3$) нинг эритмасидан босим остида ўтказиб CO_2 ажратилади ва ниҳоят водород қолган CO ва бошқа газлардан тозаланади.

Метанни конверциялаш ёки ҳавосиз каталитик қиздириб:



Метанни биринчи босқичда конверциялаш эндотермик жараён бўлиб керакли иссиқлик табиий газни бир қисмини ёндириш ҳисобига олинади. Кейинги босқичдаги конверсия:



Экзотермик жараён.

Бу усуллар билан олинган водородни тозалаш учун газлар аралашмасини кўп миқдорда сув билан ювиш ёки газлар аралашмасини совитиш билан (CO_2 совитилганда тезда суюқликка айланади) эришилади.

Физикавий хоссаси.

Уй ҳароратида водород- ҳидсиз, рангсиз, мазасиз газ 101,3 кПа (бир атм) ва 0⁰С да унинг зичлиги $r = 0,09$ г/л водород ҳаводан 14,5 марта енгил, умуман, ердаги энг енгил модда водороддир. Гелийдан кейин суюқланиши қийин бўлган иккинчи газдир. Суюқ водород рангсиз $t_c = -259,19^{\circ}\text{C}$ $t_k = 252,78^{\circ}\text{C}$. Сувда жуда кам эрийди. Водородни айрим платина металлари (Pt, Pd) кабилар жуда кўп миқдорда ютади.

Масалан: 1 ҳажм палладий ≈ 700 ҳажм H_2 ютади.

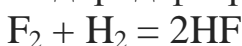
Водороднинг кимёвий хоссалари

Водородни металмаслар, металл оксидлари органик бирикмалар билан реакциялари. Одатдаги шароитда (температурада) водород жуда барқарор. Водород кислород билан таъсирлашади (оч ҳаво ранг алангга бериб деярли кўринмайдиган ёнади). Ушбу реакциянинг бошланиши учун ташқаридан озгина энергия берилса, реакция портлаш натижасида содир бўлади.



2 ҳажм водород бир ҳажм кислороддан иборат газлар аралашмасига қалдироқ газ дейилади. Водороднинг шу кимёвий хоссасидан амалиётда кўп фойдаланилади, яъни водород – кислород горелкасида газлари аралашмасида ёқилади ва бунда жуда юқори температура ҳосил бўлади. Бундай горелкадан металлларни қирқишда ва пайвандлашда техникада фойдаланилади.

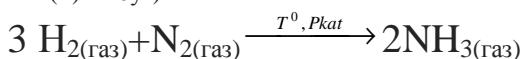
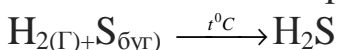
Водород фтор билан ҳар қандай шароитда портлаб бирикади.



Шу сабабли бу реакцияни бошқариш қийин.

Водород хлор атмосферасида алангланади: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
 $\Delta H^0 = -184 \text{ кЖ}$

Бошқа металмаслар водород билан қиздирилганда бирикади:



Водород ишқорий ва ишқорий-ер металлари билан бирикиб гидридлар ҳосил қилади.

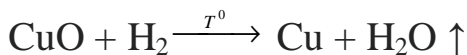
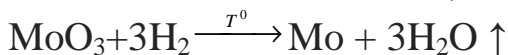
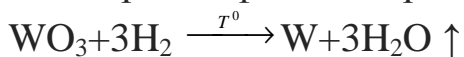


Бу типдаги гидридлар – туз типдаги гидридлар бўлиб, қаттик ҳолатда ион – кристаллар ва Н—гидрид ионига эга. Туз типдаги гидридлар сув билан осон парчаланадилар ва водород ажралади.

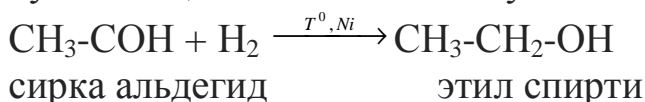
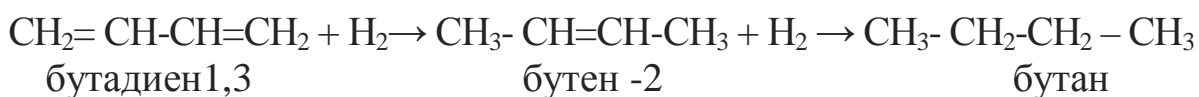


CaH₂- кўпинча водород олишнинг қаттиқ манбаси дейилади. Чунки 1 кг CaH₂ сув билан таъсирлашиб ≈ 1066 л водород олинади. Туз типдаги гидридлар асос хоссани намоён қиладилар.

Юқори температурада водород қайтарувчи хоссасини намоён қилади. Водороднинг бу хоссасидан техникада кўпгина металл оксидларини қайтариб соф металллар олишда фойдаланилади:

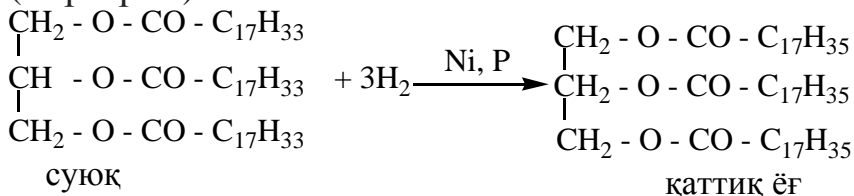


Металларни оксидларидан водород ёрдамида қайтариб металл олиш усулига гидротермия усули дейилади. Техникада бу усулда кўпгина металллар олинади. Органик кимёда органик бирикмаларнинг водород билан бирикиш реакцияларга гидридлаш реакциялари дейилади:



Суюқ ёғлар гидридланганда (гидрогенланганда) қаттиқ ёғларга айланади.

(маргарин):



Водороднинг ишлатилиши.

Водороднинг ишлатилиши унинг кимёвий хоссаларига асосланган. Масалан, унинг кислородда ёниш реакцияси пайтида кўп иссиқлик чиқиши туфайли ундан мотор ёки қилғиси сифатида, ҳамда махсус горелкаларда ёкиб юқори температура олинади ва бундан металлларни қирқишда ва пайвандлашда ҳамда кварцни суюқлантиришда фойдаланилади.

Водород гидридлаш реакцияларида ва кимёвий синтезда кўпгина саноат учун аҳамияти катта бўлган муҳим махсулотлар: аммиак, метанол, водород хлорид, бензин, сорбит (глюкозадан) юқори спиртлар, синтетик каучук ишлаб чиқарилишда ишлатиладиган бутандиол-1,2

каттиқ ёғлар, аэростатларни тўлдиришда ва ҳоказоларда ишлатилади. Водород саноатда газлар аралашмалари: кокс гази, яримкокс ва сув газларининг таркибий қисмидир. Иссиқлик энергетикасида водороднинг ёнилғи сифатида ҳам истиқболи катта. Водородни пўлат баллонларда 15 МПа (150 атм) босим остида сақланади ва ташилади.

Кимёгарлар учун водород, аввало, жуда зўр қайтарувчи ҳисобланади. Юқори температурада водород кўпчилик металлларнинг оксидларидан кислородни тортиб олиш хусусиятига эга. Шу сабабли водород ёрдамида саноатда MoO_3 , WO_3 , CuO , NiO ... каби оксидларни қайтариб металллар олишда ҳам ишлатилади. Кимё саноатида водороднинг энг йирик истеъмолчилари аммиак ва метил спирти ишлаб чиқариш ҳамда органик синтез бўлиб қолмоқда.

Иссиқлик энергетикасида водороднинг ёнилғи сифатида ҳам истиқболи катта. Кейинги пайтларда водородга иссиқлик энергияси манбаи сифатида тобора кўпроқ эътибор берилаётгани (ички ёнув двигателлари учун ёқилғи) ҳаммамизга маълум.

22 - БОБ.

Даврий системанинг VII – бош группаси элементлари.

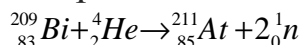
Галогенлар, уларнинг умумий тавсифи. Галогенларнинг табиий бирикмалари. Уларнинг ишлатилиши. Хлор, унинг физик ва кимёвий хоссалари. Хлорнинг саноатда электролиз усулида олиниши. Хлорнинг ишлатилиши. Водород хлорид, унинг олиниши ва хоссалари. Хлорид кислота ва унинг тузлари. Хлорнинг кислородли бирикмалари.

Даврий системанинг VII^A группаси элементларига фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At элементлари киради. Қўшимча группачаси элементларига марганец Mn, техниций Tc ва рений Re лар киради. VII^A группа элементларига галогенлар дейилади.

“Галоген” – (грекча *hals*-туз ва *genes*-туғдирувчи) деган маънони англатади. Бу галогенларни типик тузлар ҳосил қилиш қобилятлари билан тушунтирилади.

Уларни “галогенлар” деб, яъни “тузга ўхшаш” деб номлаш нотўғридир.

Галогенлар XIII-XIX асрларда очилган бўлсада, уларнинг бирикмалари ўрта асрларда маълум эди. Хлор 1774- йил, К.Шееле, иод 1811- йил Б. Куртуа, бром 1826-йил А. Балар, 1886-йил А. Муассан, фторни флюорит CaF₂ дан ажратиб олган. Астатни 1940-йил Э. Сегре ва бошқалар ²⁰⁹₈₃Bi изотопини α-заррачалар билан нурлантириб олади.



Унинг энг барқарор изотопи ²¹¹At бўлиб, ярим емирилиш даври T_{1/2}=83 соат. Ер қобиғида бор йўғи 30 грамм астат бор. Суюқланиш температураси t_c≈300⁰C, t_к≈3700⁰C. Кимёвий хоссаси бўйича астат иодга ва полонийга ўхшайди. Астатда металл хоссалари бир мунча яхши ифодаланганлиги учун унга “металлик галоген” ҳам дейилади.

Галогенларнинг энг муҳим хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган. Жадвалда келтирилган натижалардан маълумки, F→J (At) каторида ёрқин ифодаланган металмаслик хоссасидан (фтор) металл (At) хоссасига ўтиш кузатилади. Иод ҳам ўзининг айрим хосилларида металл хоссасини намоён қилади. Шу сабабли кристаллик иодга, металл иод дейилиши ҳам шундан келиб чиққан. Галогенлар 2 атомли молекулалар ҳолида барқарордир. Галогенларнинг суюқланиш ва қайнаш температуралари элементнинг тартиб рақами ортиши билан кучаяди. Барча галогенлар учун умумий бўлган ташқи энергетик поғоналарининг электрон формуласи ns²np⁵ кўринишда бўлади.

VII A- группа элементларининг энг муҳим тавсифлари

Тавсифлар	F	Cl	Br	J	At
Элементнинг тартиб рақами	9	17	35	53	85
Электрон формуласи	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$(Ar)3d^{10} 4s^2 4p^5$	$(Kr)4d^{10} 5s^2 5p^5$	$(Xe)4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
Нисбий атом массаси	18,998	35,453	79,904	126,904	x210]
Кларки %	$2,8 \cdot 10^{-2}$	0,13	$6 \cdot 10^{-4}$	$6 \cdot 10^{-6}$	излари
Ионланиш потенциаллари J, эВ	17,42	13,01	11,84	10,45	9,5
Электронга мойиллиги, эВ	3,6	3,8	3,54	3,29	-
Нисбий электроманфийлиги	4,0	3,0	2,8	2,6	2,2
Электрод потенциаллари $E^0 \Gamma_2 \rightarrow 2\Gamma^-$, В	-2,87	+1,36	+1,09	+0,54	--
Оксидланиш даражалари	-1	-1,+1,+3, (+4),+5, (+6),+7	-1,+1,+3, +5,+7	-1,+1,+3, +5,+7	+1,(1),+3,+5,+7
Г-Гбоғ узунлиги, нм	0,142	0,200	0229	0267	(0,29)
$\Delta H_{дис} \Gamma_2 \rightarrow 2\Gamma$, кж/моль	159	242	192	150	117
Н.ш.даги агрегат ҳолати ва газ ҳолатидаги ранги	газ, сарғиш яшил	газ, сарик-яшил	суюқ, қизил-қўнғир	қаттиқ, бинафша	ялтироқ қаттиқ
t_c^0 , С	-223	-101.9	-7.3	113.5	211
t_k^0 , С	-1187	-34.1	-58.75	184.5	300
Зичлиги, г/см ³	1,11	1,57	3,14	4,94	_____
Галогенводороднинг кислоталик хоссалари	$\text{HCl} \qquad \qquad \text{HBr} \qquad \qquad \text{HI} \qquad \qquad \text{—}$ ←————— Кучсиз кислота —————→				
Кислоталарнинг барқарорлиги	←————— ортади —————→				

Сувда кам эрийдиган галогенидлар	CaF ₂ , SrF ₂ , PbCl ₂ , Hg ₂ Cl ₂ , BaF ₂ , MgF ₂ , LiF, AlF ₃ , PbF ₂	AgCl, TlCl, PbCl ₂ , Hg ₂ Cl ₂	AgBr, TlBr, PbBr ₂ , Hg ₂ Br ₂	AgJ, TlJ, PbJ ₂ , Hg ₂ J ₂ , BiJ ₃	— —
Сув билан таъсири	Кайтмас реакция	Кайтар реакциялар			
Атом ва ион радиуслари Г ⁰ /Г	0,71/1,33	0,99/1,81	1,14/1,96	1,33/2,20	1,5/-

Галогенларнинг табиий минераллари

Фтор- табиатда фақат кимёвий боғланган кўринишда, асосан, минераллар ҳолида учрайди.

Минераллари: CaF₂-флюорит (дала шпати ёки плавик шпати);

Na₃[AlF₆]- криолит;

3Ca₃(PO₄)₂ · CaF₂ ёки Ca₅(PO₄)₃F-фторапатит.

Хлор- Ер қобиғида тарқалиши бўйича 11 элемент у фақат боғланган ҳолда учрайди. Кўпгина минераллар таркибига киради. Денгиз сувида Cl- кўринишида учрайди, ундан кейинчалик туз катламларига ўтади.

Минераллари: NaCl-галит (ош тузи), тош;

KCl-сильвин;

NaCl · KCl-сильвинит;

KCl · MgCl₂ · 6H₂O-карналлит;

KCl · MgSO₄ · 3H₂O-каинит;

MgCl₂ · 6H₂O- бишофит.

Хлорнинг 2 та табиий изотопи: ³⁵Cl(75,5%) ва ³⁷Cl(24,5%) бор.

Бромни биринчи марта 1826 йилда Франциялик олим Балар денгиз сувида аниқлади.

Бром табиатда боғланган ҳолда, хлорнинг ҳамма табиий бирикмалари билан биргаликда учрайди.

Денгиз сувида Br-: Cl- 1:300 нисбатларда учрайди.

Иодни биринчи марта 1811-йилда франциялик олим Куртуа денгиз сув ўтларининг кулида аниқлади. Иод астатдан ташқари галогенлар ичида анча сийрак элемент. Чили селитраси NaNO₃ таркибида натрий иодат NaIO₃ ҳолида учрайди.

Галогенларнинг физиологик таъсирлари

Фтор апатит оз миқдорда тиш суягида учрайди, истеъмол қилаётган ичимлик суви таркибида фторнинг кам бўлиши тиш кареи-

сини кучайтиради. Эрувчан фторидлар заҳарли, кўпгина фторорганик бирикмалар CCl_2F_2 , аксинча, инсон организми учун мутлақо заҳарсиз, аммо улардан айримлари монофтор сирка кислотаси CH_2FCOOH заҳарли.

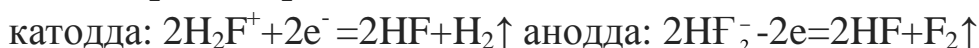
Хлорид иони Cl^- ҳамма тирик организмлар учун ҳаётий аҳамиятга эга. У ошқозон ширасини ишлаб чиқаришда ва сув алмашувини тартибга солишда иштирок этади.

Бром терига ва нафас олиш йўллариغا кучли таъсир кўрсатади (яллиғлантиради). Ёғочни, резинани тез бузади, иод етишмаганда (қалқонсимон безда) таркибида иод бўлган тироксин гармони ҳосил бўлмайди, натижада зоб (бўқоқ) касаллиги ривожланади. Шу сабабли ичимлик ош тузи (NaCl) NaI билан иодлаштирилади.

Галогенларнинг лабораторияда ва саноатда олиниш усуллари

Фтор. Лабораторияда ва саноатда фтор олишнинг энг қулай усули калий фторидни суяқ водород фториддаги суяқланмасини электролиз қилишдир. Электрод анод махсус графит ёки металл никелдан фойдаланилади. Электролизёр аппарати магний ёки мисдан тайёрланади, Электролиз пайтида бу металлларнинг сирти ҳимояловчи фторидли плёнка билан қопланади.

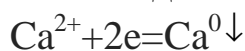
KF -нинг суяқланиш температураси 700°C , KHF_2 ники $t_c=200^\circ\text{C}$. Электролизга амалда HF учрайди, KF эса суяқланмани электр ўтказувчанлигини таъминлайди.



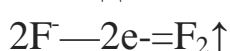
CaF_2 -ни суяқланмасини ҳам электролиз қилиб фтор олиш мумкин:



Катод



Анод

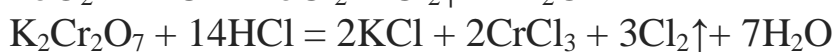


Аммо бунда CaF_2 -суяқлантириш учун жуда катта иссиқлик талаб қилинади, шу сабабли бу усул иқтисод жихатдан қулай эмас.

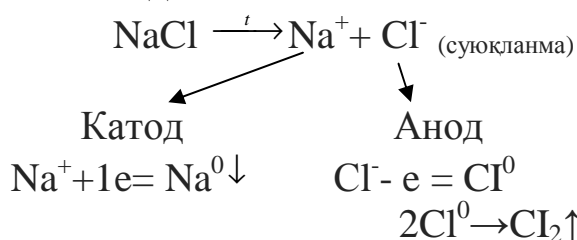
Кимёвий усулда ҳам фтор олинади; масалан беқарор фторидларни парчалаб: $2\text{CoF}_3 \xrightarrow{t} 2\text{CoF}_2 + \text{F}_2 \uparrow$

Бу усул амалий аҳамиятга эга эмас, чунки CoF_3 , CoF_2 ёки металл кобальтга F_2 таъсир эттириб олинади:

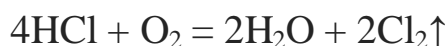
Хлор. Лабораторияда хлор турли оксидловчиларга концентрланган хлорид кислота таъсир эттириб олинади:



Саноатда хлор NaCl ни тўйинган эритмасини ёки суюқланмасини электролиз қилиб олинади:



HCl ни CuCl₂ ва FeCl₃ катализаторлари иштирокида ҳаво билан оксидлаш усули (Дикон жараён) лабораторияда ва саноатда қўлланилиши мумкин:

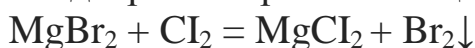


Бром-лабораторияда бромидларга марганец диоксида ва сульфат кислотасини таъсир эттириб олинади:



Ишқорий металлларнинг бромидлари эритмасидан хлор билан сиқиб чиқариш усули: $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2\downarrow$

Саноатда калий ишлаб чиқарадиган саноат чиқиндилари таркибидан бромидларни хлор билан сиқиб чиқариш усули билан олинади:

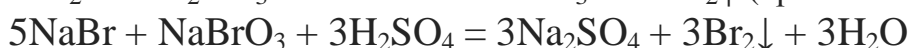
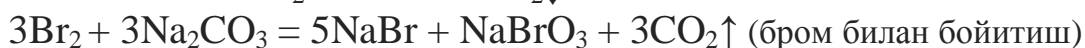
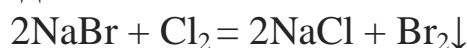


Ажралиб чиққан бромни эритмадан ҳайдаш ёки органик эритувчи билан экстракция қилиб олинади.

Йод Чили селитраси таркибидаги натрий йодатни натрий гидросульфит билан қайта ишлаб (саноат усули):

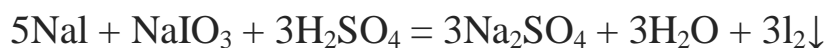


Денгиз ва кўл ҳамда нефть сувларидан ҳамда денгиз сув ўтлари кўлидан бром ва йод олиш:



Нефть сувларидан йод олиш учун:

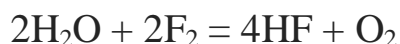




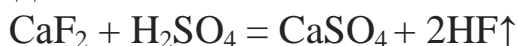
Ажралиб чиққан йодни эритмадан ҳайдаш ёки органик эритувчи билан экстракция қилиб ажратилади.

Галогенларнинг хоссалари

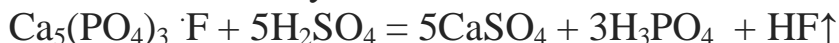
Фтор. Фтор реакцияга кириш қобилияти энг кучли бўлган металмас. Фторнинг юқори кимёвий активлиги қуйидагича тушунтирилади: фторни хлор ва кислород молекулалари билан таққосланганда, хлорни диссоцияланиш энергияси 242 кж/молга, кислородники 498,4 кж/молга, фторники эса энг кичик 159 кж/молга тенг. Иккинчидан фтор иштирокидаги реакцияларнинг активланиш энергияси нисбатан паст. Элементларнинг нисбий электроманфийлик қийматлари оддий моддаларнинг кимёвий активлик ўлчови (мезони) бўла олмайди (жумладан оксидловчи). Масалан: азот электроманфийлиги нисбатан катта (3) аммо у жуда инерт элемент. Фтор, Не, Ne ва Ar дан бошқа барча элементлар билан бирикади ва фторидлар ҳосил қилади. Фтор водород билан -200°C да портламасдан, қолган барча шароитларда портлаб бирикади. Фтор қолган галогенларни ва кислородни бирикмаларидан сиқиб чиқаради:



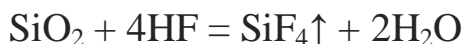
Фторнинг муҳим бирикмаларидан бири водород фториддир. Водород фторид рангсиз газ, буғувчи нордон ҳидли. Нам ҳавода туман ҳосил қилади. HF 2-молекулагача $-\text{H}_2\text{F}_2$ ассоцияланган. Водород фторид-фторидларга (CaF_2) концентрланган сульфат кислота таъсир эттириб олинади:



Апатитдан суперфосфат ишлаб чиқаришда кўшимча маҳсулот сифатида ҳам HF ҳосил бўлади.



Водород фториднинг сувдаги эритмасига фторид кислота (плавик) дейилади. У шиша ва бошқа силикатларни емиради (бузади):



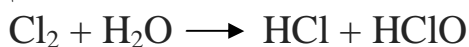
Шу сабабли фторид кислота шишадан ясалган идишларда сақланмасдан, полиэтилендан ёки эбонитдан ясалган идишларда сақланади. Саноатда плавик кислотанинг 72%, 50% ва 40 %-ли эритмалари чиқарилади. Бу кислота ўртача кучдаги кислота захарли оғир куйиш ва яллиғланишларни чақиради. Плавик кислота шишаларга гул бошишда, чўянни пассивлашда ва фторнинг бошқа бирикмаларини олишда ишлатилади.

Фторидлардан NaF-қаттиқ модда $t_c=922^0\text{C}$, заҳарли ёғочни чиришдан сақлашда ишлатилади, оз миқдорда ичимлик сувига қўшилганда, тишларни кариес касаллигидан сақлайди. CaF_2 -металлургия саноатида флюсга компонент.

Комплекс бирикмаларидан $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ ғўза баргини тўкишда ишлатилади.

Хлор, кимёвий хоссалари

Хлорнинг физик хоссалари бўйича жадвалга қаранг. Хлор ҳаводан 2,5 марта оғир, буғувчи газ, ёнмайди. Хлор сувда ўртача эрийди ва ҳосил бўлган эритмага хлорли сув дейилади. 20^0C да 1 ҳажм сувда 2,3 ҳажм хлор эрийди. Хлорнинг сувдаги эритмасида 2 та кислота ҳосил бўлади:

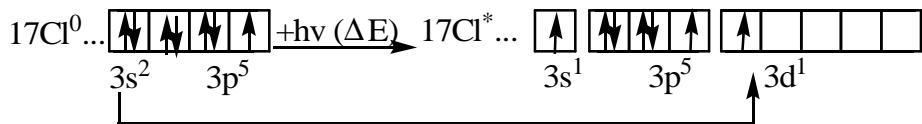


Мувоzanат чапга силжиган бўлади.

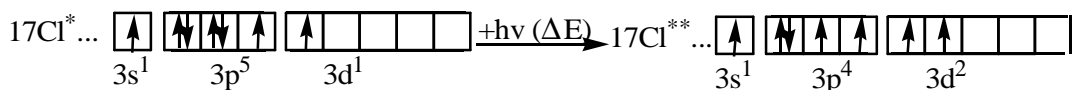
Хлор ўзининг бирикмаларида -1 , $+1$, дан $+7$ гача оксидланиш даражаларини намоён қилади:

$17\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 + e^- \rightarrow 17\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 \rightarrow \text{Ar}$ инерт газини электрон конфигурациясига ўтади.

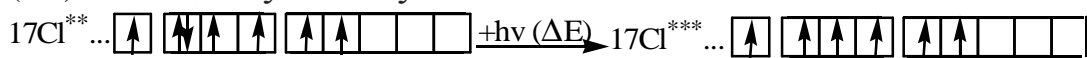
Ташқи энергия ҳисобига хлор атомини нормал ҳолатдан уйғонган ҳолатга ўтказиш ҳисобига $+3$, $+5$, ва $+7$ бақарор оксидланиш даражаларини намоён қилади:



Бу ҳолатда 3 та тоқ электронларни йўқотиб $+3$ оксидланиш даражасини намоён қилади:



($+5$) ва ниҳоят учинчи уйғонган ҳолати:



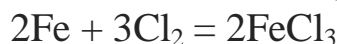
бу ҳолатда 7 та тоқ электронларини йўқотиб $+7$ оксидланиш даражасини намоён қилади ва неон инерт газини электрон конфигурацияга ўтади.



Демак, хлорнинг -1 (Cl^-) ва $+7$ (Cl^{+7}) оксидланиш даражалари ҳолати энг барқарор ҳолатдир.

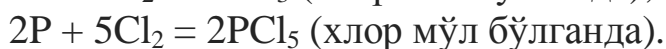
Хлорнинг реакцияга киришиш қобилияти кучли, бром ва йодни бирикмаларидан сиқиб чиқаради. Водород билан ва кўпгина металллар билан бирикиб хлоридлар ҳосил қилади. Кукун холидаги сурьма, мишьяк ва чўғланган темир хлор газини атмосферасида ёнади:

$2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{SbCl}_3$ қоронғида кучли ёруғлик сочади,
хлор учун сифат реакцияси



Галогенларнинг нейтрал атомларига битта электроннинг бирикиши Г^- галогенид ионини ҳосил бўлишишига олиб келади ва барқарор ташқи электрон қавати $8e^-$ ли конфигурация вужудга келади, бу ҳол галогенларнинг кўпгина реакцияга киришиши натижасида амалга ошади.

Масалан, фосфор уй температурасида хлор атмосферасида алангланади:



Ишқорларнинг совуқ эритмалари хлор газни билан тўйинтирилганда хлоридлар ва гипохлоритлар олинади:

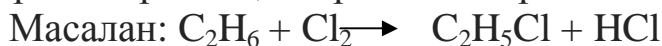


Олинган эритмага жавел суви дейилади, оксидловчи хоссасига эга бўлганлиги учун у саноатда целлюлозани, қоғозни, пахта ва плёнка газламаларни оқартиришда ишлатилади. Саноатда уни NaCl эритмасини катод ва анод соҳасини бўлмасдан электролиз қилиб олинади. Жавел сувини оқартириш хоссаси уни ҳаводан CO_2 ютишига асосланган:

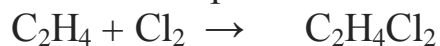


Кучсиз гипохлорит HClO кислотаси ($K_c = 3,6 \cdot 10^{-8}$) ўзидан атомар кислород (O^*) чиқариб парчланади, натижада у материалларни оқартиради ва рангли аралашмаларни оксидлайди.

Углеводородлар хлор таъсирида алмашиниш ёки бирикиш реакцияларига киришиб, хлор ҳосилаларини ҳосил қилади:



хлор этан



дихлорэтан

Бром ва йод ҳам металл ва металмаслар билан актив бирикади, масалан, суюқ бромда Al ёнади:

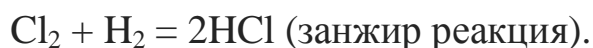


$2\text{Al} + 3\text{I}_2 = 2\text{AlI}_3$ (H_2O излари борлигида қизил аланга билан ёнади)

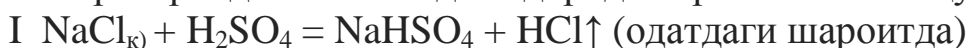


Галогенлар учун энг муҳим реакция уларнинг водород билан реакциясидир:

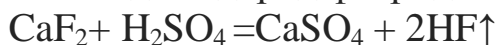




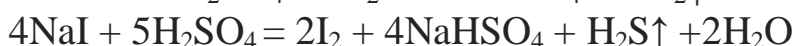
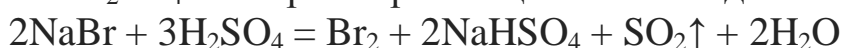
Лабораторияда ва саноатда водород хлор олишни энг қулай усули:



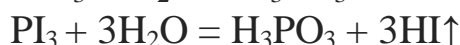
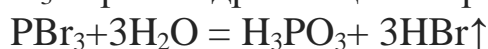
Саноатда водород фторид олишнинг энг қулай усули:



HBr ва HI олиниш усуллари билан HF ва HCl дан амалда фарк қилади. HBr ва HI термик беқарорлиги учун синтез усули билан олинмайди. HBr ва HI қайтарувчи хоссага эга шу сабабли тузларига концентранган H₂SO₄ таъсир эттирилиб ҳам олинмайди:



HBr ва HI нинг саноатда ва лабораторияда олишнинг энг қулай усули PBr₃ ва PI₃ ларни гидролиз қилиш реакциясидир:



HF, HCl, HBr ва HI ларнинг ҳаммаси рангсиз, нордон ҳидли, буғувчи, нам ҳавода туман ҳосил қилувчи газлар.

Галоген водородларнинг хоссалари

Формуласи	Номла-ниши	tc	Сувдаги эритмаси	Тузлари
HF	Водород фторид	-19,6 ⁰ C суюқланди ва 90 ⁰ C дан паст ҳароратда ассоциланган H ₂ F ₂	Фторид ёки плавик кислота	Фторидлар
HCl	Водород хлорид		Хлорид кислота ≈ 38% тутайди $r = 1,18g / cm^3$	Хлоридлар
HBr	Водород бромид		Бромид кислота ≈ 48%, $r = 1,48g / cm^3$	Бромидлар
HI	Водород иодид		Иодид кислота	Иодидлар

HF-HCl - HBr-HI

Қаторида термик барқарорлик камаяди;

боғ узунлиги ортади, боғнинг қутблилиги камаяди;

кислоталик хоссаси ортади.

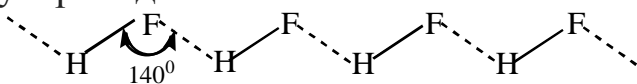
0,1 н эритмаларида 18⁰C да a_g куйидагича ўзгаради:

HF,	HCl,	HBr,	HI
10%	92,6%	93,5%	95%

1л сувда HI ларнинг эрувчанликлари.

HF,	HCl,	HBr,	HI
-	450л	600л	425л
	20 ⁰ C	0 ⁰ C	10 ⁰ C

HF- буғлари 90⁰C гача 100% димерланган (HF)₂ температура пасайиши билан HF-нинг полимерланиши ортади (HF)_n, бу хоссаси билан сувга ўхшайди. (H₂O)_n **полигидроли**. Полимерланиш- фторнинг кучли электроманфийлиги туфайли водород боғланишни юзага келиши билан тушутирилади:



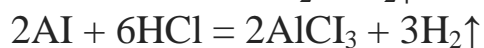
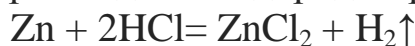
Водород боғланишнинг ҳосил бўлиши нордон (гидро) фторидларнинг мавжудлигининг ҳам исботдир.



Гидрофторидлар фторидларга нисбатан анча паст температурада суюқланишлари билан кимё технологиясида муҳим аҳамиятга эга.

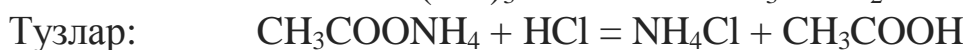
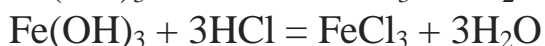
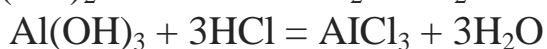
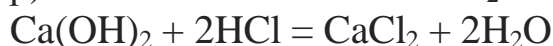
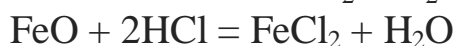
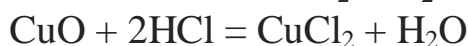
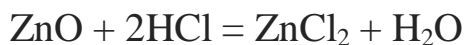
Галогенидли кислоталар ичида энг аҳамиятлиси ва энг кўп ишлатиладигани **хлорид кислотади**. Хлорид кислотада хлор атоми sp³ гибридланган ҳолатда бўлади.

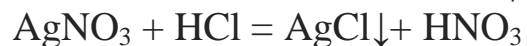
Хлорид кислота рангсиз суюқлик, ҳавода тутайди. Сутувга ≈38% ли ($r=1,18\text{г/см}^3$) эритмаси чиқарилади ва концентрланган кислота дейилади. 0,4-0,5% ли HCl эритмаси ошқозон шарбати таркибида бўлади. Оксидловчи хоссасига эга эмас, оксидламовчи кислота, металлларнинг кучланиш каторида водороддан чапда жойлашган металллар билан таъсирлашади ва водород ажралиб чиқади:



Кучли оксидловчилар билан таъсирлашганда газ ҳолидаги хлор ажралади (қаранг, 328 - бетга хлорнинг олиниши).

Хлорид кислота кучли кислота бўлгани учун металл оксидлари, асослар (ишқорлар) ва кўпчилик тузлар билан таъсирлашиб хлоридлар ҳосил қилади:





Хлорид кислота тузларига хлоридлар дейилади. Кўпчилик хлоридлар (AgCl , PbCl_2 , CuCl , AuCl ... бошқалар), сувда яхши эрийди ва муҳим аҳамиятга эга.

Хлорид ионига сифатий реакция: хлорид (Cl^-) иони бўлган эритмага нитрат кислотадан бир икки томчи томизиб кислотали муҳитга келтирилгандан кейин AgNO_3 эритмасидан қуйилса оқ паға-паға AgCl чўкмаси тушади, чўкма ёруғда аста-секин қораяди, аммиак эритмасида эрийди.

Бромид кислота (HBr)- рангсиз нам ҳавода тутовчи, буғувчи ҳидли газ. Сувдаги эритмасига бромид кислота дейилади. Сутувга 48% ли ($r=1,48\text{г/см}^3$) эритмаси чиқарилади. Сув билан HBr 126°C да қайнайдиган азеатроп аралашма ҳосил қилади. HCl хлорид кислотасига нисбатан, бромид (HBr) кислота бир мунча беқарор, қайтарувчилик хос-саси кучлироқ. Тузларига бромидлар дейилади. AgBr -оч сариқ кристаллик модда, уни (AgCl -дан фарқли) аммиак қийинчилик билан эритмага ўтказилади. Бромидлар ва борнинг органик бирикмалари тинчлантирувчи дори воситасида фойдаланилади.

Йодид кислота HI -рангсиз, нам ҳавода тутайди. Сувдаги эритмасига йодид кислотаси дейилади. Йодид кислотаси HBr -га нисбатан ҳам беқарор, аммо жуда кучли кислота ва кучли қайтарувчи.

Унинг тузларига йодидлар дейилади, йодидлар кучли ва рангли моддалардир: AgI -оч-сарик PbI_2 – сариқ, PbI_2 - интенсив сариқ, HgI_2 -тўқ-қизил, BiI_3 -қора-жигарранг. Бу йодидлар сувда кам эрийди: AgI – AgBr га нисбатан кам, KI – KBr га нисбатан кўпроқ эрийди. Йодидлар- халқ хўжалигида, тиббиётда ва кимё техногиясида муҳим аҳамиятга эга.

Хлор ва унинг бирикмаларининг ишлатилиши

Хлор амалда галогенлар орасида энг муҳими бўлиб унинг органик ҳосилаларини ишлаб чиқаришда фойдаланилади. Хлор кўпгина металларни хлор металлургия усулида олишда ва тозалашда фойдаланилади. Саноатда олинадаган хлорнинг асосий қисми хлорид кислота ва хлоридлар олиш учун сарфланади. Булардан ташқари хлор оқартирувчи маҳсулотлар (Жавел суви, хлорли оҳак) олишда, ичимлик сувларини тозалашда дезинфекцияловчи восита сифатида ишлатилади.

Калий хлорид ўғит, калий гидроксиди олишда асосий хомашё, хлорат ва перхлоратлар олишда ҳам саноат хом ашёсидир.

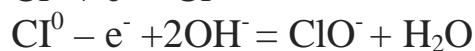
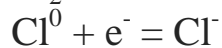
Кумуш хлориди ёруғлик сезувчи фото материалларда плёнка ҳосил қилувчи компонент, ҳамда ИК-спектрометрларда оптик қисмини тайёрлашда ҳам ишлатилади.

Гипохлорит (НСlО) кислотаси, натрий ва кальций гипохлоритлари газмолларни, қоғозларни оқартирувчи, зарарсизлантирувчи восита, ҳатто чиқинди сувларни ҳам зарарсизлантиришда ишлатилади. КСlО₃ портловчи аралашма моддаларни оксидлашда, ёндирувчи аралашмалар олишда, гугурт каллагиди ишлатилади.

Аммоний перхлорат ва калий перхлоратлари ракета ёқилғилари учун оксидловчи, натрий перхлорат эса пиротехника таркибига киради. Газ ҳолидаги водород хлорид, хлорид кислота ишлаб чиқаришда ҳам ашё, хлоридлар ва винил хлорид (кейинчалик поливинилхлоридга айлантиради) олишда, $Zn + HCl$ суюқлиги металлларни кавшарлашда (кавшарлаш ёки пайвандлаш суюқлиги) маъданлардан металлларни ажратишда ва ҳоказо соҳаларда энг кўп ишлатиладиган реактивлардир.

Хлорнинг кислородли бирикмалари

Галогенлар кислород билан тўғридан-тўғри бирикмайди. Ҳамма бирикмалари ковалент. Бу бирикмаларда формал оксидланиш даражалари: +1, +3, +5, +7. Галогенларни кислородли бирикмаларидан энг кўп ишлатиладигани хлорнинг кислородли бирикмаларидир. Хлорнинг кислородли бирикмаларини олиш газ ҳолидаги хлорни ишқорларнинг эритмасидан ўтказишга асосланган:

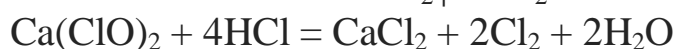
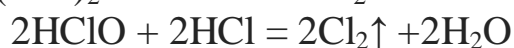
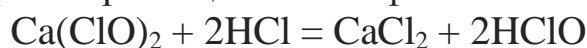


Нейтралланиш реакцияси содир бўлганлиги учун бу реакцияда мувозанат тўлиқ ўнгга силжиган.

Хлорнинг +1 оксидланиш даражасидаги бирикмаларидан энг муҳими хлорли оҳакдир:



Хлорли оҳакка сув ёки кислота таъсир эттирилса дастлаб кучсиз кислота НСlО нинг ҳосил бўлиши ва унинг НСl билан реакцияга киришиб эркин Cl₂ ҳосил бўлади. Ажралиб чиққан хлорга актив хлор дейилади ва унинг миқдори хлорли оҳакнинг сифатини белгилайди:

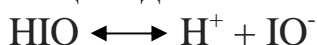


Демак, хлорли оҳак саноатда хлор ва сўндирилган оҳакдан олинган бўлиб, кальций гипохлорит Ca(ClO)₂ ни CaCl₂ ва Ca(OH)₂ лар билан ара-

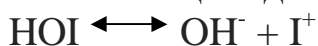
лашмасидир. Ушбу аралашма дезинфекцияловчи восита сифатида, тоза $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ эса ҳарбий заҳарловчи моддаларни дезактивация (заҳарсизлантиришда) ишлатилади. +1 оксидланиш даражасидаги HClO^- гипохлорит кислотага ўхшаш HBrO^- гипобромит ва HIO^- гипойодит кислоталари ҳам мавжуд:

$\text{HClO} \rightarrow \text{HBrO} \rightarrow \text{HIO}$ қатори бўйича барқарорликлари камаяди, улар фақат сувдаги эритмаларида мавжуд, оксидловчи хоссалари камаяди, HClO энг кучли оксидловчи, кислоталик хиссаси камаяди.

Қаторда кислоталик ҳарактерини пасайиб боришига сабаб, қатор бўйича галоген атомларининг ковалент радиуси ортиб боради, натижада кислород галоген орасидаги боғ заифлашади. Гипойодит HIO нафақат кислота ҳолида:

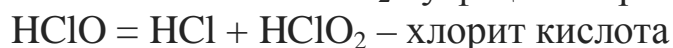
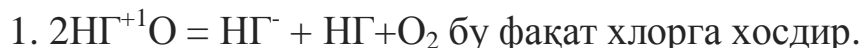


балки асос ҳолида ҳам диссоцияланади:

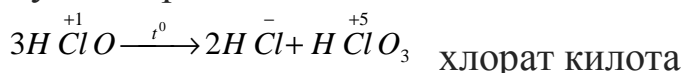


Унинг амфотер хоссага эга эканлиги ҳам шу билан тушунтирилади. I^+ мавжудлиги йодни металл хоссасини намоён қилишидир.

Бу кислоталар учун диспропорционирлаш реакциялари ҳам хосдир:



2. $3\text{HGO} = 2\text{HG} + \text{HGO}_3$ ҳаммаси учун хос реакция бўлиб, бу реакция хлор учун қиздирилганда, бром ва йод учун эса одатдаги температурада кучли боради.



+3 оксидланиш даражасидаги бирикмалари HClO_2 хлорит кислота ва унинг тузлари ClO_2^- –хлоритлар фақат хлор учун хос.

Хлорит кислота HClO_2 фақат суюлтирилган сувли эритмаларда мавжуд бўлиб, эркин ҳолда олинмаган. Тузларидан натрий хлорит NaClO_2 оқартирувчи восита сифатида ишлатилади. Хлорит кислота ва хлоритлар сақланиш пайтида парчаланади, шу сабабли улар ишлатиш олдидан тайёрланади. +5 оксидланиш даражасидаги бирикмаларини фтордан бошқа ҳамма галогенлар ҳосил қилади.

HClO_3 хлорат кислота ва ClO_3^- хлоратлар,

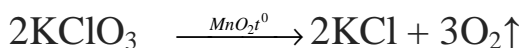
HBrO_3 бромат кислота ва BrO_3^- бороматлар,

HIO_3 иодат кислота ва IO_3^- иодатлар мавжуд.

Хлорат кислота HClO_3 40% гача фақат сувдаги эритмасида мавжуд. Хлоратлар газ ҳолидаги хлорни ишқорнинг қайноқ эритмаларидан ўтказиш йўли билан олинади:



Хлоратлар кучли оксидловчи. Масалан, KClO_3 кристаллари билан олтингугурт кукуни, фосфор, кўмир, шакар қўшиб ишқаланганда портлайди. Хлоратлар қиздирилганда осонлик билан кислород чиқариб, парчаланадилар (парчаланиш MnO_2 катализатори иштирокида тезлашади):



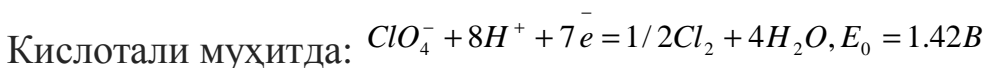
Калий хлорат (KClO_3 - Бертоле тузи) саноатда энг кўп ишлаб чиқарилади (у асосан электролиз усулида олинади) у гугурт ишлаб чиқаришда, портловчи моддалар олишда ва пиротехник воситаларида ишлатилади. Натрий хлорат NaClO_3 - қишлоқ хўжалик экинларидаги бегона ўтлар учун **гербицид** воситаси сифатида фойдаланилади. Броматлар ва йодатлар хоссалари билан хлоратларга жуда ўхшайди. HBrO_3 бромат кислота фақат эритмада мавжуд бўлса, HIO_3 йодат кислота (HIO_3)- эркин ҳолда олинган, рангсиз кристаллар, $t_c = 110^\circ\text{C}$, Бромат HBrO_3 кислотасининг ва броматларнинг оксидловчилик хоссалари тегишли хлор ҳосилаларига ўхшайди. Йодат кислотаси ва йодатларнинг оксидловчи хоссалари сезилар даражада паст. HBrO_3 – ўртача кучдаги кислота.

+7 оксидланиш даражасидаги бирикмалари ва хоссалари

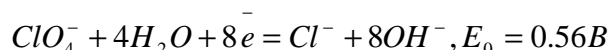
Галогенларнинг +7 ҳосилаларидан анча барқарори ва кимёвий амалиётда кўп ишлатиладиганлари перхлорат кислота ва унинг тузлари, перйодат кислота ва унинг тузлари перйодатлардир.

Сувсиз HClO_4 рангсиз жуда беқарор суюқлик, $t_c = -102^\circ\text{C}$, $t_k = +110^\circ\text{C}$. 100% фоизли HClO_4 осон ҳаракатчан портловчи суюқлик, ўртача суюлтирилгани ёғсимон куйуқ суюқлик. Сотиладиган кислота таркибида 72% гача HClO_4 бўлади. Сувдаги эритмаси (72% ли азеотроп аралашма) 203°C да қайнайди. Сувдаги эитмаларида кучли кислота: $\text{HClO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$. Тузлари эритмасидан калийлиси оқ, калий перхлорат KClO_4 ҳолида ажралади, у аналитик реактив сифатида ишлатилади.

Перхлорат кислота ва перхлоратлар оксидловчилик хоссасини намоён қилади:



Нейтрал ёки ишқорий муҳитда:



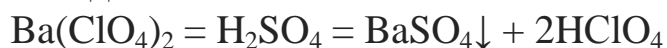
E_0 нинг қиймати: HClO_4 (1,63), HClO_2 (1,64), HClO_3 (1.47) В кислотали муҳитда ҳам ишқорий муҳитда ҳам HClO_4 ники кам. Шу сабабли HClO_4 ва перхлоратларнинг оксидовчилик хоссалари одатдаги шароитда

секин, t^0 ортиши билан кучли ва ҳатто реакция портлаш билан содир бўлади. Айниқса металл органик перхлоратлар осон портловчи.

