

Қ. АХМЕРОВ, А. ЖАЛИЛОВ  
А. ИСМОИЛОВ

# УМУМИЙ ВА АНОРГАНИК ХИМИЯ

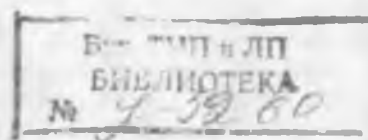


А-97 Қ. АХМЕРОВ. А. ЖАЛИЛОВ  
А. ИСМАИЛОВ

# УМУМИЙ ВА АНОРГАНИК ХИМИЯ

Ўзбекистон  
лиги олий  
тисосликлар

1 ва махсус ўрта таълим министр-  
ларининг химия технологияси их-  
тисосликлар таълим олувчи студентлари учун  
дарслик сифатида тавсия этган



ТОШКЕНТ «ЎҚИТУВЧИ» 1988

А

Дарсликда умумий ва аноорганик химиянинг назарий асослари ва қисман амалий масалалари ёритилган. Атом ва молекулалар тузилиши, валент боғлар ҳамда молекуляр орбиталлар назарияси, химиявий жараёнлар энергетикаси, элементлар ва улар бирикмаларининг хоссалари, биоаниорганик синтез ҳамда экология масалаларига аҳамият берилган.

Китоб химия технологияси ихтисосликлари бўйича таълим олаётган олий ўқув юртлири студентлари учун мўлжалланган. Удан ихтисослиги химия бўлмаган студентлар, аспирант ва химия асосларини мустақил ўрганувчилар ҳам фойдаланишлари мумкин.

Рецензентлар: х. ф. д., профессорлар *Т. С. Сирлибоев, У. А. Азизов*

А 97

**Ахмеров Қ. ва бошқ.**

Умумий ва аноорганик химия. (Олий ўқув юрт. студ. учун дарслик) Қ. Ахмеров, А. Жалилов, А. Исмоилов, Т., Ўқитувчи, 1988.— 328 б.

1.1,2 Автордош.

Ахмеров К. и др. Общая и неорганическая химия. Учебник для студентов хим.-технологических факультетов.

ББК 24. 1я73

А 1802000000 — 192  
354 — 88  
353(04)—88

© «Ўқитувчи» нашриёти, 1988

ISBN 5 — 645 — 00145 — 1

## СУЗ БОШИ

Партиямиз XXVII съезди томонидан қабул қилинган «Олий иқтисодий ва социал ривожлантиришнинг 1986—1990 йилларга ҳамда 2000 йилгача бўлган даврга мўлжалланган Асосий йўналишлари» совет халқи олдига улкан вазифалар қўйди. Мамлакатимизни социал-иқтисодий ривожлантиришнинг илмий-техника тараққиёти асосида бориш концепцияси ишлаб чиқилиб, халқ ҳужалигини сифат жиҳатидан янада юқори поғоналарга кўтариш учун қатор масалаларга комплекс ва системали равишда ёндашиб иш кўрила бошланди. Муҳим йўналишлар ўсувини таъминлаш, ишлаб чиқарилаётган маҳсулотлар сифатини олий даражага кўтариш, иқтисодий ривожланишни янги изларга солиш, бошқаришнинг самарали усулларида фойдаланиб, социал муаммоларни кенг кўламда комплекс ҳолда ечиш ва бу масалаларни ҳал қилишда асосий омиллардан ҳисобланувчи етук мутахассислар тайёрлаш ишининг муҳим вазифалардан эканлиги қайд қилинди. Олий мактаб олдига турган муҳим вазифа тайёрланадиган кадрлар савиясини юқори поғонага кўтариш, илғор технологик процессларга суяниб иш курувчи ва янги ғояларни амалга оширувчи, ўз соҳасини яхши биладиган мутахассислар етказишдан иборатдир. Бу эса замон талабларига жавоб бера оладиган дарслик ва ўқув қўлланмалар ишини тақозо этади.

Қўлнингиздаги дарслик Олий ва махсус ўрта таълим министрлиги томонидан тасдиқланган программа асосида тузилган бўлиб, олий ўқув юртлари химия-технология факультетларининг турли ихтисосликларида билим олаётган студентларга мўлжаллаб ёзилган. Ундан химия ихтисосидан бошқа соҳаларда билим олаётган студентлар ҳам фойдаланишлари мумкин.

Дарсликдаги маълумотлар, ўлчов бирликлари, физик-химиявий доимийликлар халқаро СИ системасида берилди, ҳозирги замон фанн эришган ютуқлар тегишли бобларда ўз ифодасини топди. Координацион бирикмалар, биоанорганик химия, экология ва бошқа баъзи йўналишлар бўйича янги маълумотлар берилди. Булар билан бир қаторда атом, молекула, химиявий элемент тушунчалари ва бирикмаларнинг хоссалари замонавий мазмунда талқин қилинди.

Китоб ёзилиш процессида ўзининг қимматли маслаҳат ва фикрларини билдирган Ленин ва Давлат мукофоти лауреати ака-



демик И. В. Петрянов-Соколов, Ўзбекистон Фанлар академиясининг мухбир аъзоси М. А. Асқаров, химия фанлари доктори, профессор Р. С. Тиллаев ва профессор Х. Р. Раҳимовларга ўз миннатдорчилигимизни билдирамыз.

Китоб қўлёзмасини кўриб чиқиб, танқидий ва фойдали фикр-мулоҳазаларини билдирган тақризчилар — химия фанлари докторлари, профессорлар Т. С. Сирлибоев, У. А. Азизов, химия фанлар кандидати М. М. Мирҳидоятлов ва ТошДУ «Умумий химия» кафедрасининг бошқа ходимларига ҳам самимий ташаккуримизни изҳор қиламыз.

Дарсликни камчилик ва нуқсонлардан холи деб бўлмайди, албатта. Фикр-мулоҳазаларини кўрсатиб, Тошкент, Навоий 30, «Ўқитувчи» нашриётига мактуб йўллаган китобхонларга олдиндан миннатдорчилик билдирамыз.

Авторлар.

## КИРИШ

**Материя ва унинг ҳаракати.** *Materia* (лат.) — модда маъноси-ни англатувчи, объектив реалликни ифодалайдиган фалсафий категориядир. Бутун борлиқ материядан иборат бўлиб, теварак-атрофимизни ўраб туради. Моддалар турли-туман кўринишда дунёдаги чексиз кўп объект ва системалар ҳолида, ҳар қандай хусусият, алоқа, муносабат ҳамда ҳаракат формаларининг субстрати (асоси) сифатида мавжуд бўлади. Материя табиатда бево-сита кўз билан кўриладиган предмет ёки жисмларгина эмас, балки илмий-техника тараққиётининг ўсиши натижасида келажакда аниқланиши мумкин бўлган нарсаларни ҳам ўз ичига олади. Бутун теварак-атрофимизни ўраб олган олам ва ундаги нарсалар, ҳаракатдаги материянинг кўринишларидир. Материянинг абадийлиги, унинг йўқдан бор бўлмаслиги ва изсиз йўқолиб кетмаслиги марксизм-ленинизм классиклари томонидан исботланган.

Материя тушунчаси ҳаракат тушунчаси билан узвий боғлиқ. «Ҳаракат — материянинг — борлиқ формасидир...»\* — деган эди Ф. Энгельс.

Материя қатор универсал хусусиятларга эга. Дунёнинг моддий бирлиги ҳам унинг ана шу хусусиятларида ўз аксини топади. Материянинг ҳеч ким томонидан яратилмаганлиги ва йўқолмаслиги, вақтда абадий мавжудлиги ҳамда фазода чексизлиги, структураларининг битмас-туганмаслиги унинг универсал хусусиятлари қаторига киради.

Материя ҳаракатининг формалари турли-тумандир. Жисмларни иситиш ва совитиш, нурланиш, қорнинг эриб сувга айланиши, сувнинг музга ўтиши, химиявий энергиянинг электр энергиясига ва баъзи жараёнларда ажралувчи иссиқлик энергиясининг химиявий энергияга айланиши, космик ҳодисалар, биологик жараёнлар шулар жумласидандир. Бундай айланиш ва ўзгаришлар материя ҳаракати турли формаларининг бирлиги ва ўзлуксиз боғлиқлигидан далолат беради. Материя ҳаракатининг бир формадан иккинчи формага ўтиши табиатнинг асосий қонуни — материя ва унинг ҳаракатининг абадийлиги қонунидан келиб чиқади.

\* Ф. Энгельс. Анти-Дюринг. Марк்சча-ленинча философия хрестоматияси. «Ўқитувчи» нашриёти. Тошкент, 1971, 231-бет.

Ҳар бир фан материя ҳаракатининг асосан бир формасини ўрганади. Ана шу маънода химия — моддалар, уларнинг таркиби, хоссалари, тузилиши ва уларда содир бўладиган ўзгаришларни ўрганувчи фанларнинг бири ҳисобланади.

Материянинг маълум физик хоссаларга эга бўлган ҳар бир кўриниши, масалан, сув, темир, тош, қум, кислород, азот ва бошқалар химияда *модда* дейилади. Алюминий кумуш ранг енгил металл бўлиб, зичлиги  $2,7 \text{ г/см}^3$ , ёқлари марказлашган куб панжарада кристалланади,  $658,6^\circ\text{C}$  да эрийди,  $2447^\circ\text{C}$  да қайнайди. Буларнинг ҳаммаси алюминийга хос физик хоссалардир.

Модданинг фазода чегараланган қисми *жисм* деб аталади. Бу моддага нисбатан нисбий тушунча бўлиб, конкрет бир нарсани англатади. Алюминийдан ясалган қошиқ, пичоқ, идиш, самолёт деталли, сим ёки қурилиш материали жисмга мисол бўла олади. Модда ибораси жисм тушунчасига нисбатан умумийдир.

Марксизм-ленинизм классиклари химиявий тажрибаларда олинган маълумотларга асосланиб, диалектика қонунларини тушунтирдилар. Материалистик ғоялар билан диалектика модда ҳақидаги таълимотга асос бўлишини Ф. Энгельс кўрсатди. Унинг «Табиат диалектикаси» асарида миқдор ўзгаришларининг сифат ўзгаришларига ва, аксинча, сифат ўзгаришларининг миқдор ўзгаришларига ўтишига онд табиатнинг муҳим қонуни химия эришган ютуқлар асосида тушунтирилди. «Химияни — деб ёзган эди Ф. Энгельс, — жисмларнинг сифат ўзгаришлари ҳақидаги фан деб аташ мумкин; сифат ўзгаришлари эса миқдор таркибнинг ўзгариши таъсири остида содир бўлади\*». Ядро физикаси ва бошқа фанлар эришган улкан муваффақиятлар ҳам химияда диалектик материализм қонунлари акс этишини исботлади.

Ҳозирги вақтда моддалар тўрт гуруҳга: элементар заррачалар, оддий моддалар, мураккаб моддалар (химиявий бирикмалар) ҳамда аралашмаларга бўлиб ўрганилади.