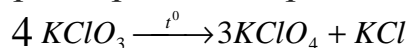
HClO_4 нинг кучли кислоталиги ёки H^+ билан ClO_4^- юқори ионлик даражаси H^+ билан ClO_4^- орасида кучсиз ковалент боғланиш билан, 2-чидан ClO_4^- аниони ўлчами: ClO^- , ClO_2^- , ClO_3^- ионлари ўлчамларига

нисбатан катта бўлганлиги учун ҳам $\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:Cl}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^-$ боғ заифлиги билан тушунтирилади.

HClO_4^- ион алмашиниш реакцияси билан перхлоратлардан барий тузлари ёрдамида олинади:



Ўз навбатида перхлорат тузлари тегишли хлоратларни эритмаларини электролиз қилиб (анодда ҳосил бўлади) ёки хлоратларни диспропорционирлаш реакциялари билан ҳам олинади:

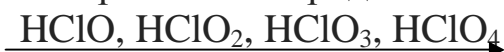


ClO_4^- иони тетраэдр тузилишда, Cl атоми sp^3 гибридланиш ҳолатида, 4 та d боғ мавжуд.

Қуйидаги жадвалда хлорнинг кислородли кислоталари ва уларнинг айрим хоссалари келтирилган

Формула- ласи	Номи	Тузилиши	Гибридла- ниш ҳолати	Тузлари	
				формула- си	номланиши
HClO	Гипохлорит кислота	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:Cl} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^- \text{ClO}^-$	sp^3	$\overset{I}{\text{MeClO}}$	Гипохлоритлар
HClO_2	Хлорит кислота	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:Cl} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^- \text{ClO}_2^-$	sp^3	$\overset{I}{\text{MeClO}_2}$	Хлоритлар
HClO_3	Хлорит кислота	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:Cl} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^- \text{ClO}_3^-$	sp^3	$\overset{I}{\text{MeClO}_3}$	Хлоратлар
HClO_4	Перхлорат ки- слота	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:Cl} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^- \text{ClO}_4^-$	sp^3	$\overset{I}{\text{MeClO}_4}$	Перхлоратлар

Хлорнинг кислородли кислоталари қаторида:



кислород атомлари ортиши билан кислота кучи ортади;
оксидловчилик активлиги камаяди;
барқарорлиги ортади.

Бу хоссаларнинг ҳаммаси тегишли хлор оксо-анионларининг ўзига хос кимёвий тузилишларига мувофиқ: хлор атомларидаги электрон жуфтларининг сонини камайиши билан тетраэдрнинг бузилиши камаяди ва ClO_4^- да марказий хлор атомида электрон жуфт йўқ. У тўғри тетраэдр кўринишига эга.

$\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$ қаторида p -боғланиш роли кучаяди, бунинг натижасида $d_{\text{Cl-O}}$ қонуний камаяди ва кислород-хлор боғи барқарорлиги кучаяди. Структуравий ва энергетик факторлар оксо-анионларни кўрсатилган қатор бўйича стабиллашишига олиб келади ва бир вақтнинг ўзида оксидловчилик активлиги камаяди.

Қатор бўйича, кислород атомларининг сонини ортиши билан электрон булут кўпроқ марказий хлор атоми томон чўзилиб боради ва Н-О да боғ кўпроқ ионлашиб боради натижада қатор бўйича кислоталик кучи ортиб боради.

Пербромат (HBrO_4) кислотасининг мавжудлигини биринчи марта 1968 йилдагина исбот қилинди. Перброматлар хоссалари билан перхлоратларга ўхшайди, аммо перброматлар ҳали яхши ўрганилмаган.

Перйодат (HIO_4) кислотаси унинг тузлари қадимдан маълум. Перйодат кислотаси йодат кислотасини (HIO_3) анодда оксидлаш билан олинади. Кислоталик кучи бўйича перйодат кислотаси перхлорат кислотасига нисбатан бир мунча кучсиз, аммо оксидловчилик хоссаси кислотали муҳитда: $E_0=1,34\text{В}$ кучлироқ.

Перйодатлар кислотали, муҳитда: $E_0= 1,34 \text{ В}$, ишқорий муҳитда: $E_0=0,39\text{В}$ стандарт потенциалга эга, яъни перйодатларнинг оксидловчилик хоссаси кислотали муҳитда, ишқорий муҳитга нисбатан бир мунча кучлироқ ифодаланган. Перйодатлар билан оксидланиш портламасдан силлиқ боради, шу сабабли улар кимёвий текшириш амалиётида оксидловчи сифатида ишлатилади. Сувли эритмаларидан перйодат кислотаси $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (H_5IO_6) гидрат ҳолида ажралиб чиқади. Унинг ҳамма бирикмалари оқ кристаллар ҳолида мавжуд бўлади. Унинг ҳосилалари Me_5IO_6 (Ag_5IO_6) ҳолида яхши маълум. Ортоперйодат кислотаси H_5IO_6 ўртacha кучдаги кислоталарга киради: $\text{PK}_1=3,2$ ва $\text{PK}_2=6,7$ IO_6^{5-} аниони октаэдр, марказида йод атоми, sp^3d^2 -гибридланиш ҳолатида. H_5IO_6 – кристаллари 133°C да парчаланиб суюқланади:



Перйодат кислотаси олеум билан зарғалдоқ рангли (тўқ сарик) қаттиқ модда I_2O_5 оксидини, у эса сув билан перйодат кислотасини ҳосил қилади. Перйодат кислотаси концентрланган ва кучли кислотали эритмаларда яна $HIО_4 \cdot 3H_2O$ гидрат ҳолида бўлади.

Перйодат кислотасининг тузларидан: NaH_4IO_6 , H_2O , $Na_2H_3IO_6$, $Na_3H_2IO_6$ параперйодатлар ва метаперйодатлардан $NaIO_4$, $K_4I_2O_9$, H_2O лар маълум.

Галогенларнинг оксидлари

Фторнинг оксидлари.

OF_2 рангсиз газ сувда ёмон эрийди, гидратланмайди, анча барқарор, $100-150^{\circ}C$ парчаланади.

O_2F_2 сарик бинафша рангли, жуда беқарор, кучли портловчи қаттиқ модда.

O_2F_3 қизғиш-қора рангли, қовушқоқ, портловчи суюқлик.

O_4F_2 қизғиш-жигар рангли кристалл, портловчи жуда беқарор модда. Фторнинг кислородли бирикмалари амалий аҳамиятга эга эмас. Улар беқарор, портловчи, заҳарли моддалар.

Хлорнинг оксидари

Cl_2O сарик-қизил газ, қиздирилганда Cl_2 ва O_2 ҳосил қилиб портлайди. Cl_2O сувда эрийди ва сарик-қизғиш рангли эритма $HClO$ эритмасини ҳосил қилади.

Cl_2O ни гипохлорит кислота ($HClO$)ангидриди дейилади. У қуйидагича олинади:



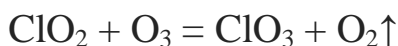
ClO_2 беқарор, уй температурасидаёқ парчаланадиган, портловчи сарғиш газ. У қуйидагича олинади:



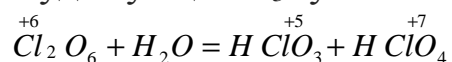
ClO_2 -сувда эрийди ва диспропорционирлаш реакциясига киришиб икки хил кислота ҳосил қилади:



Cl_2O_6 – қизил мойсимон суюқлик. ClO_2 га озон таъсиридан ҳосил бўлади:

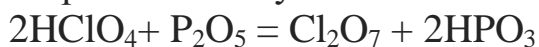


ClO_3 тўқ– қизил тутовчи суюқлик ($t_c=3,5^{\circ}C$), портловчи ClO_3 молекуласи парамагнит, шу сабабли деярли 100% димерланган ва суюқ ҳолатда Cl_2O_6 ҳолида бўлади. Буғ фазасида беқарор тоқ молекула ClO_3 ҳолида мавжуд. Суюқ ClO_3 сув билан шиддатли реакцияга киришади:



Шундай қилиб, Cl_2O_6 аралаш туз ҳосил қилувчи хлорат ва перхлорат кислоталарнинг оксидидир:

Cl_2O_7 рангсиз мойсимон суюқлик. $t_k = 83^\circ\text{C}$, у HClO_4 дан P_2O_5 билан сувни тортиб олиш йўли билан олинади:



Cl_2O_7 кучли эндотермик ($\Delta H_{298}^0 = 262,8 \text{ кЖ/мол}$) модда бўлганлиги учун зарб таъсиридан ва қиздирилганда портлайди, сув билан секин-аста таъсирлашиб перхлорат кислотасини ҳосил қилади:



ИҚ натижаларига кўра Cl_2O_7 структураси умумий қирралари битта кислород атоми билан боғланган иккита тетраэдрдан иборатдир.

Бромнинг оксилари

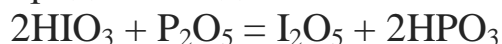
Br_2O қизил-жигар ранг суюқлик, $t_c = -50^\circ\text{C}$, -40°C да оддий моддаларга парчаланади.

$\text{Br}_3\text{O}_8(\text{BrO}_3)$ оқ қаттиқ модда, $t_c = -80^\circ\text{C}$ фақат озон атмосферасида барқарордир.

BrO_2 оч-сарик суюқлик, $t_c = -40^\circ\text{C}$, Br_2O_4 сарик кристаллар, бромнинг ҳамма кислородли бирикмалари жуда беқарор, кам ўрганилган.

Йоднинг оксидлари

Йоднинг ўрганилган оксидлари I_2O_4 ва I_4O_9 -сарик ва I_2O_7 – қаттиқ моддалар, булар 100°C дан юқори температурада парчаланадилар. I_2O_5 -оқ кристаллик модда, у йодат кислотасидан (HIO_3) сувни тортиб олувчи модда таъсирида олинади:



I_2O_5 – анча барқарор $t > 300^\circ\text{C}$ да I_2 ва O_2 парчаланади, CO ни CO_2 гача оксидлайди.

Бром ва йод ҳамда уларнинг бирикмаларини ишлатилиши

Бром-бромидларни, бўёқлар ва фармацевтик препаратларни олиш учун ишлатилади. Йод юқори тозалик даражасидаги моддаларни олиш мақсадида транспорт реакцияларни амалга ошириш учун фойдаланилади.

Титан, цирконий ва бошқа қийин суюқланувчан металлларни йодидли рафинирлаш кенг тарқалган. Булардан ташқари йод органик синтезда – катализатор ва тиббиётда – антисептик. Бор бромиди (BBr_3) ярим ўтказувчи материаллар р-элементларнинг ўтказувчанлигини ошириш учун уларни легирлашда фойдаланилади. Кумуш бромиди (AgBr) – фото қоғозлар, кино ва фотоплёнкаларда ёруғлик сезувчан қават ҳосил қилишда асосий компонент бўлиб хизмат қилади.

Кумуш йодиди (AgI) кумуш бром йодидли фото қоғозлар, электрохимёвий ўзгаришлар учун материал ҳамда қаттиқ электролитлар учун компонентдир.

23 БОБ ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VI БОШ ГУРУППАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Умумий тавсифи. Олтингугурт. Физик ва кимёвий хоссалари. Водород сульфид, Олтингугурт оксидлари, хоссалари, сульфат кислота. Хоссалари. Контакт усулида сульфат кислота олиш. Сульфат кислотанинг кимёвий асослари.

Умумий тавсифи.

Даврий системанинг VI^A гуруппа бош гуруппачасига кислород O, олтингугурт S, селен Se, теллур Te, полоний Po элементлари киради. Уларнинг группавий номланишлари халькогенлардир.

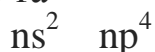
Энг мухим хоссалари	Кислород O	Олтингугурт S	Селен Se	Теллур Te	Полоний Po
1	2	3	4	5	6
Тартиб рақамлари (Z)	8	16	34	52	84
Нисбий атом массаси- Ar	15,999	32,067	78,963	127,6	208,982
Атомнинг электрон формуласи	1s ² 2s ² 2p ⁴	(Ne)3s ² 3p ⁴	(Ar)4d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	(Kr)4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	(Xe)4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴
Ионланиш потенциаллари J,ЭВ	13,614	10,357	9,75	9,01	8,43
Электронга мойиллиги,ЭВ	1,47	2,07	1,7	2,2	-
Нисбий электроманфийлиги	3,5	2,5	2,4	2,1	2,0
Электрод потенциаллари Э ⁰ +2e=Э ²⁻ , В	+0,401	-0,48	-0,7	-0,9	-1
Оксидланиш даражалари	-2 (+1, +2)	-2 (+2, +4, +6)	-2,+2, +4, +6	-2,+2,+4,+6	+2,+4,(+6)
Нормал шароитдаги ҳолати	газ	ромбик	кулранг	қаттиқ	Қаттиқ
Қайнаш температураси t ⁰ к	-183	444,6	685	1390	962
Суюқланиш температураси t ⁰ с	-219	119	217	450	254
Ер қобиғидаги	58,0	3·10 ⁻²	10 ⁻⁵	10 ⁻⁵	2·10 ⁻¹⁵

миқдори атом %					
20 ⁰ С да зичликлари г/см ³	0,0014	S ромбик. 2,06	металл.Se- 482 металлмас. Se -4.47	Металл. Те- 6,25 Металлмас Те-6,0	
1	2	3	4	5	6
Элементларнинг гидроксидлари: (+VI) +IV)	_____	H ₂ SO ₄ Кучли SO ₂ .nH ₂ O Кучсиз	H ₂ SeO ₃ кислота	H ₆ TeO ₆ Кучсиз кислота	PoO(OH) ₂ Амфотер гидроксид
Водородли бирик- малари	H ₂ O нейтрал	H ₂ S	H ₂ Se кучсиз	H ₂ Te кислоталар	H ₂ Po
Оксидларининг ки- слотали хоссалари		SO ₃	SeO ₃	TeO ₃	
		барқарорликлари ортади.			
		ортади			

O – S – Se – Te – Po қаторида ёрқин ифодаланган металмаслик хос-
саси (O) камайиб, металлик хоссалари ортиб боради (Po). +6 оксидла-
ниш даражасидаги бирикмаларининг барқарорликлари Po дан олтингу-
гуртга томон ортиб боради, аксинча +4 оксидланиш даражасидаги би-
рикмаларининг бақарорликлари олтингугуртдан полонийга ўтган сари
ортиб боради.

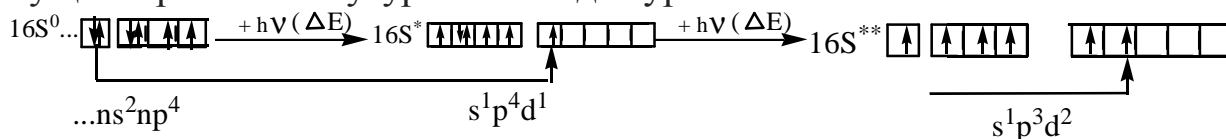
-2 оксидланиш даражасидаги бирикмаларининг барқарорлиги Po
дан O га томон ортади. Умуман, кислород ва олтингугурт элементлари
металмаслар, Se ва Te металлик характери ортади. Масалан, эркин
ҳолда Se–металлик ва металмаслик модификацияларда, Te – кўпроқ ме-
таллик ҳолда, Po эса металл.

VI^A гуруппа элементлари p – элементлардир, валент электронлари,
ташқи қаватдаги ...ns²np⁴ поғоначалардаги электронларидир. Улар
ячейкаларда қуйидагича ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ жойлашгандир. Нормал ҳолатда p-
поғоначаларга 2 та



электрон қабул қиладилар ва -2 оксидланиш даражаларини намоён
килиб ...ns²np⁶ октет инерт газ поғоналарига ўтади.

Аммо S, Se ва Te ларда қўшни nd поғонача бўш бўлгани учун s ва p
поғоначалардаги жуфтлашган электронларни ташқи энергия ҳисобига d-
поғоначага ўтказиб, ҳаёжонланган ҳолатга келтириш мумкин. Масалан,
бу ҳолларни олтингугурт мисолида кўрайлик:



уни ҳисобига улар +4 ва +6 оксидланиш даражаларини намоён

киладилар. +6 оксидланиш даражасида 6 e- бериб, неон инерт газ электрон конфигурацияга ўтади $16S^{+6} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ шу сабабли, S учун +6 ва -2 оксидланиш даражалари энг барқарор ҳолатлар бўлиб, +4 оксидланиш даражаси оралиқ ҳолат ҳисобланади.

Олтингугурт. Табиатда учраши, олиниш ва хоссалари

Олтингугурт элементи (S) иссиқ вулқон манбаларидан ажралиб чиққан кўринишда бизнинг эрамыздан олдин XI асрлардан буён маълум. Олтингугурт дастлаб египитликларга маълум бўлган.

Алкимёгарларнинг назарий тасаввурларида олтингугурт катта роль ўйнайди, у табиатнинг «асосий бошланғич» ёнилғиларидан энг мукам-мали сифатида ифодаланган. Олтингугурт ер қобиғида анча кўп тарқалган элемент ҳисобланади. Табиатда турли шаклларда тарқалган. У туғма (эркин) ҳолида ҳам учрайди.

Табиий минераллари иккига бўлинади:

Сульфидлар;

сульфатлар.

Сульфидлари: FeS_2 – пирит, олтингугуртли колчедан, темирли;

$FeCuS_2$ – халькопирит, мис колчедани;

$FeAsS$ - арсенопирит, мишьякли колчедан;

PbS - галенит, қўрғошин ялтироғи;

Cu_2S - халькозин, мис ялтироғи;

MoS_2 - молебденит, молебден ялтироғи;

Ag_2S - аргентит, кумуш ялтироғи;

Sb_2S_3 - стибнит, Сурьма ялтироғи, кулранг сурьма маъдани;

ZnS – сфалерит, алдама рух;

HgS – киновар;

As_4S_4 – реалгар.

Сульфатлар:

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ - гипс (табиий);

$CaSO_4$ – ангидрит;

$MgSO_4 \cdot H_2O$ - кизерит;

$BaSO_4$ – барит, оғир шпат;

$SrSO_4$ – целистин;

$KMg(SO_4)Cl \cdot 3H_2O$ – каинит.

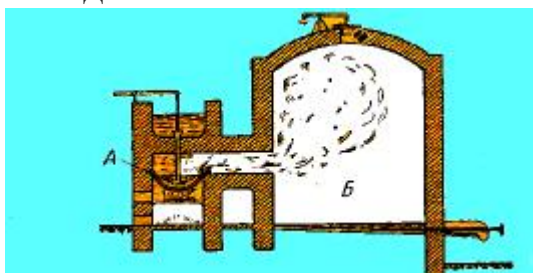
Булардан ташқари олтингугурт табиий кўмир таркибига, нефт ва оксил жисм (тана) ларида (сочдаги, пат ва жундаги кератин таркибида) S кўп бўлади.

Физиологик таъсири. Олтингугурт ҳаётини муҳим элемент, боғланган ҳолда у ҳамма юқори тартибли организм (оксилларнинг таркибий қисми) таркибига киради. Эркин олтингугурт инсонлар учун

захарли эмас, камроқ миқдордагиси бўшаштирувчи сифатида, майда дисперс олтингургурт терининг яллиғланишига сабаб бўлади (турли даволовчи олтингургуртли малҳамларни ишлатилиши унинг шу хоссасига асосланган), улар тери касалликларини даволашда ишлатилади.

Олтингургуртнинг олинishi.

Жаҳон миқёсида олинадиган олтингургуртнинг деярли асосий қисми туғма олтингургуртдан олинади. Биринчи босқичда таркибида кум, шағал тупроқ ва бошқа қўшимчалари бўлган маъдан 140–150⁰С гача қиздирилган сув буғлари билан ишланади. Бунда олинган олтингургурт таркибида қўшимчаларидан махсус печларда хайдаш йўли билан тозланади.



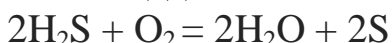
Олтингургуртни суюқлантириши печи

А идишда қиздиришдан ҳосил бўлган олтингургурт буғлари Б камерага ўтади ва тез совутилади. Натижада олтингургурт идиш деворларида жуда майда заррачалар ҳолида чўқади. Бу кукунга «олтингургурт гули» дейилади. Бу кукун ҳолидаги олтингургурт ~120⁰С да суюқлантирилади ва қолипчаларга қуйилиб совутилади.

Бунга олтингургурт қаламчалари дейилади ва сотувга чиқарилади.

Агар Б камерада температура 120⁰С дан юқорирок бўлса, олтингургурт тўлиқ суюқ ҳолда бўлади ва кейин бутунлай қотади. Уни майдалаб олинади ва сотувга чиқарилади.

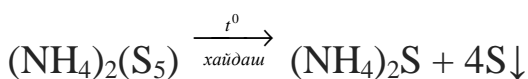
2. Кўмирни газификациялашда ҳосил бўладиган маҳсулотларни «десульфирлаш» (сув, ҳаво ва ёритувчи газ) натижасида ҳам олтингургурт ажратилади: масалан, ҳаво ва активланган кўмир катализатори таъсирида H₂S таркибидаги S⁻² дан S⁰ гача оксидланади ва эркин ҳолда ажралиб чиқади:



H₂S ни O₂ чала ёниши реакцияси балан (реакция юқоридаги каби), ва натрий тиосульфатга кислота таъсир эттириб:



ёки аммоний полисульфидни хайдаш йўли билан ҳам олтингургурт ажратилади:



Ҳар йили жаҳон бўйича п.млн тонна олтингургурт ишлаб чиқарилади. Олтингургурт саноатнинг турли соҳаларида: сульфат кислота ишлаб чиқаришда, қоғоз саноатида, резина ва гургурт ишлаб чиқаришда, асосий хомашёдир. Олтингургурт қишлоқ хўжалик зарарку-

нандаларига қарши курашда, пиротехникада ва қисман тиббиётда ҳам ишлатилади.

Булардан ташқари олтингургурт углерод дисульфид (CS_2) натрий тиосульфат, олтингургуртли бўёқлар, ультрамарин кўки каби моддаларни олишда ҳам ишлатилади. Тоза олтингургурт заҳарсиз. У кам миқдорда истеъмол қилиниши ички яраларни сўрилишига ва қисман геморройни тузалишига фойда қилади.

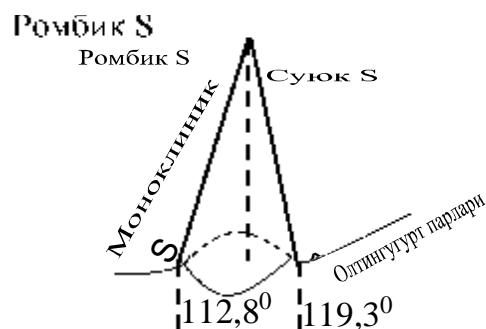
Физикавий хоссаси. Тоза олтингургурт сариқ кристаллик модда, зичлиги $r = 2,07 \text{ г/см}^3$, $t_c = 119^\circ\text{C}$, $t_k = 445^\circ\text{C}$. У иссиқлик ва электр токини жуда ёмон ўтказди. Олтингургурт сувда эримади. Унинг учун яхши эритувчи CS_2 дир.

Аллотропик модификациялари. Олтингургурт эркин ҳолда ҳар хил узунликдаги молекулалардан тузилган (S_∞ , S_{12} , S_8 , S_6 S_2 ва бошқалар) ва бу молекулалар ҳар хил усулларда тартибланадилар, шунинг учун олтингургурт бир қанча модификацияларда мавжуд бўлади.

Уй температурасида олтингургурт a - кўринишда бўлади (ромбик модификация), у сариқ мўрт кристаллар, ҳидсиз. 96°C дан юқорироқ температурада a -олтингургуртни аста-секин b -олтингургуртга айланиши содир бўлади. (моноклинник модификацияси), у деярли оқ кристаллик пластинкаларидан иборат. a ва b олтингургуртларни суюқланиш температуралари $t_c=112,8^\circ\text{C}$ ва $t_c=119,3^\circ\text{C}$ мувофиқ равишда. b -олтингургурт зичлиги $r = 1,96 \text{ г/см}^3$.

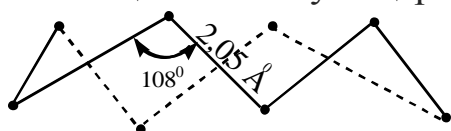
Бу икки модификациялар бир-бирларидан кристаллик структуралари билан фарқ қилади.

Олтингургуртнинг суюқланиши унинг ҳажмини сезиларли даражада ($\sim 15\%$ га) ортиши билан кузатилади. Суюқланган олтингургурт сариқ, осон ҳаракатланувчан суюқлик, у 160°C дан юқорироқ ҳароратда кўнғирлашади ва 190°C дан тўқ жигаррангли қовушқоқ массага айланади. 190°C дан юқори температурада қувушқоқлиги камаяди ва $\sim 400^\circ\text{C}$ да суюқланган олтингургурт тўқ жигар рангда қолиб, яна осон ҳаракатланувчан суюқликка айланади. Қиздирилганда содир бўладиган бу ўтиш (айланиш) хоссалари олтингургуртни ички тузилишини ўзгариши билан боғлиқ. Қуйидаги расмда олтингургуртнинг ҳолат диаграммаси келтирилган.



Олтингугуртнинг ҳолат диаграммаси

95,4⁰С да *a* - олтингугурт моноклинник *b*-олтингугуртга ўтади, унинг суюқланиш температураси 119,3⁰С, иккала модификациядаги олтингугурт циклик тожсимон S₈- молекулаларидан тузилган. *a* ва *b* модификациядаги олтингугуртлар кристалларидаги S₈ молекулаларини ўзаро жойланишлари билан фарқ қилади. S₈ молекуласида олтингугурт атомлари sp³ гибридланиш ҳолатида бўлади ва бир-бирлари билан ковалент боғлар билан боғланган. Олтингугурт учун одатдаги шароитда 8 атомли халқали молекула ҳарактерлидир.

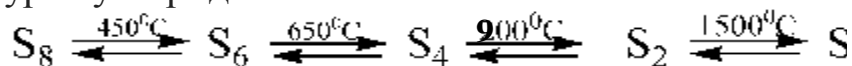


S₈ молекуласининг тузилиши

160⁰С дан юқори температурада халқанинг узилиши содир бўлиб, очик занжир ҳосил бўлади (қовушқоқликни ортиши ва рангни ўзгариши кузатилади).

Кейинчалик 190⁰С дан юқорироқ температурагача қиздирилганда занжирнинг (S_∞) ўртача узунлиги камаяди, натижада суюқланманинг қовушқоқлиги яна камаяди. Суюқ олтингугурт 444,6⁰С да қайнайди. Суюқланган олтингугурт совуқ сувга қуйилса, суюқлангани ўта совиши содир бўлади ва сариқ-жигар рангли, резинага ўхшаш пичоқ билан кесиладиган пластик олтингугурт ҳосил бўлади (*a* ва *b* - олтингугурт аралашмаси), у ҳавода бир неча минут ичида сарғаяди, лойқа ранг ва мўрт бўлади.

Олтингугурт буғларида



мувозанатларнинг ўрни бор. S₂ молекуласининг тузилиши O₂ молекуласи тузилишига ўхшайди. Бўшаштирувчи МО. *p* Зр да жойлашган 2 та тоқ электронлари S₂ молекуласи парамагнит хоссасига эга қолган ҳамма ҳолларда олтингугурт молекулалари диамагнитдир.

Олтингугуртни кимёвий хоссаси.

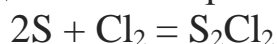
Совуқда олтингугурт анча инерт (фақат фтор билан кучли даражада бирикади), қиздирилганда кимёвий активлиги ортиб боради ва хлор ҳамда бром билан (йод билан эмас) таъсирлашади, кислород, водород ва металллар билан ҳам бирикади.

Металмаслар билан таъсири.

Олтингугурт кислород, галогенлар ва оксидловчи кислоталар (HNO_3 , H_2SO_4 конц) таъсиридан яхши оксидланади.

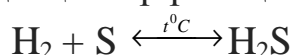


SF_6 – рангсиз, ҳидсиз заҳарсиз газ. Кимёий жиҳатдан инерт. Газ ҳолидаги изолятор сифатида юқори қурилмаларда ишлатилади.



S_2Cl_2 одатдаги шароитда суюқлик резина санаотида ишлатилади SCl_2 SCl_4 S_2F_{10} SF_4 S_2F_2 ҳамда S_2Br_2 галлоидлари ҳам маълум. Галлоидли бирикмаларини барқарорлиги фтордан йодга ўтган сари камаяди. Йодли бирикмаларини олиш жуда ҳам қийин.

Олтингугурт водород билан одатдаги шароитда бирикмайди. Қиздирилганда қайтар реакция билан бирикади:

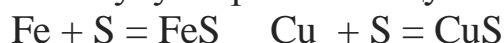


Мувозанат -350°C да ўнгга ундан юқори температурада чапга силжийди.

Металлар билан таъсири (сульфидлар).

Олтингугуртнинг металллар билан ҳосил бўлган бирикмалари ёки водород сульфид кислотасининг тузларига сульфидлар дейилади.

Сульфидларда олтингугуртнинг оксидланиш даражаси -2 бўлади. Сульфидлар турли усулларда олинади. Энг содда усул S кукунини тегишли металл кукунлари билан қўшиб қиздиришдир:

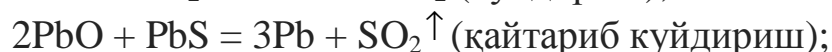
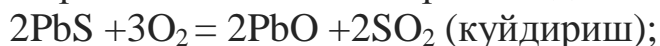


Металлик симоб билан олтингугурт суюқ ҳаво температурасида ҳам бирикади. Олтингугуртнинг бу хоссаларидан хоналарга металлик симоб тўкилганда уни тозалаш учун қўлланилади. Бунда симоб тўкилган жойларга қалин олтингугурт кукуни сепаб қўйилади. $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ ҳосил бўлади.

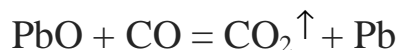
Оғир металлларнинг сульфидлари саноатда муҳим маъданлар ҳисобланади.



Уларни куйдириш йўли билан оксидларга қайтарилади ва оксидларни қайтариб тегишли металллар олинади:

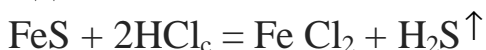


ёки



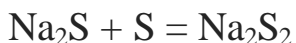
Водород сульфид.

Водород сульфид рангсиз газ ($t_c = -86^\circ\text{C}$ $t_k = -60^\circ\text{C}$), ўзига хос ҳидли (айниган тухум ҳидли). 1 қисм H_2S 100000 қисм ҳавога аралашган бўлса ҳам унинг ўзига хос ҳидидан билиш мумкин. Водород сульфид анча заҳарли унинг заҳарловчи таъсири гемоглобиндаги темир билан таъсирлашиб гемоглеобинни кислород ташувчи хоссасини бузиш ёки тўла фаолиятини ишдан чиқариш билан тушунтирилади. Водород сульфид амалда темир сульфидга суялтирилган HCl кислота таъсир эттириб олинади.



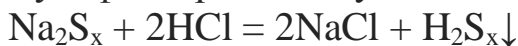
Водород сульфид олишнинг қулай усулларида бири кукун ҳолидаги олтингугуртни парафин ва майдаланган асбет билан аралашмасини (3 : 5 : 2 масса нисбатларида) 17°C дан юқори температурада қиздириб олинади. Совутилганда реакция тўхтайдиган киздирилганда яна H_2S ажралиб чиқади. Даслабки аралашма олдиндан тайёрлаб қўйилиб, H_2S керак бўлганда ишлатилади (1 грамм аралашма -150 мл H_2S беради).

H_2S нинг кимёвий тузилиши олтингугуртда гибридлиниши жуда кичик эканлигини ҳисобга олмасак сув молекуласининг тузилишига ўхшайди. H_2S молекуласи сув молекуласига нисбатан анча кам кутбланган ($\angle \text{HSH} = 90^\circ$). Олтингугуртнинг нисбий электроманфийлиги кислородникига нисбатан кам. Шу сабабли водород сульфидда водород боғланиш ҳар қандай агрегат ҳолатда ҳам амалда бўлмайди. Водород сульфиднинг шахсий ионланиши жуда кичик, унинг ионли кўпайтмаси (H_3S^+) (HS^-) = 10^{-33} га тенг унинг сувдаги эритмасида ионли кўпайтмаси анча юқори: $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$, $\text{PK}_1 = 7,3$ ва $\text{PK}_2 = 13,8$ шунинг учун унинг сувдаги эритмаси кучсиз кислота. Водород сульфид кислотасининг тузлари—сульфидлар, оғир металлларнинг сульфидлари сувда эримайди. Ишқорий металлларнинг сульфидларини сувдаги эритмалари олтингугуртни эритади ва **полисульфидлар** ҳосил қилади.

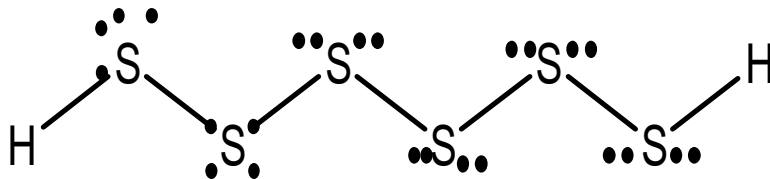


Полисульфидларда олтингугурт миқдорининг ортиши билан эритмалар рангининг интенсивлиги сариқ — зарғалдоқдан қизил (Na_2S_9) ранггача ўзгаради.

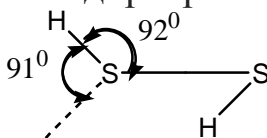
Полисульфидларнинг концентранган эритмаларини **охисталик** билан кислота эритмасига қуйилса, идиш тубида оғир ёғсимон суюқлик полисульфанлар ҳосил бўлади.



H_2S_x – молекуласини ҳамма аъзолари H_2S_8 гача ажратилган. Полисульфан молекулалари худди полисульфид молекулаларига ўхшаб зигзаг тузилишига эга. Унда олтингугурт атомлари sp^3 -гибридланишда бўлади. Занжир полисульфидларда металллар билан полисульфанларда эса водород атомлари билан тугалланади:



Кимёвий тузилиши бўйича фақат дисульфидлар фарқ қилади, улар водород пероксид билан аналогдирлар:



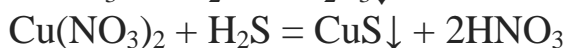
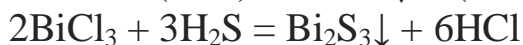
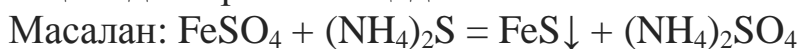
Полисульфанлар сувда кислота, шу билан бирга кислота кучи, полисульфид ионида S^{2-} олтингугурт атомининг сонини ортиши билан ортиб боради. Масалан, H_2S_4 тетрасульфид кислотаси сирка кислотасидан кучлироқ, водород сульфидга нисбатан эса жуда кучли ҳисобланади. Полисульфидлар полисульфанларга нисбатан барқарор ҳисобланади, улар оксидловчи ва қайтарувчи хоссаларини намоён қилади.

Полисульфидларнинг ишлатилиш соҳаси турли тумандир. Ишқорий металлларнинг, аммоний ва кальций ва барийнинг полисульфидлари инсектофунгидцидлари – қишлоқ хўжалик экинларининг зараркундалари ҳамда касалликларига қарши курашувчи кимёвий препаратлар сифатида ишлатилади.

Пўлатдан ва чўяндан ясалган буюмларни коррозияга чидамлигини ошириш учун уларнинг сирти аммоний, калий ва натрий полисульфидлари билан сульфурланади ва қорайтирилади.

Натрий ва калий полисульфидлари аралашмаси (олтингугурт жигари) билан кўнчилик саноатида терилардан жунни тўкишда фойдаланилади. Олтингугурт жигарининг таъсири нафақат унинг кучли ишқорлигида балки оксидловчи таъсирида ҳамдир. Булардан ташқари полисульфидлар суъний каучукнинг айрим турларни синтез қилишда ишлатилади.

Ишқорий ва ишқорий–ер металлрининг сульфидлари ҳамда аммоний сульфид сувда яхши эрийди. Қолган сульфидлар эритмалардан (хатто нордон эритмалардан ҳам) ҳарактерли рангда сувда эримайдиган чўкма ҳолида ажралиб чиқади:



Қуйидаги сульфидлар нордон эритмалардан водород сульфид ёрдамида чўктирилади:

HgS , Ag_2S , PbS , CuS – қора рангли;

SnS , Bi_2S_3 – жигар рангли;

As_2S_3 , As_2S_5 , SnS_2 , CdS – сариқ рангли;

Sb_2S_3 , Sb_2S_5 – зарғалдоқ рангли;

(HgS – табиатда қизил қон рангда учрайди, унга киноварь дейилади) Қуйидаги сульфидлар аммиакли эритмалардан аммоний сульфид $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ таъсир эттириб чўктирилади:

FeS , NiS , CoS – қора рангли;

MnS – бинафша рангли;

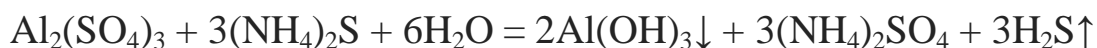
ZnS – оқ рангли;

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ – мўл бўлганда тушган чўкма эрийди ва эрувчан тио тузларни ҳосил қилади.

SnS_2 , Sb_2S_5 , Sb_2S_3 , As_2S_3 , As_2S_5 , MoS_3 , WS_3 , V_2S_5 .

Алюминий (III), темир (III) ва хром (III) сульфидларнинг сувли эритмаларини олиб бўлмайди, улар сувда гидролиланиб сульфидлар ўрнига жуда кам эрийдиган оқ $\text{Al}(\text{OH})_3$, қўнғир $\text{Fe}(\text{OH})_3$, кулранг – ҳаворанг $\text{Cr}(\text{OH})_3$ лар ҳосил қилади ва водород сульфид ажралади.

Масалан:



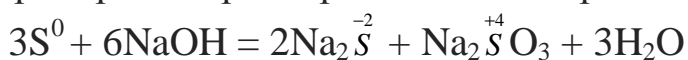
Бунинг сабаби, реакцияда дастлаб ҳосил бўладиган Al_2S_3 , Fe_2S_3 ва Cr_2S_3 тузлари жуда кучсиз асос ва кучсиз кислота (H_2S) дан ҳосил бўлганликлари учун улар тўлиқ қайтмас реакция билан гидролизга учрайди:



Шу сабабли бундай тузлар фақат қуруқ усулда олинади:



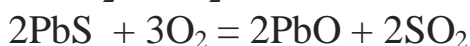
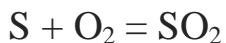
Ўз навбатида олтингургурт ишқорларнинг қайноқ эритмаларида диспропорционирлаш реакциясига киришади:



Олтингургурт оксидлари, хоссалари

Олтингугурт кислород билан бир қанча оксидлар ҳосил қилади. Улардан энг аҳамиятлиси олтингугурт диоксида (SO_2) ва олтингугурт уч (SO_3) оксидларидир.

Олтингугуртни ҳавода қиздирилганда ёнади ва SO_2 –сульфит газини ҳосил қилади, у ўткир ҳидли. У жуда захарли, электр ўтказмайдиган суюқликка айланади. Саноатда SO_2 , металл сульфидларини ва олтингугуртни оксидлаб куйдириб олинади.



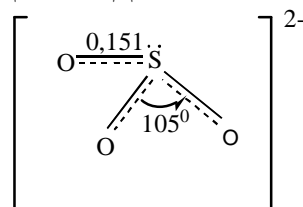
Лабораторияда мисга концентранган сульфат кислота таъсир эттириб олинади:



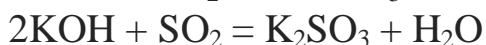
SO_2 молекуласининг кимёвий тузилиши озон молекуласи тузилишига ўхшайди. Олтингугурт атоми sp^2 –гибридланиш ҳолатида бўлади. Олтингугурт атомининг ўлчами катта бўлгани учун S – O орасидаги боғланиш узунлиги (0,143 н^m) O – O (0,128 нм) озон молекуласидагига нисбатан катта. Аммо S – O даги боғланиш энергияси (489 кж/моль) SO_2 молекуласида озон молекуласида O – O боғланиш энергияси (114,2 кж/моль) га нисбатан бир неча марта катта. Бу ҳол SO_2 молекуласида электрон булутлар кучли қопланиши ва боғнинг ионлилик ҳиссаси катта эканлиги билан асосланади. SO_2 – қутбли молекула, сувда яхши эрийди, фақат сувда эриган молекулаларнинг оз қисми сув билан бирикиб мувозанат қарор топади:

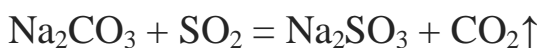


Мувозанат кучли даражада чапга силжиган. Сульфит кислотаси (H_2SO_3) эркин ҳолда олинмаган, фақат сувдаги эритмада мавжуд бўлади, у ўртача кучдаги кислота ($pK_1 = 1,7$, $pK_2 = 7,3$). Сульфит SO_3^{2-} ионидаги ҳамма боғлар (S – O) тенг кучли ва уларда боғ узунлиги SO_2 дагига нисбатан катта. SO_3^{2-} иони структураси пирамидал, олтингугурт атомлари sp^3 –гибридланиш ҳолатида



Сульфит кислота тузлари–сульфитлар ва гидросульфитлар SO_2 ни ишқорларга ёки эрувчан металл карбонатлари эритмаларига таъсир эттириб олинади:



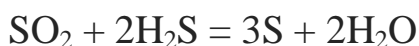


SO_2 ва H_2SO_3 ҳамда сульфитларда +4 оксидланиш даражасининг беқарорлиги учун улар қайтарувчи бўлади.

Ҳатто қаттиқ сульфитлар сақланиш жараёнида сульфатларгача оксидланади:



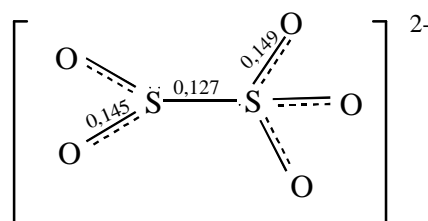
Аммо кучли қайтарувчилар билан олтингугурт +4 ҳосилалари оксидловчи хоссасини намоён қилади:



Гидросульфитлар қиздирилганда эркин ҳолда номаълум бўлган дисульфит (пиросульфит) кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ нинг тузлари **пиросульфитларга** айланадилар:

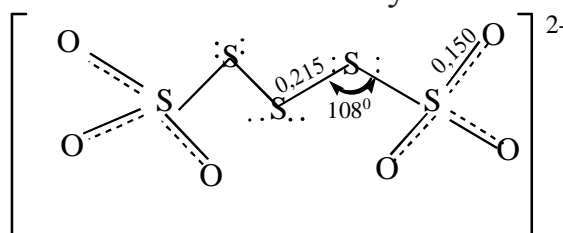


Дисульфит аниони носимметрик (симметрик бўлмаган) структурага эга:



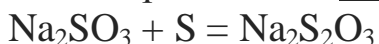
SO_2 нинг сувдаги суюлтирилган эритмасидан H_2S ўтказилганда Вакенродер суюқлиги ҳосил бўлади. Унинг таркибида коллоид олтингугурт ва унинг номи политионат кислоталари $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ ($x=3$ дан 20 гача ва ундан ҳам ортиқ) бўлади. Политионат кислоталарида s-занжирлари орқали бириккан бўлади ва улар sp^3 гибридланиш ҳолатида бўлади. Фақат бошдаги ва охири олтингугурт атомлари 3 тадан кислород атомлари билан бириккан бўлади.

Масалан: пентатионат кислотасининг тузилиши.

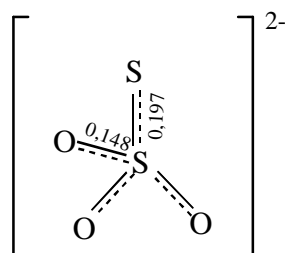


Политионат кислоталари эркин ҳолда олинмаган бироқ улар анча кучли кислоталар.

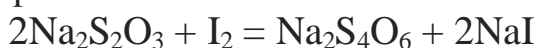
Сульфитларнинг кучли эритмалари кукун ҳолидаги олтингугурт билан қиздирилганда – тиосульфатлар ҳосил бўлади:



Тиосульфат кислота кучи бўйича сульфат кислотага яқинлашади. Тиосульфат иони озгина бузилган тетраэдр, чунки S – S боғи S – O боғига нисбатан узунроқ:



Тиосульфатлар ҳатто кучсиз оксидловчилар билан ҳам оксидланадилар:



Юқори температурада ва катализатор иштирокида SO_2 да олтингургурт +4 дан кислород билан олтингургурт уч оксид (SO_3) гача оксидланади (SO_2 ни каталитик оксидлаш)

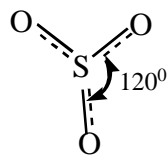


SO_3 - уч хил модификацияда бўлади. 1. газ ҳолида мономер SO_3

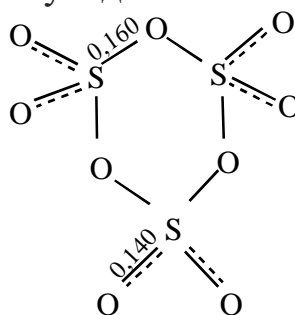
2. энг барқарор *a* - SO_3 шойидек ялтироқ игнасимон ҳавода кучли ҳидли, $t_c = 40^\circ\text{C}$, сув билан шиддатли бирикиб сульфат кислота ҳосил қилади.

3. музга ўхшаш *g* - SO_3 модификацияда , $t_c = 16,8^\circ\text{C}$, $t_k = 44,8^\circ\text{C}$.

Буг ҳолида SO_3 молекуласи тўғри учбурчак шаклида бўлиб марказда S атоми sp^2 гибридланиш ҳолатида бўлади:

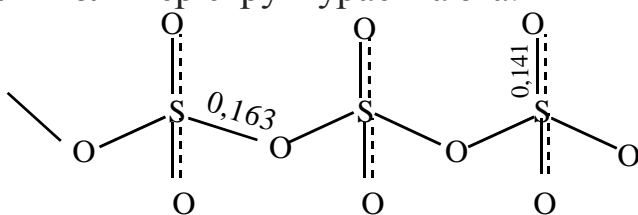


мономер



тример

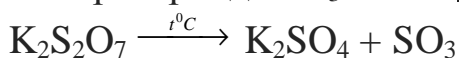
SO_3 суюқлик ҳолида тримерланган $(\text{SO}_3)_3$ бўлади. Уларда олтингургурт атомлари sp^3 -гибридланган бўлади ва кислород атомлари билан тетраэдр ҳосил қилади. Тетраэдрлар бир-бирлари билан кислород кўприклари орқали боғланган бўлади. SO_3 қаттиқ ҳолатда гетерозанжирли полимер структурасига эга.



SO₃ нинг сувда эриши иссиқлик чиқиши ($\Delta H_{298}^0 = -62,7$ кж/моль) билан содир бўлади ва сульфат кислота H₂SO₄ ҳосил бўлади:



Лабораторияда SO₃ калий пиросульфатни K₂S₂O₇ парчалаб олинади.

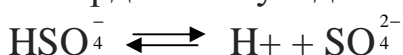


Сульфат кислота, унинг хоссалари ва контакт усулида олишнинг кимёвий асослари

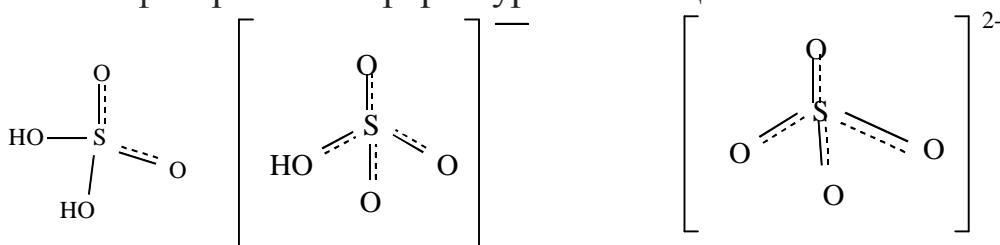
Сувсиз сульфат кислота, моногидрат деб ҳам аталади, қовушқоқ ёғсимон суюқлик, ҳидсиз ва рангсиз. Моногидрати деярли электр токини ўтказмайди, унинг шахсий ионланиши жуда кичик. Сув билан исталган миқдорда аралашади. Сувдаги эритмасида икки негизли кучли кислота

(pK₁ = -3 ва pK₂ = 2):

H₂SO₄ → H⁺ + HSO₄⁻ гидросульфат иони фақат концентранган эритмалардагина бўлади.

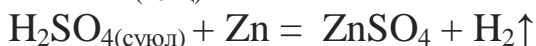
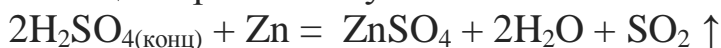


H₂SO₄ молекуласининг кимёвий тузилиши бузилган тетраэдрга жавоб беради. Гидросульфат ионида (HSO₄⁻) каттароқ даражада бузилган тетраэдр. Сульфат иони SO₄²⁻ - иони тўғри тетраэдр шаклига эга, унда ҳамма масофалар ва боғлараро бурчак тенг қийматли:

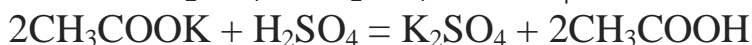
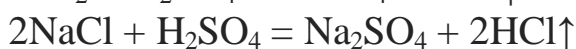
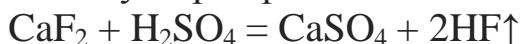


Концентранган сульфат кислота–кучли оксидловчи.

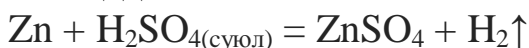
Қайтарувчининг кучига боғлиқ ҳолда у SO₂ гача, олтингугуртгача (S) ва H₂S гача қайтарилиши мумкин.



Сульфат кислота қийин учувчан суюқлик, у кўпгина кислоталарни уларнинг тузлари эритмасидан сиқиб чиқаради:

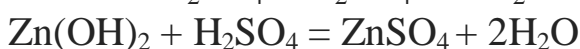
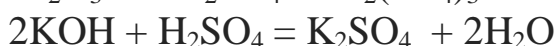
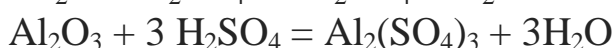
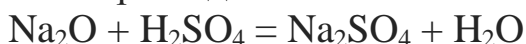


Металларнинг кучланиш қаторида водороддан чапроқда турган металлар суюлтирилган H_2SO_4 билан реакцияга киришганда водород ажралиб чиқади:

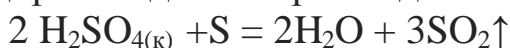


Ушбу реакциядан лабораторияда водород олиш учун фойдаланилади.

Суюлтирилган сульфат кислота кучли кислота хоссасига эга бўлганлиги учун металларнинг оксидлари, асослар ва тузлар билан реакцияга киришади:



Концентранган сульфат кислотаси S, P, C каби металмаслар билан киздирилганда таъсирлашади:



Сульфат кислотасининг тузларига сульфатлар дейилади.

$PbSO_4$, $CaSO_4$, $SrSO_4$ ва $BaSO_4$ лар сувда жуда кам эрийди. Кўпчилик бошқа сульфатлар сувда осон эрийдилар. Кўпгина сульфатлар ер қобиғида минераллар сифатида учрайди ($CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$ ва Na_2SO_4 ). $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – (глаубер тузи), $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – эксомит (аччиқ ёки англия тузи) тузлари муҳим табиий минералларидир.

Сульфатлар эритмалардан ўзларида бир қанча сув молекулалари тутган кристаллогидратлар купорослар ҳолида ажралиб чиқади.

Купорослар–бу айрим икки валентли металларнинг сульфатларига кристаллогидратлар дейилади:

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ – темир купороси (оч яшил);

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – мис купороси (ҳаворанг);

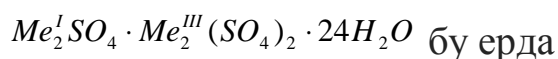
$NiSO_4 \cdot 7H_2O$ – никел купороси (яшил);

$CoSO_4 \cdot 7H_2O$ – кобальт купороси (тўқ қизил);

$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ – рух купороси (оқ).

Аччиқтошлар. бу иккиламчи (иккита) сульфатларнинг кристаллогидратларидир.

Умумий формуласи:



$Me^I - NH_4^+, K^+, Na^+, Rb^+ \text{ ёки } Cs^+, Me^{III} - Cr^{3+}, Al^{3+}, Fe^{3+} \text{ ёки } V^{3+}$

Айрим аччиқ тошларнинг тривиал (қадимий) номлари:

$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ёки $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ –алюмокалийли аччиқтош;

$K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ёки $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ –хром калийли аччиқтош;

$K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ёки $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ –темир калийли аччиқтош.

Кўпинча «калий» сўзи тушириб қолдирилади ва аччиқ хромли, темирли ва ҳоказо аччиқ тошлар, алюмокалийли аччиқтошни оддий аччиқ тош деб ҳам аталаверади.

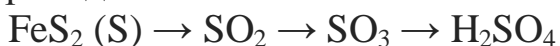
Мор тузи. Бу аччиқтош эмас, унинг таркиби – $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ бўлиб, таҳлилий кимёда реактив сифатида ишлатилади.

Сульфатлардан аммоний сульфат ва калий сульфат ўғит сифатида ва аччиқтошлар олишда, Na_2SO_4 шиша ишлаб чиқаришда, $Na_2S_2O_3$ фотографияда, газламаларни оқартиргандан кейин қоладиган хлор қолдиқларининг йўқотишда қайтарувчи сифатида (антихлор) ишлатилади.

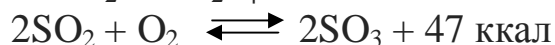
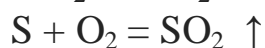
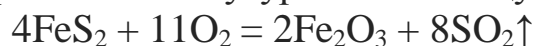
Сульфат кислотанинг олиниши.

Ҳозирги пайтда сульфат кислотаси жаҳон бўйича контакт усулида олинади. Асосий дастлабки маҳсулот, олтингугуртни ёқиб ёки пиритни куйдириб олинadиган SO_2 - дир. Айрим металларнинг сульфидларини куйдириб, металл олишда чиқадиган чиқинди газ SO_2 дан ҳам сульфат кислота олишда фойдаланилади.

Контакт усулида сульфат кислота олишда куйидаги схема амалга оширилади:



Пирит ва олтингугуртни ёниши куйидаги тенглама билан боради:



Бу жараёнда kat: Pt ёки V_2O_5 , $t = 400^\circ C$

Тозаланган SO_3 юттириш минорасига юборилади ва у ерда SO_3 96 % ли сульфат кислотатага юттирилади:



олеум

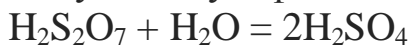
SO_3 нинг сульфат кислотадаги эритмаси ҳавода тутайди, чунки SO_3 – ажралиб чиқади ва ҳаводаги сув буғлари билан оқ тутун ҳосил қилади. Шунинг учун ичида SO_3 эриган сульфат кислотасига «тутувчи» (олеум) кислота дейилади. Сульфат кислота чекланмаган миқдорда олтингугурт (VI) ни эритади, демак олеум таркиби ҳар хил бўлади ва умумий формула $H_2SO_4 \cdot xSO_3$ билан ифодаланади. $X=1$ бўлганда пиросульфат

(H₂S₂O₇) кислотанинг рангсиз кристаллари ҳосил бўлади, унинг қисқартирилган формуласи:



Пиросульфат кислота ($t_c = 35^\circ\text{C}$) ҳар хил органик моддаларни ишлаб чиқаришда ишлатилади.

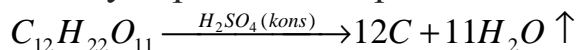
Олеумдан сульфат кислота олишда, уни сувда эритилади:



Сув миқдори назорат қилинганда 100% ли тоза сульфат ёки унинг концентрланган эритмаси олинади. Концентрланган сульфат кислотасининг зичлиги $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$ бўлиб, унда 98 % гача H₂SO₄ бўлади. $t_k=338^\circ\text{C}$, у SO₃ туман ҳосил қилиб қайнайди. Сув билан суюлтирилганда кучли қизиш кузатилади (гидратларнинг H₂SO₄ ·SO₃ ҳосил бўлиш) ва атрофга сачрайди. Шу сабабли кислота эритмасини тайёрлаш қондаси: кислотани сувга аста–секинлик билан аралаштириб турган ҳолда қуйилади, аксинча эмас.

Концентрланган сульфат кислотаси жуда гигроскопик шунинг учун у кўпгина газларни қуритишда ишлатилади (аммиакни қуритишда ишлатиб бўлмайди, чунки аммиак билан H₂SO₄ реакцияга киришиб аммоний сульфат тузи ҳосил бўлади).

Концентрланган сульфат кислотаси шунчалик кучли сувни тортиб олиш хоссасига эгаки, у ҳатто органик бирикмаларда водород ва кислороднинг нисбатлари 2:1 бўлса, сув сифатида тортиб олади ва органик моддани кўмирга айлантиради:



Сахароза кўмир

Сульфат иони (SO_4^{2-}) барий иони (Ba^{2+}) билан майда кристаллик чўкма BaSO₄ ни ҳосил қилади. Ba²⁺ иони сульфат ионига реагентдир, бу реакция сульфат ионига сифатий реакциядир.

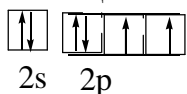
Сульфат кислотанинг ишлатилиши.

Сульфат кислотаси кимё саноатининг асосий маҳсулотидир. Ундан кимёвий тола ишлаб чиқаришда (вискоза шойиси, чарм, полиамид толаси), ўғитлар (суперфосфат), портловчи моддалар, ювувчи, хўлловчи ва эмульгирантли воситалар, бўёқлар, доривор препаратлар, ҳамда ҳар хил сульфатлар, оддий ва мураккаб эфирлар, айрим кислоталар (HF, HCl, вино кислотаси ва бошқалар), минерал мойларни рафинирлашда, металлларга кимёвий усулда ишлов беришда, гальваник элементлар ва кўрғошинли аккумуляторларда электролит ва бошқа кўпгина мақсадларда ишлатилади.

24 БОБ. КИСЛОРОД

Кислород, унинг физик ва кимёвий хоссалари. Аллотропия. Кислороднинг лабораторияда ва саноатда олиниши. Кислороднинг табиатдаги роли ва техникада қўлланилиши

Кислород – Д. И. Менделеевнинг элементлар даврий системасида 2- давр, олтинчи бош гурпуада жойлашган, тартиб рақами (ядро заряди) 8, кимёвий белгиси О (лотинча Oxxygenium-“кислота туғдирувчи” деган маънони билдиради), нисбий атом массаси $A_r(O)=16$. Атом тузилиши: $1s^2 2s^2 2p^4$ р-элементлар оиласига мансуб. Валент электронлари: $2s^2 2p^4$, ячейкаларда куйидагича тақсимланади.



2 та тоқ электрони бор, 2s ва 2p поғоначалардаги жуфт электронларни бўш орбиталларга ўтказиш имконияти йўқ, чунки кислород 2- даврда жойлашганлиги учун, бўш орбиталлари йўқ. Шу сабабли кислороднинг максимал ковалентлиги 4 га тенг

Оксидланиш даражаси. Кислород мураккаб кимёвий бирикмаларда $-1, -2$, (2 та электрон қабул қилиб тугалланган ташки поғонага эга бўлади) ва $+1, +2$ (фақат фтор билан ҳосил қилган бирикмаларида OF_2, O_2F_2) оксидланиш даражаларини намоён қилади.

Очилиши. Кислороднинг кашф қилиниши 3 та буюк олимларнинг номи билан боғлиқ. Кислород биринчи марта эркин ҳолда селитрани, аниқроғи $Mg(NO_3)_2$ тузини қиздириб 1770 йилда (айрим манбаларда 1772 йил деб кўрсатилган) Швед кимёғари Шееле олган. 1774 йил инглиз олими Пристли симоб оксиди (HgO) ва кўрғошинли сурикни ($Pb_3O_4- 2PbO, PbO_2$) парчалаб олган.

Кўпгина моддаларнинг хавода ёниши реакциясида кислороднинг роли 1775 йил француз олими Лавуазье тушунтирди ва хавонинг таркибини ўрганadi. Лавуазье ўз текширишлари билан 1697 йил немис олими Штал томонидан яратилган **флогистон** назариясини асоссиз эканлигини исботлади. Эркин ҳолда кислород икки атомли молекула (O_2) ҳолида мавжуд бўлади. Нисбий моляр массаси $M_r(O_2)= 32$, Моляр массаси $M(O_2) = 32$ г/моль

Кислороднинг табиий изотоплари:

$^{16}_8O - 99,76\%$

$^{17}_8O - 0,04\%$

$^{18}_8O - 0,2\%$

Табиатда тарқалиши. Кислород ер қобиғида энг кўп тарқалган элемент тарқалиши бўйича биринчи ўринда туради. Кислород ер қобиғининг массаси жиҳатдан ≈49,13% ини, атом жиҳатдан ≈55,1% ини ташкил қилади. Кислород эркин ҳолда ҳаво таркибида масса улуши жиҳатдан ≈23,15% ини, ҳажми жиҳатдан 20,95% ини ташкил қилади. Кислороднинг атмосферадаги умумий массаси ≈ 1,1 ·10¹⁰ т., ва табиий сувларда (денгиз, дарё ва кўлларнинг) эриган ҳолда бўлади.

Атмосфера ҳавоси таркиби.

Азот – 78,09% (ҳажмий) 75,51% (масса)

Кислород-20,95% 23,15%

Аргон –0,93% 1,28%

Карбонат ангидрид-0,03% 0,046%

Сув буғлари (25⁰С) - ≤3% ≤0,27%

Булардан ташқари ҳаво таркибида Ne, He, Kr, Xe, CH₄, азот оксидлари, СО, олтингугурт оксидлари, водород сульфид ва тасодифий газлар бўлади.

Хавонинг зичлиги 0⁰С ва 101,325 кПа (1атм) да 1,293 г/л га тенг. Ернинг ҳаво қатлами (айниқса озон қатлами) куёшнинг зарарли ультрабинафша нурларини ютиб ва нейтраллаб ернинг сиртини қизиб кетишидан сақлайди. Кимёвий боғланган кислород сувда 88,89% , тупроқда 56%, қумда (SiO₂)≈ 53,3%, силикатларда турли минераллар ва ҳамма тирик организмлар таркибига киради. Одам организмни масса жиҳатдан ≈ 65% ни кислород ташкил қилади. Булардан ташқари кислород табиатда жуда кўп тоғ жинслари ва маъданлар таркибига киради. Ўзида кислород тутган 1400 табиий минераллари маълум.

Кислороднинг табиатдаги роли

Ҳамма организмда учрайдиган бирикмалар бу таркибида кислород бўлган бирикмалар – шу сабабли кислород ҳамма тирик организмлар учун ҳаётий зарур бўлган элементдир. Ҳамма яшил ўсимликлар ҳаводан карбонат ангидридни барглари орқали ва илдизи орқали эса сувни ва турли минерал озукаларни олиб, ўз организмда куёш нури таъсирида углеводларни ҳосил қилади. Бу жуда мураккаб кимёвий жараён бўлиб фотосинтез деб аталади.



Жараён натижасида эркин кислород ажралиб чиқади ва атмосферага кўтарилади.

Демак, атмосфера ҳавосига ва сувда эриган кислородни берадиган бирдан бир манба ер юзида ўсадиган яшил ўсимликлар ва денгиз ҳамда океан сувларида ўсадиган яшил ўтлардир. Нафас олиш тирик организмларда борадиган модда алмашилиш жараёнлари орқали ўтади.

Қонда кислород гемоглобин билан кучсиз боғланади ва оксигемоглобин ҳосил қилади, ва шу кўринишда тўқималарга тарқалади. Ферментлар таъсирида кислород қондаги глюкозани оксидлайди ва уни карбонат ангидрид ҳамда сувга айлантиради. Бу жараёнда ажралиб чиқаётган энергия турли ҳаётий муҳим жараёнларни боришини (мускулларнинг ишлаши, организмни исиши, ишлаш) таъминлайди. Ҳайвон ва ўсимликларнинг қолдиқларининг чириши ва сув ҳосил бўлиб, ҳавога чиқади ва қайтадан фотосинтезда иштирок этади.

Демак, ҳайвон ва ўсимликлар ҳаёт фаолияти учун зарур бўлган энергияни нафас олишда организмга кирадиган кислород билан турли моддаларнинг биокимёвий оксидланишидан олади. Ер қуррасида кислород энг кўп тарқалган элемент бўлганлиги учун унинг табиатдаги роли беқиёсдир.

Аммо шуни эсда тутиш лозимки, кейинчалик XX аср охирида кимё саноатининг кучли ривожланиши, машинасозликнинг ривожланиши, кимёвий мақсулотларнинг ҳалқ хўжалигида айниқса қишлоқ хўжалигида қўлланиш даражаси ҳаддан ташқари ортиб борган сари ҳаво ва сув ҳавзаларни ҳамда тупроқни ҳар хил саноат чиқиндилари (ранглар, захарли газлар, тозаланмаган ва таркибида турли захарли моддалар бўлган суюқликлар) билан ифлосланиши атроф муҳит экологиясини бузишга олиб келмоқдаки, бу инсонлар саломатлигига салбий таъсир кўрсатмоқда. Бутун дунё миқёсида экологик муаммолар кўпайиб бормоқда. Табобат илмининг буюк бобокалони Ибн Сино тоза ҳаво инсонлар саломатлигига таъсир этувчи энг асосий омиллардан бири эканлигини уқтириб: “ ... агар биз нафас олаётган ҳавода чанг ва ғубор бўлмаса, инсон минг йиллар яшаши мумкин” деб бундан 1000 йиллар олдин айтган эдилар.

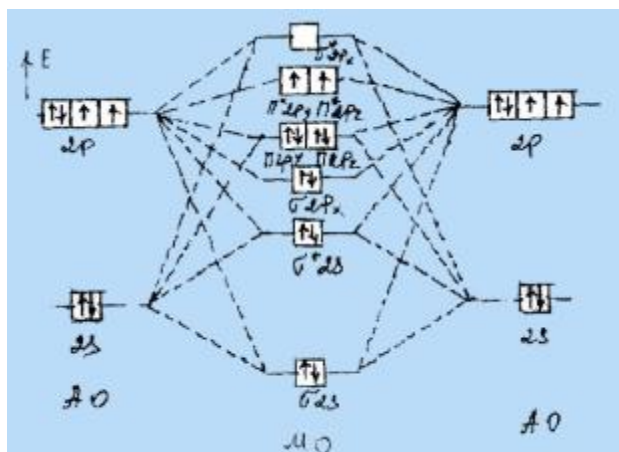
Шуни такидлаш лозимки, атмосфера ҳавосининг, тупроқ ва сув ҳавзаларининг ортиқ даражада ифлосланишига кимё саноатлари чиқиндилари ҳам сабаб бўлмоқда, шу сабабли кимё фанининг асосий вазифаларидан бири кимё саноатида чиқиндисиз ишлайдиган технологияни жорий қилиш эканлигини кўрсатган.

Ҳозир бутун дунё бўйича экологик муаммоларни ҳал қилишга қаратилган жуда кўп амалий ишлар олиб борилмоқда. Экологик муаммо инсоният олдидаги ҳаётий муаммодир.

Аллотропия (юнонча) - Кимёвий элементларнинг икки ёки ундан ортиқ оддий модда шаклида мавжуд бўла олиши аллотропия дейилади. Моддаларнинг ҳар хил модификациялари **аллотропик шакл ўзгаришлари** дейилади.

Аллотропиянинг сабаби молекулалардаги атомлар сонининг турличалиги, масалан кислород икки хил аллотропик кўринишда O_2 ва O_3 озон ҳолида ёки модданинг ҳар хил модификациядаги кристаллар ҳосил қилганлиги (масалан, углерод атомларидан тузилган олмос, графит ва карбин) бўлиши мумкин. Дикислород, кислород O_2 молекуласининг айнавий усулда тасвирланиши $O = O$ ёки $\ddot{O}::\ddot{O}$ унинг ҳақиқий тuzилишини акс эттирмайди, чунки суюқ кислород магнитга тортилади, Льюис назарияси бўйича унинг молекуласида тоқ электронлар йўқ. Ҳақиқатдан кислород молекуласи парамагнит, унинг молекуласида иккита тоқ электрон бўлади: $:\ddot{O}-\ddot{O}:$

Кислороднинг магнит хоссасини ёки унинг молекуласида иккита тоқ электронлар мавжудлигини молекуляр орбиталлар усули тушунтиради.

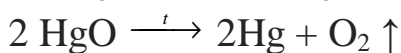


O_2 молекуласида молекуляр орбиталларнинг тuzилиши

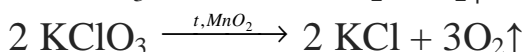
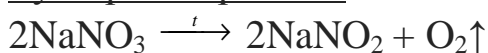
Кислороднинг лабораторияда олининши

Лабораторияда кислородни олиш, кислородга бой бўлган ва нисбатан беқарор моддаларни парчалаб олишга асосланган:

Оксидларни парчалаб:



Тузларни парчалаб:



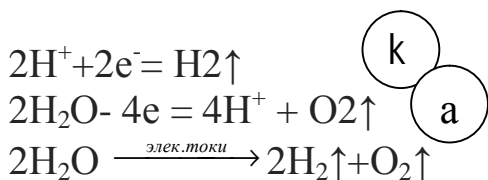
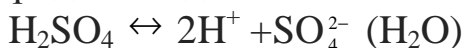
Бу реакцияда MnO_2 - катализатор, унинг ўрнига Cr_2O_3 , Fe_2O_3 ларни ҳам ишлатиш мумкин.

Лабораторияда кислород олишни энг қулай ва ҳавфсиз усуллардан бири $KMnO_4$ ни парчалашдир.



Бу усулда олинган кислородга тоза кислород дейилади.

4. Аммо шуни қайд қилиш лозимки, махсус тозаликдаги кислород сувни электролиз қилиб парчалаб олинади. Бунда H_2SO_4 ёки ишқорнинг дистилланган сувдаги 10% ли эритмасини электролиз қилинади, катодда водород олинади



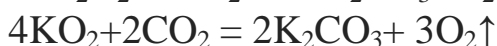
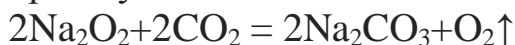
Амалда сув электролизга учрайди, H_2SO_4 электр ўтказувчанликни оширади.

Водород пероксидни каталитик парчалаб ($\text{kat}=\text{MnO}_2$)



Саноатда олиниши.

Саноатда кислород олишнинг энг қулай ва арзон усули суюқ хавони фракциялаб олишдир (Линде усули). Суюқ хавони фракциялаб кислород олиш махсус ажратиш колонналарида амалга оширилади ва бу жараён суюқ азот ва суюқ кислороднинг ҳар хил температурада қайнашларига асосланган, бунда азот газ ҳолида махсус газ йиғувчи – газ голдерларга ўтади, кислород эса суюқ ҳолда қолади. Изолирланган асбобларда ёки сувости кемаларида кислород олишнинг махсус усули, ишқорий металлларнинг пероксидлари билан углерод диоксидини таъсирлашувига асосланган:



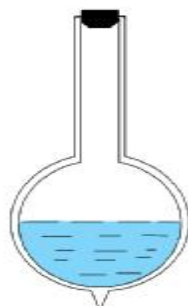
KO_2 -калий надпероксиди хашиша Na_2O_2 таркибида оз миқдорда кўшимча сифатида учрайди.

Кислороднинг физикавий хоссаси

Кислород рангсиз, ҳидсиз, маъзасиз, тамсиз газ. 101,325 кПа (1 атм) ва 20°C да унинг зичлиги ($r^* = 1,27\text{г}/\text{см}^3$), (* суюқланиш температурасида қаттиқ кислород учун), газ ҳолда кислород зичлиги ($r = 1,428\text{г}/\text{л}$). Кислород ҳаводан 1,1 марта оғир $t_c = -219^\circ\text{C}$, $t_k = -183^\circ\text{C}$. Суюқ ва қаттиқ кислород оч ҳаво рангли, магнитга тортилади. Кислород сувда азотга нисбатан биров яхшироқ эрийди, сувда эриган ҳаво таркибида 36 хажмий фоиз кислород бўлади ёки 27°C да сувда ≈ 31 мл кислород эрийди. Кислород пўлат баллонларда 150 атм. босим остида сақланади ва ташилади. Суюқ ҳолдаги кислород яхши термоизоляцияланган мах-

сус идишларда (уларни “танк” дейилади) сақланади. Ишга яроқли бир тоннали “танк” бир соат давомида 4 кг кислород юқотади (асосан юқоридаги тешикдан буғланиши ҳисобига). Суяқ кислород ракеталарга ёқилги сифатида қўйилади.

Лаборатория шароитида газ ҳолидаги кислород газометр деб аталадиган идишларда, суяқ ҳолдаги кислород эса Дьюар идишларида сақланади.



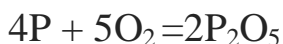
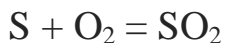
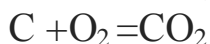
Дьюар идиши

Дьюар идиши қўш деворли махсус идиш бўлиб, қўш девори орасидаги ҳаво сўриб олингани учун ташқаридан ичкарига иссиқлик деярли ўтмайди.

Кислороднинг кимёвий хоссалари.

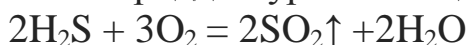
Кислород кимёвий энг актив металмас элемент фтордан кейинги иккинчи элементдир. Кислород кўпгина бошқа элементлар: водород, бор, углерод, халькогенлар, азот ва фосфор, ҳамда кўпдан кўп металллар билан бевосита реакцияга киришади.

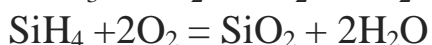
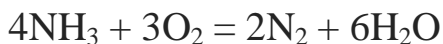
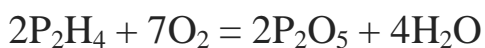
Кислород фақат галогенлар билан бевосита бирикмайди, уларнинг кислородли бирикмалари билвосита усулда олинади. Кўпчилик металмаслар қиздиллганда шиддатли реакцияга киришади. Бундай реакциялар пайтида иссиқлик ва ёруғлик чиқади. Иссиқлик ва ёруғлик чиқиши билан борадиган реакциялар ёниш реакциялари дейилади. Ёниш реакциялари ҳаво муҳитига қараганда соф кислород муҳитида ёки кислородга бойитилган ҳаво муҳитида анча шиддатли боради:



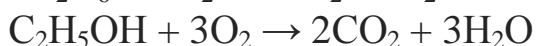
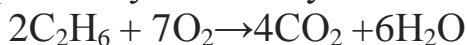
Демак, кислороднинг кимёвий бирикишига оксидланиш дейилади, ё тез ёки секин бўлади. Секин оксидланишга темирдан ясалган буюмларнинг занглаши, органик қолдиқларнинг чириши, организмда озик-овқатларни ҳазм бўлиши, резинанинг эскириши, ёғ бўёқларнинг қотиши кабилар мисол бўлади. Тез оксидланишга ҳамма ёниш реакциялари киради.

Кислородда мураккаб моддалар ҳам ёнади:



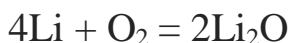


Ҳамма органик моддалар кислородда тўлиқ ёнганда карбонат ангидрид ва сув ҳосил бўлади:

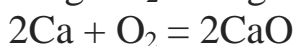
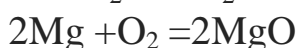
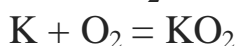
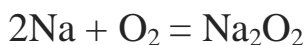


Ушбу реакциялар жараёнида кўп миқдорда иссиқлик ва ёруғлик чиқиши билан содир бўлади.

Кислород даврий системадаги аксарият кўпчилик металллар билан реакцияга киришади. Ишқорий ва ишқорий–ер металлари билан кислород орасидаги реакциялар жуда шиддатли боради, айримлари (Rb, Cs, ...) ҳатто ёниши билан содир бўлади.



Эсда тутиш лозимки, литийдан бошқа ишқорий металллар кислород билан таъсирлашганда **пероксидлар** ёки **надпероксидлар** ҳосил бўлади:



Кислородни металлмаслар ёки мураккаб моддалар билан ўзаро таъсиридан (ёниш реакциялари) ҳосил бўлган бинар бирикмаларга оксидлар дейилади (оксидлар мавзусига қаранг).

Кислороднинг ишлатилиши.

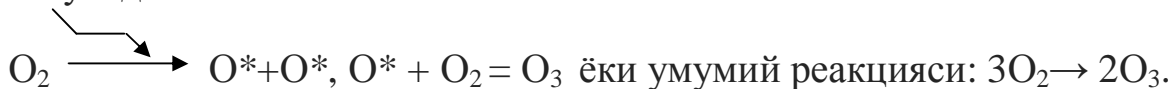
Кислород ёки кислород билан бойитилган ҳаво металлургия, кимё саноати ва медицинада ишлатилади. Суюқ кислород-ракета ёқилғисининг асосий компонентиدير. Кислород металларни пайвандлашда, кесишда, нафас олиш аппаратларида ҳамда кўпгина кимёвий-технологик жараёнларда, ер остида қўнғир кўмирини газификациялаш усулида иссиқлик ҳосил қилишда суюқ ҳавони активланган кўмир, ёғоч уни ва бошқа дисперс материаллар билан аралашмаси портловчи моддалар олишда ишлатилади.

Кислород ишлатилиши жиҳатдан саноатда ишлаб чиқариладиган кимёвий маҳсулотлар орасида сульфат кислота ва сўндирилган оҳакдан кейин учинчи ўринда туради. Дунё миқёсида ҳар йили 80 млн тоннадан ортиқ кислород ишлаб чиқарилади. Айни пайтда ер юзи аҳолисининг (≈ 6 млрд. киши деб ҳисобласак) фақат уларнинг нафас олишлари учун бир йил мобайнида $\approx 2,01$ млрд. тонна кислород сарфланишини ҳисобга

олсак, ҳар бир кишига $\approx 263 \text{ м}^3$ дан кислород тўғри келади. Ушбу сонларни келтиришимиздан асосий мақсад инсонларни яшашлари учун энг зарур бўлган кислородни яшил ўсимликларгина етказиб беради. Шу сабабли ўсимликларни эҳтиёт қилиш, уларнинг ўсиши ва ривожланиши учун ҳамма шароитларни яратиш, янги ўрмон зор ва мевазорларни кўпайтириш, парвариш қилиш ҳар биримизнинг инсоний бурчимиздир.

Озон 1840 йилда кислородни уч атомли молекуласи O_3 газсимон янги модда олинди. У хоссалари билан O_2 дан кескин фарқ қилади. Хараактерли ҳиди бўлганлиги учун уни озон (грекча-озон «ҳидли» дегани) деб номланади. Озон, кислородга ўхшаб, оддий модда, унинг аллотропик шакл кўринишидир.

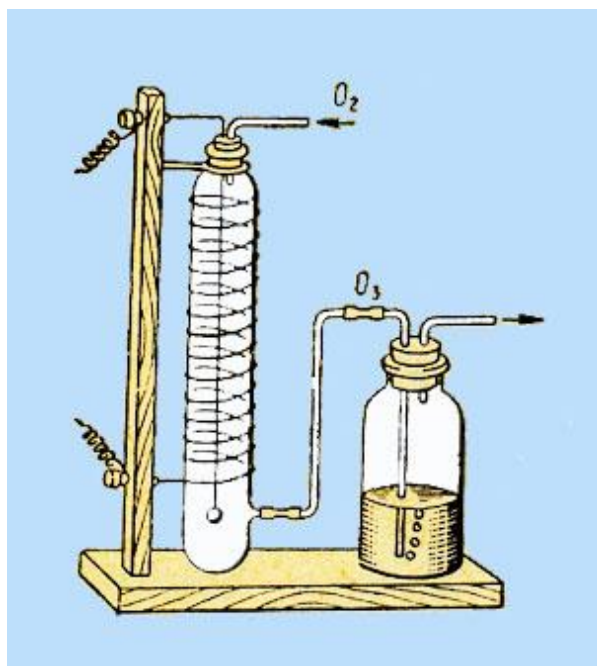
Озон молекуласи учбурчак шаклда тузилган бўлиб кислород атомлари sp^2 гибридланишда, боғланиш бурчаги 120° . O_3 молекуласи газсимон озон ҳаворангли, суюқ ҳолатда озоннинг $t_c = -192^\circ\text{C}$, $t_k = -112^\circ\text{C}$. Ҳамма агрегат ҳолатларда озон (зарб таъсиридан) портловчи, сувда эрувчанлиги O_2 нисбатан анча юқори. Табиатда озон момақалдирак (чақмоқ) чаққанда ва айрим органик моддаларнинг оксидланишидан ҳосил бўлади:



Озоннинг моляр массаси ҳавога нисбатан анча катта бўлгани учун, чақмоқли ёмғирлар пайтида ҳосил бўлган озон пастга тушади. Шу сабабли ёмғирдан кейин ҳавонинг ёқимли ҳидли бўлиши, унда озон газларининг борлигидан дарак беради.

Игна баргли ўрмонларнинг ҳавосида (ёғоч смоласининг оксидланишидан) ҳамиша озон бўлади. Денгиз соҳилларида ҳам, сув ўтларини тўлқин қирғоққа чиқаришидан чиришида ҳам озон ҳосил бўлади. Ҳавода озон миқдори кам бўлганда нафас олиш йўллариغا яхши таъсир қилади, аммо концентрацияси катта бўлса озон кучли заҳарли.

Лабораторияда озон махсус озонатор деб номланадиган асбобда тинч электр заряди таъсирида кислороддан олинади. Озон олиш лаборатория ускунаси расмда кел-



Озонатор

тирилган.

Озоннинг ҳосил бўлиши ҳажмнинг камайиши билан содир бўлади:



Озон вақт ўтиши билан ўз-ўзидан кислородга айланади: $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$ ва бу жараён экзотермик энергиянинг, чиқиши билан содир бўлади. Озон кучли оксидловчи, унинг оксидловчилик хоссаси у осонлик билан битта атомар кислород чиқариш билан асосланади: $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}^*$

Озон таъсирдан Au, Pt ва Zr дан бошқа ҳамма металллар оксид ҳолига ўтадилар.

Озон сульфидларни сульфатларгача, аммиакни нитрит ва нитрат кислоталаргача оксидлайди. Резина ва каучукни озон тез емиради, кўпчилик органик моддалар озон таъсирида ўз-ўзидан алангалади. Унинг кучли оксидловчилик хоссаси (оксидловчилик активлиги) энг характерли хоссаларидан биридир.

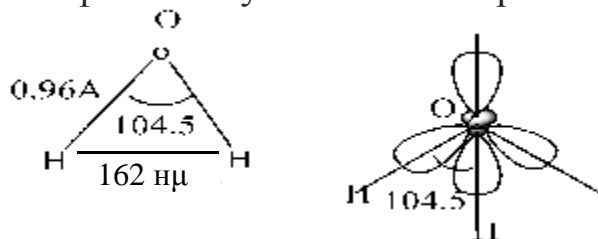
Озон ичимлик сувларини зарарсизлантиришда, табиатда дезинфекацияловчи восита сифатида, саноат чиқинди сувларини зарарсизлантиришда ишлатилади. Ер юзасидан $\approx 25\text{-}30$ км баландликда озон қатлами мавжуд бўлиб, у қуёшдан келаётган ултрабинафша нурларини тутиб қолади, бу нурлар ҳамма тирик организмлар учун жуда хавфлидир. Шундай қилиб, стратосферадаги озон қатлами ерда органик ҳаётни нормал ривожланишни таъминлайди.

25 БОБ. СУВ

Сув молекуласининг тузилиши. Сувнинг физик ва кимёвий хоссалари металлар ва металл оксидлари билан реакциялари кристаллогидратлар

Ерда сувнинг умумий миқдори $14 \cdot 10^{18}$ т деб баҳоланади. Сув асосан океанларда ва денгизларда жамланган. Ерда энг энг кўп тарқалган моддалардан бири сув бўлиб, ер қобиғининг $\frac{3}{4}$ қисми сув билан қопланган. Қуруқликнинг ~ 20 % қисми қаттиқ сув- қор ва музликлар билан қопланган, ичишга яроқли бўлган сувга чучук сув дейлади. Чучук сув ҳиссасига (дарё ва кўл сувлари) $2 \cdot 10^{15}$ т. тўғри келади. Ичишга яроқли табиий сувда ҳамеша аралашмалар бўлади. Улардан айримлари муаллақ ҳолда бўлса, бир хили эриган ҳолда бўлади. Сув муаллақ аралашмалардан тиндириш ва филтрлаш йўли билан тозаланади. Лабораторияда бу мақсадда филтрлаш усулидан фойдаланилади. Сувни эриган аралашмалардан тозалаш учун ҳайдаш усулидан фойдаланилади. Ҳайдаш усули билан олинган сувга дистилланган сув дейлади.

Сувнинг формуласи - H_2O ; одатдаги шароитда сув водород боғланишлар ҳисобига кучли даражада ассоцияланган бўлади, $20^{\circ}C$ да $(H_2O)_x$ ассоцияланиш даражаси $x \approx 4$ га тенг бўлади. Бунинг натижасида сувнинг суюқланиш ва қайнаш температураси қиймати, VI гуруппа элементларининг водородли бирикмалари (H_2S , H_2Se , H_2Te) никига нисбатан анча юқори бўлади. Сув таркиби буйича 11,11% водород ва 88,89% кислороддан ташкил топган. Унинг ҳосил бўлишида 1 ҳажм кислород билан 2 ҳажм водород бирикади. Қуйидаги расмда сув молекуласининг геометрик ўлчамлари ва фазовий тузилиши келтирилган.

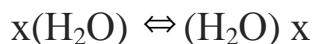


Расмдан кўришиб турибдики, сув молекуласида иккала атом водород кислород атомининг бир томонида жойлашган. Бунинг натижасида сув молекуласида Н-О боғлари кучли қутбланган, учбурчак шаклида, валент бурчаги $=104,50$ боғланиш узунлиги $r_{OH} = 0,96 \text{ \AA}$ сувда кислород атоми sp^3 гибридланган ҳолатда бўлади.

Сув молекуласида атом ядроларининг жойланиши

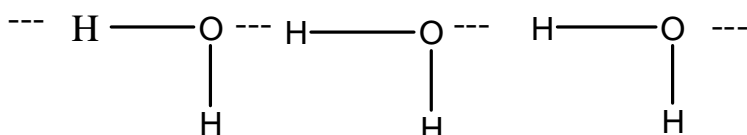
Сув буғининг молекуляр массасини аниқлаш натижасида унинг таркиби энг оддий формула H_2O га тўғри келиши аниқланган. Аксинча, сув суюқ ҳолатда бўлганлиги $(H_2O)_x$ (бу ерда $x=2, 3, 4$ ва ҳоказо) са-

бабли унинг молекуляр массаси мураккаб бўлиб, ассоциат формуласига мувофиқ келади. Шунга ўхшаш молекуляр агрегатларининг ҳосил бўлиши юзага келади ва қиздирилганда ассоциатлар даражаси камаяди:



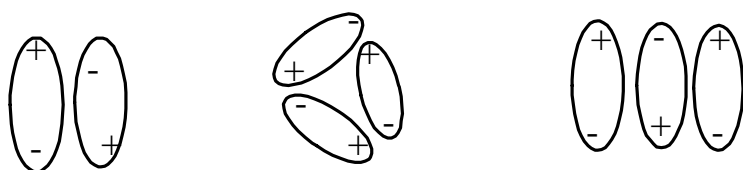
Сув молекуласида ассоциатларнинг ҳосил бўлиши сабаблари икки хил усулда тушунтирилади:

Сув молекулалари орасида водород боғланишни юзага келиши билан:



Бундай тортишув водород атомида юзага келадиган эффектив заряд ($d = +0,33$) ва кислород атомида ($d = -0,66$) ларнинг тортишишлари сабаб бўлади. Бундай боғланиш водород боғланиш дейилади.

Иккинчидан, сув молекулаларининг ассоцияланишига сабаб, уларнинг юқори қутбланувчанлиги бўлиб, икки хил қутбга эга бўлган молекулалар бир-бирига тескари қутблари билан тортиладилар ва ассоциатларни ҳосил қиладилар:



Тоза сув рангсиз, ҳидсиз ва таъмсиз суюқлик. Сув қалин қатламда (5 м ва ундан юқори) ҳаво рангда бўлади. Нормал атмосфера, босимда сув 100°C да қайнайди, 0°C да музга айланади, суюқ сув музга айланганда унинг ҳажми 9% га ортади. Сув 4°C да энг юқори зичликка эга бўлади ва унинг зичлиги $r = 1\text{г/мл}$, 1г/см^3 . Сув бизга маълум бўлган суюқликлардан яғонаси бўлиб, унинг ҳажми билан массаси тенгдир, яъни : $V_{\text{мл}} = m_{\text{гр}}$

Энг тоза сувнинг (бир неча марта қайта ҳайдалгани (дистилланган) электр ўтказувчанлиги чексиз кичикдир.

Сувнинг солиштирма иссиқлик сиғими.

Ҳамма суюқлик ва қаттиқ моддаларга нисбатан сув солиштирма иссиқлик сиғими энг юқорилиги билан характерланади. Солиштирма иссиқлик сиғими 1 грамм суюқ ёки қаттиқ модданинг ҳароратини 1°C га кўтариш учун зарур бўлган иссиқлик миқдоридир. Бу ҳолидаги сув конденсацияланиб суюқ ҳолга ўтганда яна шунча иссиқлик ажралиб

чиқади. Паст температурада сув нисбатан секин, температуранинг ошиши билан буғ босими тез ортиб боради.

Температура, °С	0	5	10	15	20	25	30	40	50	75	100
Буғ босими мм.сим.уст	4,6	6,5	9,2	12,8	17,5	23,8	31,8	55,3	92,5	289,1	760

Сувни 0⁰С гача совутилганда у музга айланади. Муз сувнинг қаттиқ ҳолатидир. Музнинг зичлиги 0,92 г/см³ яъни муз сувдан енгилдир, шу сабабли муз сувнинг юзасида туради ёки дарё, кўл ва бошқа сув ҳавзалари музлаганда сувнинг юза қисми музлайди. Бу ҳол сув фаунаси (сув ости ўсимликлари ва ҳайвонларнинг яшаши ва ривожланиши) учун қулай шароитдир. Агар сув ҳавзалари қиш вақтида тагидан музлаганда эди ёки музнинг зичлиги бошқа ҳар қандай қаттиқ моддалардагидек суюқ сувдан юқори бўлганда эди денгиз сув ости ўсимлик ва ҳайвонлари учун бир қанча қийинчиликлар туғдирган бўлар эди. Музлаган сув ҳавзалари фақат ёзга бориб эриган бўлар эди. Бу ҳодиса ҳам сувнинг битта аномалияси.

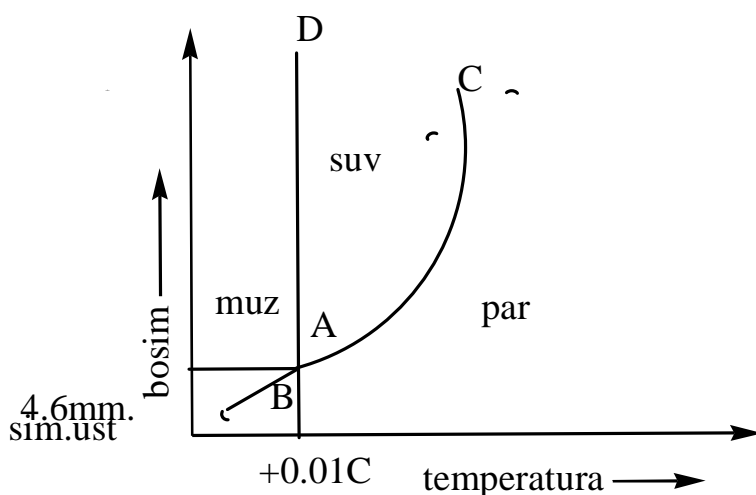
Сувга ўхшаб муз ҳам буғланиб туради, аммо музнинг буғланиши жуда секин боради, чунки муз устидаги сув буғи босими жуда кичик.

Температура	-50	-30	-20	-10	-8	-6	-4	-2	0
Буғ босими мм.сим.уст.	0,03	0,3	0,8	1,9	2,3	2,8	3,3	3,9	4,6

Музнинг буғланиши истисно эмас. Шундай қаттиқ моддалар борки масалан, нафталин, кристаллик йодлар одатдаги шароитдаёқ сезиларли даражада буғланадилар. Бундай моддалар қиздирилганда суюқлик ҳолатини четлаб бирданига буғ ҳолатига ўтади. Бунга сублимация ҳодисаси дейилади. Моддаларнинг бу хоссасидан уларнинг қаттиқ кўшимчаларидан тозалашда фойдаланилади.

Шундай қилиб, Н₂О суюқ ⇌ Н₂О муз (сув ⇌ муз) система мувозанатида музнинг ҳажми шунча миқдор сув ҳажмидан катта бўлганлиги учун босимнинг ортиши мувозанатни чапга силжитади. Бу амалда босим ортганда музнинг суюқланиши 0⁰С дан паст ҳароратда содир бўлади деганидир.

Юқорида баён қилинганлар асосида сув ва музнинг буғланиши ва музнинг суюқланиши учун сувнинг ҳолат диаграммасини тузиш мумкин. Бунда одатда абсисса ўқига температуранинг, ордината ўқига босим қўйилади. Масштабни ҳисобга олмаган ҳолда сувнинг ҳолат диаграммаси расмда берилган



Сувнинг ҳолат диаграммаси

AC -эгри чизиғи суёқ сув босимиға мувофиқ келади;

AB -эгри чизиқ муз буғ босими;

AD- музнинг суёқланиш температурасини босимға боғлиқлигини кўрсатади.