Электрон, протон, нейтрон, позитрон, нейтрино, мезон, мюон ва бошқалар *элементар заррачаларни* ташкил қилади. Ҳозирги вақтда уларнинг сони 100 дан ортади. Оддий моддалар химиявий элементнинг эркин ҳолда мавжуд бўла оладиган бир тури бўлиб, улар асосан бир элемент атомларидан тузилган бўлади. Уларнинг сони беш юзтага яқин. *Мураккаб моддалар* (химиявий бирикмалар) маълум нисбатларда икки ёки ундан ортиқ элементларнинг ўзаро бирикиши натижасида вужудга келади. Бундай моддалар табиатда кўп учрайди. *Аралашмалар* ҳам табиатда кўп тарқалган, бироқ улар ўз хоссалари билан химиявий бирикмалардан фарқ қилади. Баъзи аралашмалардаги алоҳида модда миқдорини оптик микроскопларда ҳам аниқлаб бўлмайди. Аралашмаларга тоғ жинслари, лойқа ва минерал қазилма бойликлари мисол бўла олади.

\* Энгельс Ф. Табиат диалектикаси. Марксча-ленинча философия хрестоматияси. «Ўқитувчи» нашриёти, Тошкент, 1971, 398-бет.

Химия тарихидан қисқача маълумот. СССР да химия фани ва саноатининг ривожланиши. Химия фан сифатида XIX асрда вужудга келди. Буюк рус олими М. В. Ломоносов дастлаб химияни «аралаш жисмда бўладиган ўзгаришлар» ҳақидаги фан сифатида таърифлади. У модда тузилишининг корпускуляр назариясини яратиб, ҳозирги замон атом-молекуляр таълимотига асос солди. Бу билан ўзининг замондошларидан анча илгарилаб кетди.

М. В. Ломоносов ўзи ташкил этган химия лабораториясида купгина тажрибалар ўтказиб, 1748 йили массанинг сақланиш қонунини кашф қилди. Бу қонун ҳозирги вақтда қуйидагича таърифланади:

«*реакцияга киришган моддаларнинг массаси реакция натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг массасига тенг*».

М. В. Ломоносов ўзи кашф этган бу қонунни ёпиқ ампулаларда металлари куйдириб ўтказган тажрибаларида исботлади.

Орадан қирқ йил ўтгач, француз олими Лавуазье массанинг сақланиш қонунини ўз тажрибаларида яна бир бор тасдиқлади. У химиявий реакцияларда моддаларнинг умумий массасигина эмас, балки ўзаро бирикаётган моддалар таркибига кирувчи ҳар бир элемент массаси ҳам сақланишини исботлади. 1905 йили А. Эйнштейн жисм массаси ( $m$ ) билан унинг энергияси ( $E$ ) орасида қуйидаги нисбат билан ифодаланувчи бевари борлигини кўрсатди:

$$E = mc^2$$

бу ерда  $c$  — нурнинг вакуумдаги тезлиги,  $2,997925 \cdot 10^8 \text{ м/с}$  ёки тахминан  $300\,000 \text{ км/с}$  га тенг. Бу Эйнштейн тенгламаси номи билан маълум бўлиб макроскопик жисмлар ва микрзаррачалар (электрон, протон ва бошқалар) га тааллуқлидир.

Россияда 1861 йили А. М. Бутлеров томонидан химиявий тузилиш назариясининг кашф этилиши ва 1869 йили Д. И. Менделеев томонидан элементлар даврий системасининг эълон қилиниши химиянинг ривожланишига буюк ҳисса бўлиб қўшилди. Ушбу кашфиётлар туфайли 40 дан ортиқ янги элемент топилди, минг-минглаб янги синтезлар амалга оширилди, табиат яратмаган ажойиб хоссали бирикмалар вужудга келтирилди. Ўтда куймайдиган полимерлар, ҳосилга ҳосил қўшувчи органик ва минерал ўғитлар, қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши ишлатиладиган гербицидлар, дори-дармон, синтетик кийим-кечак, сув остида ишлатишга мўлжалланган кабель симлар химия туфайли вужудга келди.

В. И. Ленин Совет ҳокимиятининг дастлабки кунлариданоқ химия фани ва саноатининг ривожланиши ҳақида ғамхўрлик қилди. Партия ва ҳукуратимиз қабул қилган қарорлар туфайли Ваванимизда биринчи бўлиб синтетик каучук яратилди ва саноат миқёсида амалга оширилди. Ўғит саноатининг асоси бўлган аммиак минг тонналаб ишлаб чиқарила бошланди, кўплаб цемент, қурилиш материаллари, медицина ва қишлоқ хўжалиги пре-

паратлари яратилди. Ҳозир химия саноати ишлаб чиқараётган маҳсулотлардан фойдаланимаётган бирор соҳани кўрсатиш қийин.

Химия фани ва саноатининг бениҳоя катта одимлар билан ривожланаётганлигини республикаимиз — Ўзбекистон мисолида кўришнинг ўзи kifоядир. Совет Иттифоқининг қатор йирик химия ишлаб чиқариш бирлашмалари, ўнлаб заводлар, цех ва корхоналар, турли хил маҳсулотлар ишлаб чиқармоқда. Бу корхоналарда ишлаб чиқарилаётган маҳсулотлар иттифоқимиздагина эмас, балки чет элларда ҳам маълум ва машҳурдир. Республикаимизда жойлашган 6 та химия йўналишидаги илмий-тадқиқот институти, олий ўқув юртларидаги факультет, кафедра ва тармоқ илмий ташкилотларида химиявий проблемалар ҳал этилмоқда.

Кейинги ўн йиллар мобайнида химия саноати маҳсулотлари ишлаб чиқариш ҳажми салкам беш барабар ошгандики, бу улاردан жуда кўп соҳаларда фойдаланиш имконини яратди.

Партияимиз XXVII съезди мамлакатимизда химия фани ва саноатини жадал ривожлантириш, хусусан химия корхоналарининг қувватини янада ошириш, маҳсулот сифатини кўтариш, СССРнинг озиқ-овқат Программасини бажаришда химия ютуқларидан амалий фойдаланиш вазифаларини қўйди. Табиий газ, тошкўмир, нефть, конденсат ва бошқа хомашёлардан фойдаланиш самараси юқори кўтарилади. Биотехнология ривожлантирилади, чиқитсиз технологияга кенг йўл очилади, чорвачилик маҳсулотларининг маҳсулдорлиги, қишлоқ хўжалик экинлари ҳосилдорлиги оширишнинг химиявий воситаларини ишлаб чиқариш кучаяди. Қисқача қилиб айтганда, химия ютуқларидан халқ хўжалигининг барча соҳаларида борган сари кўп ва самарали равишда фойдаланиладди.

## 1-БОБ. УМУМИЙ ВА АНОРГАНИК ХИМИЯНИНГ УМУМИЙ ТУШУНЧАЛАРИ

### 1.1. ЎЛЧОВЛАР ВА БИРЛИКЛАРНИНГ МЕТРИК СИСТЕМАСИ

Миқдорий ўлчовлар катта аҳамиятга эга эканлигини XVIII асрда Лавуазье кўрсатиб ўтганди. 1881 йили метрик системага асосланган бирликларнинг СГС системаси (узунлик бирлиги — сантиметр, масса бирлиги — грамм, вақт бирлиги — секунд) қабул қилинди. Ҳозирги вақтда ўлчовларни миқдорий топиш мақсадида турли приборлардан фойдаланилади. Фанда қўлланиладиган стандартлар эса бирликларнинг метрик системасида ифодаланади. Амалиётда метрик система ва ундан келиб чиқадиган бирликлардан фойдаланиш кўзда тутилади. Булар энди халқаро миқёсда қабул қилинган.

«Халқаро бирликлар системаси» — СИ (Système Internationale — SI) фан ва техниканинг барча соҳалари учун физик катталикларнинг ана шундай универсал системаси бўлиб, у 1960 йили ўлчов ва тарозилар XI Бош конференциясида қабул қилинди. Бу системада олтита асосий, иккита қўшимча катталик ва шуларга мос ҳолда олтита асосий, иккита қўшимча бирлик ҳамда жуда кўп ҳосилавий катталиклар ва уларга мос бирликлар қабул қилинган. 1971 йили ўлчов ва тарозилар XIV Бош конференциясида Халқаро бирликлар системасининг еттинчи асосий бирлиги сифатида моль қабул қилинди ҳамда унга қуйидагича таъриф берилди: «Моль — массаси 0,012 кг бўлган  $^{12}\text{C}$  углеродда қанча атом бўлса, таркибида шунча структуравий элементи бўлган модда миқдоридир. «Масса» ва «модда миқдори» бир хил тушунча эмас. 1-жадвалда СИ системасидаги асосий бирликлар ва уларнинг таърифи келтирилган.

СИ системасининг асосий бирликларини аниқлаш учун қўлланиладиган дастлабки стандартлар улар қайтадан ўлчанганда айнан такрорланганлиги ва аниқ ўлчовларда қўлланилиши мумкинлигига қараб танланган. Масалан, килограмм Франциядаги Севра шаҳрида жойлашган тарози ва ўлчовлар Халқаро бюросида сақланувчи платина-иридий цилиндри стандарт массаси сифатида белгиланган. Метрик системада қўлланилувчи ўнлик каср ёки ўнлик қисмлар учун асосий номларга қўшимчалар қўшиб ишлатилади. Буларнинг айримларини 2-жадвалда келтирилган.



## СИ системаси асосий бирликлари ва таъриф

| Катталик номи                         | Бирлик белгиси         | Таърифи                                                                                                                                         |
|---------------------------------------|------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Моляр масса                           | кг/моль                | Микдори 1 моль бўлган 1 кг модданинг моль массаси                                                                                               |
| Моляр ҳажм                            | м <sup>3</sup> /моль   | 1 м <sup>3</sup> ҳажмини эгаллайдиган 1 моль модданинг моль ҳажми                                                                               |
| Химиявий реакциянинг иссиқлик эффекти | Ж                      | Турли химиявий реакциялар натижасида 1 Ж энергияга эквивалент микдорда ҳосил буладиган иссиқлик эффекти                                         |
| Моляр ички энергия                    | Ж/моль                 | Ички энергияси 1 Ж га тенг бўлган 1 моль модданинг энергияси                                                                                    |
| Моляр энтальпия                       | Ж/моль                 | 1 моль химиявий модданинг 1 Ж энергияга эквивалент энтальпияси                                                                                  |
| Химиявий потенциал                    | Ж/моль                 | 1 моль модданинг 1 Ж энергияга эквивалент химиявий потенциали                                                                                   |
| Химиявий мойиллик                     | Ж/моль                 | 1 моль модданинг 1 Ж энергияга эквивалент микдорда намоён буладиган химиявий мойиллиги                                                          |
| Активлаш энергияси                    | Ж/моль                 | 1 моль модданинг химиявий реакция процессида 1 Ж энергияга эквивалент активлаш энергияси                                                        |
| Моляр иссиқлик сифими                 | Ж/моль. К              | Иссиқлик сифими 1 Ж/К бўлган 1 моль модданинг моляр иссиқлик сифими                                                                             |
| Моляр энтропия                        | Ж/моль. К              | Энтропияси 1 Ж/К иссиқлик сифимига эквивалент 1 моль модданинг моляр энтропияси                                                                 |
| Масса концентрация                    | кг/м <sup>3</sup>      | 1 м <sup>3</sup> ҳажмда массаси 1 кг модда бўлган эритма концентрацияси                                                                         |
| Процент концентрация                  | %                      | 100 г эритмада эриган химиявий модданинг граммларда ифодаланган микдори                                                                         |
| Моляр концентрация                    | моль/л                 | 1 л эритувчида 1 моль модданинг эриши натижасида ҳосил бўлган эритма                                                                            |
| Моль концентрация                     | моль/кг                | 1 кг эритувчида 1 моль модданинг эриши натижасида ҳосил бўлган эритма                                                                           |
| Нормал концентрация                   | Экв/м <sup>3</sup>     | 1 м <sup>3</sup> ҳажмда 1 эквивалент модда бўлган эритма концентрацияси                                                                         |
| Осмотик босим                         | Па                     | Ярим ўтказгичлардаги 1 Па босимга эквивалент бўлган осмотик босим                                                                               |
| Диффузия коэффициенти                 | м <sup>2</sup> /с      | Концентрация градиенти 1 м <sup>-4</sup> бўлганда 1 с вақт ичида 1 м <sup>2</sup> юзадан ўтадиган заррачанинг диффузия коэффициенти             |
| Химиявий реакциянинг тезлиги          | моль/м <sup>3</sup> ·с | 1 с вақт ичида эритмадаги дастлабки моляр концентрацияси 1 моль/м <sup>3</sup> га ўзгарадиган мономолекуляр химиявий реакциянинг ўртача тезлиги |
| Катализаторнинг активлиги             | моль/кг·с              | 1 с вақт ичида эритмадаги дастлабки моляр концентрацияси моль/кг га ўзгарадиган реакциянинг тезлиги                                             |