Расмдан кўриниб турибдики, диаграмманинг ҳамма юзаси уч қисмға бўлинган, уларнинг ҳар бир қисми сувнинг маълум бир барқарор агрегат ҳолатига тўғри келади. Бу диаграмма уч фазали система: муз-сув-буғ ҳолатини билдиради. Бу соҳаларни бўлувчи чизиқлар қайси температура ва босимда иккита барқарор фаза шароитларини кўрсатади.

AB чизиғи сув \Leftrightarrow буғ мувозанатини;

AG чизиғи.....муз \Leftrightarrow сув мувозанатини;

AB чизиғи.....муз \Leftrightarrow буғ мувозанатини ифодалайди.

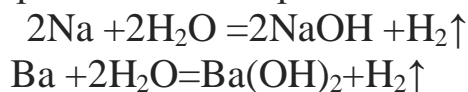
Ҳамма учта чизиқ А нуқтада кесишади. Ушбу нуқтага мос келадиган температура ($+0,01^{\circ}\text{C}$) ва босим (4,6 мм.сим.уст.) да сувнинг учта фазаси ҳам (муз, сув, буғ) мувофиқ келади. Шу сабабли бу нуқтага учламчи нуқта дейилади. Ҳолат диаграммасидаги учламчи нуқта айни модданинг одатдаги босимда агрегат ҳолатларнинг ўзгариш йўлини билдиради.

Агар бу нуқта 760 мм.сим.уст. дан пастда турса, қаттиқ модда қиздирилганда аввал суёқлик ҳолига ўтади кейин эса газ (буғ) ҳолига ўтади. Аксинча, бу нуқта 760 мм.сим.уст.дан юқори турса қаттиқ модда қиздирилганда бирданига газ (буғ) ҳолига ўтади (сублимацияланади). Сублимацияланадиган моддани суёқлик ҳолига ўтказиш учун қиздиришни анча юқори босим остида олиб борилиши лозим. Сувнинг ҳолат диаграммасига ўхшаш диаграммани ҳар қандай модда учун олиш мумкин ва ундан модданинг агрегат ҳолатларини аниқлаш кулай.

Сувнинг кимёвий хоссаси

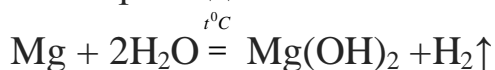
Сувнинг металларга муносабатлари

Сув ишқорий ва ишқорий-ер металлари билан одатдаги шароитда ўрин олиш реакциясига киришади.

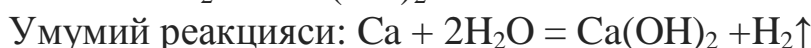


Ҳар иккала ҳолда ҳам шиддатли реакция боради, ажралган водородни куруқ пробиркага йиғиб синаб курилади. Эритмага бир неча томчи фенолфталеин томизилса бинафша рангга киради. Ишқорий ва ишқорий-ер металлари сув билан таъсирлашганда тегишли ишқорлар ҳосил бўлади.

Сув айрим металлар билан бир мунча юқорироқ температурада реакцияга киришади.



Демак, сув актив металлар билан реакцияга киришганда водород ажралиб чиқади ва асос ҳосил бўлади. Асосларнинг ҳосил бўлиши актив металлар сув билан реакцияга киришганда дастлаб ҳосил бўладиган металл оксидлари сувда эрувчан бўлса, кейинги босқичда асос ҳосил бўлади.



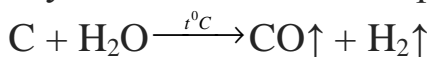
Агар биринчи босқичда ҳосил бўладиган оксид сувда эримайдиган бўлса, водород ва тегишли металл оксиди ҳосил бўлади.



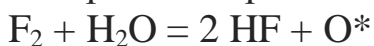
Бу реакция кимёда “темир-буғ” усули номи билан маълум бўлиб саноатда водород олиш учун фойдаланилади.

Сувнинг металмасларга муносабати.

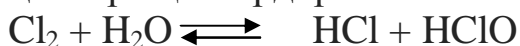
Сув баъзи металлмаслар билан қиздирилганда бирикади.

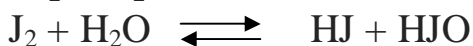


Одатдаги шароитда галогенлар сув билан фтор шиддатли, қолганлари секин реакцияга киришади.



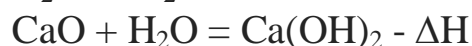
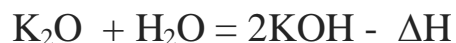
Бу реакция бир мунча мураккаб бўлиб, реакцияда OF_2 , O_2F_2 , O_3 ва H_2O_2 лар ҳам ҳосил бўлиши мумкин. Қолган галогенларнинг сув билан реакциялари қайтардир.





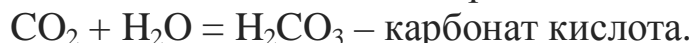
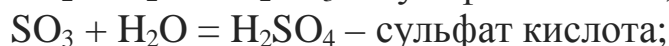
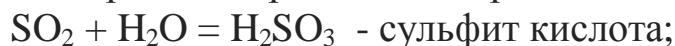
Сувнинг оксидларга муносабати

Актив металларнинг оксидлари сув билан бирикиб ишқорлар ҳосил қилади.



сўндирилмаган оҳак сўндирилган оҳак

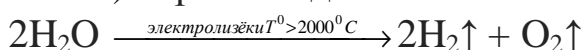
Бу реакцияга оҳакни сўндириш дейилади. Реакцияда жуда катта иссиқлик чиқади, ҳатто сув қайнаб кетади. Оҳакни сўндиришда калций оксиди устидан сувни эмас, аксинча сувга оз-оздан CaO солинади. Аксинча, оҳак куяди (ивиб) қолади дейилади. Сув деярли барча металмасларнинг оксидлари билан реакцияга киришиб кислоталар ҳосил қилади:



Бу реакцияларда ҳам маълум даражада иссиқлик ажралиб чиқади. Кўпчилик тузлар сувда эриганда гидролизга учрайди (гидролиз мавзусига қаранг) аммо, айримлари сувда батамом парчаланadi:

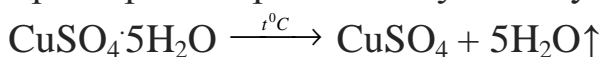


Сув ўзгармас электр токи ёки жуда юқори температурада ($t_0 > 2000^\circ\text{C}$) парчаланadi.



Кристаллогидратлар - тузларнинг сувдаги эритмалари совутилганда эритмадан туз молекулалари ўзлари билан икки ёки бир қанча сув молекулаларини бириктириб чўкмага тушади. Таркибида сув молекулалари мустақил бирлик сифатида бўлган кристалл моддаларга кристаллогидратлар дейилади. Кристаллогидратлар таркибидаги сувга кристаллизация сув дейилади:

Масалан, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ -табий гипс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ -глаубер тузи, $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ -аччиктош. Сульфат кислотанинг айрим тузларига $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ купорослар дейилади. Кристаллогидратлар қиздирилганда сувини йўқотадилар:



ҳаво ранг оқ

Кристаллогидратлар комплекс бирикмаларга мансуб, сув молекула-лари лиганд ролини ўйнайди.

Сувнинг аҳамияти ва ишлатилиши

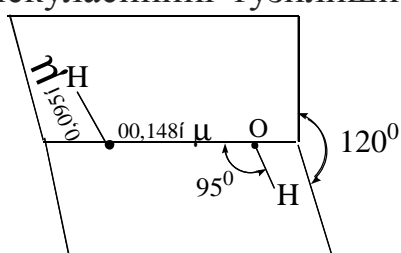
Ўсимликлар дунёсининг ва ҳайвонат оламининг ҳаёти учун сувнинг аҳамияти беқиёс каттадир. Сув бор ерда ҳаёт бор. «Ҳосилнинг отаси куёш бўлса, онаси сув»дир деб бежиз айтишмаганлар ота-боболаримиз.

Табиатда содир бўладиган аксарият ҳамма жараёнларда сув иштирок этади. Одам танасининг $\approx 65\%$ и сувдир, сабзавот ва полизларда 90-95% гача сув бўлади (бодрингда 97% сув бўлади).

Тирик организмлардаги барча биокимёвий жараёнлар сув иштирокида ва сув муҳитида боради. Сув нафақат инсонлар учун, балки кимё саноатида ҳам, қишлоқ хўжалигида ҳам, халқ хўжалигининг барча соҳаларида энг муҳим хом-ашёдир. Саноатда олинadиган барча моддалар ва қишлоқ хўжалигида ишлаб чиқариладиган барча маҳсулотлар учун сувнинг роли жуда муҳимдир. Бу жараёнлар учун жуда катта миқдордаги сув сарф бўлади. Ичимлик (чучук) сув муаммоси, яъни инсонларни чучук сув билан таъминлаш инсонлар ҳаётидаги энг ҳаётий зарурят бўлиб келган.

Табиатда чучук сув захираси $\approx 1\%$ га тўғри келади. Чучук сувни исроф қилмай сарфлаш ва керакли жойга ишлатиш ҳар бир инсоннинг асосий вазифасидир.

Водород пероксид- водород пероксид молекуласида пероксид группа -O-O- бўлади ва элементларнинг оксидланиш даражалари $H_2^{+1}O_2^{-1}$ Молекуласининг тузилиши:

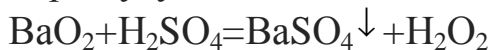


H₂O₂-молекуласи чизикли эмас, O-H боғлари симметрик эмас, иккита текисликда 120° бурчак остида, сувга нисбатан диполь momenti катта.

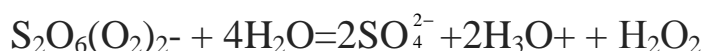
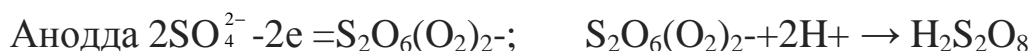
-O-O-пероксид группадаги s-боғ O-H боғга нисбатан уч марта кучсизроқ. Суюқ ва қаттиқ водород пероксид ҳамда унинг сувдаги эритмаси барқарор водород боғланиш билан характерланади. Водород боғланиш H₂O₂ молекулаларини ассоциацияланишига олиб келганлиги

учун, водород пероксид ёпишқоқ оч-хаво ранг суюқлик, ҳидсиз. Сувга нисбатан 1,5 марта оғир, унинг қайнаш температураси юқори, сирт та-ранглиги катта.

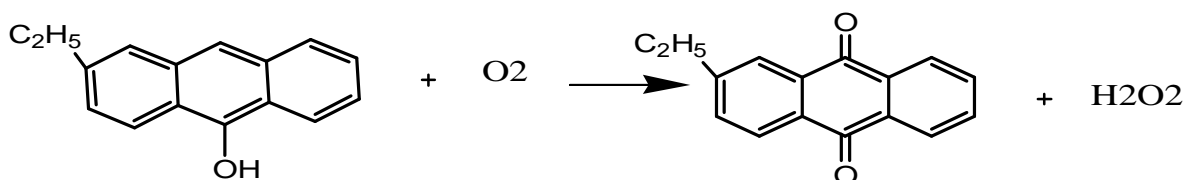
Олиниши. Барий пероксидга сульфат кислота таъсир эттириб (ла-боратория усули):



Ўртача концентрациядаги сульфат кислота эритмасини ёки унинг тузини юқори ток зичлигида ва кейинчалик ҳосил бўлган диперсульфат кислотасини гидролиз қилиб олиш (эски саноат усули):



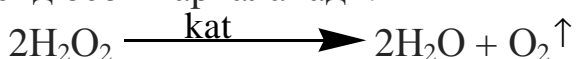
гидрохинон алкил ҳосилаларини оксидлаб ҳам водород пероксид олдинади:



2-этилантрагидрохинон

2-этилантрахинон

Юқори концентрациядаги (85-90%) водород пероксид кучли портловчи. Сотувга чиқариладиган водород пероксид концентрацияси 30% ли бўлади, унга пергидрол дейилади ёки унинг 3% ли эритмаси бўлади. Булар анча барқарор. Ёруғликда, катализаторлар иштирокида (чанг, MnO_2 , Pt, каталаза ферменти, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Fe_2O_3 , Cr_2O_3) водород пероксид осон парчаланadi.



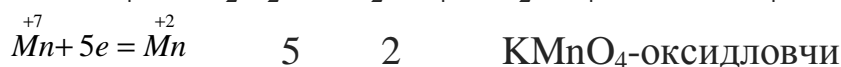
Кислотали муҳитда унинг оксидловчилик хоссаси кучли номоён бўлади:



Аммо кучли оксидловчилар иштирокида қайтарувчи хоссасини номоён қилади:

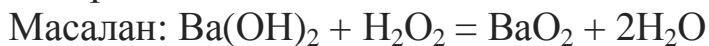


Масалан:

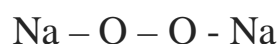
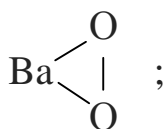


Сувли эритмада водород пероксид жуда кучсиз икки негизли кислота хоссасини намоён қилади: $\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$,

$\text{HO}_2^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{O}_2^{2-}$ Иккинчи босқичдаги диссоциацияси деярли бормайди. Водород пероксиди ишқорлар билан таъсирлашиб тузлар – пероксидлар ҳосил қилади.



BaO_2 ва Na_2O_2 пероксидлари қуйидагича тузилишга эга:



Водород пероксиднинг соф ҳолда ёки унинг концентранган эритмаси билан ишлаганда жуда эҳтиёт бўлиш зарур, акс ҳолда терига тегса кучли куяди ва оқ доғлар пайдо бўлади (анча вақтдан кейин йўқолади). У асосан оқартирувчи восита сифатида (соч, пахта, қоғоз), дезинфекцияловчи сифатида, ракета ёнилғиларида оксидловчи, органик ва анорганик пероксибирикмалар олишда хом ашёдир.

Водород пероксиднинг ишлатилиши

Пероксид бирикмалар турли – туман хоссаларга эга бўлганлиги учун турли соҳаларда кенг қўлланилади. Амалда анорганик пероксидлар одатда оқартгичлар, кислород манбалари, дезинфекция воситалари сифатида қўлланилади. Водород пероксиднинг ишлатилиши асосан унинг кучли оксидловчилик таъсирига асосланган. У тиббиётда дезинфекцияловчи ва қонни тўхтатувчи восита сифатида ишлатилади.

Техникада газмолларни, жун, мўйна, ипак, похол ва парларни оқартирувчи сифатида фойдаланилади. Бўёвчи моддаларни (пигментларни) водород пероксид парчалайди, аммо оқартирилаётган материалларни бузмайди. Айрим пероксидлар, масалан, CaO_2 – оқова сувларини тозалашда, қоғоз ва калава ипларини оқартиришда, нон комбинатларида хамирни пластиклик хоссасини яхшилашда ишлатилади.

Дейтерий, оғир сув. Тритий

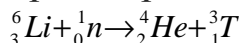
Дейтерий – белгиси D ёки ${}^2_1\text{H}$ (оғир водород). Нисбий атом массаси $A_r(\text{D})=2,0141$. Эркин ҳолда дейтерий молекула D_2 ҳолида мавжуд бўлади. Дейтерийнинг кимёвий хоссаси протий хоссасига ўхшаш, фақат секин реакцияга киришади.

Оғир сув - (дейтерий оксиди) D_2O . Сувнинг изотоп кўриниши. Табиий сувда D_2O ва H_2O ларнинг масса нисбатлари 1:5500 (бу нисбат ҳамма дейтерий D_2O ҳолида бўлганига тўғри келади, аммо сувда HDO – ярим оғир сув ҳолида ҳам бўлиши мумкин). D_2O нинг суюқланиш тем-

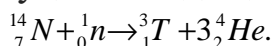
ператураси $t_c=3,813^0\text{C}$, $t_k=101,4^0\text{C}$, $\rho=1,15 \text{ г/см}^3$. Оддий сувга нисбатан эритувчилик хоссаси ёмон бўлганлиги учун захарли. Сувни кўп марта электролиз қилганда оғир сув қолдиқ электролитда йиғилади. Оғир сув ядро реакторларида иссиқлик ташувчи ва нейтронларни секинлаштирувчи сифатида фойдаланилади.

Тритий-белгиси Т ёки ${}^3_1\text{H}$ (1p+2n) e-(ўта оғир водород).

Тритий радиоактив элемент, ядро реакцияларида ҳосил бўлади.



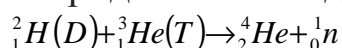
Табиатда тритий атмосферанинг юқори қатламларида атомларни (масалан, азотни) юқори энергияли космик нурланишда нейтронлар билан тўқнашганда ҳосил бўлади.



Тритий β^- заррачалар чиқариб радиоактив емирилганда ${}^3_2\text{He}$ изотопига айланади.

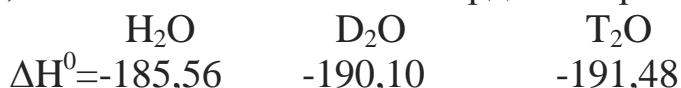


Таркибида ${}^3_1\text{T}$ бўлган энг оғир сув T_2O ҳам маълум $t_c=4,5^0\text{C}$. Тритий термойдро реакцияларида ишлатилади.



Термойдро реакцияларида оддий кимёвий реакцияга нисбатан 106^0C марта кўп энергия ажралиб чиқади.

Қуёшда бир секундда $3 \cdot 10^8$ т. водород He-гелийга айланади. Бугунги кунга қадар қуёшдаги водород захирасининг $\approx 20\%$ и гелийга айланган, қолган 80% и яна миллиард йилларга етади.



қаторида ҳосил бўлиш иссиқликлари ўзгаришига қараб (минфий қийматда ортиб боради) шу қатор бўйича молекулаларнинг барқарорлиги ортади.

Водороднинг изотоплари ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{D}$, ${}^3_1\text{T}$ кислороднинг ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ изотоплари билан турли туман молекулаларни ҳосил қилади. Водороднинг 3 та (${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{D}$, ${}^3_1\text{T}$) изотоплари биргина кислороднинг ${}^{16}_8\text{O}$ изотопи билан H_2O , D_2O , T_2O , HDO , HTO , DTO таркибли сув молекулаларини ҳосил қилади.

26 БОБ.

Даврий системанинг V гуруҳ бош гуруҳча элементларининг умумий тавсифи. Фосфор, унинг аллотропик шакллари физик ва кимёвий хоссалари. Фосфор (V) оксид, фосфат кислота ва унинг тузлари. Фосфорли ўғитлар.

Умумий тавсифи.

V A гуруҳ элементлари ва уларнинг символлари: азот–N, фосфор–P, мишьяк – As, сурьма–Sb, висмут–Bi. Умумий номланишлари – пниктогенлар.

Қуйидаги жадвалда V гуруҳ элементларининг асосий тавсифи келтирилган.

Энг муҳим хоссалари	Азот N	Фосфор P	Мишьяк As	Сурьма Sb	Висмут Bi
1	2	3	4	5	6
Тартиб рақами ёки ядро заряди	7	15	33	51	83
Нисбий атом массаси- Ar	14,0	30,974	74,0922	121,753	208,980
Ер қобиғида миқдори, масса %	1·10 ⁻²	8·10 ⁻¹⁰	5·10 ⁻²	4·10 ⁻²	2·10 ⁻²
20 ⁰ C да зичлиги г/см ³	0,00125	1,82 оқ P 2,36 қизил P	5,72	6,68	9,80
Атом радиуси н ρ	0,070	0,110	0,121	0,141	0,146
Ионланиш потенциаллари Э ⁰ – 3e= Э ⁺³ В	91,5	60,4	58,0	52,3	52,0
ионланиш потенциаллари Э ⁰ -5e=Э ⁺⁵ , В	266,8	176,7	171,0	158,4	153,0
Оксидланиш даражалари	-3,-2,-1,+1,+2,+3,+4,+5	-3,(-2),+1,+3,(+4)+5	-3,+3,+5	-3,+3,+5	+3,(+5)
Стандарт электрод потенциаллари E ⁰ ,В	-	-	0,3	0,24	0,2
Суюқланиш температураси t ⁰ c	-210	593 босим ост	817 босим ост	630,5	271,4
Қайнаш температураси t ⁰ к	-195,8	429 сублим	615 сублим	1634	1552
Металлик характери	металлмас				металл
Электрон конфигурацияси	[He]2s ² 2p ³	[Ne]3s ² 3p ³	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ₃	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³

1	2	3	4	5	6
Кислоталари ва характери	HNO ₃ кучли HNO ₂ ўртача	H ₃ PO ₄ ўртача H ₃ PO ₃ кучсиз	H ₃ AsO ₄ кучсиз H ₃ AsO ₃ кислоталар	- SbO(OH) амфотер	- Bi(OH) ₃ гидроксидлар
Водородли бирикмалари	NH ₃ аммиак	PH ₃ фосфин	AsH ₃ арсин	SbH ₃ стибин	—
Оксидланиш даражаларининг барқарорликлари:	<p style="text-align: center;">Кислотали хоссалари ортади</p> <p style="text-align: center;">NH₃ PH₃ AsH₃ SbH₃ —</p> <p style="text-align: center;">аммиак фосфин арсин стибин</p> <p style="text-align: center;">барқарорликлари камаяди</p>				
+5	Барқарорлик	ортади.	←—————		
+3	Барқарорлик	ортади.	—————→		
-3	Барқарорлик	ортади.	←—————		

N – P – As – Sb – Bi қаторида ёрқин ифодаланган металлмаслик хоссаси (N) камайиб металл хоссаси ортади.

Қатор бўйича атом радиуслари монотон (бир текисда) ортади, нисбий электроманфийликлари камаяди. Қатор бўйича +3 ионланиш потенциаллари йиғиндиси камайиб бориши асосида, бирикмаларининг барқарорликлари қатор бўйича ортади.

+5 оксидланиш даражаларининг ҳолати висмутда жуда беқарор эканлиги ундаги 6s поғоначадаги электрон жуфтани инертлиги ва уни осонлик билан қўш экран 4f¹⁴ ва 5d¹⁰ орбиталларига ўтиш эффекти билан тушунтирилади.

VA гуруҳ элементлари оксидланиш даражаларини таққослаб, уларни хилма-хиллик характери азотда (-3 дан +5 гача), фосфорда камроқ, характерли, (-3+3+5) висмутда эса +5 оксидланиш даражаси жуда кам характерли бирикмалари жуда беқарор эканлигини англаш мумкин.

Демак, +5 оксидланиш даражаларининг барқарорлиги азотдан N⁺⁵ висмут Bi⁺⁵ камайиб боради.

Бу ҳол висмутни, металл, мишьяк ва сурьмани ярим металл характерларини ҳам изоҳлайди.

V A гуруҳ элементларига «**пниктогенлар**» дейилади. V бош группа элементларини бирлаштирувчи пниктоген атамаси галогенлар ва халькогенлар атамалари каби киритилган бўлиб типик элементлар фосфор–P, азот–N, символларидан ҳосил бўлган.

Фосфор

Фосфор, 1669 йил (Бранд, Германия) алхимёвий философ тошни излаш натижасида (сийдикни ҳайдашда қоладиган қолдиқдан

аниқлаган) очган. Фосфор номи юнонча ёруғлик сочувчи сўзидан олинган.

Фосфор VA гуруҳ элементлари ичида иккинчи типик элемент металмас. Нисбий электроманфийлиги бўйича у, типик металмаслар фтор, кислород, хлор, азот ва олтингугуртдан кейин туради.

Бош квант сонининг ва атом радиусининг ортиши билан азотдан фосфорга ўтганда фосфор кимёси бир қанча ўзига хос хусусиятларга эга бўлади.

Биринчидан, бешта ионланиш потенциаллари суммаси (йиғиндиси) азотдан (266,8) фосфорга ўтганда (176,7) кескин камаяди. Бу +5 оксидланиш даражасининг барқарорлигига олиб келади. Бу билан бир вақтда фосфор +5 оксидланиш даражасида оксидловчилик хоссасини намоён қилмайди (азотдан кескин фарқи). Шу билан азотнинг шундай оксидланиш даражасидаги бирикмаларини юқори барқарорлиги тушунтирилади. Аксинча фосфорнинг водородли бирикмалари азотникига нисбатан анча беқарор.

Иккинчидан, фосфорда 3d–поғоначада бўш бўлганлиги учун азотга нисбатан валент имкониятлари кўпроқ. Фосфордаги 3s² поғоначадаги жуфтлашган электронларидан биттасини ташқи энергия ҳисобига 3d поғоначага ўтказилганда, фосфорда 5 та тоқ электрон бўлади ва алмашилиш механизми бўйича фосфорнинг ковалентлиги 5 га тенг бўлади. Ундан ташқари бўш 3d – орбиталлари донор–акцептор механизм бўйича ковалент боғ ҳосил қилишда иштирок этишлари мумкин.

Бу ҳолда фосфор бўш орбиталларга донор–элементлардан электрон жуфтларни қабул қилиб (донор–акцептор механизм бўйича) акцептор бўлади.

Катта валент имкониятларига эга бўлган фосфор янги гибридланиш типларини, масалан, sp³d (к.с.5) ва sp³d² (к.с.6) намоён қилиши мумкин, азот атомида бундай ҳолларни амалга ошиши мумкин эмас. Аммо, фосфор кимёсида sp³–гибридланишдаги ҳосилалари кўпроқ учрайди. Учинчидан фосфор кимёсида полимер структуралар ҳосил қилишга мойиллиги ёрқин ифодаланган. Фосфор кимёсида гомо билан бирга гетеро занжирли қаттиқ полимерлари яхши маълум. Бу муносабатда Si–P–S қаторида горизонтал ўхшашликни қайд қилиш зарурки фосфорда худди кремний ва олтингугуртга ўхшаб кислородга ва фторга мойиллиги жуда катта.

Табиатда тарқалиши ва табиий минераллари.

Фосфор фақат боғланган ҳолда организмларда ва минералларда учрайди. Тирик организмларда фосфор фосфолипидлар шаклида (масалан, лецитин нерв ва мия моддаларида) фосфопротеидлар (ферментлар)

ортофосфат кислотанинг ҳар хил эфирлари ва кальций фосфатлар (суяк ва тишда) ҳолида учрайди. Қушларнинг тезаклари табиий фосфор тутган модда гуанони ҳосил қилади.

Минераллари:

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ – фосфорит;

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{Cl}, \text{OH}, \text{F})_2$ - апатит ёки $\text{Ca}_5\text{X}(\text{PO}_4)_3$ – X = F-, Cl- OH-;

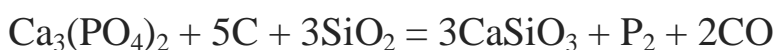
CePO_4 – монацит.

Фосфатлар айрим темир маъданлари таркибига ҳам киради. Фосфатлар табиатда тарқалиши бўйича ($8 \cdot 10^{-2}$ масса %), азот, олтингугурт ва хромдан олдинда туради.

Фосфор – ҳамма тирик организмлар учун ҳаётий зарур элемент. У оксил моддалар таркибига киради, ўсимликларда, ҳайвонлар ва инсонлар организмда учрайди.

Фосфорнинг олиниши

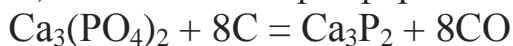
Фосфор–табиий фосфорли бирикмаларни юқори температурада (1500°C) қум (SiO_2) иштирокида кокс билан қайтариб олинади. Қум кальций оксидни шлак–кальций силикатга боғлайди. Қайтариш учун фосфорит олинганда суммар реакция тенгламаси қуйидагича ифодаланади:



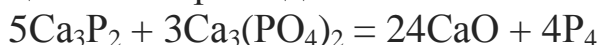
Газсимон аралашмани (фосфор буғлари ва ис газы) совуқ сувдан ўтказилади, бунда оқ фосфор конденсацияланади.

Аслида бу жараён боришини қуйидагича тассавур қилиш мумкин:

А) дастлаб кокс фосфоритни кальций фосфоридгача қайтаради.



Б) ҳосил бўлган Ca_3P_2 фосфорит билан оксидланиш – қайтарилиш реакциясига киришади.



В) ҳосил бўлган CaO қум билан боғланиб шлак ҳосил қилади:

Бу жараёнларни соддалаштирилган йиғма реакцияси юқорида келтирилган

Фосфорнинг аллотропик шакллари.

Фосфорнинг аллотропик шакллари хоссалари қуйидаги жадвалда келтирилган.

Хоссалари	Оқ фосфор	Қизил фосфор	Қора фосфор
1	2	3	4
Рангги	Оқ	Қизилдан то бинафшагача	Кулранг – қора
Ҳиди	Чиснок	Ҳидсиз	Ҳидсиз

1	2	3	4
Қаттиқлиги бўйича	Мумсимон	Қаттиқ	Нисбатан юмшоқ
Характерли шакли	Металмас	Металмас	Металлик
Суюқланиш температураси $^{\circ}\text{C}$	44°C	Фақат юқори босим остида суюқланади. 280°C дан юқорида оқ фосфор парларига ўтади.	
Сублимацияланиш $t^{\circ}\text{C}$	~ 60	400 дан юқорида	
20°C да зичлиги $r = \text{г}/\text{см}^3$	1,82	2,36	2,70
Эрувчанлиги	Сувда жуда кам, CS_2 да яхши	Эримайди	Эримайди
Реакцион қобилияти	Юқори	Паст	Ўртача
Люминесценцияланиши	Бор	Йўқ	Йўқ
Кристалл панжара тури	Молекуляр	Атом	Атом

Фосфорнинг бир қанча аллотропик шаклларида энг муҳимлари оқ, қизил ва қора фосфорлардир.

Фосфорнинг аллотропик шакллари орасида қуйидаги ўтишлар мавжуд:

А) оқ фосфор ----► қизил фосфор; жараён уй температурасида секин, ёпиқ идишда 330°C да тезлашади;

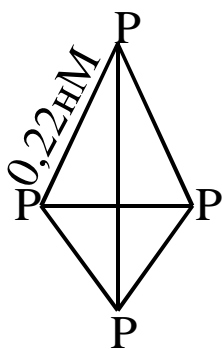
Б) қизил фосфор ----► оқ фосфор, 280°C дан юқори температурада, оддий атмосфера босимида ҳайдалади ва оқ фосфор ҳолида конденсацияланади.

В) оқ фосфор ----► қора фосфор; жараён 10000 МПа (100000 атм) ёки оддий атмосфера босимида 380°C да катализатор (майда дисперсизланган, симоб) иштирокида олиб борилади.

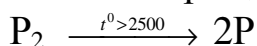
Оқ фосфор 4 атомли молекула P_4 ҳолида бўлади. Оқ фосфор қоронғида ҳавода яшил шулаланади (люминесценция) иссиқлик чиқиши билан кузатилади, бу ҳодиса фосфорнинг секин оксидланиши (P_4O_6) билан боғлиқ бўлиб, ажралиб чиқадиган иссиқликда оқ фосфор эриб кетиши ва уни аланганланиши содир бўлиши мумкин (шу сабабли оқ фосфор сув остида сақланади).

P_4 – молекуласи тетраэдр шаклга эга:

1000°C дан юқори температурада P_4 молекуласи термик диссоцияланади. $\text{P}_4 \leftrightarrow 2\text{P}_2$



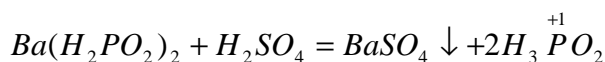
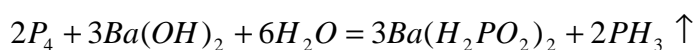
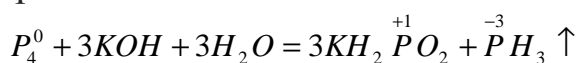
Фақат 2500° дан юқори температурада фосфор молекуласи атомларга диссоцияланади:



Оқ фосфор молекуляр кристаллик панжарада бўлади ва тугунларда P_4 ҳамда молекулалараро куч кучсиз бўлгани учун оқ фосфор учувчан осон суюқланувчан, пичоқ билан кесилади, CS_2 да эрийди.

Оқ фосфорни реакция қобилияти кучли, у кислород, галогенлар, олтингугурт ва металллар билан кучли таъсирлашади. Оқ фосфор жуда захарли, инсон учун ўлдирадиган миқдори 0,15 г.

Оқ фосфор ишқорлар эритмасида диспропорционирлаш реакциясига киришади:

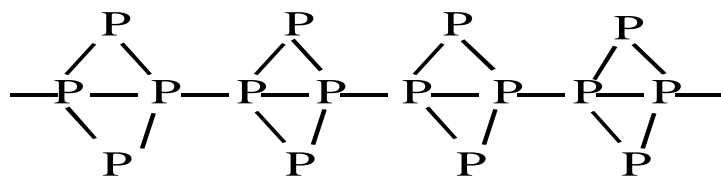


H_3PO_2 – гипофосфит кислотаси эркин ҳолда мавжуд эмас, фақат эритмадагина мавжуд бўла олади.

Қизил фосфор

Қизил фосфор—оқ фосфорга нисбатан барқарор, реакцияга киришиш қобилияти паст. Қизил фосфор захарсиз, бироқ сотиладиган қизил фосфор намунасида сезиларли даражада оқ фосфор бўлади, шу сабабли қизил фосфор билан ишлаганда эҳтиёт чораларига қаттиқ риоя қилиш лозим.

Қизил фосфор—полимер модда, ҳеч бир эритувчида эримайди. Полимер қизил фосфорнинг тузилиши:



Қизил фосфор оқ фосфорга нисбатан қийинроқ оксидланади, қоронғуликда шула сочмайди ва $250^{\circ}C$ дан юқори температурада алангланади.

Қора фосфор

Фосфорнинг энг беқарор модификацияси қора фосфордир. Қора фосфор оқ фосфордан олинади. Қора фосфор ўзининг ташқи кўриниши жиҳатдан метални эслатади ҳам дейилади, чунки темир каби рангли, металллик ялтироқликка эга, у металллар каби қаттиқ, электр токи ва иссиқликни яхши ўткази.

Қора фосфор ташқи кўриниши билан графитни эслатади. Қора фосфорнинг кристаллик структураси *гоффриланган* қатламлардан иборат. Худди қизил фосфордагидек бу ерда фосфор атомлари учта қўшни атомлараро боғ ковалент боғланган.



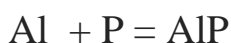
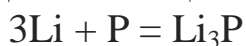
Қора фосфорнинг кристаллик структураси

Иккита боғ қатлам ичига сарфланади, биттаси қўшни қатламдаги фосфор атомига.

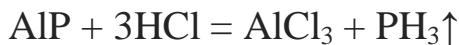
Оқ ва қизил фосфорлар диэлектрик, қора фосфор ярим ўтказгич ($\Delta E = 0,33$ эВ). Қора фосфор кимёвий жиҳатдан энг кам актив (пассив) 400°C дан юқори температурада аланганади. Қора фосфор заҳарсиз. Қора фосфор қўлда ишқаланганда графитдек мойсимон силликлик беради (графитга ўхшашлиги).

Кимёвий хоссалари. Фосфорнинг кимёвий хоссаси қизил фосфорга нисбатан ўрганилади.

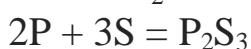
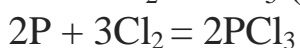
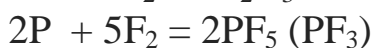
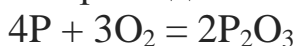
Фосфор оксидловчи хоссасини металллар билан реакцияга киришганда намоён қилади.



Фосфорнинг металллар билан ҳосил қилган бирикмаларига фосфоридлар ёки фосфидлар дейилади. Кўпчилик фосфоридлар сув ва кислоталар билан шиддатли реакцияга киришади ва фосфин ҳосил бўлади:



Фосфор қайтарувчи сифатида актив металлмаслар кислород, галогенлар, олтингугурт ҳамда кучли оксидловчи кислоталар билан реакцияга киришади:



Фосфорни галогенлар билан ҳосил қилган бирикмалари (PF_3 ва PF_5) ҳамма галогенлар учун маълум. Уларнинг ҳаммаси тўғридан-тўғри синтез усулида олинади. PF_3 –лари PF_5 – ларга нисбатан барқарор, шу билан бирга галогенни атом массаси ортиши билан бирикманинг барқарорлиги камаяди.

PF_3 –молекулалари тетраэдр, марказида фосфор атоми бўлиб, sp^3 –гибридланиш ҳолатида бўлади. PF_3 – рангсиз газ.

PCl_3 ва PBr_3 – рангсиз суюқликлар бўлса, PJ_3 – қизил кристаллар. Қаттиқ ҳолатда PF_3 лар молекуляр кристаллик панжара ҳосил қиладилар.

PF_5 – тригонал бипирамида структурасига эга, марказида фосфор атоми бўлиб, sp^3d – гибридланиш ҳолатида.

Улар ўзаро ионлашадилар:



Фосфор пентахлориди (PCl_5) кристалларида тетраэдрик конфигурациядаги $[\text{PCl}_4]^+$ катионлари ва октаэдрик $[\text{PCl}_6]^+$ анионлари ҳажмий марказлашган куб структурасида к.с- 8 тенг ҳолда жойлашадилар POCl_3 молекуласи бузилган тетраэдр, унда $d\text{PO}=0,45 \text{ н}^m$, $d\text{PCl} = 0,199 \text{ н}^m$.

Фосфорни галлоидли бирикмаларидан энг аҳамиятлиси PCl_3 ва PCl_5 дир. Уларнинг ҳаммаси кислота ҳосил қилувчи бирикмалардир.

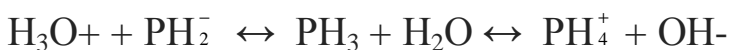


PF_3 – да электрон жуфтлари мавжуд бўлгани учун донор хоссасига эга ва нейтрал комплексларда лигандлар ролини ўйнайди.

Фосфин. Оддий модда ҳолида фосфор ва водород бир-бирлари билан амалда бирикмайди. Фосфорнинг водородли ҳосилалари билвосита усулда олинади.



PH_3 – фосфин, рангсиз кучли заҳарли, сасиган балиқ ҳидли газ. У сувда ўртача эрийди, шу билан бирга сувдаги эритмада мувозанат қарор топади:



$pK_{\text{кисл}} = 28,7$ ва $pK_{\text{асос}} = 28,4$ амалда тенг, шу сабабли PH_3 сувдаги эритмада идеал амфолит дейиш мумкин. Суюқ PH_3 да ўз – ўзидан ионланиши жуда кичик:



Фосфин молекуласи аммиак (NH_3) молекуласига ўхшайди, бироқ $\text{H}-\text{P}-\text{H}$ орасидаги бурчак ($93,70$) аммиакдагига нисбатан (107^0) анча кичик. Бу ҳол s - булутларни фосфинда гибрид боғлар ҳосил бўлишида ҳиссаси жуда кичиклигидан далолат беради. Бундан ташқари $\text{P}-\text{H}$ боғи

N–H боғига нисбатан анча кучсиз, аммиакнинг дипол momenti, фосфиннинг диполь momentига нисбатан деярли 3 марта катта. PH_3 – да донор хоссаси, аммиакка нисбатан кучсиз ифодаланган. PH_3 –молекуласининг кичик кутблилиги, протонга акцепторлик хоссасини пассивлиги нафақат суюқ ҳолатда мавжуд эмаслиги, уни сув билан бирикмаслигига PH_4^+ фосфоний иони жуда кичик барқарорликка эга.

PH_4^+ иони аммоний ионига ўхшаш, боғларнинг тетраэдрик жойлаши билан характерланади. Фосфин сувда бир мунча яхши эришига қарамадан сув билан бирикмайди ва PH_4OH ҳосил бўлмайди (аммиакдан фарқи).

Фосфин кислоталар билан таъсирлашганда PH_4^+ -катиони ва фосфоний тузлари ҳосил бўлади (аммиакка ўхшашлиги):

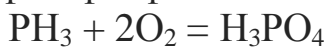


Қаттиқ ҳолатда энг барқарор тузи фосфоний йодиддир (PH_4J). Сув айниқса ишқорлар таъсиридан фосфоний тузлари кучли парчаланади:



Ушбу реакцияда энг тоза фосфин олинади.

Фосфин ва фосфоний тузлари кучли қайтарувчилардир. Ҳавода фосфин фосфат кислота ҳосил қилиб ёнади.



Ишқор эритмаларида фосфиннинг стандарт потенциали манфий кийматга эга ($E^0 = -1,12 \text{ В}$) шу сабабли фосфин кўпгина металлларнинг ионларини: олтин, кумуш, мис, кўрғошин ва бошқалар қайтарилади.



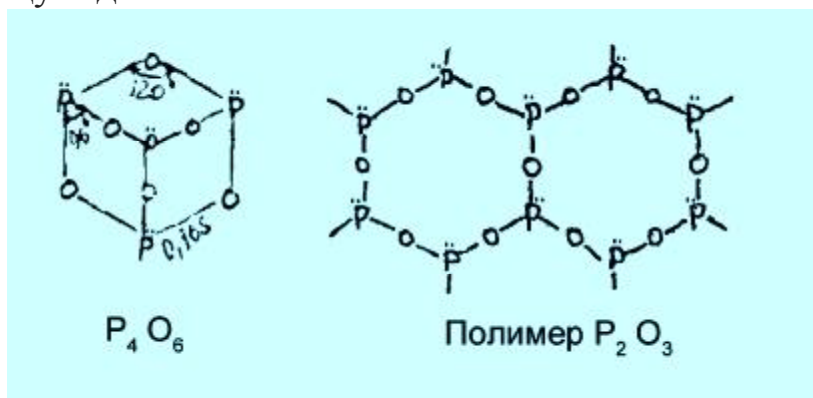
Фосфидларни сув билан парчаланишида, PH_3 –билан бир қаторда оз миқдорда гидразин таркибига ўхшаш суюқ дифосфин P_2H_4 ҳосил бўлади. P_2H_4 – рангсиз суюқлик, $t_{\text{к}} = 51,7^\circ\text{C}$ ҳавода ўз–ўзидан алангалади ва фосфинни ҳам алангалантиради. Кучли қайтарувчи. Бироқ у асослик хоссасини намоён қилмайди, кислоталар билан реакцияга киришмайди.

Демак: $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$ қатори бўйича
барқарорликлари камаяди,
қайтарувчи хоссалари ортади,
боғнинг заифлиги ортади,
асослик хоссаси ортиб боради.

Фосфор (V) оксид, физикавий ва кимёвий хоссалари, фосфат кислота ва унинг тузлари. Фосфорли ўғитлар.

Фосфорни кам кислород билан таъсирлашишидан P_2O_3 ва кислород мўл бўлганда P_2O_5 ҳосил бўлади. Оксидланиш жараёни механизми занжирли, оксидланиш маҳсулотлари димер ёки янада мураккаброқ полимерлар бўлади. Фосфор +3 оксиди бир қанча аллотропик шаклда учрайди. Улардан бири молекуляр панжарага эга бўлиб, тугунларида димер молекулалар P_4O_6 ҳолида туради.

Димерланган ҳамда P_2O_3 ни полимерланган молекулаларининг структуралари қуйидагича:



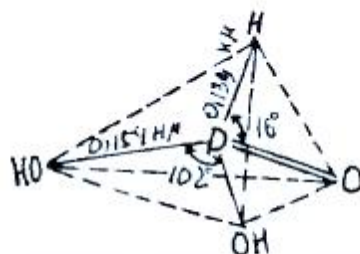
P_4O_6 – молекуласи кислород атомлари билан боғланган тўртта пирамида (тугалланмаган тетраэдр) тузилган.

P_4O_6 – аллотропик шакли, учувчан, CS_2 да жуда кам эрийди, осон суюқланувчан. Полимер структураси учламчи тўр ҳосил қилади, пирамидал PO_3 гуруппаланиши такрорланади, яъни тугалланмаган тетраэдрлар, тетраэдрнинг битта учи жуфтланган электронлар билиан банд, пирамидалар кислород атомлари орқали боғланган. Иккала ҳолда ҳам фосфор атомлари sp^3 – гибридланган ҳолатда бўлади.

P_2O_3 оксиди кимёвий жиҳатдан кислоталик хоссасини намоён қилади:



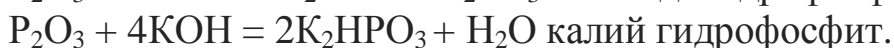
Фосфит кислотаси рангсиз осон суюқланувчан, сувда яхши эрийдиган кристаллар. Кимёвий тузилиши бўйича у бузилган тетраэдр бўлиб, марказида sp^3 гибридланган ҳолатда фосфор атоми туради.



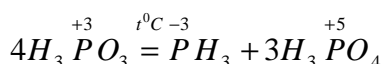
Фосфит кислотасининг тузилиши

P атоми билан тўғридан-тўғри боғланган водород атоми алмаши-нишга қодир эмас, шу сабабли фосфит кислотаси максимум икки негиз-ли, уни кўпинча $H_2(HPO_3)$ формуласи билан ифодалайдилар.

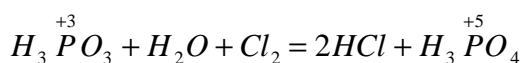
H_3PO_3 ўртача кучдаги кислота: $pK_1=2,8$, $pK_2=6,2$ тенг. Унинг тузла-ри – фосфитларни P_2O_3 ни ишқорларга таъсир эттириб олинади.



Ишқорий металлларнинг ва кальцийнинг фосфитлари сувда эрийди. Фосфит кислотаси қиздирилганда диспропорционирлаш реакциясига киришади.

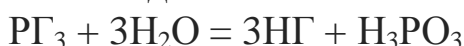


Фосфит кислотаси ва фосфитлар қайтарувчи оксидловчилар ва га-логенлар таъсиридан оксидланадилар;

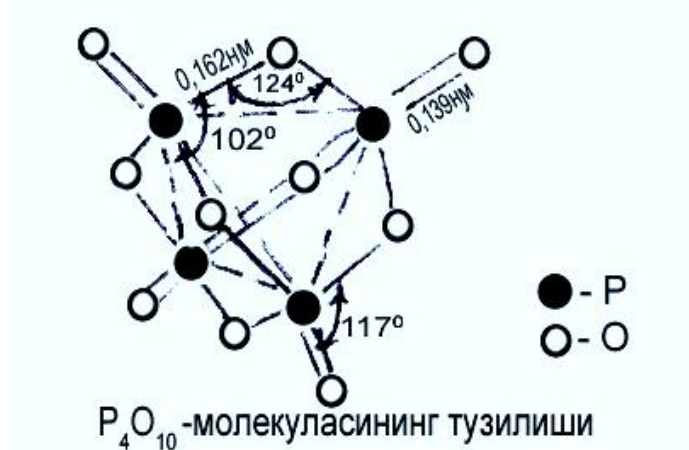


Қизиғи шундаки, H_3PO_3 эритмасини ҳаво кислороди фақат йод из-лари борлигида оксидлайди.