| №  | Катталик номи                    | Бирлик белгиси                   | Татрифи                                                                                                    |
|----|----------------------------------|----------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 20 | Диполь моменти                   | Кл. м                            | Кучланганлиги бирга тенг бўлган бир жинсли электр майдонида механик момент ҳосил қила оладиган электр кучи |
| 21 | Қутбланувчанлик                  | Кл. м <sup>2</sup> /В            | 1 м <sup>2</sup> юзага таъсир эта оладиган электр кучланганлик                                             |
| 22 | Оксидланиш-қайтарилиш потенциали | В                                | 1 моль модданинг оксидланиш-қайтарилиш реакциясига киришганда ҳосил бўлган кучланганлик                    |
| 23 | Нурланиш интенсивлиги            | Вт/м <sup>2</sup>                | 1 м <sup>2</sup> юзага қуввати 1 Вт бўлган нурланиш тушгандаги интенсивлик                                 |
| 24 | Квантлар оқимининг зичлиги       | С <sup>-1</sup> ·м <sup>-2</sup> | Оқимга тик бўлган 1 м <sup>2</sup> юзадан 1 с вақт ичида ўтадиган квантлар сони                            |
| 25 | Элементар электр заряд           | Кл                               | е — электроннинг элементар зарядидан олинган қаррали заряд қиймати                                         |
| 26 | Боғланиш энергияси               | Ж                                | Химиявий боғланишни узиш учун сарф бўлган энергия                                                          |
| 27 | Ярим емирилиш даври              | С                                | Атомнинг дастлабки миқдорининг ярмиси емириладиган вақт                                                    |

2-жадвал

## Методик системада ишлатилувчи қўшимчалар

| Қўшимча | Белгиланиши | Сни миқдори       | Мисоллар                                 |
|---------|-------------|-------------------|------------------------------------------|
| Мега    | М           | 10 <sup>6</sup>   | 1 мега метр (Мм) = 1·10 <sup>6</sup> м   |
| Кило    | К           | 10 <sup>3</sup>   | 1 километр (км) = 1·10 <sup>3</sup> м    |
| Деци    | Д           | 10 <sup>-1</sup>  | 1 дециметр (Дм) = 0,1 м                  |
| Сант    | С           | 10 <sup>-2</sup>  | 1 сантиметр (см) = 0,01 м                |
| Милли   | М           | 10 <sup>-3</sup>  | 1 миллиметр (мм) = 0,01 м                |
| Микро   | МК          | 10 <sup>-6</sup>  | 1 микрометр (мкм) = 1·10 <sup>-6</sup> м |
| Нано    | Н           | 10 <sup>-9</sup>  | 1 нанометр (нм) = 1·10 <sup>-9</sup> м   |
| Пико    | П           | 10 <sup>-12</sup> | 1 пикометр (пм) = 1·10 <sup>-12</sup> м  |

Қуйидаги 3-жадвалда асосий физик-химиявий катталиклар келтирилган.

3-жадвал

## Баъзи физик-химиявий катталиклар миқдори ва белгиси

| Катталик номи          | Катталик миқдори ва белгиси                                                  |
|------------------------|------------------------------------------------------------------------------|
| Массанинг атом Сирлиги | 1 м. а. б. = 1,66057·10 <sup>-27</sup> кг                                    |
| Электрон заряди        | 6,022169·10 <sup>23</sup> М. а. б. = 1 кг<br>е = 1,6022·10 <sup>19</sup> Кл. |

|                              |                                                                                   |
|------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|
| протон массаси               | $m_p = 1,00728 \text{ м. а. б.} = 1,67265 \cdot 10^{-24} \text{ г}$               |
| Нейтрон массаси              | $m_n = 1,00866 \text{ м. а. б.} = 1,67495 \cdot 10^{-24} \text{ г}$               |
| Электрон массаси             | $m_e = 5,48580 \cdot 10^{-4} \text{ м. а. б.} = 9,10953 \cdot 10^{-28} \text{ г}$ |
| Моляр газ доимийси           | $R = 8,3144 \text{ Ж/К моль} = 0,082057 \text{ л. атм/К. моль}$                   |
| Больцман доимийси            | $1,38066 \cdot 10^{-23} \text{ Ж/К}$                                              |
| Планк доимийси               | $6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ Ж. С}$                                              |
| Фарадей доимийси             | $9,6485 \cdot 10^4 \text{ Кк/моль}$                                               |
| Вакуумда ёруғлик нур тезлиги | $c = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ м/с}$                                             |
| Авогадро сонини              | $N_0 = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$                                  |
| Пик сонини (л)               | $\pi = 3,14159265 \text{ 36}$                                                     |

## 1.2. АТОМ-МОЛЕКУЛЯР ТАЪЛИМОТ

Атом-молекуляр таълимот асосларини биринчи бўлиб М. В. Ломоносов химияга татбиқ этди. У ўзининг «Математик химия элементлари» (1741 й.) номли мақоласида модда тузилишининг корпускуляр назариясини эълон қилди. Бу назария химия фанининг ривожланишида муҳим аҳамиятга эга. («Корпускуляр» сузи ҳозирги молекула терминига мос келади.) М. В. Ломоносов фикрича, барча моддалар майда заррачалардан таркиб топган бўлиб, физик жиҳатдан бўлинмайди ва ўзаро тортишиб туради. Модданинг хоссалари хусусан унинг агрегат ҳолати шу зарралар хоссаси билан аниқланади, яъни моддалар хоссаларининг ҳар хиллиги заррачалар хоссаларининг турлича бўлишига ва ўзаро боғланиш усулига боғлиқ бўлади.

Атом-молекуляр назарияга мувофиқ барча моддалар «корпускула»лардан тузилган бўлиб, улар бир-биридан фазо оралиғи билан ажралган ва тухтовсиз ҳаракатда бўлади; корпускулалар ҳам ўз навбатида «элементлар»дан (бизнингча атомлардан) таркиб топган, аниқ масса ҳамда ўлчамга эга, оддий моддаларнинг корпускулалари бир хил элементлардан, мураккаб моддаларники эса турли элементлардан тузилган. Корпускулалар бошқа механик жисмлар каби ҳаракатда бўлади. Жисмларнинг исиш ёки совийш ҳодисалари корпускулаларнинг ҳаракати натижасида содир бўлади, деб тушунтирилди. Модданинг ўзгариши корпускулалар ҳаракати билан тушунтирилар экан, химиявий ўзгаришлар ҳам химиявий усуллар билан бир қаторда физик ва математик усуллар ёрдамида ўрганилиши кераклиги таъкидланган эди. Ломоносов илгари сурган фикрлар янги асбоб ва ускуналар ёрдамида кейинчалик ўтказилган аниқ миқдорий тажрибалар ва фан қўлга киритган илмий далиллар асосида тўла исботланди. Ломоносовнинг металлларни қиздириш бўйича ўтказган тажрибаларини француз олими Антуан Лавуазье 1773 йили такрорлаганини ва олинган маълумотларнинг бир хиллиги қизқарли бўлди. Лавуазье идиш ичида металл билан реакцияга киришадиган газнинг кислород эканлигини аниқлади. Идишда реакцияга кирмай қол-

ган газни азот деб атади. Лавуазьенинг ёниш ҳодисасини аниқлаб бериши химиядаги кўп ҳодисаларни тўғри тушунишга олиб келди. Аввало бу флогистон назариясига катта зарба бўлди. Куйинди ва флогистондан иборат деб қаралган металллар оддий моддалар бўлиб чиқди. Аксинча куйинди ёки «ерлар» эса мураккаб бирикмалар сифатида қаралиши керак бўлиб қолди. Шунда сув ҳам мураккаб бирикма (у водороднинг кислород билан бирикма) си эканлиги исботланди. Ҳавонинг кислород билан азотдан ташкил топганлиги, азот ёнишга ёрдам бермаслиги амалда тасдиқланди. Илгари элементлар деб ҳисоблаб келинган сув ҳаво, куйиндилар мураккаб моддалар ёки жуда бўлмаганда ара лашмалар эканлиги аниқланди. Ҳақиқий элементлар металллар, кислород, азот, водород, олтингугурт ва бошқалар бўлиб чиқди. Булар химиявий жиҳатдан бўлинмайдиган моддалардир.

А. Лавуазье, М. В. Ломоносов таълимотини тўлдириб, фанда катта ишлар қилишига қарамай, иссиқликни «оғирлиги бўлмаган» (ҳозирги ибора билан массасиз) элемент деб қаради, уни «теп- лород» деб аташгача бориб етди ва элементлар рўйхатига киритди. Бу хато фикр эди, албатта.

Ломоносов ишларидан ярим аср кейинроқ инглиз олими Ж. Дальтон ўзининг физик-химиявий тадқиқотлар асосида модда тузилишининг атомистик таълимотини яратди. Бу таълимотга кўра моддалар ниҳоятда майда заррачалар — атомлардан тузилган, булар янада кичикроқ заррачаларга бўлина олмайди; ҳар қайси химиявий элемент фақат ўзига хос «оддий» атомлардан тузилган бўлиб, булар ўзга элемент атомларидан фарқланади, яъни ҳар бир элементнинг атоми ўзига хос масса ва ўлчамга эга бўлади; химиявий реакция пайтида турли элементларнинг «оддий» атом- лари ўзаро аниқ ва ўзгармас бутун сонлар нисбатида бирикиб «мураккаб» атомларни ҳосил қилади: ҳар хил хоссаларга эга бўлган атомларгина фақат ўзаро бирика олади, бир элемент атомлари сира ҳам ўзаро химиявий реакцияга киришмайди, улар фақат бир-биридан қочади.

Дальтон газларнинг порциал босими ва каррали нисбатлар қонунини кашф этди. У химиявий элемент тушунчасини аниқ таърифлади: «Химиявий элемент бир хил хоссалар билан харак- терланадиган атомлар туридир».

Дальтон химияга «атом-масса» тушунчасини киритди, водо- роднинг атом массасини шартли равишда бирга тенг деб қабул қилишни таклиф қилди.

Дальтон таълимотида оддий моддаларнинг молекулалари бў- лишини инкор қилишдек катта хатога йўл қўйилган эди. У бир элементнинг бир атоми иккинчи элементнинг фақат бир атоми билан бирикади, деб ўйлади. Бундай ҳолда сув формуласини битта кислород ва битта водород (ОН) дан, бензолни битта угле- род ва битта водород (СН) дан тузилган деб, шундай формулалар кўринишида ёзиш керак бўларди. Мураккаброқ формулани суль- фат ва нитрат кислоталар, мармар тош, минераллар, қанд модда- лари ва целлюлозаларни ёзиш имконига эга бўлмаган бўларди.

Бу Дальтоннинг иккинчи катта хатоси ва таълимотидаги камчилиги эди. Бу борада М. В. Ломоносов таълимоти Дальтон таълимотидан устунлиги бутун дунёда тан олинганлигини эътироф этамиз.

### 1.3. ХИМИЯВИЙ ЭЛЕМЕНТ ҲАҚИДА ТУШУНЧА

Химиявий элемент оддий ва мураккаб моддаларнинг таркибий қисми ҳисобланади. Химиявий элемент ядро заряди бир хил бўлган атомлар йиғиндисидан иборат. Ҳозирги вақтда 107 химиявий элемент маълум бўлиб, улардан 89 таси табиатда учрайди, қолганлари эса ядро реакциялари натижасида сунъий равишда олинган. Химиявий элементлар даврий системасининг асосчиси Д. И. Менделеев таърифича: «химиявий элемент — оддий ва мураккаб моддалар таркибига кирадиган ва маълум атом массага эга бўлган атомлар туридир».

Элементлар орасидаги ўзаро боғлиқлик даврий системада ўз аксини топган. Элементнинг атом номери протон заряди бирлигида ифодаланган ядро зарядига; сон жиҳатдан эса атом ядросидаги протонлар сонига тенг. Элемент ядросидаги нейтронлар сони протонлар сонидан фарқ қилиши мумкин. Масалан, водород изотопи тритий ( ${}^3_1\text{H}$ ) да бир протон, икки нейтрон ва бир электрон бор.

Ядроси аниқ протонлар ва нейтронлар сонига эга атом нуклид дейилади. Ядрога протонлар ва нейтронларнинг умумий сони масса сони деб юритилади.

Химиявий элементнинг нисбий атом массаси унинг табиатда тарқалиши ҳисобга олинган табиий изотоплари массаларининг ўртача миқдорига тенг. У одатда массанинг атом бирлиги (м. а. б) да ифодаланади. Бунинг учун  ${}^{12}_6\text{C}$  атом нуклиди массасининг  $\frac{1}{12}$  улуши қабул

қилинган. Массанинг атом бирлиги тахминан  $1,66057 \cdot 10^{-27}$  кг га тенг.

Химиявий элементларнинг табиатда мустақил мавжуд бўла оладиган шакли оддий модда тушунчасига мос келади. Ҳар бир химиявий элемент атоми ўз бирикмаларида ўзига хос оксидланиш даражаларини намоён қилади. Химиявий реакцияларда бу элементлар сақланади, бунда атомларнинг ташқи қобикларидаги электронлар қайтадан тақсимлангани ҳолда атом ядроси ўз ҳолича сақланиб қолади.

Химиявий элементлар *металл* ва *металлмас*ларга бўлинади. 22 та металлмас элемент (H, B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te, галогенлар ва инерт газлар) бўлиб, қолганлари эса металллардир.

### 1.4. ТОЗА МОДДАЛАР ВА АРАЛАШМАЛАР

Табиатдаги минглаб моддалар ҳозиргача бизга маълум бўлган 107 химиявий элементдан таркиб топган. Уларнинг ҳаммаси ҳам ўта зарур моддалар бўлмаслиги мумкин. Ер қаъридан қазиб олинadиган фойдали қазилмалар асосан беш элемент: кислород,

кремний, алюминий, темир ва кальцийдан таркиб топган. Инсон организмнинг 90 проценти асосан уч элемент — кислород, углерод ва водороддан ташкил топган. Шунингдек 20 га яқин элемент табиатда жуда оз миқдорда учрайди ёки лабораторияларда олинган. Улар топилиши қийин ва ноёб элементлар ҳисобланади.

Табиатда соф ҳолда олтин, кумуш, платина ёмбилари учрайди. Углерод, олтингургурт, снмоб ва бошқа баъзи элементлар ҳам нисбатан тоза ҳолда учрайди. Қолган элементлар табиатда асосан аралашмалар ва минераллар таркибида учрайди.

Моддаларни тозалашнинг замонавий усуллари ҳақида тушуқча. Химиклар кўпинча аралашмалар билан иш кўрадилар. Аралашмалардан тоза моддани ажратиб олишда *филътраш*, *ҳайдаш* ва *хроматография* усулларида фойдаланилади.

Майда кўп тешикли тўсиқ орқали суюқликлардан қаттиқ зарраларни ажратиб олиш усули *ф и л ь т р л а ш* дейилади. Ичимлик сув қум ва лойқадан ана шундай оддий йўл билан тозалади. Эритмалардан моддаларни ажратиб олишда эрувчанлиги ҳар хиллигидан ҳам фойдаланилади. Масалан 10 г ош тузи ва 10 г ичимлик сода аралашмасини бир-биридан ажратиш учун уни 70°C гача иситилган 100 мл сувда эритиш ва кейин температуранинг 0° гача совитиш керак. Температура пасайтирилганда ош тузининг эрувчанлиги деярли ўзгармайди, у эритмада қолади, ичимлик сода эса 0°C атрофида эритмадан деярли қаттиқ ҳолда ажраланади. Кейин уни эритмани филътрлаш йўли билан ажратиб олинади.

Ҳ а й д а ш (дистиллаш) усули моддаларнинг учиш хусусияти ҳар хиллигига асосланган. Денгиз сувидан ичимлик суви олиш мақсадида сув маълум вақт ичида қайнатилади. Сув буғи бошқа идишга ўтказилиб конденсатланади. Туз ҳайдалаётган идиш тагида қолади. Буғ конденсатланишидан ҳосил бўлган суюқлик *дистиллят* дейилади. Ҳайдаш усулида фракцион колонналардан ҳам фойдаланилади. Бу усул бир-биридан ажралиши қийин ёки қайнаш температуралари яқинроқ бўлган суюқликларни бир-биридан ажратиш учун қўлланилади. Нефтни ҳайдашда шундай колонналар ишлатилади. Нефть сифатига қараб бензин 60—150°C атрофида, керосин 150—250°C да, сурков мойлари 250—350°C да ажратилади. Дизель ёқилғиси, мазут, вазелин ва бошқа маҳсулотлар ҳам маълум температурада ҳайдалиб, фракцияланади. Қолдиқ бўлиб смола (битум) қолади.

Ҳозирги вақтда турли аралашмалар (суюқликлар аралашмалари, суюқлик ва газ аралашмалари ва ҳоказо) таркибидаги моддаларни бир-биридан ажратишда хроматографик усули кенг қўлланилмоқда. Бу усул моддаларнинг қаттиқ ҳолатдаги инерт материалларда адсорбцияланиш хусусиятига асосланган. Инерт материал (сорбент) сифатида алюмосиликатлар, инзен ғишти, пемза, чинни кукуни, қум ва бошқалар ишлатилади. Моддаларнинг адсорбцияланиш тезлигига мувофиқ олинган хроматограммалар асосида қилинган ҳисоблар бўйича аралашмадаги



у ёки бу модданинг миқдори аниқланади. Хроматографик анализнинг афзаллиги шундаки, у секунд ёки минутлар ичида ўтказилади. Бу усулдан саноат корхоналарида узлуксиз равишда ўтказиладиган анализ ва контрол мақсадларида ҳам фойдаланилади. Хроматографик усул аралашмада қанча модда бўлса, ҳаммасини аниқлашга имкон беради. Аралашмадаги 20—30 моддани бир йўла бир неча дақиқаларда аниқлашнинг хроматографик йўли «экспрес — усул» деб ҳам юритилади. Шу билан бирга саноатда колонкали хроматография усули ва қоғоздаги хроматография усули ва бошқа усуллар ҳам қўлланилади.

### 1.5. АНОРГАНИК БИРИКМАЛАР НОМЕНКЛАТУРАСИ

Химиявий бирикмаларнинг бениҳоятда кўплиги (уларнинг сони 4 миллиондан ортиқ) уларни маълум тартибда аниқ номлашни талаб қилади. Табиийки, буларнинг маълум бир қисми ўзининг хусусий номига эга (масалан, сув, аммиак каби). Лекин кўпгина бирикмаларни номлашда ҳар бир моддани информатив ёки систематик равишда номлашга имкон берадиган маълум қоидаларга амал қилинади.

Дастлабки номенклатура системаси анорганик ва органик бирикмалар орасидаги тафовутни кўрсатиш асосида тузилган эди. Вақт ўтиши билан бундай номенклатура талабга жавоб бера олмай қолди. Анорганик моддалар кўпроқ жонсиз табиатга, органик моддалар эса жонли табиатга ҳамоҳанг равишда номлангани ҳам маълум. Анорганик моддалар номенклатурасида бундай бирикмалар шартли равишда икки қисмга «мусбат» ва «манфий» қисмларга бўлинади. Ион бирикмалар мусбат ва манфий зарядли атомлар ёки атомлар группаларидан таркиб топади.

Ион бирикмаларда ионлар катион ва анион сифатида мавжуд. Оддий катионларни кўпинча металл элементлари ҳосил қилади. Улар элемент номи билан аталади. Масалан,  $\text{Na}^+$  — натрий ион,  $\text{Ca}^{2+}$  — кальций иони,  $\text{Fe}^{2+}$  — темир (II) иони,  $\text{Fe}^{3+}$  — темир (III) иони ва ҳоказо. Оддий анионларга  $\text{F}^-$  фторид-ион,  $\text{O}^{2-}$  кислород-ион,  $\text{S}^{2-}$  — сульфид-ион,  $\text{N}^{3-}$  — нитрид-ионларни мисол қилиб кўрсатиш мумкин.

Оксианионларда кислород кам бўлганда уларнинг номи — ит. кўп бўлганда — ат қўшимчаси билан тугайди:  $\text{NO}_2^-$  нитрит-ион,  $\text{SO}_3^{2-}$  сульфит-ион;  $\text{NO}_3^-$  — нитрат-ион  $\text{SO}_4^{2-}$  сульфат-ион каби.

Кислоталар учун эски номенклатура сақланиб қолган. Буларни водород иони (ёки бир неча шундай ионлар) ва оддий ёки комплекс аниондан ташкил топган деб қаралади. Агар кислоталар таркибида оддий анион бўлса, улар қуйидаги мисолларда келтирилганидек номланади. Муҳим кислоталар номи шу кислоталар таркибидаги анионлар номидан келтириб чиқарилади; чунончи,  $\text{HCl}$  — хлорид кислота;  $\text{H}_2\text{S}$  — сульфид кислота,  $\text{HClO}$  — гипохлорит кислота,  $\text{HClO}_2$  — хлорит кислота,  $\text{HClO}_3$  — хлорат кислота ва  $\text{HClO}_4$  — перхлорат кислота.