Фосфит кислотаси одатда фосфор уч галогенидларни гидролиз қилиб олинади:



Фосфор учун энг характерли оксидлардан бири P_2O_5 – дифосфор пентаоксиддир. P_2O_5 – каттиқ модда, уни шишасимон ҳолда ҳам осон-ликча олиш мумкин. Фосфор +5 оксиди буғ ҳолида P_4O_{10} таркибга тўғри келади. P_4O_{10} –кимёвий тузлиши куйидаги расмда келтирилган.



P_4O_{10} молекуласи тўрта бузилган тетраэдр $[PO_4^{3-}]$ лардан тузилган, ҳар бир фосфор атоми 4 та кислород атомлари билан боғланган, 10 та кислород атомларидан 6 таси кўприк ролида, қолган ҳамма атомларни

боғлайди. 4 та кислород атомлари 4 – фосфор атомлари билан қисқа қўш боғлар орқали боғланган.

4 та фосфор атомлари катта тетраэдрни ҳосил қилади (пунктр – чизик).

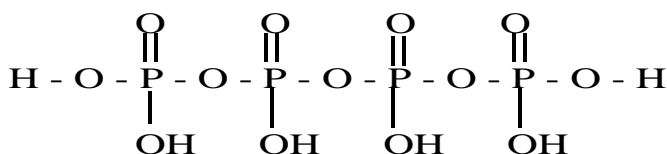
Қаттиқ P_2O_5 бир қанча шаклда бўлади. Улардан бири молекуляр тузилишга эга, панжара тугунларида P_4O_{10} молекуласи туради. Ташқи кўриниши билан бу модификация музга ўхшайди. У катта бўлмаган зичликка эга, осонлик билан буғ ҳолига ўтади, сувда яхши эрийди, реакцияга кириш қобилияти яхши, молекуляр шаклдаги қаттиқ фосфор +5 оксидини узоқ қиздирилганда иккита полимер структурали, катта зичликдаги, реакцион қобилияти ва оқувчанлиги кам бўлган моддалар ҳосил бўлади. Бунда P_4O_{10} молекуласидаги жуфтлашган боғлар яқка боғларга айланади, шунда ҳамма кислород атомлари кўприкли боғланади ва бузилган тетраэдрлардан тузилган фазовий каркас юзага келади. Бу тетраэдрларнинг ҳар иккала полимер модификацияни ҳосил бўлишига олиб келади. Бироқ қаттиқ молекуляр панжараси P_4O_{10} молекуласи билан иккита полимер структуралар орасида кучсиз Ван-дер-Ваальс кучлари таъсир этса, иккинчисида ковалент кимёвий боғ мавжуд.

P_2O_5 —энг кучли дегидратловчи (сувсизлантирувчи) агент кимёвий боғланган сувни тортиб олади. P_2O_5 қуритувчанлиги бўйича $CaCl_2$, $NaOH$, H_2SO_4 ва ҳ.к. лардан устун туради.

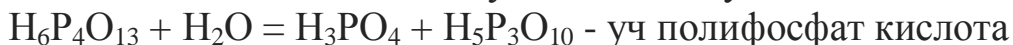
Учувчан модификациядаги P_2O_5 гидратланганда дастлаб тетраметафосфат кислотаси ҳосил бўлади:

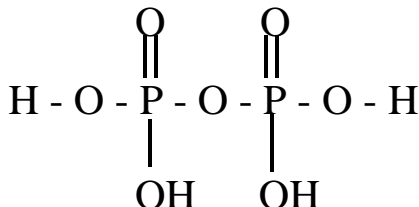
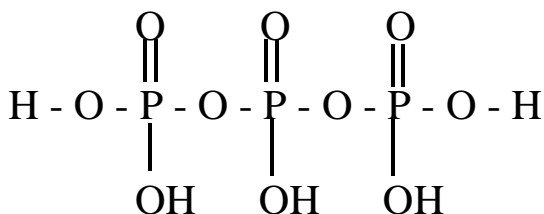


Кейинчалик гидратланганда тетраполифосфат (тридекаоксотетрафосфат) кислотаси ҳосил бўлади:

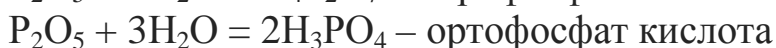
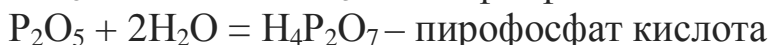
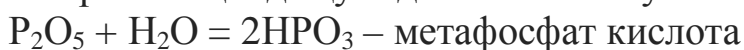


Гидратланиш жараёнининг кейинги босқичида H_3PO_4 ва полифосфат кислоталари аралашмаси ҳосил бўлади ва жараённинг охириги босқичида алоҳида H_3PO_4 молекуласи ҳосил бўлади:



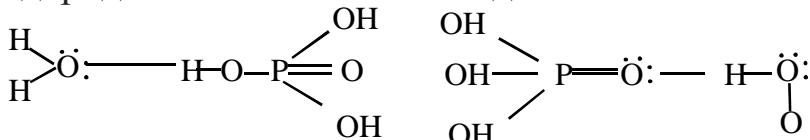


$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ ортофосфат кнслота Ушбу реакцияларни содалаштирилган ҳолда куйидагича ёзиш мумкин:

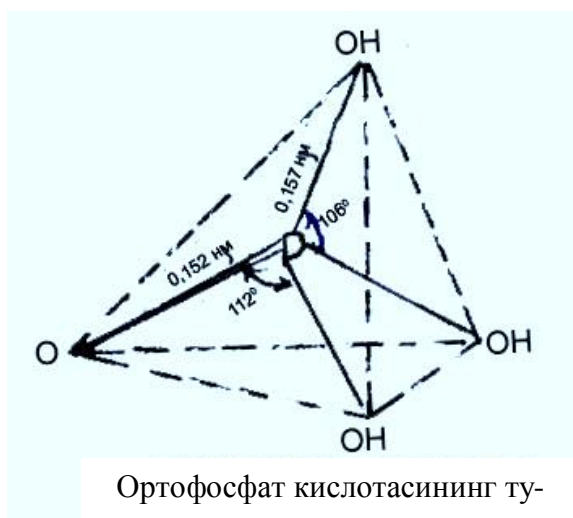


Орто фосфат ёки оддий фосфат кнслотаси +5 фосфор ҳосилаларидан энг муҳимдир.

Бу рангсиз осон суюқланувчан, ҳавода суюқланадиган кристаллар сув билан исталган нисбатда аралашади. Қаттиқ кнслотада ва концентранган эритмаларида молекулалараро водород боғланиш мавжуд. Шу сабабли H_3PO_4 нинг кучли эритмалари юқори қовушқоқ. Суюлтирилган эритмаларида (50% масс. камроқ) сув молекуласи билан кнслота орасида водород боғланиш юзага келади:



Кимёвий тузилиши бўйича H_3PO_4 молекуласи бузилган тетраэдр, фосфор атоми sp^3 -гибридланишда, унда учта бурчак гидроксил гуруппаси билан, тўртинчиси эса кнслород атоми билан банд:



H_3PO_4 – сувдаги эритмасида ўртача кучдаги кислота $\text{pK}_1=2,2$, $\text{pK}_2=7,3$ ва $\text{pK}_3=12,4$ уч босқичда диссоциланади:

1. $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ бирламчи фосфатлар;
2. $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ иккиламчи фосфатлар;
3. $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ учламчи фосфатлар.

Фосфорнинг ҳамма кислоталарини ҳамда 3–чи, 2–чи ва 1–чи тузлари ҳам маълум.

Ортофосфатлар.

Ортофосфатлар фосфат кислотани босқичли нейтраллаб олинади.

NaH_2PO_4 натрийдигидроортофосфат ёки оддий натрий дигидрофосфат

NaHPO_4 - натрий гидроортофосфат натрий гидрофосфат;

Na_3PO_4 - натрий ортофосфат – натрий фосфат;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ - кальций дигидроортофосфат;

CaHPO_4 - кальций гидроортофосфат;

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - кальций ортофосфат – кальций фосфат

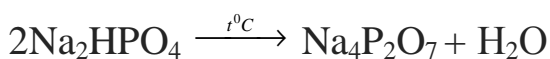
Қуйидаги ортофосфатлар сувда яхши эрийди:

ишқорий металлларнинг ҳамма ортофосфатлари (литий ва аммонийдан бошқалари), ишқорий-ер металлларнинг моногидроортофосфатлари, дигидроортофосфатлари. Қолган ҳамма фосфатлар сувда амалда эримайди.

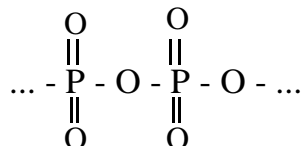
Ортофосфатларнинг ишлатилиши

соҳалари хилма-хилдир, минерал ўғитлар, сувни юмшатувчи сифатида (Na_3PO_4), иссиқликка чидамли материалларга юттиришда фармацевтик ва косметик препаратлар олишда, хамиртуришлар олишда озикланувчи муҳитнинг таркибий қисмига киради ва (пишлоқ) пиширишда ва металл сиртини фосфатлаш жараёнида ишлатилади.

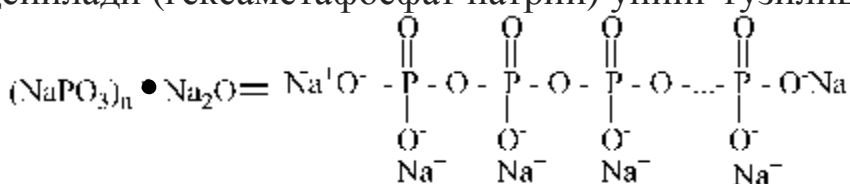
Дифосфатлар – моногидроортофосфатларни қиздириб олинади, масалан:



Конденцирланган фосфатлар–анион сифатида қуйидаги занжир ва цикллардан иборат бўлади:



Метафосфатлар, уларнинг аниқ формуласи $\text{Me}'_n(\text{PO}_3)_n$ ($n = 3, 4, \dots$) кичик молекуляр цикллардан ва полифосфатлардан иборат бўлади. Юқори молекуляр натрий полифосфат – сувда эрувчан шаклда- грэм тузи дейилади (гексаметафосфат натрий) унинг тузилиши:



Грэм тузи сувни юмшатувчи восита сифатида ишлатилади:

Бу туз ўзини ион алмашинадиган – тутади ва сувдаги Ca^{2+} ҳамда Mg^{2+} ионларини боғлайди.

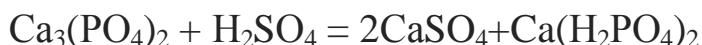
Фосфатлаш. Металларнинг сиртида (темир, рух, алюминий ...) фосфат қатламини ҳосил қилиш, бу металларни коррозиядан ва бир – бирларига ёпишиб қолишдан сақлайди (фосфатли лок).

Фосфорли ўғитлар

Фосфорли ўғитлар – асосий озуқа сифатида фосфор элементи бўлади. Фосфорли ўғитлар олиш – амалда ёки жуда қийин эрийдиган асосий озуқа сифатида фосфор элементи бўлади. Фосфорли ўғитларни олиш – амалда ёки жуда қийин эрийдиган табиий фосфатлардан ўсимлик осон қабул қиладиган сувда яхши эрийдиган шаклга ўтказишга асосланган. Фосфорли ўғитлар таркибидаги ўсимлик қабул қила оладиган фосфорнинг миқдорида қараб қуйидагиларга бўлинади:

1. **Оддий суперфосфат** (16-20% P_2O_5 ; ўғит таркибидаги ўсимликлар қабул қиладиган фосфор миқдори анъана бўйича P_2O_5 га нисбатан ҳисобланади).

Фосфорит маъданини $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ 60% ли сульфат кислота билан қайта ишлаб олинади:



Оддий суперфосфатда: ~35% $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, 50% CaSO_4 , 8% H_3PO_4 ва 7% бошқа аралашмалар бўлади.

2. Қўш суперфосфат (46-49% P_2O_5)

фосфоритни 40%ли ортофосфат кислота ёрдамида қайта ишлаб олинади. Таркибида $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ва оз миқдорда CaHPO_4 бўлади. Оддий суперфосфатдан фарқли балласт CaSO_4 умуман бўлмайди.

Фосфаритни фосфат кислотаси билан қайта ишлашнинг соддалаштирилган тенгламаси:

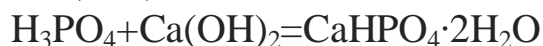
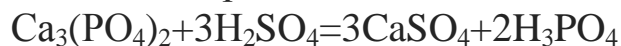


Агар хом ашё сифатида апатит олинган бўлса, $(3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2)$ – ҳосил бўладиган HF кислотаси қум (SiO_2) билан таъсирлашиб учувчан модда $\text{SiF}_4 \uparrow$ ҳолида ажратилади.

3. Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Бунда фосфоритдан экстракция усулида ажратиб олинган ортофосфат кислотаси, сўндирилган оҳак билан нейтралланиш реакцияси асосида олинади.

Соддалаштирилган тенгламаси:



Преципитат нордон тупроқли ерлар учун яхши ўғитдир.

4.Аралаш ўғитлар. Таркибида бир вақтнинг ўзида ўсимликлар учун зарур бўлган азот-фосфор калий элементларини тутган мураккаб ўғитларга аралаш ўғитлар дейилади. Асосий озуқа элементлари: $\text{N}:\text{P}:\text{K}=1:0,85:1,7$ масса нисбатларда бўлади.

Аралаш ўғитларни олиш учун фосфоритли-апатитли маъданлар кетма-кет нитрат кислота билан ва аммоний сульфат билан қайта ишланади (CaSO_4 чўкмаси ажратилади), кейин аммиакнинг сувдаги эритмаси билан нейтралланади ва аралашмага KCl ёки K_2SO_4 қўшилади; қаттиқ ўғит биргаликда кристалланади ва гранулирланади.

Аралаш ўғитлардан энг муҳимлари:

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ -аммофос (азот:фосфор)

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ -диаммафос (азот:фосфор)

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \cdot \text{KCl}$ (ёки K_2SO_4) аммофоска (азот:фосфор:калий)

Фосфорнинг биологик роли.

Фосфор, азот ва калий каби энг муҳим элемент, фосфорсиз ҳаёт булмайди. Фосфор тирик тўқима протоклазмаси, хромосом, витаминлар, ферментлар ва бошқалар таркибига киради, ўсимликлар ва хайвонлар

организмларида азотли моддалар ва углеводларнинг ҳосил бўлишида ҳамда айланишларида иштирок этади. Тирик организмларда фосфор суюқ, мушаклар, мия тўқималари ва нерв толаларида мавжуддир. Катта ёшдаги киши организмда 4,5 кг фосфор бўлади. Инсон фосфорсиз ҳаракатлана олмайди, овқатлана олмайди, кўпаймайди, нафас ва фикрлай олмайди. Академик А.Е Ферсман фосфорни «ҳаёт ва фикрлаш» элементи деган эди. Деярли барча муҳим физиологик жараёнлар таркибида фосфор бўлган моддаларнинг ўзгариши билан боғлиқдир.

Умуман, азот каби фосфор ва унинг турли бирикмалари ҳаётнинг асоси эканлиги фосфор оксил таркибига кириши, тирик организмлардаги ва табиатдаги моддаларнинг айланиш жараёнида унинг роли жуда катта эканлиги исботланган.

Қуйидаги жадвалда азотли, калийли, фосфорли минерал ўғитларнинг турлари ва маҳсулотдаги қуруқ моддага нисбатан ҳисоблангандаги озуқа модда миқдори келтирилган.

Минерал ўғитлар номи	Маҳсулотдаги озуқа модда миқдори, қуруқ моддага нисбатан ҳисобланганда.
Аммиакли селитра Натрийли селитра Калийли селитра Аммоний сульфат Мочевина (карбамид) Суюқ сувсиз аммиак Аммиакли сув Аммиакат А (NH_4NO_3 ва NH_3 сувли эритмаси)	34% N 15-16% N N17% дан кам эмас 20,5-20,8%N 46%N 82.3%N 16-20.5%N 35-37%N
Фосфорит уни: Супер фосфат:	Олий нав P_2O_5 25% дан кам эмас 1-нав P_2O_5 22% дан кам эмас 2-нав P_2O_5 19% дан кам эмас намлик қайси навдан қатъий назар 3% дан кам эмас Олий нав P_2O_5 19% дан кам эмас 1-чи нав P_2O_5 19% дан кам эмас Грануланганида P_2O_5 -20%-20,5% гача Аммонийлашган Қора-Тоғ фосфоритдан: - P_2O_5 14% дан кам эмас

Қўш супер фосфат Переципитат Фторли фосфат Томасшлак	- N- 2,3% дан кам эмас 45-48% гача P_2O_5 30-40% гача P_2O_5 20-30% гача P_2O_5 ~14% P_2O_5
Калий хлорид Аралаш калий туз Калийли селитра	~90 дан кам булмаган KCl Калий K_2O_5 га ҳисоблаганда 30-40% Калий K_2O_5 га ҳисоблаганда 46,5%
Мураккаб фосфорли ўғитлар Аммонийлашган супер фосфат: $NH_4H_2PO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$ Аммофос $NH_4H_2PO_4$ Нитрофоска (N, P, K)	20% гача P_2O_5 ва 2-3%N 50% гача P_2O_5 ва 10%N Азот, фосфор ва калийли тузларини ҳар хил нисбатларда тайёрланади

27 БОБ. АЗОТ

Азот, унинг физик ва кимёвий хоссалари. Аммиак, унинг саноатда синтези, физик ва кимёвий хоссалари. Аммоний тузлари. Нитрат кислота. Нитрат кислотанинг ўзига хос хусусиятлари. Нитрат кислота тузлари. Азотли ўғитлар

Азот даврий системанинг II давр, бешинчи бош гуруппасига мансуб элемент. Тартиб рақами ёки ядро заряди 7 га тенг. Типик металмас. Эркин кўринишда оддий модда ҳосил қилади, у икки атомли молекула N_2 дан тузилган.

Азот молекуласининг тузилиши: $:N:::N:$ ёки $N \equiv N$ (учламчи боғнинг $1s$ ва $2p$ боғ). 1,094А

Азот молекуласини диссоцияланиш энергияси $N_2 \rightarrow 2N + 224,5$ ккал/моль жуда катта.

Азотни биринчи марта 1772 йилда (Шееле Швеция, Резерфорд Шотландия) аниқлаган ва идентификациялаштирилган (айнан азот эканлиги исботланган).

Азот атомида углерод атомига нисбатан битта электрон кўп, Хунд қоидаси бўйича ана шу электрон $2p$ поғоначадаги бўш орбитални эгаллайди. $2p$ поғоначадаги 3 та тоқ электронлари азотнинг 3 ковалентлигига масъулдирлар. Азотда $2s$ поғоначаларидаги жуфт электронларни

уйғонган ҳолатга ўтказиш имконияти йўқ (унда бўш орбиталлар йўқ). Шу сабабли азтонинг максимал ковалентлиги 4 га тенг. Бунда 3 та ковалент боғ алмашилини механизми ҳисобига ҳосил бўлади. Азот ҳар хил оксидланиш даражасини намоён қилишга қодир: -3,-2,-1,0,+1,+2,+3,+4,+5 булардан -3,+3 ва +5 оксидланиш даражасидаги ҳосилалари энг кўп учрайди.

Азот табиатда ер қобиғида бирикма ҳолидаги азот 0,01 мас % ни ташкил қилади. 75 мас. % (78,1 ҳажм%) атмосфердаги молекула N_2 ҳолида тўпланган ёки $4 \cdot 10^{15}$ т. ташкил қилади. Боғланган азот нитратлар шаклидаги минералларни ташкил қилади:

$NaNO_3$ -Чили селитраси;

KNO_3 -Ҳинд селитраси;

$Ca(NO_3)_2$ –Норвегия селитраси.

Булардан ташқари азот мураккаб органик ҳосилалар оксиллар таркибига киради. Боғланган азот нефт таркибида (1,5 мас. % қисмгача), тошкўмирда (2,5 мас %) учрайди. Таркибида азот бўлган органик моддалар чириганда ва ёқилғилар ёндирилганда боғланган азот эркин азотга айланади ва атмосферага кўтарилади. Бунда оз миқдорда аммиак, азотнинг оксиди ва диоксидлари ҳам биргаликда ҳосил бўлади.

Ернинг бирламчи атмосфераси аммиак бўлган бўлиши мумкин деган тахминлар бор. Унинг асосий манбаси вулқон отилганда металл нитридларини сув ва сув буғлари билан таъсирлашувига хизмат қилган. Қуёш нурланишидаги УБ нурлари аммиакнинг қисман диссоцияланишига олиб келган ва эркин азот тўпланган.

Атмосферада электр разрядлари таъсирида (чақмоқ чаққанда) азот оксидларига айланган ва уларни сувда эриши кейинги ҳисобда нитратларнинг ҳосил бўлишига олиб келган. Бу кўринишда азот ўсимликлар томонидан ўзлаштирилган уларни тирик организмлар истеъмол қилиб оксилга айлантирганлар. Органик қолдиқларнинг чириши ва парчаланшидан азот яна молекуляр шаклга ўтган ва атмосферада тўпланган. Шундай қилиб, азотнинг табиатда айланиши унинг эркин ҳолда тўпланишига олиб келади.

N_2 молекуласи унинг мавжудлигини энг барқарор шакли, шу билан азотни боғлаш мумкин. Боғланган азотни ўсимликлар ва ҳайвонлар томонидан қабул қилиши, атроф муҳитда азот бирикмаларининг камайишига олиб келади. Бу етишмовчилик сунъий йўл билан тўлдирилади, модомики, боғланган азотни табиий тўлиши (чақмоқ, азобактериялар фаолияти асосида) билан унинг йўқолиши компенсацияланмайди (тўлмайди).

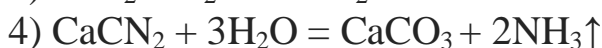
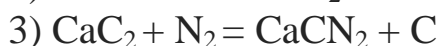
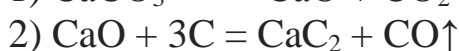
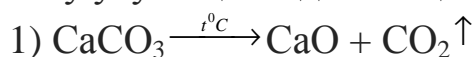
Ҳаво азотини боғлаш муаммоси ҳозирги замон кимё технологиясининг энг асосий муаммолларидан биридир:

Ҳаво азотини боғлашни бир неча усуллари мавжуд:

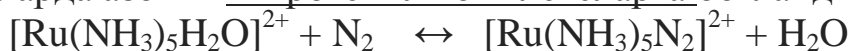
1. **Синтез усули** – бу усул эркин азот билан кислороднинг ўзаро таъсирига асосланган: $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$

Бу реакция шунчалик эндотермикки, ҳатто $3000^{\circ}C$ да ҳам мувозанат сезиларли даражада ўнгга силжймайди. Бу усул иқтисодий жиҳатидан қулай эмас.

2. **Кальций цианамид усули**. Бу жараён бир неча босқичдан иборат бўлиб, бу усулда қимматбаҳо маҳсулот CaC_2 сарф бўлади. Шу сабабли бу усул иқтисодий жиҳатдан анча қимматга тушади.



3. **Азотни турли комплекс бирикмаларга боғлаш усули** 1980 йилларда азотни нитрогенил комплексларга боғланди:



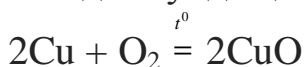
Бу комплекс бирикмалар парчаланганда азот-аммиак ёки унинг ҳосилалари ҳолида эмас, балки яна эркин азот ҳолида ажралиб чиқади. Бундай комплексларга боғланган азотни бирикма аммиак ҳолига ўтказиш имконияти бўлмади.

4. **Азотни боғлаш муаммосини ечишни махсус ва энг аҳамиятлиси уни аммиакка боғлаш, кейин эса уни каталитик оксидлашдир:**

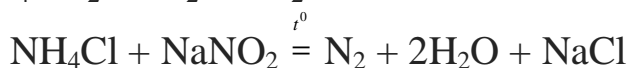
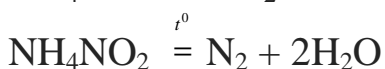
$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ kat = Fe қириндиси + $KAlO_2$, $t = 450-600^{\circ}C$
ва ўрта босим ($p = 300 - 600$ атм).

Азотнинг олиниши

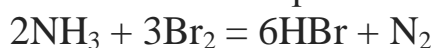
Техникада азот суяқ ҳавони фракциялаб ҳайдаб олинади. Бунда биринчи навбатда кўпроқ учувчан моддалар азот ва инерт газлар ажралади (хайдалади). Инерт газлар–азотни кимё ва бошқа ишлаб чиқариш соҳаларида инерт муҳит ҳосил қилиш учун ишлатиладиган ҳолларда ҳалақит бермайди. Азот таркибидаги қўшимча (бир неча фоизгача кислород бўлади) лардан уни қиздирилган металл мис устидан ўтказиб тозаланади. Бунда ҳамма кислород оксидга боғланади:



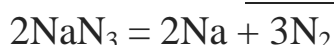
Лабораторияда азот аммоний хлорид ва натрий нитритларнинг кучли эритмалари аралашмасини қиздириб олинади. Дастлаб алмаши- ниш реакцияси бўйича термик беқарор аммоний нитрит ҳосил бўлади:



Азот аммиакни бром билан оксидлаб ҳам олиниши мумкин.



Энг тоза азот металл азидларни парчалаб олинади



Азотнинг биологик аҳамияти

Азот- ҳаётий муҳим элемент, чунки у оксиллар ва нуклеин кисло- талар таркибига киради. Азотни ҳавода тўғридан-тўғри айрим бактерия- лар ўзлаштира олади, бошқа ҳамма организмлар фақат азот бирикмала- рини ўзлаштиради.

Ўсимликлар азотни тупроқдан анорганик моддалар нитратлар ёки аммоний тузлари ҳолида ўзлаштирадилар; тирик организмлар органик боғланган азотни ҳайвонот ёки ўсимлик озуқалари сифатида қабул қиладилар. Тупроқда азот асосан NH_4^+ ва NO_3^- айрим ҳолларда NO_2^- ҳолида учрайди.

Тупроқда бир вақтнинг ўзида мусбат (NO_3^-) ва манфий (NH_4^+) оксид- ланиш даражасидаги азотлар мавжудлиги учун, уларнинг ўзаро таъсир- лашуви натижасида нейтрал азот молекуласи ҳосил бўлади:



Ҳосил бўлган эркин азот атмосферага кўтарилади ва у ерда тўпланаяди. Амалда азотнинг лабораторияда олиниши ҳам шу реакцияга асосланган (юқорига қаранг).

Организмларнинг чириши натижасида оксил моддаларидан асосан аммиак ҳосил бўлади. Юқори организмларда азот метаболизм охириги маҳсулоти карбамид, кам ҳолларда (қушларда ва судралиб юривчилар- да) – мочевина кислотаси бўлади.

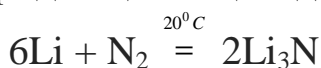
Азотнинг физикавий ва кимёвий хоссалари

Азот – рангсиз, ҳидсиз ва таъмсиз газ, суяқ кислороддан фарқли азот суяқлантирилганда ҳам рангсиз. Кимёвий жихатдан жуда инерт. Қаттиқ азот диморфен: α – шаклидагиси қирралари марказлашган кри- сталлар, β - шакли қирралари фазовий жойлашган структурага эга. Икка- ла шакли ҳам молекуляр панжарали, молекулалараро кучсиз Ван-дер–

Ваальс кучлари таъсир этади. Азот сувда ва органик эритувчиларда ёмон эрийди.

Азот молекуласининг махсус барқарорлиги (бирорта икки атомли молекула азотдек барқарор эмас) кўп ҳолларда бу элементнинг кимёси-ни белгилайди. Азот молекуласида боғланиш тартиби ҳам, боғнинг кар-ралийлиги ҳам учга тенг. Бундан ташқари азот молекуласида бўшаштирувчи молекуляр орбиталларида бирорта ҳам электрон йўқ. Буларнинг ҳаммаси азот молекуласини диссоцияланиш энтальпияси-нинг юқорилигидан ва термик барқарорлигидан далолат беради. Шу-нинг учун азот ёнмайди ва бошқа моддаларнинг ёнишига ёрдам бермай-ди. Аксинча, молекуляр кўринишида кўпгина азот тутган моддаларнинг энг охириги оксидланиш маҳсулоти ҳисобланади.

Уй температурасида азот фақат литий билан бирикади ва литий нитридни ҳосил қилади:



Юқори температурада бошқа актив металллар билан бирикади ва нитридлар ҳосил қилади:



Электр разрядлари таъсирида ҳосил бўлган атомар азот одатдаги температурадаёқ олтингугурт, фосфор ва симоб билан реакцияга кири-шади. Азот галогенлар билан тўғридан–тўғри бирикмайди. Жуда юқори температурада (2500-3000⁰С) чўғланган ва электр учқунида ва катализа-торлар иштирокида азотнинг активлиги жуда ортади.

Шундай қилиб, юқори температурада ва босимда, катализаторлар иштирокида азот водород билан, кислород билан, углерод ва бошқа элементлар билан тўғридан – тўғри бирикади.

Азот газ ҳолида пўлат баллонларда 15 мПа (150 атм) босим остида сақланади ва бир жойдан иккинчи жойга ташилади. У инерт муҳит ҳосил қилишда ишлатилади.

Аммиак, унинг саноатдаги синтези, физик ва кимёвий хоссала-ри.

Аммиак NH₃ – бу органик моддаларнинг табиий чиришидаги асо-сий маҳсулотдир. Азотнинг учувчан характерли водородли бирикмала-ридан аммиакдир. Аҳамияти бўйича аноорганик кимё индустриясида ва органик кимёда аммиак – азотнинг энг муҳим водородли бирикмасидир.

Олиниши. 1) Аммоний тузларини ишқорлар билан қиздириб ам-макни сиқиб чиқариш:

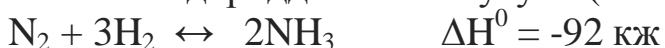


ёки аммиакнинг сувдаги эритмасини қиздириб ва кейинги газни натрон оҳаги ($\text{NaOH} + \text{CaO}$ қаттиқ аралашмаси) билан қуритиб олиш. Ушбу усул лаборатория шароитида қўлланилади.

2) *Кўмирни кокслаш*. Кокслаш маҳсулотидан аммиакни ажратиш – Кокс газни сувга юттирилади, аммиак сувда эрийди ва аммиакли сув ҳосил бўлади.

Бу усул билан саноатда аммиак камроқ миқдорда олинади.

Азот ва водороддан синтез усули (Габер – Бош реакцияси):



Бу асосий, замонавий кўп тоннали аммиак ишлаб чиқариш усулидир.

Немис олими Ф. Габер 1905 - 1916 й. оддий моддалардан аммиак синтез қилишни назарий асослади. 1913 – йил К. Бош иштирокида жараённи тажриба қурилмасида амалга оширди ва 1916 –йил амалда аммиак синтезини саноат шароитида бажарди.

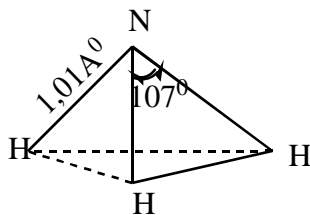
Газ ҳолидаги азот ва водороддан аммиак синтези каталитик, қайтар, экзотермик жараён, реакция ҳажм камайиш томонга боради. Ле-Шателье принципига мувофиқ, аммиак чиқиш мувозанатининг ортиши босимнинг кўпайиши ва температурани пасайтириш ҳисобига эришилади. Бироқ температура қанча паст бўлса реакция тезлиги шунча кичик бўлади. Жараённи тезлаштириш учун $t > 450^\circ\text{C}$ ва катализатор иштирокида олиб борилади. Яхши таъсир қиладиган катализатор: Fe – қириндиси ва K_2O ҳамда Al_2O_3 аралашмаси бўлиб чиқди. Жараён $400\text{--}600^\circ\text{C}$ да олиб борилади. Босим $100\text{--}1000$ атм. гача танлаб олинади.

Агар босим $P = 300$ атм. гача бўлса қуйи босим дейилади. $P = 600$ атм. бўлса ўрта босим, $P = 1000$ атм. бўлса юқори босим дейилади. Юқори босимда мувозанат тез қарор топади ва аммиак унуми юқори бўлади. Аммо технологик жараённи 1000 атм босимда олиб бориш, асбобларнинг портлаш хавфини туғдиради. Шунинг учун одатда аммиак синтези ўртача ($P = \sim 600$ атм) босимда олиб борилади. Ҳозирги пайтда жаҳон бўйича ҳар йили бир неча ўн миллион тонналаб аммиак ишлаб чиқарилади. Сотиладиган аммиакнинг зичлиги ($r = 0.91 \text{ г/см}^3$), унда 25 % гача NH_3 эриган бўлади. Аммиак рангсиз ўзига хос ўткир ҳидли газ шиллиқ қаватларни яллиғлантиради, айниқса кўзни ва ўпкани кучли заҳарлайди.

Аммиак суyoқ ҳолатида пўлат баллонларда ($7,1.105 - 8,1.105 \text{ Па}$) босим остида сақланади ва ташилади. $t_c = -77,80^\circ\text{C}$, $t_k = -33,4^\circ\text{C}$. Аммиак ҳаводан анча енгил 20°C да $0,85 \text{ Мпа}$ ($8,5 \text{ атм}$) босимда суyoқланади.

Аммиак молекуласи NH_3 *учбурчакли пирамида* шаклда, азот атоми sp^3 -гибридланган ҳолатда учта водород атоми билан 3 та s боғ ҳосил

қилади ва салгина бузилган тетраэдрни 3 та учида 3-водород туради ва тетраэдрнинг тўртинчи учида азотнинг бўлинмас электрон жуфти билан банд бўлади.



Бу ҳол аммиак молекуласининг тўйинмаганлигини, реакция қобилиятини ҳамда унинг электр дипол моментини юқорилигини ($m=0,5 \cdot 10^{-29}$ Кл/моль) таъминлайди.

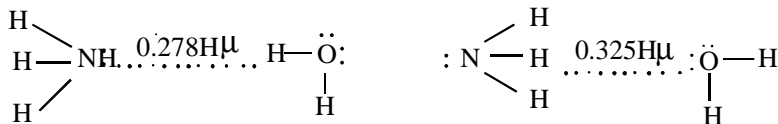
N–H боғини қутблилиги сабабли, суюқ ва қаттиқ аммиакда молекулалараро водород боғланиш таъсир қилади. Бунинг натижасида аммиак V A гуруҳ элементларининг водородли бирикмаларига нисбатан қатор экстримал хоссаларга:

- юқори қайнаш температурага,
- юқори буғланиш иссиқлигига,
- диэлектрик доимийлик қиймати ($\epsilon=22$) катта бўлади.

Суюқланган аммиакнинг буғланиш энтальпияси сезиларли даражада катта бўлгани учун совутгич техникасида суюқ аммиак ишчи модда сифатида ишлатилади.

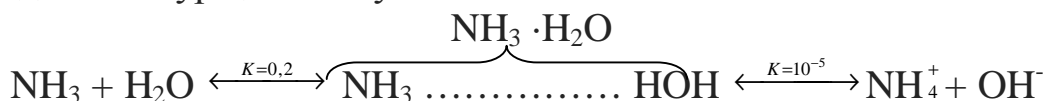
Аммиак молекуласининг қутблилиги ва диэлектрик ўтказувчанлиги юқорилиги учун суюқ аммиак яхши сувсиз эритувчи ҳисобланади. Суюқ аммиак сувсиз эритмалар кимёсининг бошланишига асос қўйди. Суюқ аммиакда ишқорий ва ишқорий-ер металлари, олтингугурт, фосфор, йод, кўпгина тузлар ва кислоталар яхши эрийди. Функционал қутбли группали моддалар суюқ аммиакда электролитик диссоциаланади. Бироқ аммиакнинг шахсий ионланиши: $2\text{NH}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$ чексиз кичик ва ионли кўпайтмаси -50°C да $[\text{NH}_4^+][\text{NH}_2^-] = 10^{-33}$ га тенг.

Эрувчанлиги бўйича ҳар қандай газдан устун туради: 0°C да 1 ҳажм сувда 1200 ҳажм аммиак эрийди. Аммиакнинг сувда ажойиб эрувчанлиги аммиак ва сув молекулалари орасида молекулалараро водород боғланишнинг юзага келиши билан асосланди:



Аммиак молекуласида донорлик қобилияти сувга нисбатан кучлироқ ифодаланган, сувда Н – О боғининг қутблилиги, аммиакдаги Н – Н боғига нисбатан кучлироқ бўлганлиги учун молекулалараро водород боғланиши биринчи механизм билан юзага келади. У катта энергия

ва боғнинг қисқалилиги билан ҳарактерланади. Бошқача сўз билан айтганда аммиак молекуласидаги азот, сув молекуласидаги водород протонига (H+) акцепторлик қилади ва аммиакнинг сувдаги эритмасини мувозанатини молекулалараро ассоциатнинг электролитик ионланиши сифатида тасаввур қилиш мумкин:



Гидроксил ионларининг ҳосил бўлиши, аммиакнинг сувдаги эритмаси ишқорий муҳитни юзага келтиради. Ионланиш константаси анча кичик:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]} = 10^{-5}$$

Паст температура шароитида аммиакнинг сувли эритмаларидан $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($t_c = -77^\circ\text{C}$), $2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($t_c = -78^\circ\text{C}$) ва $\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ($t_c = -97^\circ\text{C}$) каби кристаллогидратларни ажратиш мумкин. Кристаллогидратлар водород боғлари билан тикилган NH_3 ва H_2O молекулалари занжиридан иборат уч ўлчамли сеткадан иборат бўлиб, унда NH_4OH молекуласини кимёвий индивид сифатида мавжуд эмаслигидан далолат беради.

Чунки оксоний гидроксиди OH_3OH ёки фтороний гидроксиди FH_2OH каби кимёвий индивидлар ҳам мавжуд эмас. Шундай қилиб, аммиакнинг сувдаги эритмаси асослик хоссасини NH_4OH бирикмаси ҳисобига эмас, балки, NH_3 молекуласидаги азот атомининг ёрқин ифодаланган донорлик активлиги ҳисобига юзага келади.

Аммиакнинг сувдаги эритмаси мувозанатини эритмага кислота қўшиш билан ўнгга силжитиш мумкин.

Бунда эритмада аммоний тузлари ҳосил бўлади. Уларни тўғри газ ҳолидаги аммиакни кислотага таъсир эттириб ҳам олиш мумкин.



Аммиак учун сифат реакция

Ҳўлланган қизил лакмус қоғози аммиак таъсиридан кўкаради: шиша таёқча концентранган HCl билан намланиб, NH_3 идишини тешикчасига яқинлаштирилганда оқ тутун NH_4Cl ҳосил бўлади. Несслер реактивининг калий тетрамеркурлат(II) $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$ ишқорли эритмасига аммиак юборилганда паға- паға жигар рангли чўкма тушади ва ниҳоят аммиак ўзига хос аммиакли ҳидидан ҳам билиб олинади.

Ишлатилиши. Аммиак ҳар хил кимёвий маҳсулотлар олиш учун муҳим хомашё, масалан: нитрат кислота ва унинг ҳосилаларини, жумладан ўғитлар, портловчи моддалар, буёқлар, аммоний тузлари, карбамид, амидлар, диметил формаид, сода ва бошқалар. Совутгич машина-

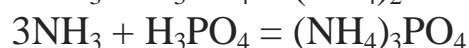
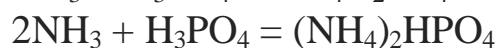
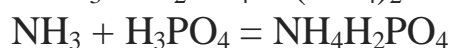
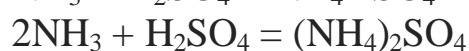
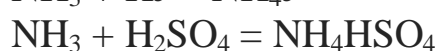
ларида совутувчи модда сифатида ҳам фойдаланилади. Суюқ аммиак–саноат миқёсида сувсиз эритувчи.

Аммоний бирикмалари

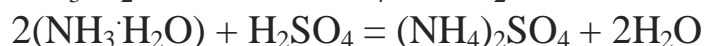
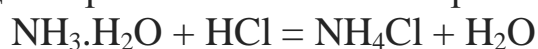
NH_4^+ аммоний катиони (рангсиз) аммоний тузларини ҳосил қилади ва улар калий тузларига жуда ўхшайди. Қаттиқ ҳолатда аммоний тузлари структуралари ионлилик даражаси кучли боғларни ҳосил қилади. Шу сабабли аммоний тузлари сувда яхши эрийди ва деярли тўлиқ электролитик диссоцияланган бўлади.

Аммоний тузлари икки хил усулда олинади:

1) Аммиак газини тўғридан- тўғри кислоталарнинг эритмаларидан ўтказиб аммоний тузлари олинади:



2) Аммиакнинг сувдаги эритмасини кислоталар билан нейтраллаб:

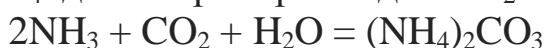


Қаттиқ аммоний тузларини олишда биринчи усул қулайдир. Иккинчи усулда аммиакнинг сувли эритмаси билан кислоталарни нейтраллаб ўғитлар ишлаб чиқаришда ва махсус таркибли суюқ муҳитда мис буюмларни тозалашда ишлатилади.

Энг муҳим тузлари ва уларнинг ишлатилиши.

Аммоний хлорид NH_4Cl – металлларни кавшарлашда флюс сифатида (кавшарланаётган металл сиртидаги оксидларни учувчан хлоридларга айлантиради ва металлларни яхши кавшарланиш имконини яратади), курук гальваник элементларда (Лекланше элементи), минерал ўғитлар ишлаб чиқаришда...

Аммоний сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. минерал ўғит олишда, ачитқилар олишда, ёнишга чидамли қоғозлар олишда (қоғозга юттирилади) саноатда уни олиш куйидаги реакцияларга асосланган: (сувли аммиак ва CaSO_4 дан иборат эритмадан CO_2 газини ўтказилади):



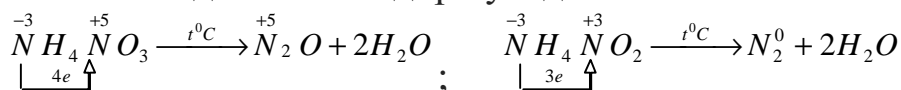
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{CaSO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 \downarrow$ чўкма филтрланади ва аммоний сульфат эритмаси буғлатилади.

Аммоний нитрат NH_4NO_3 (аммонийли селитра)–ўғитларда компонент, портловчи моддалар олишда ишлатилади, масалан, донарит таркибида 55% NH_4NO_3 , 22 % нитроглицерин, 10 % тринитротолуол, 10 % $NaNO_3$ 1 % коллоксилин, қолгани ёғоч уни ва Fe_2O_3 бўлади.

Аммоний гидрокарбонат NH_4HCO_3 – $NH_3 + CO_2 + H_2O$ аралашмасидан олинади. Техник туз таркибида ҳамиша карбаминат аммоний NH_2COONH_4 аралашган бўлади. Қиздирилганда дастлабки моддаларга парчаланadi. Шу сабабли у гермитик ёпиладиган идишларда сақланади. Хамирларни кимёвий ошловчи сифатида ишлатилади. Аммонийни ҳамма тузлари кимё технологиясида, қишлоқ хўжалигида ҳарбий техникада жуда муҳим аҳамиятга эга.

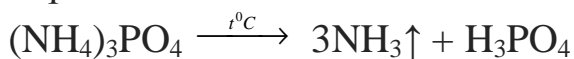
NH_4^+ ионини структураси тетраэдр ва унинг ҳамма учларини водород атомлари банд қилган, марказида азот атоми туради. Мусбат заряд ҳамма водород атомлари орасида тенг тақсимланган. Калий ва аммоний тузларининг ўхшашлиги ион радиусларининг яқинлиги ($(NH_4^+, 0,112$ нм) ва $(K^+, 0,133$ нм) бўлса, муҳим фарқи калийни кучли кислоталар билан ҳосил қилган тузлари гидролизга учрамайди, аммоний тузлари эса гидролизга учрайди (аммоний кучсиз асос). Аммоний тузлари термик барқарорликлари кичиклиги билан фарқ қиладилар. Термик парчаланининг охириги маҳсулотлари анионнинг хоссаси билан аниқланади.

Агар анион оксидловчи кислотада ҳосил бўлган бўлса, аммиак азотининг оксидланиши содир бўлади:



Бу реакцияда амиакдаги азот нитратдаги азотга 4 та электрон беради. Шу сабабли у (NO_3^- иони) оксидловчи бўлади. Бундай оксидланиш кайтарилиш реакцияларига синпропорционирлаш (конпропорционирлаш) ёки конмутацияланиш реакциялари дейилади.

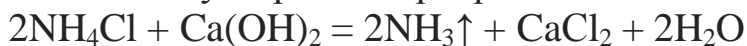
Агар аммоний тузларида кислота қолдиғи оксидловчи бўлмаса термик парчаланишда аммиак ва кислота ажралиб чиқади:



Агар кислота учувчан бўлса, буғларининг конденсацияланишидан яна аммоний тузлари ҳосил бўлади. Аммоний галогенидлари ўзларини худди шундай тутадилар. Бу қаторда энг термик барқарор аммоний йодид бўлади, шундай қилиб, бир хил типдаги аммоний тузларидан кислота кучининг кучайиб бориши билан термик барқарорлик ортиб боради.



Аммоний тузлари ишқорлар билан ишланганда аммиак ажралади:

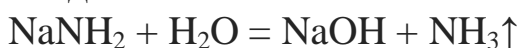


Бу реакция лабораторияда аммиак олишнинг энг содда усулидир.

Аммиак жуда кам ҳолларда оксидловчи бўлиб реакцияга киришади; масалан:



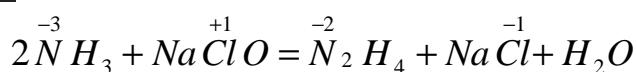
Бу реакцияда металл натрий суюқ аммиакдан водородни сиқиб чиқаради. Бунда аммиакдаги водород ўзининг оксидланиш даражасини пасайтиради ва аммиак оксидловчи ролини бажаради. Бошқа томондан бундай реакциялар аммиакни кислотали хоссасини намоён қилишини кўрсатади. Металларнинг амидлари масалан: NaNH_2 , Na_2NH , аммиакнинг тузлари бўлиб, унинг кислоталик функциясига жавоб беради. Аниқ маълумки, аммиакнинг кислоталик табиати H_2O ва HF нисбатан ҳам анча кучсиз ифодаланган. Кислоталик диссоциация константаси шунчалик кичикки ($\text{p}K=35$) шу сабабли аммиакнинг тузлари сувда тўлиқ гидролизланади:



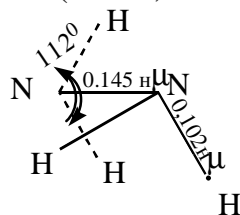
Аммиакнинг кислотали функцияларига нафақат амидлари, балки имидлари (Na_2NH), ҳатто нитридлари (AlN) ҳам жавоб беради, улар ҳам сувда тўлиқ гидролизланади.