## 2-БОБ. АТОМ ТУЗИЛИШИ

### 2.1. АТОМЛАР

Ҳозирги вақтда моддалар бир-биридан элементар заррачалар— протонлар, нейтронлар таркибига қараб фарқланади. Охирги ўн йил мобайнида катта қувватга эга бўлган тезлатгичлар кашф этилиши ва космик нурлар таркибини анализ қилиш натижасида 200 дан ортиқ элементар заррачалар борлиги аниқланган. Шу сабабли кўпинча «элементар заррачалар» тушунчаси ўрнига «фундаментал заррачалар» термини ишлатилмоқда.

Химиявий элементнинг хоссаларини сақловчи энг кичик заррача атом дейилади.

Модданинг хоссаларини ўзида сақлайдиган, бир нечта атомдан таркиб топган ва мустақил мавжуд бўла оладиган энг кичик заррача молекула деб аталади.

Атом — протонлар ва нейтронлардан таркиб топган мусбат зарядланган ядродан ва унинг атрофида ҳаракатланадиган манфий зарядли электронлардан иборат. Кўпгина атомлар барқарор бўлиб, жуда узоқ муддат ўз ҳолатини сақлай олади. Лекин баъзи атомлар маълум вақтдан кейин ядрога бўладиган ўзгаришлар туфайли бошқа атомларга айланиб кетади. Бундай атомлар радиоактив атомлар деб аталади. Атом электронейтрал бўлиб, ядро атрофидаги электронларнинг умумий сони ядронинг мусбат зарядига тенг. Агар атомдан бир ёки бир неча электрон чиқариб юборилса, мусбат зарядли ион — катион, атом электрон бириктириб олса, манфий зарядли ион — анион ҳосил бўлади. Атомдаги электронлар сони ва мусбат зарядланган ядро заряди айти атомнинг химиявий реакциядаги ролини характерлайди. Химиявий элемент — бир хил зарядли ядрога эга бўлган атомлардир. Ядро заряди элементнинг химиявий элементлар даврий системасида жойлашган ўрнини белгилайди; элементнинг даврий системадаги тартиб номери унинг атоми ядросининг зарядига тенг.

### 2. 2. АВОГАДРО СОНИ

Ҳар қандай элементнинг бир молидаги атомлар сони Авогадро сони деб аталади ва  $N_A$  ҳарфи билан белгиланади. Аниқ ўлчашлар бу соннинг  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup> га тенг эканлигини кўрсатган. Ҳар қандай модданинг бир молида ҳам худди шунча молекула бўлади. Бу миқдор универсал ўзгармас қийматга эга бўлиб, углерод атоми массасининг ўн иккидан бир улуши билан характерланади ҳамда модданинг таркиби ва агрегат ҳолатига боғлиқ бўлади.

Авогадро сони ҳозирги вақтда бир-бирига алоқадор бўлмаган 60 га яқин усул билан аниқланади. Биз бу усуллардан иккитасини кўриб чиқамиз.

1. Резерфорд усули. Бу усулни Резерфорд 1911 йили кашф этган. Радиоактив элементлар парчаланиши натижасида ўзидан  $\alpha$ -заррачалар чиқаради. Бу заррачалар бирор моддага туқнашиб

қаршиликка учрайди. Натижада ўзига иккита электрон бириктириб олиб гелий атомига айланади. Ҳосил бўлган гелий миқдорини микрометод асосида аниқлаш мумкин. Бир грамм радийнинг бир йилда парчаланиши натижасида  $159 \text{ мм}^3$  ёки бир секундда  $5,03 \text{ нм}$  гелий ҳосил бўлиши тажрибада аниқланган. Гелий атоми ҳосил қиладиган  $\alpha$ -заррачалар кўз билан кузатиш мумкин бўлган энергия эффектига эга. Шунинг учун маълум миқдордаги радиоактив модда чиқарган  $\alpha$ -заррачаларини ҳисоблаш мумкин. Масалан: 1 г радий бир секундда  $13,6 \cdot 10^{10}$  та  $\alpha$ -заррача чиқаради. Бизга маълумки, 1 моль гелий оддий шароитда  $22,4 \text{ л}$  ҳажмни эгаллайди. Шунга асосланиб пропорция тузилади:

$$5,03 \cdot 10^{-9} \text{ см}^3 \text{ He да — } 13,6 \cdot 10^{10} \text{ та атом бор.}$$

$$22,4 \cdot 10^3 \text{ см}^3 \text{ He да — } N_A \text{ та атом бор.}$$

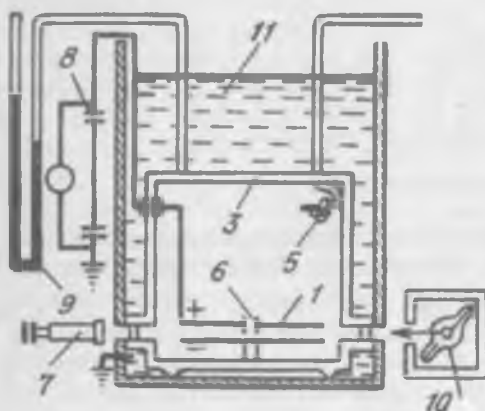
бу ерда

$$N_A = \frac{22,4 \cdot 10^3 \cdot 13,6 \cdot 10^{10}}{5,3 \cdot 10^{-9}} = 6,04 \cdot 10^{23}$$

атом. Топилган миқдор Авогадро сонидан жуда кам фарқ қилади. Бу фарқ  $\alpha$ -заррачаларни кузатишда йўл қўйилган хато натижасидан келиб чиққан.

2. *Милликен усули.* Авогадро тажрибасини биринчи бўлиб 1909 йили Милликен электронларнинг зарядини ўлчаш орқали амалга оширган. Милликен томонидан яратилган қурилма схемаси 2.1 расмда кўрсатилган.

Бу қурилма термостатга жойлаштирилган металлсимон камерага (3) ўрнатилган иккита (1, 2) латун пластинкадан ташкил топган конденсаторидан иборат. Пуркагич (5) ёрдамида тешикчадан (6) ўтиб конденса-



2.1-расм. Электрон зарядини ўлчашда қўлланиладиган милликен қурилмасининг схемаси.

1, 2 — конденсатор пластинкалари; 3 — металл камера; 4 — термостат; 5 — мой пуркагич; 6 — пластинка тешикчаси; 7 — кузаткич най; 8 — аккумулятор; 9 — вольтметр; 10 — рентген трубкаси; 11 — иссиқлик ўтказмайдиган суюқлик (керосин).

саторга тушадиган бир томчи мой тумани ҳосил қилинади. Ҳосил қилинган мой туманининг ҳаракатини кузаткич (7) орқали кузатиш мумкин. Камерадаги ҳаво рентген трубкасида (10) юборилган рентген нурлари таъсирида ионланади. Натижада ҳосил бўлган мусбат зарядли ионлар мой томчилари билан туқнашиб зарядланади. Бу зарядланиш  $e_k$  билан белгиланади. Конденсатор пластинкаларида ҳосил бўлган кучланишни ўзгартириб, шундай қиймат танлаб олиндики, бу қиймат электр майдонда зарядланган томчининг тортилиш кучига тенг бўлсин, яъни

$$mg = e_k \cdot E \text{ бўлади (2.1)}$$

бу ерда:  $m$  — томчи массаси;  
 $g$  — эркин тушиш тезлиги;  
 $E$  — электр майдон кучланиши.

Текис сиртли конденсатор учун электр майдон кучланиши қуйидаги қийматга эга бўлади:

$$E = \frac{V}{d} \quad (2.2)$$

бу ерда  $V$  — пластинкага берилган кучланиш;  
 $d$  — пластинкалар орасидаги масофа.

Биринчи ва иккинчи тенгламани умумлаштирсак

$$e_k = \frac{mg \cdot d}{V} \quad (2.3)$$

Бу (2.3) тенгламадан томчининг массасини билган ҳолда  $e_k$  миқдорини топиш мумкин (томчининг массасини электр майдонига киритмасдан туриб, ҳавода эркин тушиш тезлиги орқали аниқлаб олиш ҳам мумкин).

Томчининг заряди ҳар доим электрон зарядига нисбатан қарали бўлишини Милликен аниқлади. Электрон зарядидан кичик бўлган томчи заряди кузатилмаган. Бунга сабаб, томчи битта, иккита, учта электронни (ёки ионни) ўзи билан олиб кетиши мумкин. Ҳеч қачон томчи электроннинг бир қисмини бириктириб ололмайди, чунки электрон бўлинмасдир. Шунинг учун томчининг энг кам қийматга эга бўлган заряди электрон зарядига тенг бўлади.

Милликен жуда кўп ўлчашлар натижасида электрон зарядининг миқдори  $e_k = 4,77 \cdot 10^{-10}$  электростатик бирлик (ёки  $1,603 \cdot 10^{-19}$  Кл) га тенглигини аниқлади.

Ҳозирги вақтда бу миқдор жуда аниқ ҳисобланган бўлиб,  $e = 4,803 \cdot 10^{-10}$  э. с. б. (ёки  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл) га тенг деб қабул қилинган. Бу миқдор ўзгармас қийматга эга бўлиб, Авогадро сонини топишда қўлланилади.

Ҳақиқатан Фарадей қонунига мувофиқ электролиз процессида 1 моль-экв. модда ажратиб олиш учун эритмадан 96485 кулон электр энергия ўтказиш керак. Демак, хлорид кислота эритмасидан 1,008 г водород ва 35,453 г хлор ажратиб олиш учун 96485 кулон электр энергия сарф қилинади. Чунки водород хлорид эритмаси электролиз қилинганда электрон зарядига тенг бўлган  $H^+$  ва  $Cl^-$  ионлари ҳосил бўлади. У ҳолда Фарадей сонини электроннинг заряд миқдорига бўлиб, 35,453 г хлор ёки 1,008 г водород нечта атомдан ташкил топганлигини ҳисоблаб топиш мумкин. Умуман бир моль ҳар қандай элементдаги атомлар сони Авогадро сонини характерлайди. У ҳолда,

$$N_A = \frac{E}{e} \quad (2.4)$$

бу ерда  $N_A$  — Авогадро сони

$$N_A = \frac{96485}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Авогадро сони жуда катта қийматга эга. Масалан, агар биз ҳажми

0,3 см<sup>3</sup> га тенг бўлган Авогадро сонига тенг шарчаларни яшиқка жойлаштирадик,  $0,3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,8 \cdot 10^{23}$  см<sup>3</sup> =  $18 \cdot 10^8$  км<sup>3</sup> ҳажми эгаллайди. Бундай кубсимон яшиқнинг қирраси 565 км узунликка эга бўлган бўлар эди.

Шундай катта қийматга эга бўлган Авогадро сонидан химиклар учун иккита муҳим хулоса келиб чиқади.

1. Оптик микроскопда жуда оз миқдордаги кичик заррача кузатилганда ҳам у жуда кўп атомлардан таркиб топган бўлади. Шунинг учун модда микроскопда узлуксиз намоён бўлаверади.