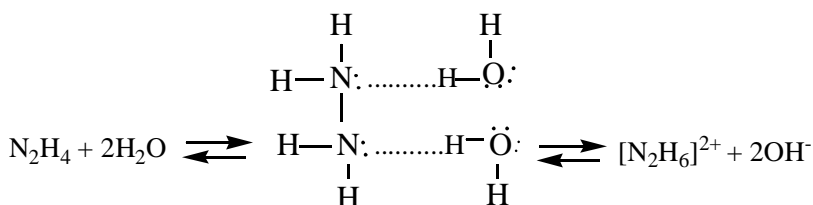
Аммиакни юмшоқ оксидловчилар масалан: натрий гипохлорит билан оксидланганда, азотнинг бошқа водородли бирикмаси гидразин ёки диамид олинади:



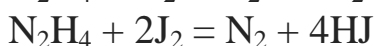
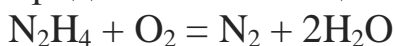
Фазосида водород атомларининг специфик жойланишлари натижа-сида гидразин молекуласи қутбли ($m = 0,02 \cdot 10^{-29}$ Кл.м):



Гидразин, рангсиз осон парчаланадиган, заҳарли суюқлик, диэлек-трик ўтказувчанлиги юқори ($E=52,25^0$ Сда). Гидразин аммиакка ўхшаш яхши ионлаштирувчи эритувчи. Суюқ гидразинни шахсий ионланиши аммиакка нисбатан юқори, ионли кўпайтмаси -35^0C да $[\text{N}_2\text{H}_5^+][\text{N}_2\text{H}_3^-] = 10^{-25}$ га тенг. Сувли эритмада водород боғланиш юзага келади ва куйидаги мувозанат бўлади.



Гидразин кучсиз асос хоссасини намоён қилади, унинг N_2H_5Cl , $N_2H_6Cl_2$ ёки $N_2H_6SO_4$ типдаги тузлари маълум. Гидразинда азотни оксидланиш даражаси -2 бўлишига қарамасдан, аммиакка нисбатан кучлироқ қайтарувчи. Шу сабабли гидразин аммиакдан фарқли, нафақат кислород билан балки ҳаво билан ҳам ва йод билан ҳам оксидланади.

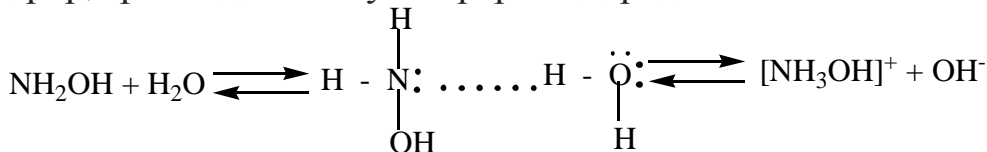


Гидразиннинг кучли қайтарувчи хоссаси ундаги 2 та азот атоми бўлиб, оксидланиш даражаларини йиғиндиси -4 тенглигидандир.

Нитрат кислота атомар водород билан қайтарилганда гидроксиламин (NH_2OH) ҳосил бўлади.

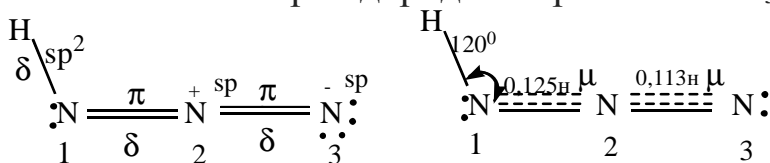


Гидроксиламин- рангсиз кристалл ($t_c=33^{\circ}C$), термик барқарор, $100^{\circ}C$ дан юқори температурада портлайди. Унинг сувдаги эритмаси анча барқарор, эритмада молекулалараро водород боғланиш юзага келади:

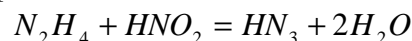


Аммо, гидроксиламинда OH -группаси бўлишига қарамасдан унинг асослик хоссаси аммиакка ва гидразинга нисбатан ҳам кучсиз ифодаланган. Кислоталар билан гидроксиламмоний тузларини ҳосил қилади $[NH_3OH]Cl$.

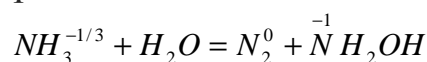
Азотнинг яна бир водородли бирикмаси HN_3 -водород азиддир.



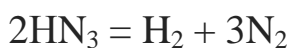
HN_3 -сувдаги эритмасига азид кислотаси дейилади. У гидразинни нитрит кислотаси билан оксидлаб олинади:



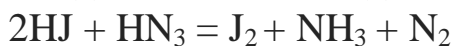
Кучи бўйича сирка кислотасига яқинлашади. Суюлтирилган эритмаларда азид кислотаси секин диспропорционирланади:



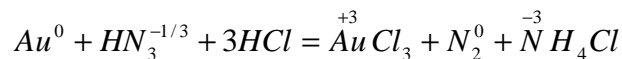
Сувсиз ҳолда азид кислотаси нафақат қиздирилганда хатто зарб таъсиридан ҳам портлайди:



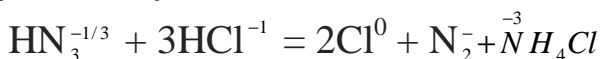
Азид кислотаси оксидловчи сифатида рол ўйнайди.



Азид кислотаси билан концентрланган хлорид кислота аралашмаси ҳатто нодир металлларни ҳам эритади:



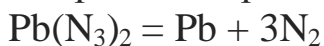
$\text{HN}_3 + \text{HCl}$ аралашмасининг оксидловчи активлиги атомар ҳолдаги хлор ҳосил бўлиши билан боғлиқ (HN_3 оксидловчи):



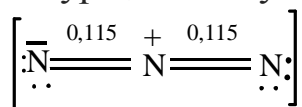
Азид кислотасининг тузлари азидлар эрувчанлиги бўйича ишқорий металлларнинг галогенларига ўхшайди, чунки, ишқорий металлларнинг азидлари сувда яхши эрийди, AgN_3 , $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ ва $\text{Hg}(\text{N}_3)_2$ лар ёмон эрийди.

Ишқорий ва ишқорий–ер металлларнинг азидлари аста-секин қиздирилганда парчаланмасдан суюқланади.

Оғир металлларнинг азидлари ҳатто зарб таъсиридан ҳам портлайди:



Азид ионини N_3^- I схема бўйича кимёвий тузилишини қуйидагича тасаввур қилиш мумкин:

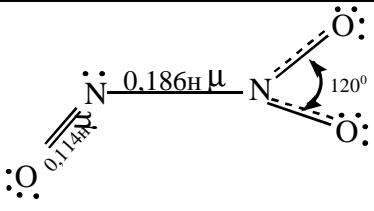
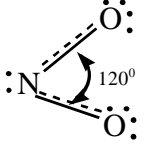
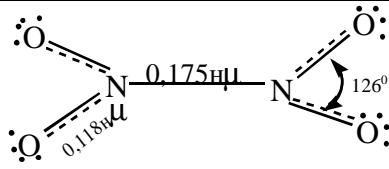
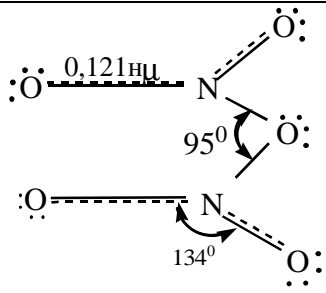


Азотнинг кислородли бирикмалари

Азот оксидларида +1 дан +5 оксидланиш даражасигача бўлади. Фақат N_2O_3 ва N_2O_5 оксидлари кислотали ҳисобланади; NO_2 ва N_2O_4 ларга 2 та кислота оксиди деб қаралади. Маълум бўлган нитроза оксидлари NO , NO_2 ва N_2O_4 лардан иборат бўлади.

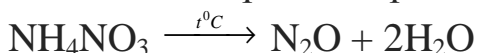
Азот оксидлари тўғрисидаги дастлабки маълумотлар қуйидаги жадвалда келтирилган.

Формула-си	Азотнинг окс. дар.	Молекуласининг кимёвий тузилиши	Агрегат ҳолати
N_2O	+1	$\text{:N} \overset{0,113\text{H}\mu}{\equiv} \text{N} \overset{0,118\text{H}\mu}{\equiv} \text{O:}$	Рангсиз газ
NO	+2	$\text{:N} \overset{0,115\text{H}\mu}{\equiv} \text{O:}$	Рангсиз газ

N_2O_3	+3		Ҳаворанг қаттиқ модда
NO_2	+4		Қўнғир газ
N_2O_4	+4		Рангсиз газ
N_2O_5	+5		Рангсиз кристаллар

Азот (I) оксиди (кулдирувчи газ) N_2O - рангсиз, ёқимли, озгина ширин хидли газ: $t_k = -88,5^{\circ}C$. Сувда ўртача эрийди.

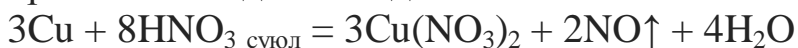
Аммоний нитратни парчалаб олинади:



Азот (I) оксиди билан нафас олинган биринчи дақиқада одамда ҳаяжонланишни уйғотади, кейин ухлатувчи таъсир қилади. Тиббиётда 80 % N_2O ва 20 % O_2 аралашмасидан наркоз воситаси сифатида фойдаланилади. Оғриқ сезилмайди.

Азот (II) оксиди (азот монооксиди) NO - рангсиз газ, ҳавода аста-секин қўнғир – жигар ранг тусга киради ($2NO + O_2 = 2NO_2$ реакциясининг ўтиши натижасида). $t_k = -152^{\circ}C$. сувда амалда эримайди. NO - электрон жуфтга донордир.

Суюлтирилган нитрат кислотаси билан кўпгина металлларнинг таъсири натижасида олинади:



Атмосферада чакмоқ чиққанда электр разрядлари таъсирида ҳосил бўлади. Азот (II) оксиди нитрат кислотани саноатда олиш жараёнида оралиқ маҳсулот ҳисобланади.

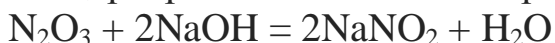
Азот (III) оксиди (*дiazot уч оксиди*) N_2O_3 – паст температурада тўқ – кўк суюқлик $0^{\circ}C$ дан юқори температурада парчланади:



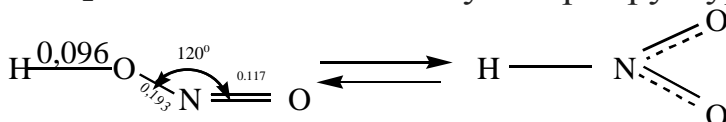
N_2O_3 - кислотали оксид, совуқ ҳолатда сув билан бирикиб нитрит кислотасини ҳосил қилади:



Ишқорлар билан тегишли нитритларни ҳосил қилади:



Нитрит кислотаси HNO_2 фақат суюлтирилган эритмалардагина барқарор, унинг концентрланган эритмаси: H_2O , NO ва NO_2 парчаланadi. HNO_2 – кислотасига 2 та таутомер структуралар маълум:



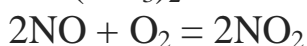
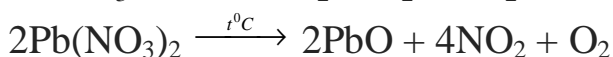
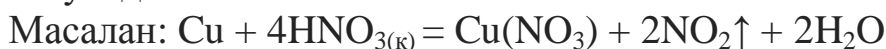
Нитрит иони учбурчакли структурага эга, натижада азот атоми sp^2 гибридланишда бўлади. Нитритлар заҳарли, сувда яхши эрийди. Одатда нитритлар ишқорлар эритмаларидан NO ва NO_2 газларни ўтказиб олинади:



Азот (IV) оксиди (азот диоксиди) NO_2 қизил жигар ранг (кўнғир) газ, ўзига хос ҳидли. $21,2^\circ\text{C}$ да суюқланади ва $-10,2^\circ\text{C}$ да қотади. (суюқ ва қаттиқ ҳолатда ҳам рангсиз) жуда заҳарли. NO_2 билан узоқ вақт (5-25 соат) нафас олганда оғир заҳарланиш белгилари, асосан, ўпканинг шишиши пайдо бўлади. Азот (IV) оксиди ишқорлар билан таъсирлашганда 2 хил туз нитритлар ва нитратлар ҳосил бўлади. (шу сабабли NO_2 га 2 та кислота оксиди дейилади):



NO_2 концентрланган HNO_3 кислотасига металллар таъсир эттирилганда, нитрат кислотаси термик парчаланганда, оғир металлларнинг нитратлари қиздирилганда, ҳавода чакмоқли пайтларда ва бошқа ҳолларда ҳосил бўлади:

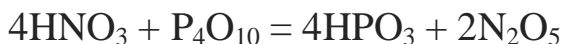
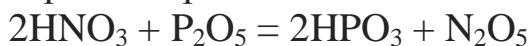


Азот (IV) оксидининг мономер шакли NO_2 ҳамма вақт газ ёки суюқлик ҳолатидаги рангсиз димер (N_2O_4) шакли билан мувозанатда бўлади.



64°C да тахминан N_2O_4 нинг ярими NO_2 кўринишида бўлади, температуранинг ортиши билан NO_2 нинг миқдори янада ошиб боради.

Азот (V) оксиди (диазот пентаоксид) N_2O_5 -рангсиз портловчи кристаллар. У нитрат кислотасини P_2O_5 ёрдамида сувсизлантириб олинади:



N_2O_5 – типик кислотали оксид сув билан кучли реакцияга киришади ва нитрат кислотасини ҳосил қилади.



Азот (+5) оксиди фақат газ ҳолатида молекуляр структурага эга. Қаттиқ ҳолатда NO_2^+ ва NO_3^- ионларидан ҳосил бўлган структурага эга. N_2O_5 кристаллари осон сублимацияланади, бунинг устига молекулалар буғланади. Шундай қилиб, азот (+5) оксиди сублимацияланганда NO_2^+ ва NO_3^- ионлари N_2O_5 молекуласига бирлашадилар. У эса уй температурасида парчаланади ва қиздирилганда портлайди:



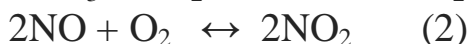
Азот (+5) оксиди кучли оксидловчи, кўпчилик реакциялар унинг иштирокида кучли боради.

Нитрат кислота, унинг олинishi

Формуласи: HNO_3 ($HO - NO_2$ кўринишида ёзиш ҳам қулай). Нисбий моляр массаси $Mr(HNO_3) = 63$, моляр массаси $M(HNO_3) = 63$ г/мол.

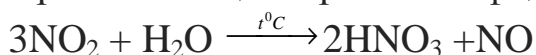
Сувли эритмада деярли тўлиқ H_3O^+ ва NO_3^- ионларига ўтади.

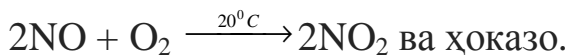
Олинishi. Аммиакни каталитик оксидлаб олинади (Оствальд усули, саноатда 1915 йилдан фойдаланилади). Бу усул асосида қуйидаги реакциялар ётади.



Аммиакни ҳаво билан аралашмаси жуда тезлик билан қиздирилган катализатордан ўтказилади. Катализатор платина ва родийдан тайёрланган сетка (1 см² да 2000 тешиги бўлади).

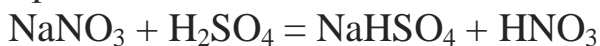
Реакцион аралашма катализатор билан 0,0002 с. констактда бўлади. 1 – чи реакция 800⁰С да боради. Ҳосил бўлган азот (+2) совутилгандан кейин мўл миқдордаги кислород билан NO_2 га ўтказилади (2-реакция). Ундан 0,5 – 1,0 МПа (5-10 атм) да юттирувчи башня (минора) да сув билан контактда (ёки суюлтирилган нитрат кислота) бўлади ва охириги маҳсулот концентрланган (60 %) нитрат кислота олинади, 3 – чи реакция. Бу жараёнда нитрат кислотанинг ҳосил бўлишини қуйидаги кетма-кет параллел босқичлар билан ифодалаш мумкин:





NO_2 – нинг қайноқ сувда эритилишига сабаб HNO_2 кислотасини ҳосил бўлишини олдини олишдир.

2. Лабораторияда HNO_3 натрий нитратни сульфат кислота билан киздириб олинади:



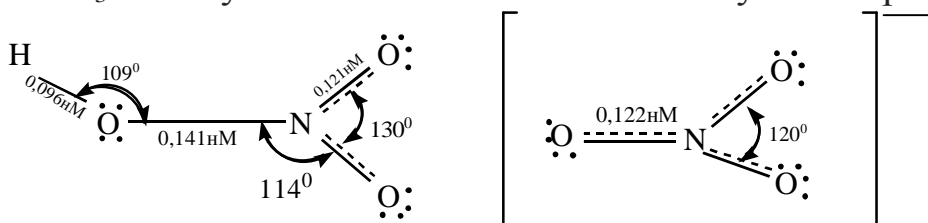
Қадимда шу усул билан саноатда нитрат кислота олинган.

Хоссалари. Сувсиз (100 % ли) тутовчи нитрат кислота рангсиз суюқлик, кучли ҳидли, $t_k = 82,6^\circ\text{C}$, $t_c = -41,6^\circ\text{C}$, кислота ёруғликда сақланганда секин-аста қўнғир рангга киради (HNO_3 –юқори оксидлар, жумладан NO_2 ҳосил қилиб $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

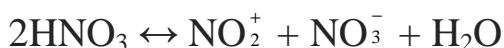
парчаланиши натижасида ранги ўзгаради). Саноатда чиқариладиган кислота (60–68 % гача) зичлиги $r = 1,41 \text{ г/см}^3$, $\sim 122^\circ\text{C}$ да қайнайди, бу эритмага концентрланган кислота дейилади. Таркибига биноан бу эритма $\text{HNO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ формулага мувофиқ келади.

Нитрат кислотаси – кучли кислоталардан бири бўлиб, кучи бўйича фақат HClO_4 кислотасидан кейин туради.

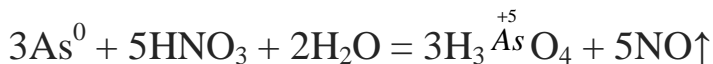
HNO_3 молекуласининг ва NO_3^- ионининг тузилишари қуйидагича:



Тоза нитрат кислотаси оз даражада ўз -ўзидан ионланишга учрайди:



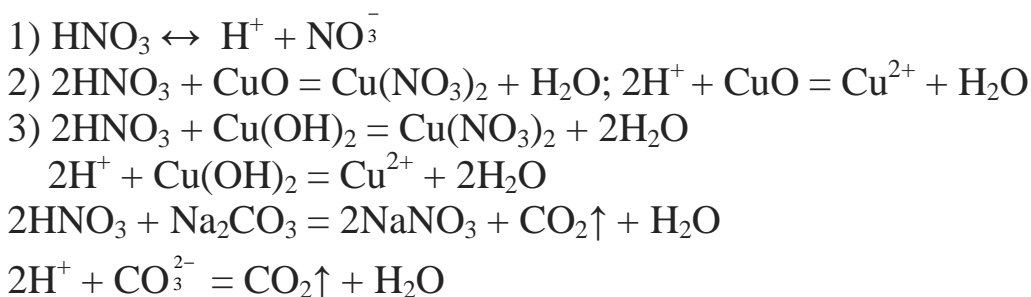
NO_2^+ катионига нитронил (нитроил) дейилади. Нитрат кислота кучли оксидловчи, у деярли барча металлларни ва металмасларни оксидлайди. Металмаслар нитрат кислота таъсиридан юқори оксидланиш даражасидаги ҳосилаларига ўтади, масалан:



Металлардан фақат олтин, платина, осмий, иридий, ниобий, тантал ва вольфрамлар нитрат кислота таъсирига чидамли. Нитрат кислотаси ҳатто водороддан ўнгда жойлашган мис, кумуш ва симобларни ҳам оксидлай олади.

Концентрланган HNO_3 кучли оксидловчи сифатида таъсир қилса, қанчалик суюлтиришига қараб оксидловчилик таъсири пасайиб боради.

Нитрат кислотанинг бошқа кислоталар билан ўхшашлиги:

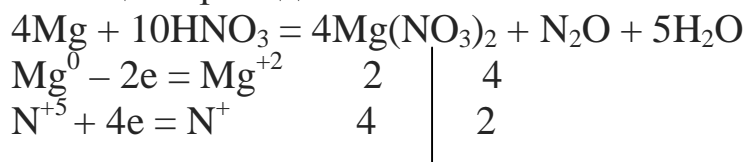


Нитрат кислотасининг ўзига хос хусусиятлари

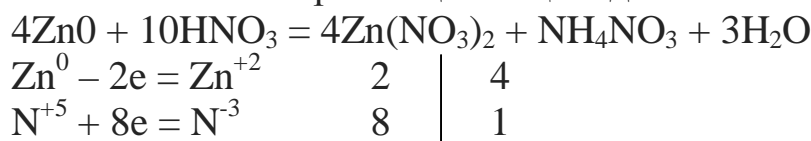
Металларнинг кучланиш қаторида водороддан чапда жойлашган ҳар қандай металл билан реакцияга киришганда водород ажралиб чиқмайди. Чунки нитрат кислотаси ҳар қандай концентрацияда оксидловчи (NO_3^- иони) хоссасини намоён қилади: $\text{Me} + \text{HNO}_3 \not\rightarrow \text{H}_2$

Металларнинг кучланиш қаторида, металларнинг активлиги, табиатига ва кислота концентрациясига қараб, кислотанинг қайтарилиш маҳсулотлари ҳар хил бўлади. Нитрат кислотасини металларга муносабатини, кислота концентрациясига қараб қуйидаги схемада кўрсатиш мумкин:

1) Li – K – Ca – Mg – гача бўлган металлар концентрланган HNO_3 билан таъсирлашганда тегишли нитратлар ҳосил бўлади ва $\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3^-$ эса $\overset{+1}{\text{N}}_2\text{O}$ гача қайтарилади.



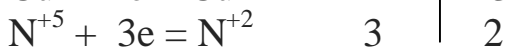
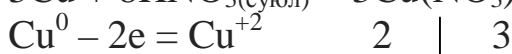
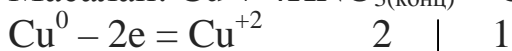
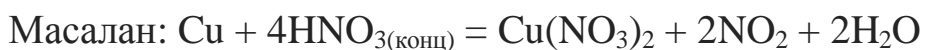
2) Li – K – Ca – Mg – Zn – Ni – Sn гача бўлган металлар суюлтирилган нитрат кислота билан таъсирлашганда N^{+5} дан N^{-3} гача қайтарилади. Ҳосил бўлган аммиак эритмадаги нитрат кислота билан бирикиб аммоний нитратни ҳосил қилади.



3) Al, Cr ва Fe концентрланган нитрат кислотада пассивлашади (инерт, барқарор оксид пардаси билан қопланади).

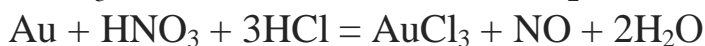
Шу сабабли алюминий ёки темирдан ясалган цистерна ва бочкаларда концентрланган нитрат кислотаси бир жойдан иккинчи жойга ташилади ва сақланади.

4) Al – Zn – Ni – Sn – Pb – Cu – Hg каби металлар концентрланган нитрат кислота билан таъсирлашганда NO_2 гача, суюлтирилган кислота билан таъсирлашганда NO гача қайтарилади.



3 ҳажм концентрланган хлорид кислота ва 1 ҳажм концентрланган нитрат кислота аралашмасига «зар суви» дейилади. Бу аралашманинг оксидловчилик хоссаси концентрланган нитрат кислотадан ҳам кучли бўлганлиги учун унда олтин ҳатто платина ҳам эрийди.

Бу аралашманинг оксидловчилик активлиги атомар ҳолдаги хлор билан, кучли оксидловчи бўлган нитрозил хлориднинг ҳосил бўлиши билан шартланган:



«Зар суви» ишлатилиши олдидан тайёрланади, вақт ўтиши билан унинг оксидловчи хоссаси йўқолади.

Нитрат кислотанинг кислоталик хоссаси ҳам кучли ифодаланганлиги учун деярли ҳамма металлларнинг оксидлари, асослар ва тузлар билан ҳам реакцияга киришади (юқоридаги схемага қаранг).

Нитрат кислота тузлари

Нитрат кислота тузларига нитратлар дейилади ва ҳамма металлларнинг нитратлари маълум. Уларнинг кўпчилиги рангсиз ва сувда яхши эрийди.

Нитратлар нитрат кислотага нисбатан барқарорроқ, улар одатда нитрат кислотага тегишли металлларни, металл оксидларини ёки асосларни таъсир эттириб олинади.

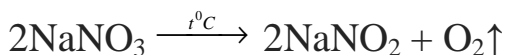
Нордон сувли эритмаларда нитратларнинг оксидловчилик хоссалари нитрат кислотага нисбатан анча суст, нейтрал муҳитда эса оксидловчилик хоссасини намоён қилмайди. Нитратлар суюқланмаларда ва кислород чиқариб парчаланганда кучли оксидловчи хоссасини намоён қиладилар.

Нитратлардан энг муҳим аҳамиятга эга бўлганлари: натрий нитрат, калий нитрат, аммоний нитрат ва кальций нитратлар бўлиб, амалда улар умумий ном селитралар деб аталади.

Нитратларнинг қиздиришга бўлган муносабатлари

Металлларнинг нитратлари қиздирилганда қуйидаги 3 хил схемалар бўйича термик парланадилар, парчланиш туз таркибидаги катион табиатга боғлиқ бўлади:

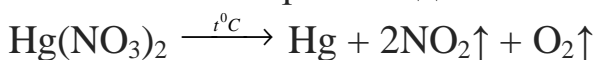
Масалан: 1) металлнинг кучланиш қаторида Li, дан Mg гача бўлган нитратлар қиздирилганда кислород чиқариб нитритларга айланади:



2) магнийдан мисгача бўлган металлнинг нитратлари қиздирилганда металл оксиди NO_2 ва O_2 га парчланади: (магний тузлари юқоридаги схема бўйича парчланади):



3) мисдан ўнгроқда турган металлнинг нитратлари қиздирилганда эркин металлгача парчланади.



Бу реакцияларнинг ҳар хил характерда парчланишлари нитрит ва оксидларининг ҳар хилда барқарорлигидан келиб чиқади.

Нитрат кислотанинг ишлатилиши

Саноатда олинадиган нитрат кислотасининг 75 % га яқини ўғит ишлаб чиқариш учун фойдаланилади. 15 % портловчи моддалар олишда (аммоний нитрат қаттиқ ректив ёқилғиси учун яхши оксидловчи ва аммонал деб номланадиган портловчи аралашма таркибига киради.

Қолган 10% нитрат кислотаси бошқа ҳар хил мақсадларда ишлатилади.

Азотли ўғитлар.

Таркибида асосий элементи азот бўлган моддаларга азотли ўғитлар дейилади. Азотли ўғитларни асосий турлари:

суяқ аммиак

карбамид ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$)

калийли селитра – KNO_3 , мураккаб ўғит

аммонийли селитра - NH_4NO_3

аммоний сульфат - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

аммоний сульфат билан аммонийли селитра

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3$ аралашмаси

аммонийли селитра билан оҳактош аралашмаси

NH_4NO_3 (~60%) + CaCO_3 (20-35%)

Ўсимликлар азотни фақат нитрат–ион NO_3^- , аммиак, аммоний тузи ҳолида, карбамидни тупроқдаги бактериялар NO_3^- ионига айлантириб берадилар.

Тупроқда озук элементлари (моддалари) етарлича бўлмаса ўсимликларнинг ҳосилдорлиги камайиб кетади. Тупроқда озук моддалари етишмаганда, кўшимча минерал ўғитлар солиш билан тўлдирилади.

1840 йиллардаёқ немис олими Ю. Либих ўсимликлар учун зарур бўлган қуйидаги 10 та элементни тупроқда кўп миқдорда бўлишини аниқлаган эди: С, О, Н, N, P, S, К, Са, Mg ва Fe. Ўсимликлар учун ҳаётий зарур бўлган қуйидаги муҳим микроэлементларни: В, Mn, Cu, Mo, Zn ва Со бўлиши ҳам муҳим аҳамиятга эга. Ҳамма минерал ўғитлар: азотли, калийли ва фосфорлиларга бўлинади. Ўсимликлар учун жуда кўп миқдорда аралаш (азотли – калийли – фосфорли) ва комплекс (органик минерал) ўғитлардан ҳам фойдаланилади.

ЎзРФА академиги самарадор ўғитлар ишлаб чиқаришнинг янги технологияси ва усуллари яратган, ўғитлар кимёси ва технологияси соҳасидаги буюк ўзбек олимларидан бири Малик Набиевич Набиевдир.



Малик Набиевич Набиев (1915й.т.)

ЎзРФА академиги. Беруний номидаги ЎзР Давлат мукофоти лауреати.

М.Н.Набиев раҳбарлигида фосфатларни нитрат кислота билан қайта ишлаб, янги комплекс ўғитлар олишга муваффақ бўлинди. Оддий ва иккиламчи суперфосфатлар сифати анча яхшиланди. Унинг раҳбарлигида аммонийлаштириш усули билан Қоратоғ фосфатлари асосида суперфосфатлар олиш технологияси ишлаб чиқилди, кам заҳарли дефолиантлар ишлаб чиқилди ва қишлоқ хўжалигига жорий қилинди. Айни пайтда Ўз ФА Умумий ва анорганик кимё институтида академик М.Н.Набиев бошчилигида асос солинган йирик бўлимда унинг шогирдларидан академик С.А.Тўхтаев, профессор Ш.С.Номозов кимё фанлари доктори А.Эркаев ва бир қатор олимларимиз фаол изланишлари асосида, Чирчиқ, Самарқанд, Навоий, Қўқон минерал ўғитлар комбинатлари ва заводларида кўп тоннали азотли, фосфорли минерал ўғитлар ишлаб чиқарилаёпти. Бу маҳсулотлар нафақат Республикамиз эҳтиёжини қондириш учун етарли бўлиб қолмасдан балки бир қатор чет элларга ҳам экспорт қилинмоқда ва Республикамиз иқтисодига салмоқли ҳисса қўшилаяпти.

28 БОБ
ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ IV БОШ ГУРУППАСИ ЭЛЕ-
МЕНТЛАРИ

Даврий системанинг IV гуруҳи элементларининг умумий тавсифи. Кремний, унинг физик ва кимёвий хоссалари. Кремний (IV) оксиди ва силикат кислота. Кремнийнинг табиий бирикмалари, уларнинг техникада ишлатилиши. Силикат саноати

Умумий тавсифи

Даврий системанинг IV A группасига углерод C, кремний Si, Германий Ge, қалай Sn, қўрғошин Pb элементлари киради. Қўшимча группачасига Титан Ti, цирконий Zr, гафний Hf ва курчатовий Kp элементлари мансуб.

Қуйидаги жадвалда IV A группа элементларининг муҳим тавсифлари келтирилган.

Энг муҳим хоссалари	Углерод C	Кремний Si	Германий Ge	Қалай Sn	Қўрғошин Pb
1	2	3	4	5	6
Тартиб номери ёки ядро заряди	6	14	32	50	82
Нисбий атом массаси- Ar	12,011	28,086	72,16	118,71	207,2
Зичликлари- ρ, г/см ³	3,51(олмос)	2,33	5,35	7,28	11,34
Ер қобиғидаги масса миқдори, %	1·151	27,6	7·10 ⁻⁴	4·10 ⁻³	1,6·153
Суюқланиш температураси, °C	3900	1414	958,5	231,9	327,4
Қайнаш температураси, °C	4347	2630	2690	2337	1754
Нисбий электроманфийлиги	2,6	1,9	2,0	1,8	1,7
Оксидланиш даражалари	-4,+2,+4	-4,+2,+4	(+2)+4	+2,+4	+2,+4
Атом радиуслари, нм	0,077	0,118	0,139	0,158	0,175
Ион радиуслари, Me ⁺ , нм	0,26	0,271	0,272	0,294	0,313
Ионланиш потенциаллари, II	64,482	45,141	45,141	40,73	42,32
Ион радиуслар Э ⁴⁺ , нм	0,015	0,041	0,053	0,071	0,084

1	2	3	4	5	6
Валент электрон конфигурациялари	[He]2s ² 2p ²	[Ne]3s ² 3p ²	[Ar]4s ² 4p ²	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²
Диоксидлари	CO ₂	SiO ₂	GeO ₂	SnO ₂	PbO ₂
Элементларнинг (IV) гидроксидлари	H ₂ CO ₃ кучсиз	H ₄ SiO ₄ SiO ₂ ·H ₂ O Жуда кучсиз кислота	GeO ₂ ·H ₂ O Амофотер, юкори	SnO ₂ ·nH ₂ O кислоталик	PbO ₂ ·nH ₂ O салгина
Элементларнинг (II) гидроксидлари			Ge(OH) ₂ Амфотер, юкори	Sn(OH) ₂ асосликлари	Pb(OH) ₂ салгина
Анионларининг номланишлари	карбонатлар	силикатлатлар	германатлар	силикатлар	Плюмбатлар

Углерод ва кремний типик элементлар. Даврий системадаги бирорта группа IV группа элементларининг аҳамиятлилиги бўйича тенглаша олмайди. Углерод органик кимёнинг асоси бўлиб, бош органиген элемент, ҳамма тирик организмлар учун керакли компонент. Иккинчи типик элемент- кремний-анорганик кимёнинг ва ҳамма жонсиз табиатнинг бош элементиدير.

Германий биринчи қаттиқ жисмли транзистор (1948 й) лар олишда радио электроника соҳасида 10 йиллар давомида революцион бурилиш қилди. Германий фақат кремнийдан кейинги иккинчи ярим ўтказгичдир. IV А группанинг ҳамма элементлари 4 валент электронга эга бўлган, алмашилиш механизми бўйича махсус муҳим тетраэдрик боғлар ҳосил қиладиган, валент электронлари бўйича даврий системанинг ўртасига жойлашган элементлардир.

Элементларнинг +4 оксидланиш даражаларининг барқарорлиги C → Pb қаторида ёки тартиб рақамларининг ортиб бориши билан камаяди. Қўрғошин учун +2 оксидланиш даражаси кўпроқ барқарор. -4 оксидланиш даражаларининг барқарорлиги аксинча Pb → C ўтганда ортади.

Қўрғошин ва калай -4 оксидланиш даражасидаги гидридлари жуда беқарор, уларда занжир ҳосил қилиш характери йўқ.

Металлик характери оддий моддаларда углероддан қўрғошинга томон ортади.

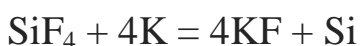
Физикавий хоссалари бўйича углерод оддий модда ҳамда олмос ва графит металмаслар (графитда айрим металлик белгилари намоён бўлади): кремний ва германий оралиқ ҳолатларни (оралиқ хоссани) эгаллайди. Ярим ўтказгичлар: калай ва қўрғошинлар – металлар.

Кимёвий хоссалари бўйича C ва Si металмаслар: Ge, Sn, Pb каторида металл сифатидаги кимёвий активликлари ортади, шу билан бирга Ge да металмаслик хоссаси юқорироқ бўлса Pb – да металл хоссаси каттадир.

Углерод ва кремнийнинг ҳамда германий группачаси элементларнинг II ва IV гидроксидларини кислота асос хоссаларини ўзгариши юқоридаги жадвалда берилган.

Кремний, унинг физикавий ва кимёвий хоссалари

Олиниши. Кремний биринчи марта эркин ҳолда 1822 йилда (Берцелиус, Швеция) тетрафторид кремнийни калий билан қайтариб ажратилган.



Табиатда тарқалиши. Ернинг литосфера қатламида тарқалиши бўйича иккинчи элемент (27,6 масса %). Фақат боғланган ҳолда ҳар хил тоғ жинсларида ва уларнинг емирилиш (тоғ жинсларининг нураши) маҳсулотларида оксид ва силикатлар кўринишида учрайди. Ер пўстининг 90 % и кумтупроқ ва силикатлардан иборат.

Кремний жонсиз табиатнинг муҳим элементларидан бири бўлишига қарамасдан у ўсимликлар ва ҳайвонлар учун ҳам зарур. Кремний ўсимликларнинг пояларида, таналарида тўпланиб уларнинг барқарорлигини оширади. Кремний қушларнинг патларида, ҳайвонларнинг жунларида, қуйи ва сув ўтларининг қолдиқларида ҳам кремний учрайди.

Тоғ жинсларининг ва уларнинг нураши қаттиқ маҳсулотларининг асосий қисми калий, натрий, кальций, магний, алюминий ва темир силикатларидан тузилган.

Тоғ жинслари ва минераллари. Тоғ жинси – бир қанча ҳар хил таркибли минералларнинг агломератидан иборат.

Минерал – бу кимёвий индивидуал модда, ер пўстида табиий йўл билан ҳосил бўлади.

Тоғ жинслари ва минералларни ўрганадиган фанлар:

Петрография – тоғ жинсларининг пайдо бўлиши ва таркиби тўғрисидаги фандир;

Минералогия - минералларнинг пайдо бўлиши ва таркиби тўғрисидаги фандир;

Геология- ер қобиғини пайдо бўлиши ва тузилиши тўғрисидаги фандир;

Геохимё – ер қобиғининг кимёвий таркиби тўғрисидаги фандир. Асосий силикатли тоғ жинслари ва уларни таркибий минераллари:

Гранит- дала шпати, кварц, слюда (асосий таркибий қисми);

Гнейс - дала шпати, кварц, слюда (Гнейс – гранитни кўшимча (ортикча) босим таъсиридан ҳосил бўлади);

Базальт- авгит, плагиоклаз, магнетит ва бошқалар.

Порфир – ҳар хил таркибли тоғ жинслари, уларда йирик кристаллар бир жинсли, баъзан шишасимон асосий массага илашган бўлади.

Энг муҳим силикатли минералларга қуйидагилар киради. Дала шпатлари – калий дала шпати (ортоклаз) $K(AlSi_3O_8)$, ёки $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ ҳамда натрийли (альбит) $Na(AlSi_3O_8)$ ёки $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ ҳамда оҳактошли (анортит), оҳакли- натрийли (плагиоклаз) дала шпати. Улар ер қобиғидаги ҳамма минералларнинг $\approx 60\%$ ташкил қилади.

Лой тупроқлар- таркибида суви бор минераллар, дала шпатларини нурашидан ҳосил бўлади (бунда сув ютилади эрийдиган калий бирикмалари табиий сувга ўтади). Лой тупроқлар бошқа усулларда ҳам ҳосил бўлиши мумкин, уларнинг таркибига сезиларли таъсир қилади. Таркиби бўйича лой тупроқлар бўлинади: суглинок- лой тупроқ таркибида кум ва темир (III) оксиди кўп бўлади.

Мергел- лой тупроқни оҳак тош билан аралашмаси:

Каолин – (чинни учун лой тупроқ) – махсус лой тупроқ ва кум аралашмаси, каолин асосий таркибий қисми минерал каолинит $Al(Si_2O_5)(OH)_4$ ёки $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

Слюдалар – тиник, ҳар хил рангли оқдан – қорагача кристаллар, осонлик билан алоҳида қатламларга ажралади, асосий таркибий қисм сифатида силикатли минерали бўлган мусковит – $KAl_2(Al_2Si_3O_{10})(OH)_2$, ёки биотит $K(MgFe^{2+})_3(AlSi_3O_{10})(OH)_2$ – электроизоляцияловчи қопламалар, иссиқликка чидамли шишалар (ойна) тайёрлашда ишлатилади.

Авгитлар- муҳим жинс ҳосил қилувчи минералар (бозальтлар таркибига киради). Таркиби бўйича булар $CaMg(Si_2O_6)$, $CaO \cdot MgO \cdot 2SiO_2$, калций ўрнига натрий, калий, марганец ва бошқалар, магний ўрнига темир, алюминий, марганец бўлишлари мумкин.

Тальк- $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ юмшоқ, ишқаланганда ёғсимон минерал упа кўринишида сурков мойи сифатида резина материалларини бир – бирига ёпишиб қолмасликлари учун ишлатилади, косметик воситалар таркибига киради, қоғозга ва захарли химикатлар шимдирилади.

Асбестлар – таркиби $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ толасимон тузилишли минераллар. Лабораторияда ва саноатда фойдаланиладиган иссиқликка чидамли ва кимёвий инерт моддалар тайёрлашда ишлатилади: асбестдан иссиқликка чидамли ёпқичлар, тўрлар, техник диафрагмалар тайёрланади. Асбест чанги касбий ўпка касаллигини чиқаради.

Бошқа силикатлардан – алдама шох, оливин, денгиз кўприги, топаз, гранитлар, берилл, изумруд, циркон, серпентин, ультрамарин, пермутит ва бошқалар маълум.

Кремнийни олиниш.

1. Кварц ва кокс ёки дикарбид кальций CaC_2 аралашмасидан озрок миқдордагисини электро печларда қиздириб олинади:

$\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$ жараён $1500 - 1750^\circ\text{C}$ да содир бўлади.

$2\text{SiO}_2 + \text{CaC}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{CO} + 2\text{Si}$

2. Қум тупроқдан алюмотермия усули билан:

$3\text{SiO}_2 + 4\text{Al} = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Si}$.

бу усулларда олинган кремнийга техник кремний дейилади, унда 93 – 99 % гача кремний бўлади. Лабораторияда кремний SiO_2 магний кукуни билан (1:2 нисбатда) аралашмасини қиздириб олинади. Аралашма юқори температурада қиздирилади ва совутгандан сўнг, аралашмадан Si ни ажратиш учун уни HCl эритмасида солинади. Бунда реакция натижасида озгина магний силицид ҳосил бўлганлиги учун аралашма кислота эритмасига солинганда кислота ва магний силицид таъсиридан силанлар ҳосил бўлганлиги сабабли эритма устида чиройли аланга ҳосил бўлиб силан ҳавода ёнади.

$\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Техник кремнийдан зонали суюлтириш усулида жуда тоза кремний олинади. Ундаги аралашмалар $10^{-7} - 10^{-9}$ мас % гача бўлади.

Физик хоссалари. Тўқ кулранг кристалл, металлсимон ялтироқ, зичлиги $r=2,33 \text{ г/см}^3$. Қаттиқ, мўрт кристалл модда нормал шароитда термодинамик барқарор олмосга ўхшаш куб модификациядаги кремний кулранг пўлат рангли смоласимон ялтироқликка эга жуда қаттиқлиги ва мўртлиги билан характерланади. Юқори температурадаги гексаганол кўринишдаги кремний беқарор ва амалий аҳамиятга эга эмас.

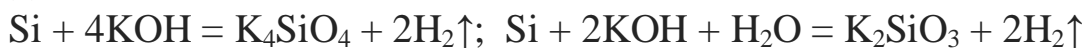


Аморф кремний майда кристаллик куб шалкида бўлади. Олмосга ўхшаш шаклидаги кремнийда унинг атомлари sp^3 -гибриланишда бўлади. Учламчи турдаги кремний кристалларидаги тетраэдрик боғланишни куйидаги расмда кўрсатиш мумкин.

Кремний кўнғир аморф кукун ҳолида ҳам учрайди. Аморф кремний зичлиги $r=2,0$. Кремний сувда эрмайди, HF ва ишқорларда эрийди:



Агар кислота мўл бўлса; $\text{SiF}_4 + 2\text{HF} = \text{H}_2\text{SiF}_6$ кислотаси ҳосил бўлади.

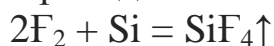


Кремний кимёсининг углерод кимёсига нисбатан муҳим фарқи шундаки, кремний боғ ҳосил бўлишида 3d орбиталлар ҳам иштирок этади. Назарий жиҳатдан кремнийнинг ковалентлиги 9 га тенг бўлса, углерода эса 4 га тенг.

Амалда кремнийнинг 6 валентли бирикмалари учрайди, уларда кремний атоми sp^3d^2 – гибридланишда бўлади. Бироқ кремний учун энг характерли структура к.с. 4 га тенг бўлган бирикмалардир, уларда кремний sp^3 гибридланишда бўлади. Унинг sp ва sp^2 ҳосилалари кам ва беқарордир. Кремний углероддан фарқли якка боғли занжирлар ҳосил қилишга мойиллиги жуда кам. Чунки C – C боғларга (347,3 Кж/моль) нисбатан, Si – Si (176,6 кж/моль) боғ энергияси анча кучсиз, шу сабабли кремний узун барқарор занжирлар ҳосил қила олмайди. Булардан ташқари кремнийни типик металмаслар билан ҳосил қилган бирикмалари, углероднинг шу типдаги бирикмаларига нисбатан кўпроқ кутбланган. Бу ҳол кремнийнинг кўпроқ металлиги ва кичикроқ нисбий электроманфийлиги билан асосланади.

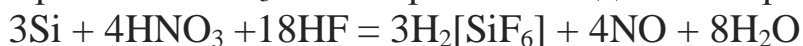
Кремний энг барқарор бирикмаларида +4, 0 ва -4 оксидланиш даражаларида бўлади. Кремний учун +2 оксидланиш даражаси кам характерли ниҳоят кремний кимёси учун кислородга бўлган мойиллиги жуда юқорилиги катта аҳамиятга эга. Si – O орасидаги боғланиш энергияси Si – Si орасидаги боғланиш энергиясига нисбатан деярли 2,5 марта каттадир. Ер қобиғининг $\approx 60\%$ қумтупроқ, унинг гидрат шакли $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ва ҳар хил силикатлардан алюмосиликатли жинслардан тузилганлиги бежиз эмасдир.

Кремнийнинг кимёвий активлиги фақат унинг юза сиртини ҳолатига боғлиқ. Аморф кремнийнинг кимёвий активлиги компакт ҳолидаги кристаллик кремнийдан кучли. Кремний фтор билан совукда ҳам бирикади:

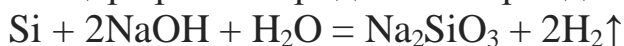


Бошқа металмаслар – хлор, бром, кислород, олтингугуртлар билан жуда қиздирилганда бирикади. Кремний, углерод, азот, борлар билан жуда юқори температурада таъсирлашади. Қиздирилганда кремний металлар билан силицидлар ҳосил қилади. Фторид кислотаси кремний билан одатдаги шароитда бирикади, қолган водород галогенидлар билан $400-500^{\circ}\text{C}$ да бирикади: $\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2 \uparrow$

Кремний HNO_3 ва HF аралашмасида яхши эрийди



Ишқор эритмаларида яхши эрийди:



Бу омилларнинг ҳаммаси кремнийни металмаслик табиатини унинг ярим ўтказувчанлик хоссаси билан яхши коррелляция қилади.

Кремнийни ишлатилиши

Кремний энг муҳим замонавий ярим ўтказгич материаллардан бири, у электроника ва электротехникада: интеграл схемалар, диодлар, транзисторлар теристорлар, термисторлар, фотоэлементлар тайёрлашда ишлатилади.