2. Ҳар қандай тоза модда таркибида ҳам оз миқдорда бўлса-да, турли элементларнинг атомлари қўшилган бўлади. Ҳозирги вақтда таркибида бирорта ҳам бошқа элемент атоми бўлмаган абсолют тоза модда олиш мумкин эмас. Лекин таркибида  $10^{-5}$  —  $10^{-8}\%$  гача қўшимча элемент атомлари бўлган моддалар (кремний, германий) олишга эришилган. Бундай ҳолатда ҳам 1 г абсолют тоза модда таркибида миллиардлаб қўшимча атомлар бўлар экан.

### 2.3. АТОМ МАССАСИ ВА ЎЛЧАМИ

Авогадро сонини билган ҳолда ҳар қандай атомнинг граммда ифодаланган массасини ва ўлчамини топиш мумкин. Атом массасини Авогадро сонига бўлиш орқали топиш мумкин:

$$m = \frac{A}{N_A} \quad (2.5)$$

У ҳолда водород атоми учун:

$$m_H = \frac{1,008}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Уран атоми учун эса

$$m_U = \frac{238}{6,023 \cdot 10^{23}} = 3,95 \cdot 10^{-22} \text{ г. га тенг бўлади.}$$

Қаттиқ ҳолатдаги 1 моль оддий модда эгаллаган ҳажми Авогадро сонига бўлиб, битта атомга тўғри келадиган ҳажм ( $V$ ) ни аниқлаш мумкин. Қаттиқ ҳолатдаги моддаларда атомлар бир-бирларига яқин жойлашганлиги учун ўлчашдаги қилинадиган хато кам бўлади. У ҳолда битта атомга тўғри келадиган ҳажмни куб илдиздан чиқариб, атом диаметрини ҳам аниқласа бўлади.

Бундай ҳисоблашни мис атоми мисолида кўрайлик. Миснинг зичлиги 8,93 г/см<sup>3</sup> бўлгани учун бир моль миснинг ҳажми  $\frac{63,55}{8,93} = 7,12$  см<sup>3</sup> ни ташкил қилади. Бундан бир атомга тўғри келадиган ҳажмни топамиз:

$$V_{cu} = \frac{7,12}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,182 \cdot 10^{-23} \text{ см}^3$$

Мис атомининг диаметри эса

$$d_{cu} \approx \sqrt[3]{V_{cu}} = \sqrt[3]{1,182 \cdot 10^{-23}} = 2,28 \cdot 10^{-8} \text{ см}$$

ни ташкил қилади ва атом радиуси  $1,14 \cdot 10^{-8}$  см га тенг бўлади.

Атомлар ўлчамини жуда аниқлик билан ҳисоблаш учун, уларнинг қаттиқ модда кристаллидаги жойлашган ўрнини билиш керак. Буни рентген структура анализи ёрдамида аниқлаш мумкин. Бундай усулда купина металлларнинг атомлари жипслашган шарчалар каби жойлашганлиги аниқланган.

Жипслашиб жойлашган шарчаларнинг ҳажми умумий ҳажмининг 74% ини ташкил этади. Шунга асосланиб кристаллдаги мис атоми радиусининг қийматини қуйидаги ҳисоблаш орқали аниқлаш мумкин.

$$V_{\text{см}} = 1,182 \cdot 10^{-23} \cdot 0,74 = 0,872 \cdot 10^{-23} \text{ см}^3.$$

Бундан

$$r_{\text{см}} = \sqrt[3]{\frac{3}{4} \cdot \frac{V_{\text{см}}}{\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 0,872 \cdot 10^{-23}}{4 \cdot 3,14}} = 1,28 \cdot 10^{-10} \text{ м}.$$

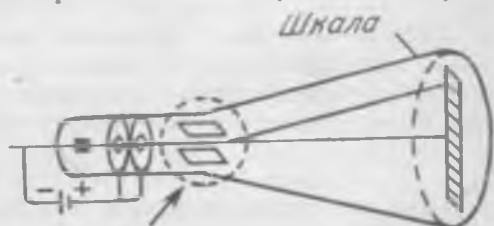
Кўрииб турибдики мис атоми радиусининг аниқ қиймати юқоридаги тахминий топилган қийматидан унча катта фарқ қилмайди. Шунини айтиб ўтиш керакки, кристаллдаги атом уни ўраб турган бўшлиқ билан аниқ чегара сиртига эга эмас. Шунинг учун атом ўлчамлари шартли белгиланади. Атом ўлчамлари дейилганда оддий модда кристаллидаги атом радиусини тушуниш керак. Атом радиуси эса қўшни атомлар ядролари орасидаги масофанинг ярмига тенгдир. Ҳамма атомларнинг радиуси  $10^{-9}$  нм билан ўлчангани учун, модданинг тузилиш назариясида ҳисоблашларни соддалаштириш мақсадида яхлитланган бирлик қабул қилинган. Бу бирлик нанометр деб аталади ва нм ҳарфи билан белгиланади. Демак, мис атом радиуси  $r_{\text{см}} = 0,128$  нм.

Миснинг бир миллион атомини кетма-кет жойлаштириб чиқсак фақатгина  $2,6 \cdot 10^{-4}$  м масофани эгаллайди.

#### 2.4. АТОМНИНГ ТАРКИБИЙ ҚИСМИ — ЯДРО ВА ЭЛЕКТРОНЛАР

Юқорида кўрсатиб ўтилганидек, химиявий элементларнинг атомлари ядродан ва унинг атрофида ҳаракатланадиган электронлардан таркиб топган. Ўтган асрнинг ўрталарида заррачалар оқими ҳосил қилингандан кейингина электронларнинг хоссаси ўрганилган. Бунда биринчи навбатда электрон зарядининг унинг массасига нисбати ўлчанган. Бу миқдор электронлар оқимининг электр ва магнит майдон таъсиридан четга чиқишини аниқлаш орқали белгиланган. Бундай тажрибани биринчи бўлиб, 1897 йили Томсон ўзи ишлаб чиққан асбобида ўтказди (2.2-расм).

Тажриба натижаларига асосланиб  $e/m_e = 5,273 \cdot 10^{-17}$  электростатик бирлик грамм (э. с. б/г) га тенг эканлиги аниқланган.



2.2- расм. Электронларнинг  $e/m$  миқдорини аниқлайдиган асбоб схемаси.

Электрон зарядининг миқдорн юқорнда кўрсатилган усул билан аниқланади. Электрон заряди  $e$  ва  $e/r_e$  нинг миқдорини билган ҳолда электрон массасини ҳисоблаб топиш мумкин, яъни

$$m_e = 0,91095 \cdot 10^{-27} \text{ г.}$$

Электрон массасини белгилаш учун, уни юқорида ҳисоблаб топилган водород атоми массаси билан таққослаб кўрамыз:

$$\frac{m_e}{m_H} = (0,9108 \cdot 10^{-27}) / (1,674 \cdot 10^{-24}) = \frac{1}{1837}.$$

Демак, электроннинг массаси энг енгил ҳисобланган водород атомининг массасидан 1837 марта кичик экан. Шундай қилиб, атомининг ҳамма массаси ядрога жойлашганлигига ишонч ҳосил қилиш мумкин. Ядронинг ўлчами эса жуда кичик. Агар атом ўлчами тахминан  $10^{-10}$  нм бўлса, у ҳолда атом ядросининг радиуси тахминан  $10^{-14}$ — $10^{-15}$  нм бўлади. Зарядланган заррачаларда ядро ва электронлар ўз атрофида электр майдон ҳосил қилади.

Атомда ядро борлигини биринчи бўлиб 1909—1911 йилларда Резерфорд аниқлаган. Металл пластинкалар сиртига  $\alpha$ -заррачалар ёғдириб, уларнинг металлдан ўтиш йўлларини текшириш натижасида ажойиб натижалар кузатилган. Ёғдирилган  $\alpha$ -заррачаларнинг кўпчилиги қисми металл пластинкадан тўппа-тўғри ўтиб кетаверади, заррачаларнинг жуда оз қисми узининг дастлабки йўлидан маълум бурчакка оғади, лекин баъзи заррачалар (унингтадан биттаси) дастлабки йўлидан қарама-қарши томонга қайтади. Бу ҳодисани фақат  $\alpha$ -заррачаларнинг мусбат зарядланган ядро билан тунашиши натижаси деб тушунтириш мумкин.

Атом ядроси икки элементар заррачалар — протон ва нейтронлардан тузилган. Ядронинг бундай тузилишга эга эканлигини 1932 йили Д. Д. Иваненко, Е. Н. Гапон ва Гейзенберглар асослаб берганлар. Протоннинг массаси тахминан бир м.а.б га, заряди +1 га тенгдир.

Нейтрон электронейтрал бўлиб, унинг массаси тахминан протон массасига тенгдир. Протон массаси электрон массасидан 1836,12 марта, нейтроннинг массаси эса 1838,65 марта каттадир. Ядронинг заряди ядрогаги протонлар сони билан аниқланади. Ядрогаги протонлар сони  $Z$  ва нейтронлар сони  $N$  ларнинг йиғиндиси масса сони  $A$  га тенг бўлади.

$$A = Z + N$$

Элементнинг ядро зарядлари бир хил бўлиб, атом массалари билан бир-биридан фарқ қиладиган атомлар шу элементнинг изотоплари дейилади. Маълум элементнинг изотоплари бир-бирларидан атом ядросидаги нейтронлар сони билан фарқланади.

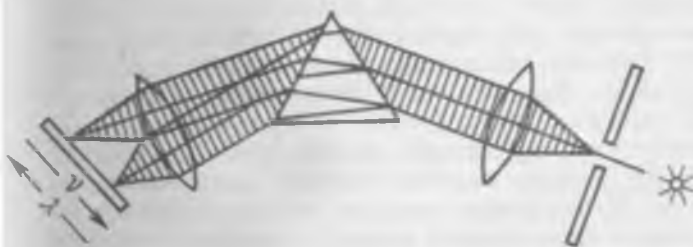
## 2.5. АТОМ СПЕКТРЛАРИ

Химиявий элементларнинг спектрларини ўрганишга доир тажрибаларда тупланган маълумотлар атомининг тузилиши назариясини яратишга асос қилиб олинган далиллардан бири бўлиб хизмат

қилди. Ҳозирги вақтда спектр чизиқлари 0,001% аниқликда ўлчанмоқда. Шунингдек, спектр чизиқларининг интенсивлигини ҳам аниқ ўлчаш мумкин. Равшанки, атом тузлиши ҳақидаги тушунча ишончли тажриба натижаларига асосланган.

1. *Спектрографнинг ишлаш принципи.* Спектр турлари. Ёруғлик манбаидан тешикча орқали тақсимлагич қурилмага нур берилади. Бу тақсимлагич ютилган нурни фотопластинкага туширади. Фотопластинкада нур маълум тўлқин узунлигига мос ҳолда шаклланади. Кўзга кўринадиган ва ультрабинафша нурларни текширишда кўпинча оптик спектрографлардан фойдаланилади. Бу спектрографлар иши нурни шишадан ёки кварцдан тайёрланган призма орқали ўтказишга асосланган. Бундай спектрограф 2.3-расмда кўрсатилган.

Призмадан ўтаётган нурнинг тақсимланиши нур тўлқин узунлигининг ўзгариши билан синдириш кўрсаткичига боғлиқ бўлади. Кўпгина ҳолларда нурнинг тўлқин узунлиги ортиши билан синдириш кўрсаткичи камаяди.