Кўпинча пўлат ва бошқа қотишмаларда легирловчи компонентлар (уларнинг механик мустаҳкамлиги ва коррозия бардошлигини оширади, қуйма хоссаларини яхшилайти). Энг тоза ҳолдаги кремнийдан космик техникада ишлатиладиган қуёш батареяларини ишлаб чиқаришда фойдаланилади.

Кремний (IV) оксиди силикат кислота.

Кремний диоксид SiO_2 қадимдан қумтупроқ деб номланган, рангсиз кристалл модда $t_c = 1728^{\circ}\text{C}$ ниҳоятда қаттиқ ва мустаҳкам.

Табиатда тарқалиши.

Кристаллик SiO_2 кварц минерали холида гранитлар, гнейслар, қумликлар ва денгиз қумини асосий таркибий қисмига киради. Кварцнинг яхши ҳосил бўлган кристаллари рангли аралашмалар билан қуйидаги минералларни ҳосил қилади:

тоғ хрустали (оқ тиниқ);

(тутунсимон) кварц ёки раух топаз (кул рангдан то жигар ранггача);

бинафша кварц;

марион (қора);

аметист (гунафша);

цитрин (сарик).

Булардан ташқари кварцнинг хилларига таркибида суви бўлган минераллар: опал, халцедон (агат, карнеол, яшма) ва кременлар киради.

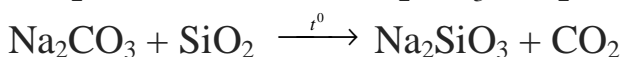
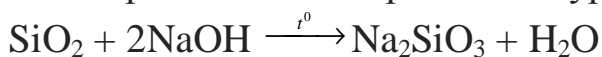
SiO_2 чўкма тоғ жинслар кизельгур (диатомит, тупроқ инфузориялари) таркибига киради.

SiO₂ кристаллари айрим ўсимликлар ва ҳайвонлар организмидан (айрим бошоқли ўсимликларда қамишда, бомбукда кремнийли губка ва сув ўтларида) ҳам учрайди.

Кремний (IV) оксидининг олиниши. Кварцнинг яхлит катта (моно кристаллар) кристаллари сунъий гидротермал усулда SiO₂ сувли эритмалардан 300-400⁰С да ва 100 -200 мПа (1000-200 атм) босимда ўстирилади.

Кремний (IV) оксидининг хоссалари. Оқ кукун ёки оқ тиник кристаллар полиморф модификация турига боғлиқ ҳолда (кварц тридимит, кристобалит) 1500-1705⁰С оралиғида суюқланади. Суюқланган кумтупроқ аморф шишага ўхшаш масса ҳолида қотади (кварц шишаси).

Фақат фторид кислотаси (плавик кислота) таъсирдан бузилади, кислота кам бўлганда SiF₄, кислота мўл бўлганда H₂[SiF₆] (гексафторид кислота) ҳосил бўлади SiO₂ суюқланган ишқорлар, ишқорий металлларни карбонатлари билан қиздирилганда турил силикатлар ҳосил қилади.

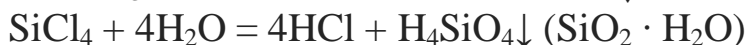


Кремний (IV) оксидининг ишлатилиши.

Кумтупроқ (SiO₂) шиша, керамика, намунавий материаллар, бетон, буюмлар ишлаб чиқаришда кремний олишда ишлатилади. Кварц кристаллари радио техникада ультратовуш қурилмаларида қўлланилади. Тоғ хрустали ювелир ишларида қимматбаҳо тош оптик инструментлар тайёрлашда материал. Кварц кристаллари, кварц соатларида ишлатилади.

Кремнийнинг кислоталари ва силикатлар

Кремний кислоталари тўғридан-тўғри SiO₂ билан H₂O дан олинмайди. Бироқ силикатларга кислота таъсир эттирилганда ёки айрим би-нар бирикмалари гидролизланганда SiCl₄ гидратланган кремний оксиди m SiO₂ · nH₂O ҳосил бўлади ва чўкмага тушади.



Кремнийнинг кислоталари жуда кучсиз кислота SiO₂ ва сувнинг нисбатлари турлича:

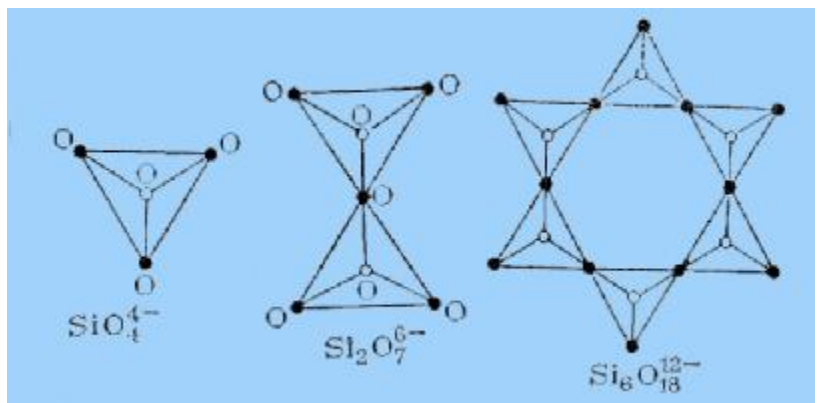
mSiO₂ + nH₂O да m=1 ва n = 1 бўлса, H₂SiO₃ – метасиликат

m=1 ва n=2 бўлса, H₄SiO₄ – ортосиликат кислота

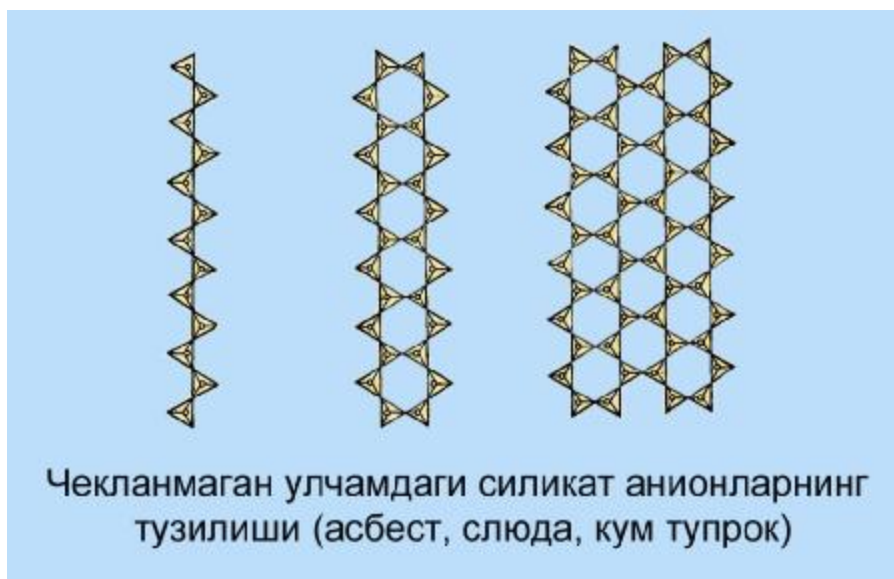
m=2 ва n=1 бўлса, H₂Si₂O₅ – дисиликат кислота m = ∞ ёки n=∞

бўлса, полисиликат кислоталари дейилади. Гидратланган mSiO₂·nH₂O дастлаб ковушқоқ бироқ тезда қаттиқ рангсиз кислота гелийга айланади. Кейинчалик сақланиш давомида ҳавода аста-секин гелнинг сувсизла-

ниши натижасида оқ қаттиқ бўлмаган жуда ғовак маҳсулот силикагел ҳосил бўлади. Кучли қиздириш ва кейин натрий хлоридни ювиб чиқилгандан кейин майда дисперс оқ кукун кремний диоксид олинади. Бунга оқ қурум дейилади. Қуйидаги расмларда силикат кислота анионларининг тузилишлари келтирилган



Чекланган ўлчамга эга кўрсатилган силикат ионлари билан бир қаторда чекланмаган ўлчамга эга бўлган занжирли лентали, ясси текисликли ва фазовий структурали силикат ионлар ҳам мавжуд (асбест, слюда ва қум тупрок).



Силикат кислотанинг эрувчан тузларидан энг муҳимлари натрий силикат ва калий силикатлардир. Бу тузларга кўпинча эрувчан шиша уларнинг сувдаги эритмаларига суяқ шиша дейилади. Сувдаги эритмалари клейлаш ва қовушқоқлик хоссаларига эга, шу сабабли уларнинг сувдаги эритмалари (Na_2SiO_3) идора клейи сифатида ишлатилади. Очиқ ҳавода суяқланганда CO_2 таъсирида парчаланadi, карбонат кислота силикат кислотани сиқиб чиқаради. Силикат кислотаси жуда кучсиз ки-

слота. Эримайдиган силикатлар фақат табиатда тарқалган. Табиий силикатлар таркиблари ва структураларининг турли туманлиги билан фарқланади. Қум тупроқдаги ва кремний кислоталаридаги каби силикатларда асосий структура бирлиги тетраэдрик гуруҳчаси бирлиги $[\text{SiO}_4]^{-4}$ бўлади. Тетраэдрлар икки жуфтда $[\text{Si}_2\text{O}_7]^{-6}$ учтаси халқачага $[\text{Si}_3\text{O}_9]^{-6}$ тўрттаси $[\text{Si}_4\text{O}_{12}]^{-8}$ ва олтита $[\text{Si}_6\text{O}_{18}]^{-12}$ тетраэдрларга бирлашишлари мумкин.

Бу нисбатан оддий структурали ҳосил бўлганлар занжирлар ленталарга, қатламчаларга, оролчаларга ва координацион структураларга бирлашишлари мумкин. Қуйида оролсимон структурали силикатларга, юқори комплексли анионлари билан мисоллар келтирилган

$[\text{SiO}_4]^{-4}$ $\text{Be}_2[\text{SiO}_4]$	Фенакит
$\text{Zr}[\text{SiO}_4]$	Циркон
$[\text{Si}_2\text{O}_7]^{-6}$ $\text{Sc}[\text{Si}_2\text{O}_7]$	Тортвейтит
$[\text{Si}_3\text{O}_9]^{-6}$ $\text{BaTi}[\text{Si}_3\text{O}_9]$	Бенитоит
$[\text{Si}_4\text{O}_{12}]^{-8}$ $\text{Ca}_2\text{FeAl}_2(\text{BO}_3)(\text{OH})[\text{Si}_4\text{O}_{12}]$	Аксинит
$[\text{Si}_6\text{O}_{18}]^{-12}$ $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$	Берилл

Кремнийнинг бир қисми силикатлар структурасида алюминий атомларига алмашинишлари мумкин (алюмосиликатлар), оксо-ионлар – фтор, хлор, гидроксил, борат ва бошқа ионларга алмашинадилар. Алюмосиликатларда бир қисми $[\text{SiO}_4]$ тетраэдрлар ўрнига $[\text{AlO}_4]$ тетраэдрлари турадилар. Келтирилган силикатлардан аксинит ва берилл алюмосиликатлардир.

Сунъий силикатлар.

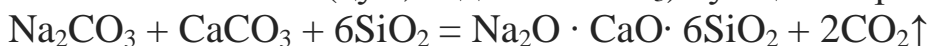
Табиий силикатлар ва алюмосиликатлардан сунъий йўл билан ҳар хил силикатли материаллар олинади, улар жуда катта амалий аҳамиятга эга бўлиб, кенг ишлатилади. Улардан энг муҳимлари шиша, цемент ва керамикадир.

Шиша. Тиниқ каттиқ материал, структураси модданинг аморф ҳолатига мувофиқ келади. Таркиби бўйича шиша ҳар хил силикатлар аралашмаси бўлиб, ишқорий металллар ва кальцийнинг силикатлари кўпроқ бўлади. Шиша қиздирилганда юмшайди ва аста-секин суюқлик ҳолатига ўтади, улар қатъий аниқ суюқланиш температурасига эга эмас, бундай материаллар учун юмшаш содир бўладиган температуралар интервалини кўрсатиш мумкин.

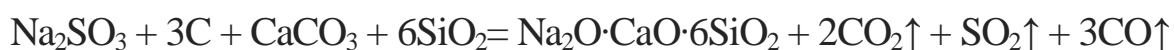
Кимёвий хоссаси бўйича шиша - инерт материал. Улар кимёвий таъсирга чидамли, фақат HF ва ишқорий металлларнинг гидроксидларининг суюқланмалари шишани бузади. Шишага гул солишда ва сурат ёки нақш беришда плавик кислотаси, водород фторид (газ ҳолида) ва

каттик гидрофторидлар ишлатилади. Шишалар таркибига кўра куйидаги муҳим турларга бўлинади:

Шиша хом ашёни (қум, сода ва CaCO_3) суюқлантириб олинади:



Сода ўрнига натрий сульфат ва кўмир аралашмаси ҳам ишлатилади:

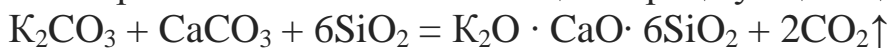


Бу унча қиммат бўлмаган «нормал дераза» ойнаси. Бутилкалар шишаси янада арзонроқ бўлиб, у унчалик тоза эмас, суюқланган силикатга алюминий ва темир оксидлари аралашган бўлади. Темир оксиди шишага яшил ранг беради.

Бу турдаги шишаларга оҳак натрийли шиша дейилади.

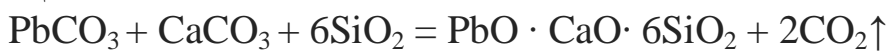
Оҳак – калийли шиша; қум, оҳактош ва поташдан тайёрланади.

Оҳак – натрийли шишага нисбатан қийинроқ суюқланади:



Бу шишанинг бошқача тури – *богемск-хрустали* ва крон (оптикада фойдаланилади).

Кўрғошин – *калийли шиша* қум, кўрғошинли сурик ва поташдан тайёрланади. Юқори суюқланувчан материал, юқори нур тарқатиш коэффициентиغا эга:



Оптикада, ювелир ишларида қимматбаҳо тошларни имитация қилишда ва кўрғошинли хрустал сифатида уй-рўзғор буюмларини тайёрлашда ишлатилади.

Алюмоборсиликатли шиша. Бу шишада SiO_2 қисман Al_2O_3 ва B_2O_3 билан алмаштирилганда, бунинг учун суюқланган массага бор гидроксиди (ёки бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) ва каолин (ёки дала шпати) қўшилади.

Йенск шишаси номи билан ҳам маълум. У жуда иссиқ бардош ва ундан кимёвий ҳамда уй рўзғор идишлари тайёрлашда фойдаланилади.

Махсус шишалар. Масалан термометрлар учун шиша, ультраби-нафша нурланишлар учун тиниқ шиша, кўк (кобальтли) шиша, суюқланмага CoO , Co_2O_3 қўшиб олинади, сутдек оқ шиша- лойқа ҳосил қилиш учун TiO_2 қўшилади, қўёш нуридан химояловчи шиша (AgCl қўшилади).

Хавфсиз шишалар. (осколкасиз – синиксиз, парчасиз шиша) – синганда майда парчалар ҳосил бўлмайди, кўп қатламли хавфсиз шиша, бир неча қаватдан иборат, қаватлар орасида пластмассали плёнкалар бўлади.

Агар суюқланган шишага MnO_2 қўшилса қизғиш гунафша рангли шиша, Co_2O_3 – қўшилса изумруд яшил шиша, олтин бирикмалари

кўшилса тўқ қизил рангли қиммат баҳо, электроника ва фотографияда ишлатиладиган шишалар олинади.

Ҳозирги вақтда шиша асосида янги анорганик шишалар синфига мансуб материаллар ситаллар яъни, шиша кристаллар олинмоқда ва фойдаланилмоқда. Агар шишада кичик микрокристаллар соҳаси бўлса ситаллар нозик қолдиқ шиша қатлами бўлган шишанинг деярли тўлиқ кристаланиш маҳсулотларидир.

Шисанинг тўлиқ кристаланиши учун унга минерализаторлар (металл оксидлари) кўшилади. Улар шисанинг кристалланиш учун ўзига хос катализаторлар бўлади. Ситаллдаги айрим кристаллитларнинг ўлчами 30 нм гача шиша қатлами 5 % гача бўлади. Ситаллар юқори механик мустаҳкам улар кимёвий ва иссиқликка чидамли, 1400-1500⁰С дагина юмшайдилар. Масалан, магнийли ситаллар (MgO – Al₂O₃-SiO₂) оболит ойнага нисбатан 10 барабар мустаҳкам, алюминийдан енгил, юқори углеродли пўлатга нисбатан қаттиқ, термик барқарорлиги кварцдай.

Силикат керамикаси- бу формага қўйилган хом лойни (ичида кварц куми ва дала шпати бўлади) куйдириб олинладиган материаллар ва буюмлардир. Керамик материаллар, асосан, алюминий силикат (3Al₂O₃ – 2SiO₂) дан иборат бўлади. Юпқа деворли керамика бу ҳар хил кимёвий ва техник идишлардир. Қалин деворли керамика бу иссиқликка чидамли қурилиш буюмларидир.

Силикат керамика материаллари орасида энг аҳамиятлиси ва энг кўп ишлатиладигани –чиннидир. Чинни кўринадиган оқ, қаттиқ жаранглайдиган материал, энг нодир керамик маҳсулот. Хитойда эрамизниг VI асридан бери маълум, Европада 1709 йилдан бери маълум.

Чинни олиш учун хом ашё тоза, эланган каолин, кварц куми ва дала шпати (2:1:1 нисбатда) хизмат қилади. Аралашма маълум вақт ушлаб турилгандан кейин унга маълум шакл берилади секин қурилади ва дастлабки куйдириш 900⁰С да қилинади ва глаzur суюқлигига ботирилади, ёки гул (нақш) берилади, кейин 1400⁰Сда куйдирилади.

Цемент силикат саноатининг энг муҳим материаларидан биридир. Цемент кулранг кам ҳолларда оқ кукун, кальций алюмосиликати, у на-мланганда сув билан кимёвий боғланади ва тошдек масса бўлиб қотади.

Қаттиқлик хоссаси бўйича энг қимматлиси портланд цементдир. Уни майдаланган оҳактош ва кумтупроқ (гил) аралашмасини 1450⁰С да куйдириб олинади. Цемент узунлиги $l = 40 - 50$ м, диаметри $d = 2,5 - 3,5$ м, <7⁰ қия қилиб жойлаштирилган махсус труба печларида олинади. Цемент табиатда учрайдиган клинкер ёки мигрел

$\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ дан олинади. Цементнинг кимёвий таркиби одатда унда бўладиган оксидларнинг фоиз миқдорлари билан ифодаланади.

Цементдаги CaO – оғирлигининг қолган учта оксидлар оғирликларининг йиғиндиси нисбатига цементнинг гидромодули дейилади ва унинг қиймати цементнинг техник сифатини кўрсатади:

$$Г.М = \frac{m(\text{CaO})}{m(\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SiO}_2)}$$

Цемент, қум ва сув аралашмасидан цементли эритма олинади. Цемент эритмасини тўлдирувчилар (йирик шағал, майда тошлар) билан аралашмаси бетонни ҳосил қилади. Бетон энг муҳим қурилиш материалidir.

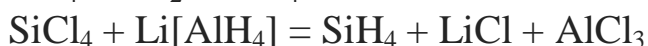
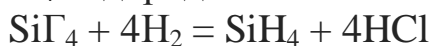
Агар бетон қоришмасига темир арматура солинса ёки темир сеткаларга қўйилса юқори мустаҳкамликка эга темир бетон ҳосил бўлади. Агар бетон кўпик ҳосил қилувчилар (сирт–актив моддалар)дан фойдаланиб олинса пенобетон дейилади. У жуда ғовак структурага эга, шу сабабли яхши иссиқлик изоляцион хоссага эга.

Бетон, нордон жумладан, карбонат ангидридли эритмалар таъсиридан, ҳамда сульфатли эритмалар билан бузилади.

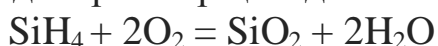
Ультрамарин. Ёрқин кўк, заҳарсиз пигмент- олитингугуртли натрий алюмосиликат. Каолин, кварц, натрий сульфат ва кўмир аралашмаларини 730°C да қиздириб олинади. Табиатда минерал лазурит кўринишида учрайди.

Кремнийнинг водородли бирикмалари. Кремний водородлар ёки силанлар- актив металлларнинг силицидларига кислота таъсир эттириб олинади: $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = 2\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4 \uparrow$

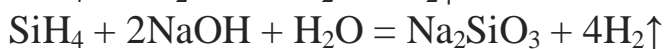
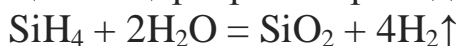
Моносилан SiH_4 билан бир қаторда водород ва полисиланлардан гексасилангача Si_6H_{14} ажралади. Структураси ва физикавий хоссалари бўйича силанлар, метаннинг гомологик қатори углеводородларига ўхшайди. Моносиланни гомологларидан Si_8H_{18} гача маълум. Силанлар олишнинг техникадаги энг муҳим амалий аҳамиятга эга бўлган усуллари SiH_4 водород ёки литий алюмогидрид билан қайтариш усуларидир.



Ҳамма силанлар характерли қўланса ҳидли ва заҳарли, углеводородларга нисбатан силанлар зичлиги катталиги, юқори температурада суюқланишлари ва қайнашлари, термик беқарорликлари билан фарқ қиладилар. Улар ҳавода осон оксидланади, яъни қайтарувчилардир.



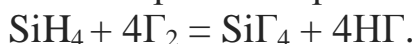
Силанлар KMnO_4 ни MnO_2 гача, Fe^{+3} ни Fe^{+2} гача қайтаради. Булардан ташқари силанлар учун гидролиз характерли. Кислота излари айниқса ишқорлар иштирокида силанлар бузилади:



Полисиланлар бўлганда гидролиз натижасида кремний атомлари орасидаги боғлар узилади:

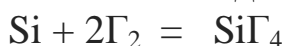


Гидролиз натижасида силанлардан кумтупроқ ва силикатларнинг ҳосил бўлиши улар кислота табиатли эканлигини кўрсатади. Силанларни галогенлар билан аралашмаси портлайди:

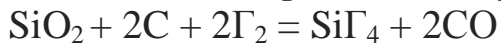


Кремний тўйинмаган водородли бирикмаларидан полисиланлар $(\text{SiH}_4)_n$ ва полисилинлар $(\text{SiH})_n$ лар ҳам маълум. Уларнинг ҳаммаси – қаттиқ моддалар, қиздиришга беқарор ва жуда реакция қобилиятли. Улар ҳавода алангаланadi ва сувда тўлиқ парчаланadi.

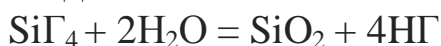
Кремнийни галогенидлари- SiF_4 . улар элементлардан синтез йўли билан оланади.



SiF_4 олишни энг қулай ва арзон усули, қумли углерод ва тегишли галоген билан қиздириб олишдир.



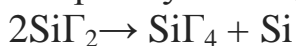
Уларнинг ҳаммаси сув билан шиддатли бирикадилар. Фторидли гидролиз қайтар, қолган галогенидлари гидролизи амалда тўлиқ ўнгга силжийди.



Кремний галогенидларни кремний билан 1000°C дан юқори температурада қиздирилса дигалогенид кремний ҳосил бўлади.



Улар совутилганда диспропорционирлаш реакциясига киришади:



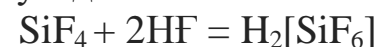
Бу усулда энг тоза кремний олинади.

SiF_4 – газ, сувда тутайди.

SiCl_4 – рангсиз суюқлик, бўғувчи ҳидли

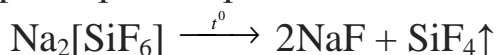
SiBr_4 ва SiI_4 лар қаттиқ моддалар.

SiF_4 – 2 моль HF бириктириб $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ – гексафторосиликат кислота-сига ўтади.

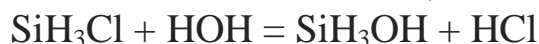


$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ – индивидуал бирикма сифатида ажратиб олинган, кучи бўйича сульфат кислотага яқин. Бир қанча сув молекулалари тутган

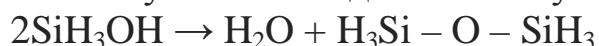
беқарор кристаллогидратлари маълум. Унинг тузлари гексафторсиликатлар бирмунча термик барқарор, бироқ қиздирилганда SiF_4 ва металл фторидларига парчаланеди:



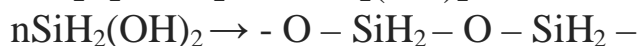
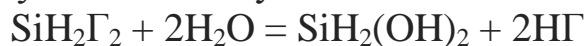
$[\text{SiF}_6]^{2-}$ иони октаэдрик структурада бўлиб кремний атоми sp^3d^2 гибридланиш ҳолатида ва унинг координацион сони 6 га тенг. Бошқа галогенидлари учун шунга ўхшаш таркибли бирикмалари маълум эмас. Трихлорсилан гидролизланганда дастлабки модда сифатида SiH_3OH – силанол – метанол аналоги ҳосил бўлади:



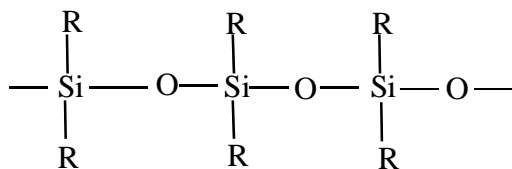
2 молекула силанолдан 1 молекула сув тортиб олинганда:



Дисилоксан ҳосил бўлади. Дисилоксан барқарор 600°C дан юқорида парчаланеди. Сувда гидролизланади, поликондензацияланиш маҳсулоти ҳосил бўлади:



кремний ва кислород атомлари такрорланадиган юқори молекуляр бирикмадаги водород ўринлари органик радикалларни алмашилишидан ҳосил бўладиган маҳсулотга силикон дейилади.



Силикон

Органик радикалларни Si атомига нисбатан ўзгартириб силиконларнинг хоссаларини ўзгартириш мумкин.

29 БОБ. УГЛЕРОД

Углерод унинг аллотропик шакллари. Углероднинг кимёвий хоссалари. Углерод (II) ва (IV) оксидлари, уларнинг кимёвий хоссалари. Карбонат кислота ва уларнинг тузлари.

Углероднинг табиатда тарқалиши.

Углерод жуда қадимдан маълум, кимёвий элемент сифатида 1775 йилдан тан олинган (Лавуазье, Франция). Углерод ҳамма тирик организмларнинг асосий таркибий қисмидир, табиатда тарқалиши бўйича 13-ўринда туради (литосфера атмосфера ва гидросферада).

Эркин ҳолда (олмос ва графит) ва боғланган ҳолда CO_2 , карбонатлар, кўмир, нефт, табиий газлар, сланецли мойлар, битумлар таркибига киради. Атмосферадаги углероднинг массаси CO_2 кўринишда $-6,0 \cdot 10^{11}\text{T}$ ташкил қилади. Бу тахминан ҳамма тирик материядаги углеродга нисбатан 2 марта кўпдир.

Минераллари

- MgCO_3 -магнезит;
- CaCO_3 -кальцит (оҳактош мармар, бўр);
- $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ёки $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ -доломит;
- SrCO_3 –стронцианит;
- BaCO_3 –витерит;
- MnCO_3 -родохрозит (пушти малина рангли шпат);
- FeCO_3 -сидерит (темирли шпат);
- $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ ёки $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ёки $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ –малахит;
- ZnCO_3 –смитсонит(рух шпати);
- PbCO_3 – церуссит (оқ кўрғошинли руда)...

Углеродли бирикмаларнинг турли хиллиги (кўплиги).

Бошқа элементларга қарама-қарши углерод атомлари чекланмаган сонда занжирга ва халқаларга бирикиши мумкин. Шунинг учун улкан сондаги углеродли бирикмалар (-10млн) маълум. Бу билан бирга углеродсиз (таркибида углероди бўлмаган) бирикмалар нисбатан кам (-600000).

Ҳозирги вақтда ҳар йили 250000 яқин янги углеродли бирикмалар синтез қилинади. Углероднинг бу бирикмаларининг кўпчилиги органик моддалардир. Углероднинг анорганик содда бирикмаларига: оксидлар, сульфидлар, карбонат кислота, карбонатлари, карбидлари, цианидлари киради.

Аллотропик шакллари.

Эркин углерод табиатда икки хил кристаллик ҳолатда олмос ва графит кўринишларида учрайди. Унинг учинчи аллотропик шакли карбиндир. Уларнинг ҳаммаси углероднинг гомоатомли бирикмалари

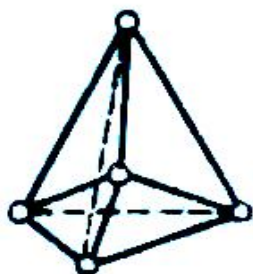
бўлиб, ҳар хил кристаллокимёвий тузилишга эга. Олмос ва графитдан фарқли карбин дастлаб синтетик усулда олинган (кейинчалик табиатда чаоит минералида табиий графитда карбинни ора - сира жойлашган кристаллари топилган).

Аморф углерод, (курум, ёғоч ва суяк кўмирлари ва б.р) углероднинг мустақил аллотропия шакл кўринишлари бўлмасдан, графитнинг жуда майда турли- туман ориентирланган кристалларидан тузилган.

Олмос – рангсиз, тиниқ нурни кучли синдирувчи модда. У табиатда топилган моддалардан энг қаттиғи, аммо жуда мўрт.

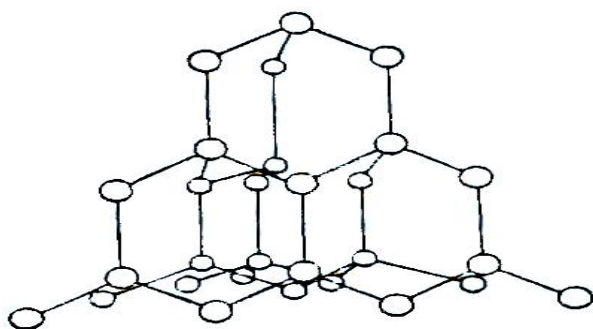
Олмос кристаллари координацион структурага эга, унда углерод атомлари бир- бирлари билан sp^3 - гибрид боғланишда.

Олмоснинг куб панжаралари қирралари марказлашган кубдан, углерод атомлари нафақат куб қирраларида, балки кичик кублар марказларида ҳам жойлашганлиги билан фарқ қилади.



Углерод атомларининг жойланишини тетраэдрик шакли.

Ҳар бир углерод атомига нисбатан 4 та қўшни углерод атомлари тўғри тетраэдр учларига жойлашган. Шунинг учун олмосни тетраэдр комбинацияси кўринишида тасаввур қилиш мумкин.



Олмосда углерод атомларининг жойланиши

Тетраэдрнинг ҳар бир учи тўртта аралаш тетраэдрлар учун умумий бўлади. Ковалент боғларнинг узлуксиз уч ўлчамли тўри, олмоснинг энг каттиқлигини характерлайди, унинг муҳим хоссалари кичик энтропия қиймати, иссиқбардошлиги, юқори қаттиқлиги, ёмон иссиқлик ва электр ўтказувчанлиги ҳамда кимёвий инертлигини аниқлайди. Олмоснинг

зичлиги
$$r = 3.51 \frac{g}{cm^3} .$$

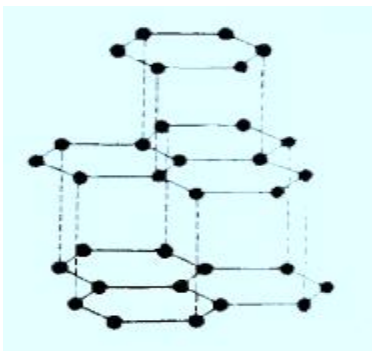
Моос шкаласи бўйича олмоснинг қаттиқлиги 10 га тенг. Олмоснинг йирик шаффоф кристаллари 1-синф жавоҳирлардир. Олмоснинг кучсиз қизғиш (қўшимчалар ҳисобига), кўкиш (энг қиммат баҳо) ёки сарғиш товланадиганлари бор.

Дунёдаги энг йирик олмослар: «Куллинан» (3106 карат), «Эксельсиор» (971,5 карат), «Жонкер» (726 карат). (Карат – қиммат баҳо тошлар учун ўлчов бирлиги, 1 карат = 0,2 г).

Саноатда олмос абразив материал сифатида ишлатилади. Саноат аҳамиятидаги конлари Жанубий Африкадаги Кимберли районидаги жинслари ва сочма конлари, Ҳиндистон ва Бразилия, Ёкутистон ва Урал, Заир, Батсвана, Намибия каби мамлакатларида мавжуд. 1985 йилда капиталистик ва ривожланган мамлакатларда 55,1млн. карат олмос (шу жумладан заргарликда ишлатиладиган 22,2 млн. карат олмос) қазиб олинган.

1950 йиллар ўрталаридан графит ва углеродли моддалардан синтетик олмос олинмоқда. Олмос синтез қилиш юқори температура ($\approx 3000^{\circ}\text{C}$) ва босимда ($100000\frac{\text{кг}}{\text{см}^2}$) ва темир, никел, платина металлари катализатори иштирокида олинади. Сунъий йўл билан олинган олмос қора рангли оғирлиги 0,05г гача, саноат мақсадларида ишлатилади. Йилга ишлаб чиқариладиган синтетик олмос бир неча млн. каратдан ошмайди.

Графит – углероднинг нормал шароитдаги барқарор аллотропик шакли. Графит минерал; углероднинг ер пўстида энг кўп учрайдиган ва турғун гексагонал полиморф модификацияси, структураси қатламли, тўқ кулрангдан қора тусгача бўлган тангасимон агрегатлар, яхлит масалардан иборат, қўлда мойсимон силлиқликни англатади, жуда юмшоқ, қоғозда қора из қолдиради. Графит иссиқлик ва электр токини яхши ўтказади, аммо унинг хоссаси кескин анизотроп (ҳар хил йўналишларда хоссалари ҳар хил, яъни эластиклик, иссиқлик, оптик ва бошқа хоссалари). Графитнинг кристаллокимёвий хоссаси олмос структурасидан фарқ қилади. Графитда углерод атомлари алоҳида қатламлар билан жойлашган, ясси олтибурчакли халқа ҳосил қилади, унда углерод атомлари sp^2 -гибридланишда бўлади, масофа (C-C) $0,142\text{нм}$. Энг яқин қатламлар ораси $0,34\text{нм}$. Қатлам ичидаги углерод атомлари орасидаги боғ ковалент, ёрқин металланишга мойил. Бу ҳол олтибурчак ичида (бензолдагидек) ва бутун макроқатламда P_{p-p} делокалалашган боғнинг вужудга келиши билан асосланади.



Графитда углерод атомларининг жойланиши

Графитнинг яхши электр ўтказувчанлиги ва металл ялтироқлиги ҳам шу билан тушунтирилади. Ҳар бир қатламдаги углерод атомлари орасида кучсиз Ван-дер-Ваалс кучлари мавжуд. Графитнинг зичлиги $r = 2,2 \frac{г}{см^3}$. Ўтга чидамли, кимёвий таъсирга чидамли. Метаморфик, магматик йўл билан келиб чиққан. Графитдан эритиш тигеллари тайёрлаш, металл қуйиш, электродлар, ишқорли аккумуляторлар, қалам ва бошқалар тайёрлашда фойдаланилади. Графит сунъий равишда антрацитни ҳавосиз қиздириш йўли билан ҳам олинади. Сунъий соф графит блокларидан ядро техникасида, ракета двигателларининг сопло қатламаси сифатида ва бошқаларда фойдаланилади.

Карбин

Карбин ацетиленни каталитик оксидлаб олинган. Карбин қора майда кристаллик кукун кўринишида бўлади. Карбиннинг гексагонал панжараси тўғри чизиқли $=C=C=C=C=$ занжирдан тузилган, уларда ҳар бир углерод атоми **sp - гибридланиш** ҳолатида бўлади ва $2s$ ҳамда $2p$ боғларни ҳосил қилади. Карбин $800^{\circ}C$ гача қиздирилганда графитга айланади. Кимёвий жиҳатдан олмос ва графит одатдаги шароитда инертдирлар. Улар тоза кислородда $800^{\circ}C$ да ёнади ва CO_2 ҳосил қилади. Углероднинг бу иккала модификацияси ҳам кислота ва ишқорлар таъсирига чидамли. Карбиннинг реакция қобилияти олмос ва графитга нисбатан юқори. Углерод «аморф» ҳолатида (кўмир, кокс, қурим) ҳавода осон ёнади. Углерод тўғридан-тўғри фақат фтор билан таъсирлашади. Юқори температурада у олтингугурт ва азот билан бирикади. Кўмирчанги ҳавода портловчи бўлиши мумкин. Юқори температурада углерод металл билан ҳам бирикади. Кўпгина металл оксидлари углерод билан бирикканда металлгача қайтарилади.

Олмос ва графитнинг хоссаларини қуйидаги жадвалда келтирамиз.

Хоссалари	Олмос	Графит
1	2	3
Рангги	Рангсиз, тиниқ	Кулранг- қора
Қаттиқлиги	Энг юқори -10	Жуда кичик

1	2	3
Кристаллик пан-жараси	Куб	Гексагонал
Гибридланиш тури	sp^3	sp^2
Зичлиги, $r \frac{g}{sm^3}$	3,51	2,22
Электр ўтказувчанлиги	Ўтказмайди (изолятор)	Юқори (ўтказувчан)
Иссиқликка муносабати	1500 ⁰ С да графитга ўтади	3800 ⁰ С дан юқорида сублимацияланади
Соф О ₂ муносабати	800 ⁰ С да ёнади ва СО ₂ ҳосил қилади	800 ⁰ С да ёнади ва СО ₂ ҳосил қилади

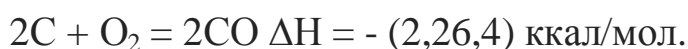
Углерод (II) ва (IV) оксидлари, уларнинг кимёвий хоссалари.

Углерод кислород билан учта бирикма ҳосил қилади: углерод оксиди СО, углерод диоксида СО₂ ва углерод надоксиди С₃О₂.

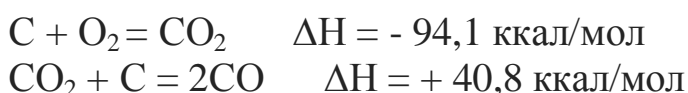
Углерод диоксид (надоксид) С₃О₂ – беқарор, амалий аҳамиятга эга эмас. Углерод диоксида СО₂ – жонли ва жонсиз табиатда турли туман жараёнларда муҳим рол ўйнайди. Бундан ташқари, СО₂ ва СО халқ хўжалигида муҳим техник маҳсулот ҳисобланади. СО₂ – ҳавонинг доимий таркибий қисми бўлиб, ҳамма органик моддаларнинг оксидланиш жараёнларида, ачишда (бижғишда), ёқилғиларнинг ёнишида, вулқонларнинг отилишида, кўпгина минерал манбаларда, ҳамда оҳактош ва бошқа карбонатли жинсларни куйдиришда ҳосил бўлади.

Углерод оксиди СО

Олиниши. 1. Генератор гази. Углерод оксиди углеродни ёниш жараёнида кислород ёки ҳаво етишмаганда ҳосил бўлади.



Масалан, кислород ёки ҳавони чўғ ҳолигача қиздирилган кўмир ус-тидан газ генератор деб номланадиган асбобдан ўтказилганда ҳосил бўлади. Бу шароитда реакция 2 босқичда боради:



Бу реакциялардан ташқари СО₂ нинг термик парчаланиш реакцияси ҳам бориши мумкин:



Углерод оксидини олиш реакцияси жуда катта амалий аҳамиятга эга. Реакцияда СО олишни унумли максимум бўлишига эришиш муҳимдир. Реакция 1000⁰С дан юқорида олиб борилганда СО чиқишининг унуми 99,3 % га етади, бу шароитда СО₂ – унуми 0,7 % ни ташкил қилади.

2. **Сув газ.** Сув буғларини қиздирилган кўмир устидан ўтказилганда углерод оксиди ва водород аралашмаси ҳосил бўлади:



Реакция ушбу тенглама билан 1200⁰С дан юқори ҳароратда боради, 1000⁰С дан пастда реакция бошқа йўналишда боради:



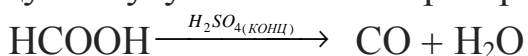
Углерод оксиди ва сув буғлари орасида сув газини мувозанати қарор топади (Будуар, 1893)



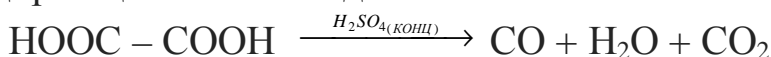
3. Углерод диоксидни қиздирилган кокс ёрдамида қайтариш, бу жараён домна печларида содир бўлади (Будуар мувозанат).



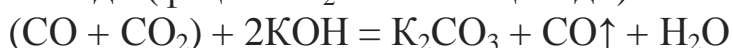
4. Концентрланган сульфат кислотасага чумоли кислотани томчила-тиб қуйиш усули билан лабораторияда олинади:



5. Шунга ўхшаб оксалат кислотаси билан сульфат кислотаси қиздириб ҳам СО олинади:



Олинган газлар аралашмасини ўювчи калий эритмасидан ўтказиб ажратилади (фақат СО₂ ни ютиб қолади):



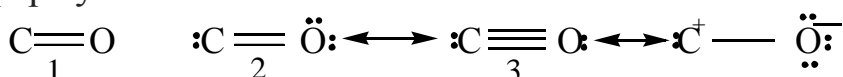
Хоссалари. Углерод оксиди – рангсиз, ҳидсиз газ. Зичлиги бўйича ҳаводан оғир. Критик температураси жуда кичик бўлгани учун босим остида жуда паст температурада суюқланади. $T_k = - 192^0\text{C}$ ҳавода кўкиш аланга билан ёнади. Сувда жуда кам эрийди (2,38 % 20⁰С да). СО нинг бошқа физикавий хоссалари молекуляр азот билан қиёсланган ҳолда қуйида келтирилган.

Молекуляр массаси	СО	N ₂
	28,0	28,0
Суюқланиш температураси	-207,0	-210
Қайнаш температураси	-192	-195
Зичлиги, (г/л, 00, 760мм/с)	1,250	-1,250
Суюқ ҳолатда зичлиги г/см ³	0,793	-0,808
Критик температураси, ⁰ К	134	127

Критик босими, атм	34,6	33,5
Солиштирма иссиқлиги Ср	0,250	0,250

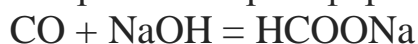
Уларнинг яқинлиги молекуляр оғирлиги ва молекулаларида бир хил сондаги электронлари, 14 тадан (Лэнгмюр бўйича изоэлектрон молекулалар) борлиги билан тушунтирилади. Классик назария бўйича кислород доимо икки валентли, бўлганлиги учун, углероднинг икки валентли ҳосиласи сифатида кўрсатилади (формула 1). CO нинг электрон назарияси бўйича формуласи (II формула) кўринишида бўлади.

Бироқ кислороддаги жуфт электронлар углерод – кислород орасида барқарор боғ ҳосил қилишини (N_2 молекуласига ўхшаш) ҳисобга олсак III формулани оламиз:



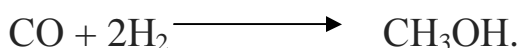
CO ва N_2 молекулалари структураларининг ўхшашлиги на фақат физикавий хоссаларида балки кимёвий хоссаларида ҳам кузатилади. N_2 -молекуласи боғларнинг барқарорлиги оқибатида инерт бўлганлиги учун CO молекуласи ҳам кимёвий жиҳатдан инерт.

Бироқ 200°C да ва 15 атм босимда углерод оксиди ўювчи натрий билан бирикиб натрий формиатни ҳосил қилади.



Шундай қилиб, CO юқори температурада чумоли кислотаси ангидриддек бўлади, чунки у чумоли кислотасини сувсизлантириб олинган эди (юқорида кўрсатилган).

Анча юқори температурада CO катализатор иштирокида водород билан бирикиб ҳар хил углеводородлар (Фишер - Тропша усули) ёки метил спирти синтез қилинади:



Бу жараён 350°C ва 250 атм да ZnO катализатори ва марганец излари борлигида (промотор) олиб борилади ва саноатда метил спирти олинади.

CO- ҳавода кўкиш аланга билан ёнади ва CO_2 ҳосил қилади:



Ушбу реакция CO – ни ёқилғи сифатида фойдаланишига асосланган. Углерод оксидининг ҳавода алангаланиши 700°C га тенг.

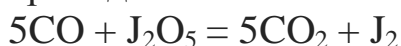
Реакция сув излари иштирокида боради (сув – катализатор).

CO билан ҳаво аралашмасининг қуйи портлаш чегараси 16 хажмий%, юқоригиси – 75 % CO га тенг.

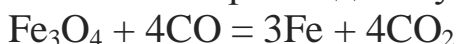
Паст температурада CO кислород билан таъсирлашмайди, аммо айрим катализаторлар: марганец (IV) оксиди ва оз микдордаги CuO, Co_2O_3 ва Ag_2O оксидлари аралашмалари (гопкалит) юза сиртларида реакция

боради. Шу сабабли бу оксидлар аралашмаси махсус противогазларда СО ни ютиб қолувчи адсорбент сифатида ишлатилади ва СО – заҳарловчи таъсиридан ҳимоя қилади (активланган кўмир оддий проти-вогазларда СО ни ютиб қолмайди).

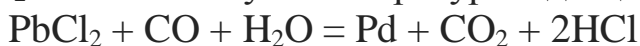
Кислород, озон ва водород пероксидлари углерод оксидини (СО) уй температурасида оксидламайди. Калий перманганат СО ни жуда секин оксидлайди. Иод (V) оксидигина уни оксидлайди ва ўзи иодгача қайтарилади:



Юқори температурада углерод оксиди айрим металлларнинг оксид-лари билан таъсирлашади ва уларни соф металлларгача қайтаради:



СО нинг домна печларида ишлатилиши шу реакцияга асосланган: $\text{PdCl}_2 - \text{CO}$ билан уй температурасидаёқ соф палладийгача қайтарилади:

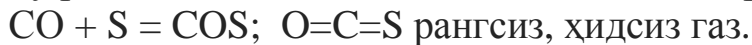


Ушбу реакциядан ҳавода СО – нинг излари бор йўқлигини аниқлашда фойдаланилади (СО га сифат реакция).

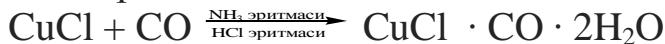
СО – хлор билан фосген, олтингугурт билан сульфоксид ҳосил қилади:



Бу реакцияни Деви 1812 йилда амалга оширган.



Айрим металлларнинг хлоридлари СО билан таъсирлашиб комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Ушбу комплекс газ анализиди СО ни миқдорий жиҳатдан аниқлашда фойдаланилади. d- металллар билан углерод оксиди жуда учувчан, заҳарли ва ёнувчан моддаларни ҳосил қилади.