2.3-расм. Спектрографнинг ишлаш схемаси.

Жисмнинг нурланиши натижасида ҳосил қилинган спектрлар эмиссион спектрлар дейилади. Эмиссион спектрлар узлуксиз, чизиқ-чизиқсимон ва йўл-йўл бўлади. Чўғлатилган қаттиқ ва суюқ жисмлар узлуксиз спектрлар ҳосил қилади. Газларни қизитиш ёки электр заряди таъсирида нурлантириш натижасида эса алоҳида чизиқлардан ташкил топган чизиқсимон ёки йўл-йўл спектрлар ҳосил бўлади.

Ҳозирги вақтда атомлар нурланиши натижасида чизиқсимон спектрлар, молекулалар нурланиши натижасида узлуксиз ёки йўл-йўл спектрлар ҳосил бўлиши аниқланган.

Узлуксиз (туташ) спектрлар. Қуёш нурларининг ёки ёй фонари нурларининг спектри узлуксиз спектрдир. Бу спектрда барча узунликдаги тўлқинлар бўлади, демакдир. Спектрда узилиш бўлмади. Шунинг учун спектрографнинг экранда ҳар хил рангли спектрларнинг тасвири яхлит кўринади. Энергиянинг частоталар бўйича тақсимланиши ҳар хил жисмлар учун турлича бўлади. Температура кўтарилганда нурланиш энергиясининг максимуми қисқа тўлқинлар томон силжийди. Тажриба натижалари кўрсатишича, қаттиқ ёки суюқ ҳолатда бўлган моддаларгина узлуксиз спектрлар ҳосил қилади. Узлуксиз, спектрлар ҳосил бўлиши учун моддаларни қиздириш керак. Узлуксиз спектрнинг характери ва



мавжудлик фактори нур чиқарувчи айрим атомларнинг хоссаларига эмас, балки уларнинг ўзаро таъсирига ҳам кўп даражада боғлиқ бўлади. Газлар узлуксиз спектр бермайди. Чунки суюқлик ва қаттиқ моддаларда атомлар бир-бирига жуда кучли таъсир этиб туради. Температураси юқори бўлган плазма ҳам узлуксиз спектр беради. Бу асосан электронлар билан ионлар тўқнашуви натижасида содир бўлади.

*Чизик-чизик спектрлар.* Агар газ горелкаси алангасига ош тузи эритмаси билан ҳўлланган бир бўлак асбест киритиб, уни спектроскоп орқали қаралганда аланганинг зўрға кўринадиган узлуксиз спектри юзида равшан сариқ чизик пайдо бўлади. Бу сариқ чизик натрий буғидан ҳосил бўлади. Натрий буғи эса ош тузи молекулаларининг алангада парчаланишидан вужудга келади. Бундай спектрлар чизик-чизик спектрлар деб аталади. Чизик-чизик спектр ҳосил бўлиши модданинг муайян узунликдаги (жуда энсиз муайян спектрал интерваллардаги) тўлқинлар чиқаришини билдиради. Чизик-чизик спектрларни молекуляр ҳолатдаги эмас, балки атомлар ҳолдаги барча газсимон моддалар ҳосил қилади. Бу ҳолда ёруғлик нурлари бир-бирига таъсир этмайдиган атомлардан чиқади. Бу хилдаги спектр спектрларнинг энг асосий туридир. Берилган айни бир химиявий элементнинг яккаланган атомлари маълум узунликдаги тўлқинлар чиқаради. Атом ҳолатдаги газнинг зичлиги орттирилганда айрим спектр чизикларининг кенгайишини ва, инҳоят, газнинг зичлиги жуда катта бўлганда, яъни атомларнинг ўзаро таъсири кучли бўлганда эса спектр чизиклари бир-бирини қисман қоплаб, узлуксиз спектр ҳосил қилганлигини кўриш мумкин.

*Йўл-йўл спектрлар.* Йўл-йўл спектр бир-биридан маълум оралиқлар билан ажралган айрим йўллардан иборат. Ҳар бир йўл бир-бирига жуда яқин жойлашган кўпдан-кўп зич чизиклардан иборат эканлигини спектрал қурилма ёрдамида аниқ пайқаш мумкин.

Йўл-йўл спектрларни атомлар эмас, балки бир-бири билан боғланмаган ёки заиф боғланган молекулалар ҳосил қилади. Молекуляр спектрларни кузатиш учун чизик-чизик спектрларники каби буғнинг ёки зарядланган газнинг алангада шуълаланишидан фойдаланилади.

Ҳар қайси атом ёки модда молекуласи тўлқин узунлиги мос келадиган спектр чизиклари тўпламига эга бўлади. Бунга 2.4-расмда мисоллар келтирилган.

Кўпгина элементларнинг спектрлари жуда мураккаб. Масалан, темир спектрида беш мингдан ортиқ чизикларни санаш мумкин.

Атом спектрларининг чизиклари бир-бирига жуда яқин жойлашганлигини жуда сезгир асбобларда кузатиш орқали аниқланган. Агар нурланиш манбан магнит майдонига киритилса, спектрдаги битта чизик атрофида унга жуда яқин жойлашган чизикчалар ҳосил бўлиши кузатилади. Бундай чизикчалар *Зеeman эффеки* деб аталади.

Нурланиш манбаи электр майдони-га киритилганда ҳам спектр чизикчаларни ҳосил бўлади. Бундай чизикчалар *Штарк эффекти* деб аталади.

*Водород спектри.* Энг оддий спектр водород спектридир. Қўринадиган соҳада фақатгина  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$ ,  $H_\gamma$ ,  $H_\delta$  лар билан белгиланган тўртта спектр чизиқни кузатиш мумкин (2. 5-расм). Шунингдек бу чизиклар билан бирга бир нечта ультрабинафша соҳа ҳосил бўлиши ҳам кузатилади. Бу соҳа *Бальмер серияси* деб аталди.

Бальмер серияси чизигининг тўлқин сонни  $\bar{\nu}$  ни қуйидаги формула билан ифодалаш мумкин:

$$\bar{\nu} = \left( \frac{R}{2^2} \right) - \left( \frac{R}{n^2} \right).$$

бу ерда  $R$  — Ридберг доимийси бўлиб унинг қиймати  $R = 109678 \text{ см}^{-1}$  га тенг,  $n = 3, 4, 5 \dots$

Бундан ташқари водород спектрини ультрабинафша ва инфрақизил соҳаларда текшириш йўли билан яна бир қанча чизиклар серияси топилган. Ультрабинафша соҳада топилган чизиклар сериясини *Лайман серияси*, инфрақизил соҳада топилган чизиклар сериясини *Пашен, Бреккет* ва *Пфунд* сериялари деб аталди. Бундай чизиклар сериясининг тўлқин сонни худди Бальмер формуласидагига ўхшаб топилади. Лекин формуладаги  $2^2$  ўрнига  $1^2, 3^2, 4^2$  ва  $5^2$  лар қўйилади.

Шундай қилиб, водород спектри қуйидаги умумий формула билан ифодаланади:

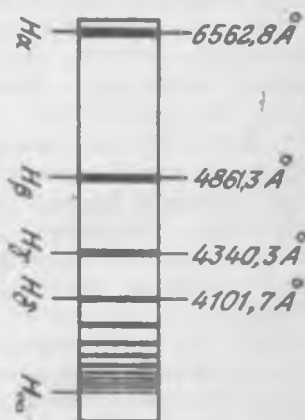
$$\bar{\nu} = \left( \frac{R}{n_1^2} \right) - \left( \frac{R}{n_2^2} \right).$$

Бу ерда  $n_1$  ва  $n_2$  лар бутун сонлар бўлиб,  $n_2 > n_1$  бўлади.

Бу формуладан кўриниб турибдики, водород спектридаги чизиклар сонни чексиз кўп бўлишига қарамай уларни жуда оддий ифодалаш мумкин.



2.4-расм. Баъзи элементларнинг спектрларининг схемаси. (Спектрларнинг нисбий интенсивлигини кўрсатиш учун расмда чизик қалинликлари ҳар хил ўлчамда кўрсатилган. Ҳақиқатда эса ҳамма чизиклар бир хил қалинликка эга. Чизикларни бир-бирлари билан аралаштириб юбормаслик учун энг характерли чизиклар тасвирланган).



2.5-расм. Кузга кўринадиган водород спектри ва унга яқин бўлган ультрабинафша спектр соҳаси (Бальмер серияси).

*Бошқа элементларнинг спектрлари.* Купгина бошқа элементлар спектрларида ҳам чизиқлар серияси борлиги аниқланган. Бу спектр чизиқлари анча мураккаб бўлиб, водород спектрлари сериясига ўхшаб турли соҳаларда жойлашган бўлмай, балки бири-бирининг устига тахланиб қолади. Шундай бўлишга қарамасдан спектроскопда бу чизиқлар сериясини ажратишга муваффақ бўлинган.

1889 йили Ридберг спектр серияси чизиқларининг тўлқин сонини икки  $n_1$  ва  $n_2$  бутун сонлар функцияси орқали ифодалаш мумкинлигини аниқлади:

$$\nu = T(n_1) - T(n_2) \quad (2.6)$$

Бу ерда  $n_2 > n_1$ . Бу функциялар сонини ифодалаш *спектрал терм* деб аталади (терм — алгебраик тенгламалар аъзоси маъносини англатади).

Таркибида фақат битта электрони бўлган водород атоми, битта зарядли гелий  $\text{He}^+$  иони, иккита зарядли литий  $\text{Li}^{+2}$  иони ва бошқа заррачалар учун спектрларнинг терми қуйидаги формуладан топилади:

$$T = \frac{Rz^2}{n^2} \quad (2.7)$$

Водород атоми учун  $z = 1$ , битта зарядли гелий  $\text{He}^+$  иони учун  $z = 2$ , икки зарядли литий  $\text{Li}^{+2}$  иони учун  $z = 3$  бўлади. Бошқа элементлар учун терм қуйидаги формуладан топилади:

$$T = \frac{Rz^2}{(n+\alpha)^2} \quad (2.8)$$

Бу ерда  $\alpha$  нинг миқдори бирдан кичик ўзгармас қийматга эга бўлиб, муайян чизиқлар сериясини ифодалайди. Турли хилдаги чизиқлар серияси учун  $\alpha = s, p, d, f$  ҳарфлари билан белгиланади.

Чизиқлар сериясини бундай белгилашда инглиз тилида ифодаланган ионлар номининг бош ҳарфлари асос қилиб олинган («Sharp» — тўсатдан, «principal» — бош, «diffuse» — диффузия, «fundamental» — асосий). Юқоридаги (2.7) формуладаги каби, нейтрал атомлар учун  $z = 1$ , битта зарядли ионлар учун  $z = 2$  ва ҳоказо.

Шундай қилиб, спектрал чизиқлар жуда мураккаб ва турлитуман бўлишига қарамай сериялар бутун чизиқлардан иборат бўлгани сабабли улар оддий ифодаланиши мумкин.