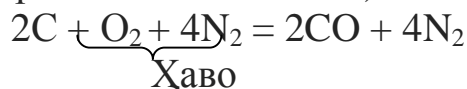
Буларга карбониллар дейилади, уларнинг умумий формуласи $\text{Me}_x(\text{CO})_y$, масалан: $\text{Cr}(\text{CO})_6$, $\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}$, $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, $\text{Ni}(\text{CO})_4 \dots$

Булар суюқликлар ёки қаттиқ моддалар, кимёвий жиҳатдан барқарор. Юқори температурада карбониллар углерод оксидига ва май-да дисперс металл кукунига парчаланадилар.

Кимёвий жиҳатдан улар комплекс бирикмалар бўлиб, уларда ме-талларнинг оксидланиш даражалари «0» га тенг, СО молекуласи лиганд сифатида иштирок этади. Уларнинг донорлик активлиги углерод атоми-даги жуфтлашган электронлар билан ифодаланган.

Таркибида СО бўлган техник газлар:

ҳаво гази (генератор гази) – $\text{CO} + 2\text{N}_2$ аралашмаси. Экзотермик реакция бўйича кўмир ёки коксни ҳаводан фойдаланиб газификацияланганда ҳосил бўлади (жараён махсус генераторларда олиб борилгани учун, генератор гази номини олган):



Газ ёқилғиси сифатида ва аммиак синтезида ишлатилади.

сув гази – бу CO ва H_2 аралашмасидир.

аралаш газ – бу кукун ҳолидаги кўмирни сув буғлари ва кислород билан бойитилган ҳаво билан газификацияланганда ҳосил бўлади. Шунга ўхшаш газсимон ва суюқ углеводородларни босим остида газлаштирилганда ҳам ҳосил бўлади:

$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons n\text{CO} + (2n+1)\text{H}_2$. Олинган аралашмага азот аралаштирилади ва аммиак синтезида ишлатилади.

Кокс гази ёки турмушда ишлатиладиган газ – H_2 , CH_4 , CO ва бошқалар аралашмаси. Кўмирни кокслашда, кўнғир кўмирни босим остида (2,2 МПа) сув буғлари билан газлаштиришда олинади.

Ёқилғи сифатида ишлатилади. Бошқа газлар – кўнғир кўмирни ярим кокслашда, колошник (домна) газлари ҳам бор.

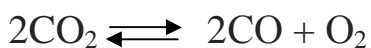
Углерод оксиди CO - жуда заҳарли. Унинг организмга таъсир этиши: у қондаги гемоглобин билан бирикиб, уни физиологик фаолияти, яъни ўпкадан кислородни олиб ҳар хил органлардаги капиллярларгача кислородни етказиб бериш функцияси бузилади. Организмда кислород етишмовчилиги бошланади. Ҳашорат ва қурт-қумурсқалар CO да заҳарланмайдилар, чунки уларда гемоглобин йўқ.

Углерод диоксида CO_2

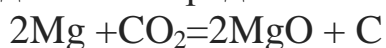
Қадимий номи – карбонат ангидрид гази.

CO_2 – рангсиз, озгина нордон таъмли, ҳаводан 1,5 марта оғир газ. Уй температурасида $\sim 60,6 \cdot 10^5$ Па босимда рангсиз суюқликка айланади.

У совутилганда CO_2 ни қисман буғланиши натижасида қорга ўхшаш масса ҳосил қилиб қолади, унга «қуруқ муз» дейилади. Қуруқ муз сублимацияланади ва -78°C ни беради. Шу сабабли қуруқ муз совутиш ишларида озиқ – овқат сақланадиган жойларда уларни бузилишдан сақлашда ишлатилади. Ҳамма агрегат ҳолатларда CO_2 чизикли диполсиз, ассоциланмаган CO_2 молекулаларидан тузилган. Углерод диоксидининг кимёвий тузилиши марказий углерод атомининг sp-гибридланиш ҳолат ва кўшимча Пр-р боғларнинг ҳосил бўлиши билан аниқланади. Кимёвий ва термик жиҳатдан CO_2 жуда барқарордир, 2000°C атрофида унинг диссоциацияси бошланади.



5000⁰С да 100 % парчаланади. CO₂ парчаланиши ультрабинафша нурланишга ва электр разрядларига имкон беради. CO₂ да углерод атомининг оксидланиш даражаси максимум (+4) шунинг учун CO₂ қайтарувчи бўла олмайди, ёнмайди, ёнишга ёрдам бермайди. CO₂ атмосферасида кислородга мойиллиги углеродникидан катта бўлган оддий моддалар ёнади. Ҳавода ёқилган магний лентаси CO₂ атмосферасида ёнишини давом эттиради:



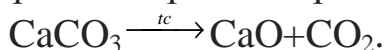
Кимёвий табиати бўйича CO₂ кислота ҳосил қилувчи оксид.

Олиниши.

Углерод диоксида–углероднинг кислородда ёки ҳавода тўлиқ ёниш маҳсулотидир

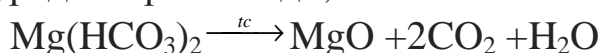


Карбонатларнинг термик парчаланишида ҳам CO₂ ҳосил бўлади.



Ушбу реакциядан оҳак тош куйдирилиб кальций оксиди сўндирилмаган оҳак олишда фойдаланилади.

Бикарбонатлар (гидрокарбонат) карбонатларга нисбатан анча паст температурада парчаланади;

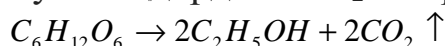


Карбонатларга кислота таъсир эттирилганда CO₂ чиқариб парчаланади:



Бу реакциядан лабораторияда Кипп аппаратида тоза карбонат ангидрид олишда фойдаланилади.

Кўп миқдордаги CO₂ спиртли бижғишда ажралади:



Хоссалари ва структураси. Газ ҳолидаги CO₂ нинг зичлиги 1,964 г/л молекуляр массаси 44 га мувофиқ келади ва газ ассоциланмаган молекулалардан тузилган. CO₂- кристаллари ҳам алоҳида CO₂ молекулаларидан тузилган. Бу молекулаларда уч атом бита тўғри чизикда жойлашган: O = C = O.

Унинг айрим физикавий хоссалари қуйида келтирилган:

Суюқланиш температураси (5 атм.да) ⁰С = -56,7

Қайнаш температураси (1 атм.да) ⁰С = -78,5

Зичлиги (г) (⁰С ва 1атм.да) г/л – 1,9768

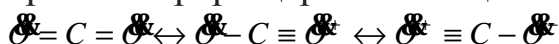
Суюқлик ҳолда (20⁰С да), г/см³ – 0,766

Критик температураси, ⁰С – 31,3

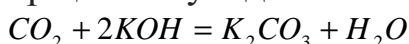
Критик босими, атм – 72,9

20⁰С да буғ босими, атм – 56,5

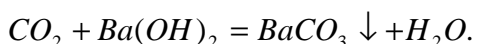
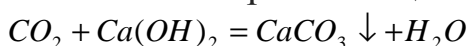
CO₂- чизикли тузилишга эга бўлгани учун электр дипол моменти нолга тенг. С-О атомлараро масофа 1,152А⁰ тенг. Бу масофа углерод ва кислороднинг ковалент радиуслари йиғиндисидан кичик (қўш боғ билан боғлангандагига нисбатан). Тўйинган структураси бир-биридан электронлар атомлараро ҳар хил боғ ҳосил қилиши билан фарқ қилади:



CO₂- ишқорлар эритмасига жуда осон ютилади, бунда нормал карбонатлар ҳосил бўлади. Агар CO₂ мўл бўлса бикарбонат (гидрокарбонат) лар ҳосил бўлади:

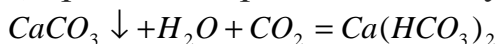


Шу йўл билан CO₂ бошқа кислоталик хоссасига эга бўлмаган газлардан ажратилади. CO₂-ни ишқорий-ер металлларнинг гидроксидлари (Ca(OH)₂, Ba(OH)₂...) эритмасидан ўтказилса ҳажмли сувда эримайдиган, айна металлнинг карбонати ҳосил бўлади:



Ушбу реакциялар ёрдамида газлар таркибидаги CO₂ бор йўқлиги аниқланади (CO₂-га сифат реакцияси). Газлар таркибида CO₂-нинг излари бўлганда ҳам эритма лойқаланади.

Агар чўкмали эритмадан CO₂ ни ўтказишни давом эттирсак чўкма (лойқа) эрийди ва эритма тиниқ бўлиб қолади:

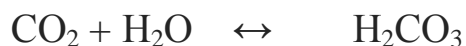


Реакцияда бикарбонат ҳосил бўлади, бикарбонатларни эрувчанлиги юқори бўлганлиги учун CaCO₃-чўкмаси эриб кетади ва эритма тиниқ бўлади.

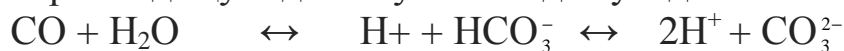
Ишлатилиши. CO₂-ичимлик сувларни (шампан виносини) газлаштиришда, ўт ўчиришда, қуруқ муз олишда ва кимё саноатида: Сольве усулида сода олишда, салицил кислотасини ва шакар олишда ишлатилади. Осон алангаланадиган суюқликларни сақлаш учун инерт муҳит сифатида, инерт муҳитда (CO₂ - атмосферасида) кавшарлаш ишларини амалга оширишда ҳам ишлатилади.

Карбонат кислота ва унинг тузлари.

CO₂ сувда нисбатан кам эрийди. Атмосфера босимида ва 0⁰С 1 л сувда 1,7 л CO₂ , 15⁰С да эса 1 л CO₂ эрийди. Юқори босимда CO₂ – эрувчанлиги ортади. Унинг сувдаги эритмаси кучсиз кислоталикни намоён қилади, лакмус қоғози озгина рангини ўзгартиради. Шундай экан, CO₂-карбонат кислота ангидридидир:

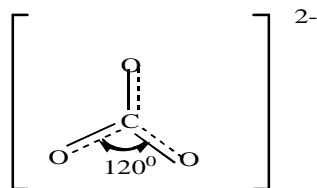


Сувдаги эритмада куйидаги мувозанатда бўлади:



Уй температурасида мувозанат кучли даражада CO_2 ва H_2O томонга силжиган бўлади CO_2 ва H_2O молекулаларнинг фақат 1 % боғланган (H_2CO_3) бўлади.

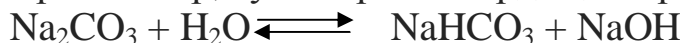
Маҳсулотнинг асосий қисми $\text{CO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ҳолида бўлади. Карбонат кислота ва карбонат аниони тўғри томонли учбурчак, марказида углерод атоми, учларида кислород атомлари туради: углерод атоми sp^2 гибридланиш ҳолатида бўлади.



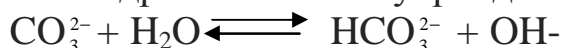
Карбонат кислотаси соф ҳолда олинмайди, эритма буғлатилганда CO_2 ва H_2O олинади. У фақат жуда суюлтирилган эритмада мавжуд бўлади. Жуда кучсиз кислота, $K_1 = 4,4 \cdot 10^{-7}$. У икки хил тузлар нормал ёки ўрта тузлар, Me_2CO_3 (Me^1 – бир валентли катионлар) ва нордон Me^1HCO_3 тузлар ҳосил қилади. Унинг тузларига карбонатлар дейилади.

Ишқорий металлларнинг карбонатлари энг барқарор. Улар қиздирилганда парчаланмасдан суюқланадилар: $t_c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 853^\circ\text{C}$, $t^0(\text{K}_2\text{CO}_3) = 894^\circ\text{C}$ (Li_2CO_3 қиздирилганда суюқланмасдан парчаланади)

Қолган металлларнинг карбонатлари қиздирилганда парчаланадилар, шу сабабли қаттиқ ҳолда мавжуд. Фақат ишқорий металлларнинг, ҳамда аммоний ва таллий (1) карбонатлари сувда эрийди. Сувда эрийдиган карбонатлар, сувли эритмаларда қайтар жараён билан гидролизланади:



Гидролизга анион учрайди:

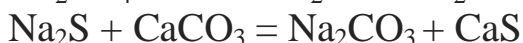
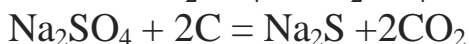
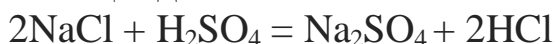


Шунинг учун карбонатларни сувдаги эритмалари ишқорий муҳитга эга бўлади. ($\text{pH} > 7$). Карбонат иони бор эритмага H^+ ионлари (кучсиз кислота) берилганда OH^- ионлари сувга боғланади, юқоридаги реакция мувозанати ўнгга силжийди. Шу сабабли карбонатлар кислота таъсиридан парчаланади:



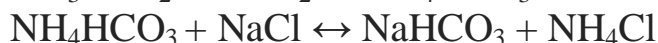
Na_2CO_3 – натрий карбонат ёки сода – ўзининг техникада қўланилиши билан карбонатлардан энг муҳимидир. Табиатда Na_2CO_3 ва NaHCO_3 аралашмаси ҳолида шўр ва ишқорли кўлларнинг сувида эриган ҳолда, курғоқ районларда қирғоқларда қатлам ҳолида ҳосил бўлади. Денгиз сув ўтлари таркибида 15 – 30% гача Na_2CO_3 учрайди.

NaCl дан олишнинг биринчи саноат усули 1789 йил Леблан томонидан ишлаб чиқилди:



Кейинги икки реакция бир вақтнинг ўзида Na_2SO_4 , кўмир ва оҳактошни аралашмаларини 950°C да қиздириб олиб борилади. CaS ва Na_2CO_3 аралашмасини сувда эритиб ажратилади. Леблан усулида сода олишни биринчи заводи Францияда 1806 йил ишга туширилган, Англияда 1814 йил, 1843 йил Германияда қурилган. 1900 йилдан Леблан усули сода олишнинг анча арзон Сольве усулига ўз ўрнини берди.

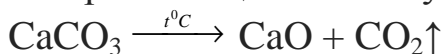
Сольве усули тахминан 1860 йилдан жорий этилишишга қарамасдан фақат 1900 йилда ишга туширилган ва ҳозирга қадар саноатда энг кўп сода олинадиган усулдир. Бу усул аммиак эритмасидан босим остида CO_2 ўтказиб, аммоний бикарбонат олишга, кейин ош тузи эритмаси билан таъсирлашишига асосланган:



Аммоний бикарбонат билан ош тузи орасида эрувчанлик мувозанат қарор топади ва 4 та туздан энг ёмон эрийдигани NaHCO_3 нинг чўкмага тушиши билан аниқланади. Қатъий аниқ температура ва концентрация шароитда NaHCO_3 (кальцинациланган сода) қиздириш йўли билан сувсиз натрий карбонатга айлантирилади.



Ҳосил бўлган CO_2 яна ишлаб чиқаришга қайтарилади, бу CO_2 бутун ишлаб чиқаришда зарур бўладиган CO_2 нинг ярмини ташкил қилади. Қолган ярмини оҳактошни куйдириб олинади:



Ҳосил бўлган CaO, аммоний хлориддан аммиак олиш учун сарф бўлади:



Демак, Сольве усулида сода олишда хом ашё сифатида фақат ош тузи ва оҳактош ишлатилса, ишлаб чиқаришда бирдан бир чиқинди CaCl_2 бўлади.

NaHCO₃ – натрий бикарбонат, чой ёки ичимлик содаси, кучсиз ишқорий хоссага эга. Кристаллари Na^+ ва HCO_3^- ионларидан тузилган, улар орасида водород боғ ҳисобига чексиз занжир ҳосил қилади. Сувда яхши эрийди, масалан, 100 г сувда 40°C да 13 г NaHCO_3 эрийди.

K₂CO₃ – калий карбонат, ер усти ўсимликлари кулини асосий қисмини ташкил қилади, K_2CO_3 ни эрувчанлиги катта бўлганлиги учун Сольве усулида олиб бўлмайди, аммо Леблан усулида олиш мумкин.

K_2CO_3 нинг сувда эрувчанлиги жуда катта, масалан $0^{\circ}C$ да 105 г , $50^{\circ}C$ да 121 г , $100^{\circ}C$ да 156 г 100 г сувда эрийди, сувли эритмадан бир ва уч молекула сув билан кристалланади.

$CaCO_3$ – кальций карбонат, табиатда жуда кенг тарқалган. У икки хил кристаллик модификацияда кристалланади: тригонал-ромбоэдрик кальций $NaNO_3$ га изоморф ва ромбик ароганит, KNO_3 га изоморф. Махсус тоза тиниқ модификациядаги кальций исланд шпати кучли ёруғлик синдирувчи.

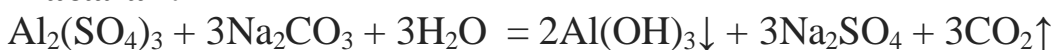
$CaCO_3$ – табиатда бўр, мрамар ва оҳактош кўринишларида ҳам учрайди. Булар ҳалқ хўжалигида ва кимё саноатида муҳим аҳамиятга эга.

Икки валентли металлларнинг карбонатлари (Ca, Sr, Ba, Cd, Pb, Mn, Fe) эритмалардан, шу металлларнинг ионлари бўлган эритмаларга эрувчан карбонатлар (Na_2CO_3 , K_2CO_3 (NH_4) $_2CO_3$) қўшилганда чўкади.

Камроқ ишқорли металллар (масалан, Mg, Zn, Ni, Co, Cu ...) тузларига эрувчан карбонатлар қўшилганда асосли карбонатлар кўринишида чўкади (Mg ва Zn – оқ рангли, Ni- яшил, Co – кизғиш, Cu – яшил) Mg^{2+} - иони «оқ магнезия» $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 9H_2O$ мис ионлари $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ таркибли чиройли яшил рангли чўкма ҳосил қилади. Бу туз малахит минерали номи билан табиатда ҳам учрайди. Агар чўктириш CO_2 босими остида бўлса, $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ таркибли азурит минерали ҳосил бўлади, фақат қаттиқ ҳолида, кўк рангда учрайди. Нормал $CuCO_3$ - номаълум.

$PbCO_3$ – нормал кўрғошин карбонати арагонит минералига изоморф. Кўрғошин ацетати эритмасидан аста – секинлик билан CO_2 гази ўтказилганда кўрғошинни асосли карбонати $PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$ чўкмага тушади. Бу кўрғошинли белила бўлиб, мойли буёқлар учун пигмент сифатида фойдаланилади. Уч валентли металллар (Al, Cr, Fe) ва тўрт валентли металллар (Ti, Zr, Th) нинг карбонатлари эритмада мавжуд бўла олмайди, чунки жуда кучсиз асос ва жуда кучсиз кислота (H_2CO_3) тузлари бўлганлиги учун эритмада тўлиқ гидролизга учрайди ва тегишли гидроксидлари чўкмага тушади.

Масалан:



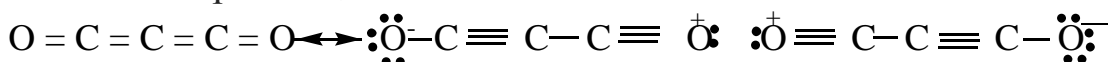
Углерод надоксиди C_3O_2 . Малон кислотасидан P_2O_5 ёрдамида 2 молекула сувни ажратиб олиш натижасида ҳосил бўлади. (О.Дильс):



Малон кислотаси углерод надоксиди.

Углерод надоксиди- рангсиз газ ($t_c = -107^{\circ}C$, $t_k = 7^{\circ}C$), буғувчи ҳидли. Вақт ўтиши билан полимерланади.

Сув билан яна малон кислота ҳосил қилади, аммиак билан шу кислотани амидини ҳосил қилади ($\text{H}_2\text{NOCCH}_2\text{CONH}_2$) углерод надоксиддаги 5 та атомлар чизикли жойлашган:

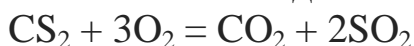


Углеродни олтингугурт ва азот билан бирикмалари.

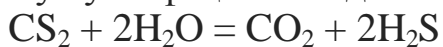
Углерод олтингугурт билан эндотермик реакция бўйича $900 - 1000^\circ\text{C}$ да таъсирлашади:



CS_2 – учувчан рангсиз суюқлик ($t_c = -111^\circ\text{C}$, $t_k = +46,2^\circ\text{C}$), сувда эримайди, $r = 1,26$. Тоза CS_2 – хушбуй хидли, тозаланмагани аралашмалар ҳисобига ёқимсиз хидли (айниган карам хидли). Унинг буғлари жуда заҳарли ва осон алангаланadi. CS_2 – кўпгина органик моддалардан ёғлар, буёқлар, ҳамда аорганик моддалардан бром, йод, олтингугурт, оқ фосфорларни яхши эритади. Ҳамма агрегат ҳолатларида CS_2 – молекуласи чизикли, ассоциланмаган. Шунинг учун CS_2 – молекуласи ҳам электр дипол моментига эга эмас. Структураси CO_2 – структурасига ўхшайди. Реакцион қобилияти одатдаги шароитда унча юқори эмас. У кўк аланга билан ёнади ва SO_2 ҳамда CO_2 ҳосил қилади.



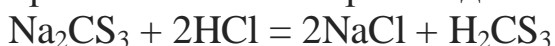
Сув уни фақат 1500 дан юқори температурада гидролизлайди:



Углерод сульфидни ишқорий металлларнинг сульфидлари эритмаси билан чайқатилганда тиокарбонатлар ҳосил бўлади:



Тиокарбонатларга кучли кислоталар таъсир эттирилганда эркин тиокарбонат кислота ажратилади:



H_2CS_3 – беқарор ёғсимон модда, осонлик билан H_2S га ва CS_2 га парчаланadi.

Юқори температурада углерод азот билан тўғридан-тўғри бирикиб, рангсиз заҳарли газ-цианни ҳосил қилади:



Агар ушбу реакция шароитида эркин ёки боғланган водород иштирок этса цианид кислотаси HCN ҳосил бўлади.



Бундан ташқари, циан симоб (II) цианидни $\sim 400^\circ\text{C}$ да киздирилганда ҳам ҳосил бўлади (Гей-Люссак, 1815):

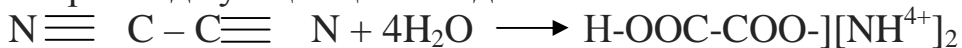


Циан олишни янада осон усули мис сульфат билан натрий цианид эритмаларини аралаштириб олинади. Ҳосил бўлган мис (II) цианиди беқарор ва мис (I) цианидга ва цианга парчаланеди:



Циан газ ($t_c = -34,40$, $t_k = -20,70$), аччиқ бодом ҳидли, жуда захарли.

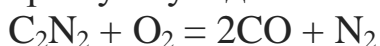
Сувли эритмада узок сақланганда оксалат кислотасига айланади:



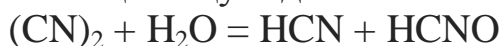
Молекуласи чизиқли, бу структура электронография усулида тасдиқланган. $\text{C} \equiv \text{N}$ атомлараро масофа ($1,16\text{Å}$), C - C орасидаги масофа $1,36\text{Å}$, бундан юқоридаги классик структурадан ташқари, электр зарядлари билан бўлинган структура ҳам тўғри келадиган молекуласида углерод атомлари чизиқли, молекулада sp-гибридланиш ҳолатида бўлади:



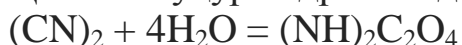
Ёниш иссиқлиги жуда катта (258 ккал/мол) циан алангаси 4500°C гача ҳарорат бериши мумкин. Аланга бинафша рангга бўялган бўлиб, четлари кўк бўлади.



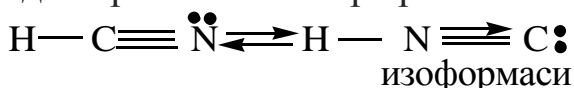
Ташқи кўк соҳада CO ёнади. Агар дициан газни абсолют қуруқ бўлса, аланга сирти кўк бўлмайди, чунки CO ёнмайди, унинг ёниши учун сув буғлари бўлиши шарт. Кимёвий хоссаси бўйича циан галогенларга (фтордан бошқасига) ўхшайди. Масалан, циан гидролизининг биринчи босқичи қуйидаги тенглама билан боради:



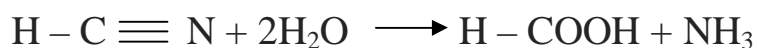
Цианни чуқур гидролизидида аммоний оксалат ҳосил бўлади:



Цианид кислотаси HCN. Одатдаги шароитда водород цианид рангсиз осон учувчан суюқлик ($t_k = 26,5^\circ\text{C}$). У аччиқ бодом ҳидли. Каттиқ, суюқ ва айниқса буғ ҳолатида водород цианид молекулалари орасида HCN нинг кучли полярлиги натижасида водород боғланиш мавжуд. Суюқ HCN электролитмас, водород боғланиш ҳисобига унинг шахсий ионланиши жуда кичик. Суюқ ҳолатда HCN иккита изомер шаклда нормал ва изомер аралашмасидан иборат:



HCN – сув билан исталган миқдорда аралашади. Сувдаги эритмаси цианид ёки синил кислотаси дейилади. У кучсиз кислота. Тузларидан уни ҳатто борат ва карбонат кислоталари ҳам сиқиб чиқара олади. Цианга ўхшаб цианид кислотаси ҳам гидролизланади:



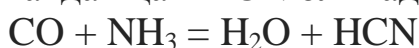
чумоли кислота

Цианид кислотаси саноат миқёсида метан ва аммиак аралашмасини оксидлаб олинади.



Реакция 900°C да платина катализатори устида олиб борилади.

Унча паст (500°C) температурада катализатор иштирокида CO ва аммиакдан ҳам HCN олинади:



Оғир металлларнинг цианидларидан фаркли, ишқорий металлларнинг цианидлари сувда яхши эрийди, гидролиз натижасида муҳит ишқорий бўлади ва HCN хиди келади:



Актив металлларнинг цианидлари парчаланмасдан суюқланади. Оғир металлларнинг цианидлари термик беқарор. Энг кўп ишлатиладиган тузи натрий цианиддир.

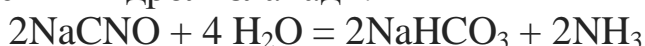
У 800°C да кальций цианамидидни кўмир ва сода билан суюқлантириб олинади:



Водород цианид ва цианидлар углерод (+2) нинг ҳосилалари бўлгани учун осон оксидланадилар. Юмшоқ шароитда кислород ва олтингугуртни бирикиши содир бўлади. Хавода цианидлар цианатларга - цианат кислота HCNO нинг тузига айланади:

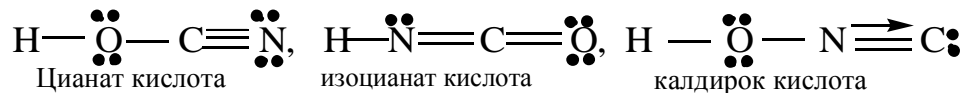


Ишқорий металлларнинг ва аммоний цианатлар сувда осон эрийди ва секин гидролизланади:



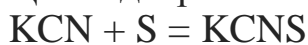
Эркин цианат кислотаси – учувчан ($t_{\text{к}}=25^\circ\text{C}$), беқарор суюқлик. Унинг сувдаги эритмаси ёрқин ифодаланган кислота характериға эга анча кучли кислота ($\text{pK}=3,53$).

Цианат HCNO кислотасининг кимёвий тузилиши уч хил структураға эға:

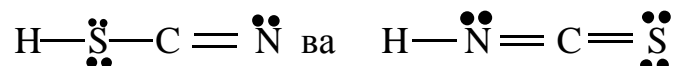


Булардан биринчи икки вакили таутомер. Учунчи шакли қалдирок кислота ўзида уч валентли углеродни ва тўрт ковалентли азот атомларини тутати. Қалдирок кислотаси жуда беқарор, фақат эритмада мавжуд.

Цианидлар олтингугурт билан ҳам осон оксидланади:



Реакция натжасида роданид (тиоцианат) кислотасининг тузлари олинади. Роданидлар ва уларнинг ҳосилалари учун 2 хил структура мавжуд:



Бу структураларда атомларнинг ковалентлиги бир хил, фақат атомлар бирикишининг кетма-кетлиги билан фарқ қиладилар. Эса тутиш лозимки, циан $(\text{CN})_2$, цианид кислота HCN ва цианидларнинг ҳаммаси жуда кучли заҳарли.

Металларнинг карбидлари

Углерод кўпчилик металлар билан тўғридан-тўғри таъсирлашиб карбидлар ҳосил қилади. Карбидлар иккита катта гуруппага бўлинади: металлик характердаги карбидлар ёки сингдирилган карбидлар (сингдириш) деб номланади ва туз характердаги карбидлар ёки ионли карбидлар.

Металлик – карбидларни кучсиз электромусбат учувчан (d- металлар) ҳосил қилади. Уларнинг ташқи кўриниши металлик кўринишида ва хоссалари металларнинг кўпчилик хоссалари билан ўхшаш (масалан, электр ўтказувчанликни намоён қилади). Кўпинча уларнинг структуралари, олинган металларнинг структураларига ўхшаш, шунинг учун интерметаллик бирикмалар гуруппасига киритиш мумкин.

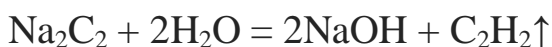
Активроқ металлар ион типдаги карбидларни ҳосил қилади. Уларнинг кристаллари рангсиз ва тиниқ одатдаги температурада электр токини ўтказмайди. Углерод иони эритмада мавжуд бўла олмаганлиги учун бу типдаги карбидлар сув ва суюлтирилган кислоталар таъсиридан углеводородлар ҳосил қилиб парчаланadi.

Ион карбидлар учта муҳим гуруппага бўлинади:

Гидролизланганда метан ҳосил қилиб парчаланадиган карбидлар. Бу гуруппага бериллий карбиди Be_2C ва алюминий карбиди Al_4C_3 киради. Бу карбидлар таркидаги углерод – 4 (C^{4-}) оксидланиш даражасида бўлади. Сув билан таъсирлашганда метан ҳосил бўлади:



гидролизланганда ацетилен ҳосил қиладиган карбидлар. Уларга ацетиленидлар дейилади. Бу группанинг асосий вакиллари: Na_2C_2 , K_2C_2 , SrC_2 , CaC_2 , BaC_2 , Cu_2C_2 ва Ag_2C_2 лар киради. Бу бирикмаларда ацетиленид ион C_2^{2-} бўлади. Булар сув билан кучли реакцияга киришади:



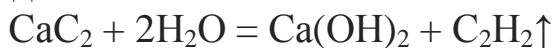
Улардан энг муҳими ва саноат миқёсида энг кўп олинadигани кальций карбиддир (ёки уни оддий қилиб карбид ҳам дейилади). У

сўндирилмаган оҳак ва ёғоч кўмири ёки коксни 2500°C да электр печларида кўп миқдордаги кўмир электродлари таъсирида олинади:



Печнинг юқори қисмидан узлуксиз ($\text{CaO} + 3\text{C}$) аралашмаси юбориб турилади ва суюқланган карбид ($t_c \approx 2300^{\circ}\text{C}$) эса вақти вақти билан печнинг пастки қисмидан чиқариб турилади.

Техник кальций карбид кулранг қаттиқ кристаллик масса, бирорта эритувчида эримади. Сув билан кучли бирикиб ацетилен ажралиб чиқади.



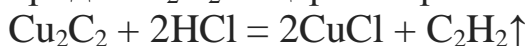
CaC_2 – кристаллик панжараси ош тузиникига ўхшайди.

Ацетиленид иони чўзинчоқ шаклга эга бўлганлиги учун тетрагонал симметрияга эга бўлади.

Ишқорий металлларнинг карбидларини углерод билан 2000°C да вакуумда қиздириб олинади:



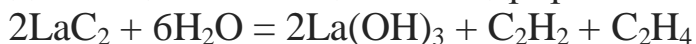
Қизил мис (1) ацетилениди ва сариқ кумуш ацетиленидлари аммиакли Cu^+ ва Ag^+ ионлари бўлган эритмадан C_2H_2 ни ўтказиб олинади. Бу иккала карбидлар сув таъсиридан гидролизланмайди, аммо кислоталар таъсиридан C_2H_2 чиқариб парчаланади:



Қуруқ ҳолдаги Cu_2C_2 ва Ag_2C_2 карбидлари қиздирилганда ёки кучсиз зарб таъсиридан ҳам кучли портлайди.

Гидролизланганда ацетилен ва тўйинмаган углеводородлар ҳосил қиладиган карбидлар.

Бу группага лантанидлар карбиди (LaC_2 , CeC_2 , PtC_2 , NdC_2) ва уран карбиди UC_2 ҳамда торий карбиди ThC_2 лар ва бошқа металлларнинг карбидлари ҳам киради. Бу карбидларда ҳам, (у гуруҳдаги карбидларга ўхшаб C^{2-} иони бўлишига қарамасдан), кислоталар билан парчаланганда ацетилен билан бир қаторда, унинг гидридланиши маҳсулотлари этилен, этан, метан ва юқори углеводородлар ҳосил бўлади. Уларнинг ҳосил бўлиши, тегишли карбидларда икки валентли бўлган металллар реакциядан кейин уч ва тўрт оксидланиш даражаларига мувофиқ гидроксидлар ҳосил қилади. Натижада, реакцияда водород атомлари ҳосил бўлади ва ацетиленни қисман гидрирланиши билан тушунтирилади.



Магний карбиди Mg_2C_3 гидролизланганда, асосан, пропин

CH_3CCH (*метилацетилен*) ҳосил қилади, бу C_3^{4-} (магний карбидда эҳтимол $-2 \text{ C} = \text{C} = \text{C}_2$ - мавжуддир) ионлари борлигини кўрсатади:



пропин

Темир карбиди Fe_3C ва никел ҳамда марганец карбидлари (ўхшаш таркибли) металл карбидлари билан ион карбидлари оралиғидаги ҳолатни эгаллайди. Бу карбидларнинг кристаллик панжараларида угле-род атоми алоҳида тугунларни эгаллашига қарамасдан сингдириш кар-бидаларидан, улар сув ва кислоталар билан осон парчаланишлари, ме-тан ва водород ҳосил қилишлари билан фарқланади. Темир карбидда ҳатто суюқ ва қаттиқ углеводородлар билан бирга эркин углерод ҳам ҳосил бўлади.

МУНДАРИЖА

СЎЗ БОШИ	
I ҚИСМ. УМУМИЙ КИМЁ	
1 боб. КИМЁ ФАНИ ВА УНИНГ ВАЗИФАЛАРИ	
Кимёнинг табиий фанлар орасида ўрни.....	
Ўзбекистонда кимё фани ва ишлаб чиқаришнинг ривожланиши.....	
Анорганик бирикмаларнинг асосий синфлари	
2 боб. АТОМ – МОЛЕКУЛЯР ТАЪЛИМОТ	
Атомлар. Молекулалар	
Кимёнинг стехиометрик қонунлари	
Нисбий атом ва нисбий молекуляр масса.....	
Кимёнинг газ қонунлари	
3 боб. КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТ.ОДДИЙ МОДДА. АЛЛОТРОПИЯ	
Кимёвий элемент	
Оддий модда. Аллотропия	
Мураккаб моддалар. Аралашмалар	
Кимёвий элементларнинг белгилари(символлари)	
Оддий моддаларнинг формулалари	
График формулалар	
Моддаларнинг хоссалари. Моддаларнинг физикавий хоссалари.....	
Моддаларнинг кимёвий хоссалари	
Моддаларнинг агрегат ҳолатлари	
Модда формуласи бўйича кимёвий элементларнинг масса улушини ҳисоблаш	
Валентлик ва оксидланиш даражаси	
4 боб. АТОМ ТУЗИЛИШИ	
Даврий системанинг 1,2,3, ва 4 – давр элементлари мисолида атомлар қаватларининг ва s, p, d ҳамда f – электрон қобикчаларининг тузилиши	
Атом орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби.....	
Элементлар оиласи	
5 боб. Д.И.МЕНДЕЛЕЕВНИНГ КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ ҚОНУНИ ВА ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ	
Д.И.Менделеев томонидан даврий қонуннинг кашф этилиши ва даврий системанинг яратилиши	
Элементлар даврий системадаги ўрнининг унинг хоссаларига боғлиқлиги.....	
Атом ядроси ва унинг таркиби	
Радиоактивлик. Ядро реакциялари	
6 боб. КИМЁВИЙ БОҒЛАНИШ	
Кимёвий боғланишнинг моҳияти	
Ион боғланиш	
Ковалент боғланиш	
Ковалент боғланиш хоссалари	
Металл боғланиш	
Водород боғланиш	

	Атом орбиталларининг гибридланиши, sp , sp^2 , ва sp^3 гибридланиш ҳолатлари
	Кристалл панжараларнинг турлари.....
7 боб.	КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯЛАР ВА ТЕНГЛАМАЛАР.....
	Кимёвий реакциялар
	Кимёвий тенглама
	Физикавий ва кимёвий ҳодисалар
	Кимёвий реакцияларнинг белгилари
	Оксидланиш – қайтарилиш реакциялари
	Оксидланиш – қайтарилиш системалари
8 боб.	КИНЕТИКА
	Кимёвий кинетика. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги
	Кимёвий кинетиканинг асосий постулати
	Кимёвий реакцияларнинг қайтарлиги
	Кимёвий мувозанат.....
	Кимёвий мувозанатни силжиши. Ле-Шаталье принципи
	Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффекти
9 боб.	ЭРИТМАЛАР ВА ДИСПЕРС СИСТЕМАЛАР
	Суспензиялар, эмульциялар, коллоид эритмалар
	Газсимон эритмалар
	Қаттиқ эритмалар
	Моддаларнинг эрувчанлиги
	Моддалар эрувчанлигининг уларнинг табиатига, температурага ва босимга боғлиқлиги
	Эриш жараёнидаги иссиқлик эффекти
	Эритмалар концентрациясининг ифодаланиши
	Эритмаларнинг техникада, қишлоқ хўжалигидаги ва турмушдаги аҳамияти
10 боб.	ЭЛЕКТРОЛИТИК ДИССОЦИЛАНИШ
	Электролитлар ва электролитмаслар
	Электролитик диссоцияланиш назарияси
	Ионли электролитларнинг диссоциланиш механизми.....
	Қутбли боғланишли электролитни сувдаги эритмада диссоцияланиш механизми
	Диссоциация даражаси ва константаси
	Реакцияларнинг ионли тенгламаси
	Ионли тенгламаларни тузиш
	Кислота, асос ва тузлар хоссаларини электролитик диссоци- ланиш назарияси асосида тушунтириш
	Сув молекулаларининг диссоциацияси
11 боб.	ТУЗЛАРНИНГ СУВДАГИ ЭРИТМАЛАРИ ВА СУЮҚЛАНМАЛАРИНИНГ ЭЛЕКТРОЛИЗИ
	Электролиз механизми
	Электролитлар ва суюқланмаларнинг электролизи
	Электролитлар эритмаларининг электролизи
12 боб.	ОКСИДЛАР. ОКСИДЛАРНИНГ КЛАССИФИКАЦИЯСИ
	Оксидларнинг олиш усулари
	Оксидларнинг хоссалари. Оксидларнинг физикавий хоссалари

	Оксидларнинг кимёвий хоссалари
13 боб.	АСОСЛАР
	Асосларнинг номланиши.....
	Асосларнинг олиниш усуллари
	Ишқорлар уларнинг олинишлари
	Ишқорларнинг хоссалари
	Ишқорларнинг ишлатилиши
14 боб.	КИСЛОТАЛАР. УЛАРНИНГ УМУМИЙ ХОССАЛАРИ ВА ОЛИШ УСУЛЛАРИ
	Кислоталар
	Кислоталарнинг олиниш усуллари
	Кислоталарнинг хоссалари
15 боб.	ТУЗЛАР
	Тузларнинг классификацияси
	Тузларнинг номланиши
	Тузларнинг кимёвий хоссалари
	Тузларнинг гидролизи
	Катионларо ва анионларо гидролизланиш.....
	Гидролиз даражаси ва константаси
	II- ҚИСМ. А Н О Р Г А Н И К К И М Ё
16 боб.	МЕТАЛЛАР
	Металларнинг физикавий хоссалари
	Металларнинг магнит хоссалари
	Металларнинг кристаллик структураси
	Металларнинг табиатда учраши
	Металларни олишнинг асосий усуллари
	Металларнинг даврий системадаги ўрни ва кимёвий хоссалари.....
	Металларнинг электрокимёвий кучланиш қатори
	Техникада металлар ва қотишмалар
	Коррозия унга қарши кураш чоралари
17 боб.	ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ I БОШ ГРУППАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ
	Ишқорий металлар, уларнинг даврий системадаги ўрни ва атом тузилиши асосида тавсифи.....
	Литий ва унинг бирикмалари
	Натрий
	Калий
	Натрий ва калийнинг характерли бирикмалари.....
	Рубидий, сезий, франций ва уларнинг бирикмалари
18 боб.	ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ II БОШ ГРУППАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ
	Умумий тавсифи
	Кальций, унинг табиий бирикмалари
	Кальцийнинг физикавий ва кимёвий хоссалари.....
	Сувнинг қаттиқлиги ва уни бартараф этиш усуллари
19 боб.	АЛЮМИНИЙ
	Даврий системанинг III А гуруҳига умумий тавсиф

	Алюминий, унинг даврий системадаги ўрни ва атом тузилиши асосида элементнинг ва унинг бирикмаларига тавсиф.....
	Алюминий оксиди ва гидроксидининг амфотерлиги.....
	Алюминийнинг табиий бирикмалари, унинг техникадаги роли
	Алюминийнинг физикавий ва кимёвий хоссалари
	Алюминий қотишмалари
	Алюминийни ишлатилиши
20 боб.	ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VIII Б ГРУППАСИ
	ЭЛЕМЕНТЛАРИ.....
	VIII гуруҳ элементларига умумий тавсиф.....
	Темир
	Темирнинг кимёвий хоссаси, унинг оксидлари ва гидроксидлари улар хоссаларининг темирнинг оксидланиш даражасига боғ - ликлиги
	Чўян ва пўлат ишлаб чиқариш
	Темир қотишмаларининг техникадаги роли
	Оралик металллар – мис, рух, хром, марганец, титан ҳақида қис - қача маълумотлар.....
	Мис.....
	Рух.....
	Хром
	Марганец
	Титан
21 боб.	ВОДОРОД
	Водороднинг лабораторияда ва саноатда олиниши
	Водороднинг физикавий ва кимёвий хоссалари.....
	Водороднинг ишлатилиши
22 боб.	ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VII БОШ ГРУППАСИ
	ЭЛЕМЕНТЛАРИ.....
	Галогенлар, уларнинг умумий тавсифи
	Галогенларнинг табиий минераллари
	Галогенларнинг лаборатория ва саноатда олиниш усуллари.....
	Галогенларнинг хоссалари
	Хлор ва унинг бирикмаларининг ишлатилиши
	Хлорнинг кислородли бирикмалари
	Галогенларнинг оксидлари
	Бром ва йод ҳамда уларнинг бирикмаларини ишлатилиши.....
23 боб.	ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VI БОШ ГРУППАСИ
	ЭЛЕМЕНТЛАРИ.....
	Умумий тавсифи
	Олтингургурт. Табиатда учраши, олиниши ва хоссалари
	Водород сульфид
	Олтингургурт оксидлари, хоссалари
	Сульфат кислота, унинг хоссалари ва контакт усулида олишнинг кимёвий асослари
24 боб.	КИСЛОРОД
	Кислород, оксидланиш даражаси, изотоплари, табиатда тарқалиши....
	Кислороднинг табиатдаги роли

	Аллотропия
	Кислороднинг лабораторияда ва саноатда олиниши
	Кислороднинг кимёвий хоссаси
	Озон
25 боб. СУВ	
	Сув молекуласининг тузилиши
	Сувнинг кимёвий хоссаси
	Водород пероксид
	Дейтерий, оғир сув, тритий
26 боб. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ V БОШ ГРУППАСИ	
	ЭЛЕМЕНТЛАРИ
	Умумий тавсифи
	Фосфор
	Фосфорнинг аллотропик шакллари, хоссалари
	Фосфин
	Фосфор (V) оксид, физик ва кимёвий хоссалари, фосфат кислота ва унинг тузлари. Фосфорли ўғитлар
27 боб. АЗОТ	
	Азот табиатда тарқалиши
	Азотнинг олиниши
	Азотнинг физикавий ва кимёвий хоссалари
	Аммиак, унинг саноатдаги синтези, физик ва кимёвий хоссалари.....
	Аммоний бирикмалари
	Азотнинг кислородли бирикмалари
	Нитрат кислота, унинг олиниши, нитрат кислотасининг ўзига хос хусусиятлари
	Азотли ўғитлар
28 боб. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ IV БОШ ГРУППАСИ	
	ЭЛЕМЕНТЛАРИ
	Умумий тавсифи
	Кремний, унинг физикавий ва кимёвий хоссалари
	Кремний (IV) оксиди ва силикат кислота.....
	Кремнийнинг кислоталари ва силикатлар
	Сунъий силикатлар
	Силикат керамикаси
	Кремнийнинг водородли бирикмалари
	Кремнийни галогенидлари
29 боб. УГЛЕРОД	
	Углероднинг табиатда тарқалиши
	Аллотропик шакллари.....
	Углерод (II) ва (IV) оксидлари, уларнинг кимёвий хоссалари
	Карбонат кислота ва унинг тузлари
	Углеродни олтингугурт ва азот билан бирикмалари
	Металларнинг карбидлари.....

ФЙДАЛАНИЛГАН АДАБИЁТЛАР

Н.А.Парпиев, Х.Р.Рустамов, А.Г.Муфтахов. Анорганик кимё назарий асослари. Т. «Ўзбекистон» 2000.

Н.А.Парпиев, А.Г.Муфтахов, Х.Р.Рустамов. Анорганик кимё. Т. «Ўзбекистон» 2003.

Н.С.Ахметов. Неорганическая химия. В.2-х.ч. 3-е изд. М.; Высшая школа, 1990.

Я.А.Угай. Неорганическая химия. М.; Высшая школа, 1989.

Химическая энциклопедия. Том 1, 2, 3. М.; Издательство «Советская энциклопедия», 1990, 1992.

Ёш химик энциклопедик луғати. Ўзбек совет энциклопедияси. Бош редакцияси Т.- 1990.

Г.Е.Рудзитис, Ф.Г.Фельдман. Ўрта мактабнинг 8-11 синфлари учун кимёдан дарслик Т. «Ўқитувчи» 1992-1995.

А.В.Метельский. Кимё имтиҳонлар учун саволлар ва жавоблар. Русча биринчи нашридан таржима. Самарқанд 2007.

Э.Т.Оганесян. Руководство по химии поступающим в вузы. М.Высшая школа, 1996.

Г.П.Хомченко. Олий ўқув юртларига кирувчилар учун кимёдан қўлланма. 1984 й.

Б.В.Некрасов. Основы общей химии, Т.1,2. М.; «Химия» 1973.