*Квант нурлари ҳақида тушунча.* М. Планк 1900 йилда қиздирилган жисмлар спектрлари энергиясининг тақсимланишини тушунтирадиган назарияни яратди. Бу назарияга мувофиқ энергия атомдан узлуксиз равишда эмас, балки майда-майда заррачалар — квантлар тарзида ажралади. Ҳар қайси квантнинг қиймати шу нур тўлқинларининг бир секундда тебраниш сонига боғлиқ бўлади. Ҳар қандай тебранма система энергияни фақат квантлар ҳолида ютади ёки ўзидан квантлар ҳолида чиқаради. Ҳар қайси квант катталиги қуйидаги Планк тенгламаси билан ҳисобланади:

$$E = h\nu \quad (2.9)$$

Бу ерда  $E$  — энергия кванти,  
 $h$  — Планк доимийси, унинг қиймати  $h = 6,625 \cdot 10^{-27}$  эрг.  
 сек, ёки  $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  Жоуль — сек.  
 $\nu$  — тебраниш частотаси, уни тўлқин узунлиги билан характерла-  
 сак, у ҳолда:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad \text{бўлади.}$$

Бу ерда  $c$  — ёруғлик тезлиги.  $\lambda$  — тўлқин узунлиги.

М. Планк назариясидан келиб чиқадиган хулосалар тажрибада то-  
 пилган натижаларга тўла мувофиқ келди. Ёруғлик квантларининг ҳа-  
 қикатан мавжудлиги бошқа хил тажрибаларда ҳам исботланган. Планк  
 тенгламасидан фойдаланиб спектрдаги ҳар қайси чизиққа мувофиқ ке-  
 ладиган ёруғлик энергиясининг квантини ҳисоблаш мумкин.

Масалан, водород спектрининг  $H_{\alpha}$  чизиғи учун  $E$  ни қуйидагича  
 ҳисоблаймиз:

$$\lambda = 6562,8 \text{ \AA} = 0,656 \cdot 10^{-6} \text{ м}$$

у ҳолда:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{2,9979 \cdot 10^{10}}{0,656 \cdot 10^{-6}} = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ сек}^{-1}$$

$$E = h\nu = 6,625 \cdot 10^{-27} \cdot 4,57 \cdot 10^{14} = 3,03 \cdot 10^{-12} \text{ эрг ёки } 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ Ж.}$$

Бу мисолдан кўриниб турибдики, кўзга кўринадиган нурнинг  
 квант энергияси унча катта бўлмаган қийматга эга. Атом ўзидан  
 ёруғлик квантини чиқариб биринчи энергетик ҳолатдан иккинчи  
 энергетик ҳолатга ўтади. Демак, спектрал терм атомдаги элек-  
 тронлар энергиясининг ўзгаришини ифодалайди. Шунга кўра  
 энергия ўзгаришини Планк тенгламасига мувофиқ қуйидагича  
 ёзиш мумкин:

$$h\nu = E_2 - E_1 \quad \text{ёки}$$

$$\bar{\nu} = \left( \frac{E_2}{hc} \right) - \left( \frac{E_1}{hc} \right) \quad (2.10)$$

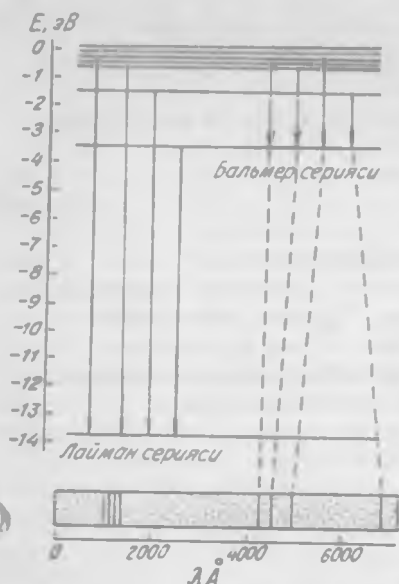
Юқорида келтирилган (2.6) ва (2.10) тенгламаларини таққос-  
 ласак, улар орасида ўхшашлик борлигини кўриш мумкин.

Бундан кўриниб турибдики атомдаги электрон энергияси  
 спектрал терм миқдори билан боғланган, яъни

$$E = -hcT \quad (2.11)$$

Энергиянинг манфий қийматга эга бўлишига сабаб шуки,  
 атомдан электронлар чексиз масофага чиқариб юборилган ҳо-  
 латдаги энергия қиймати нолга тенг деб олинган. Демак, атом-  
 даги электрон энергияси ҳар доим нолдан кичик бўлади. Юқо-  
 рида келтирилган тенглама (2.7) ни 2.11 формулага келтириб  
 қўйсак, водород электронининг энергиясини аниқлайдиган тенг-  
 лама ҳосил бўлади:

$$E = -hcR/n^2. \quad (2.12)$$



2.6-расм. Водород атомидаги электроннинг энергетик сатҳи.

билан ҳам тасдиқланган. 1912 йили Франк билан Герц газ атомларини электронлар билан бомбардимон қилиб, электронларнинг бунда йўқотган энергияси миқдорини ҳисоблаш мумкинлигини исботладилар. Тажриба натижалари шуни кўрсатдики, агар электрон энергияси маълум миқдорда атом энергиясидан кичик бўлса, у ҳолда электрон газ атомлардан таъсирланиши натижа-сида ҳеч қандай энергия бермасдан орқага қайтади. Бундай ҳодиса симоб буғларини энергияси 4,9 эВ дан кичик бўлган электронлар билан бомбардимон қилинганда кузатиладган. Агар бомбардимон қилаётган электрон энергияси 4,9 эВ дан катта бўл-са, у ҳолда электрон энергиянинг бир қисmini симоб атомларига ўтказди. Демак, 4,9 эВ симоб атомини энг кичик энергетик сатҳ-дан кейинги энергетик сатҳга ўтказиш учун сарф бўлган энер-гиядир.

Симоб атомларининг энергияси 4,9 эВ дан юқори бўлган электронлар билан бомбардимон қилинганда атомда тўлқин узун-лиги 253,7 нм бўлган нурланиш ҳосил бўлади. Нурланиш миқ-дори симоб атомининг 4,87 эВ га тенг бўлган энергия квантига тенг бўлиб, атомнинг нурланиши учун сарф бўлган энергия миқ-дорига (4,9 эВ) тахминан эквивалентдир.

Шундай қилиб катта энергияга эга бўлган электронлар би-лан атомларни бомбардимон қилиш йўли билан, атомдаги элек-тронларни учинчи, тўртинчи поғоналарга кўчириш мумкин. Агар бомбардимон қилаётган электрон энергияси жуда катта қийматга

Шундай қилиб, атомдаги электронлар маълум қийматдаги энергияга эга. Шунинг учун атом-да электронлар энергетик поғона-чалар бўйича тақсимланади. Мо-лекуляр спектрларни ўрганиш ҳар бир молекулада ҳам элек-тронлар энергетик поғоначалар бўйлаб жойланишини тасдиқла-ган. Қуйндаги 2.6-расмда водород атомидаги электроннинг энергия поғоначаси кўрсатилган. Энергия бирлиги қилиб электрон вольт (эВ) қабул қилинган.

Электрон вольт — электрон-нинг потенциаллар айирмаси бир вольтга тенг бўлган электр май-донидаги энергиясini ифодалай-ди:

$$1\text{эВ} = 1,6022 \cdot 10^{-19}\text{Ж}.$$

Атомдаги электронлар маълум бир энергия миқдорига эга эканлиги спектрал маълумотлар-дан ташқари бошқа далиллар

эга бўлса, у ҳолда бомбардимон қилинаётган атомдан электрон ўзилиб чиқади ва газларнинг ионланиши кузатилади. Симоб атомининг ионланиши учун 10,4 эВ энергия кераклиги шу усул билан аниқланган.

## 2.6. АТОМИНИНГ ТУЗИЛИШИ ҲАҚИДАГИ НАЗАРИЯЛАРНИНГ ТАРИХИ

Резерфорд юқоридаги тажриба натижаларига асосланиб, атом тузилишининг планетар назариясини яратди. Бу назарияга мувофиқ, ҳар қандай элемент атоми марказида жуда кичик ўринни эгалловчи ядро жойлашади, унинг атрофида электронлар худди планеталар қуёш атрофида ҳаракат қилгани каби ўз орбиталари бўйлаб айланиб туради. Электродинамик назариядан маълумки, ядро атрофида айланиб турган манфий зарядли электрон электромагнит, тебраниш манбаи ҳосил қилади. Шу сабабли электрон нурланиб, маълум миқдорда узлуксиз энергия чиқариб туради. Натижада маълум вақтдан кейин электрон энергия тугаб, ядрога кулаб тушиши керак эди. Лекин тажриба буни тасдиқламади. Бор атомда стационар орбиталар мавжудлигини, бу орбиталарда ҳаракатланаётган электронлар ўзидан энергия йўқотмаслигини аниқлади. Бундай ҳолатда қуйидаги нисбат бажарилиши керак:

$$m_e \cdot v \cdot r = n \left( \frac{h}{2\pi} \right), \quad (2.13)$$

бу ерда  $m_e \cdot v \cdot r$  — электроннинг импульс моменти,  $v$  — электрон тезлиги,  $m_e$  — электрон массаси,  $r$  — орбита радиуси,  $n$  — орбита сони — 1, 2, 3, . . . . .,  $h$  — Планк доимийлиги.

$h/2\pi$  миқдор ўзгармас катталик бўлгани учун  $h$  билан белгиласак, (2.13) формула қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$m_e \cdot v \cdot r = n h \quad (2.14)$$

Бу формулага асосланиб Бор водород атомининг тузилиш схемасини яратди. Ҳақиқатан ҳам электронни ядрога нисбатан тортилиш кучини марказга интилма кучга тенглаштириб, қуйидагича ёзиш мумкин:

$$\frac{m_e \cdot v^2}{r} = \frac{e^2}{r^2} \quad (2.15)$$

2.14 ва 2.15 тенгламалар системасини ечиб, стационар орбитадаги электроннинг тезлиги ҳамда радиусини топиш мумкин:

$$v = \frac{e^2}{n h} \quad (2.16)$$

$$r = \frac{n^2 h^2}{m_e \cdot e^2} \quad (2.17)$$

(2.17) тенгламадаги ўзгармас қийматларни ўрнига қўйсак, стационар орбита радиуси қуйидаги қийматга эга бўлади:

$$r = 0,0529 n^2 \text{ Нм} \quad (2.18)$$

2.18 тенгламадан бирламчи Бор орбитасининг радиуси 0,0529 нм га тенглиги кўриниб турибди. Бу қиймат радиуси маълум бўлган атомларга тўғри келади.

Электрон энергияси, кинетик ва потенциал энергиялар йиғиндисини тенг бўлади:

$$E = T + U,$$

бу ерда  $E$  — электрон энергияси,  $T$  — электроннинг кинетик энергияси,  $U$  — электроннинг потенциал энергияси.  $E$  — турли зарядли  $r$  масофада жойлашган  $q_1$  да  $q_2$  заррачаларнинг потенциал энергияси нолга тенг бўлган ҳолат бир-бирлари билан чексиз масофада жойлашган заррачаларни силжитиши натижасида бажарилган иш билан характерланади. Бажарилган иш Кулон қонунига асосан қуйидаги интеграл тенглама билан ифодаланади:

$$\int_{\infty}^r (q_1 \cdot q_2 / r^2) dr = - (q_1 \cdot q_2 / r) \quad (2.19)$$

Бир хил зарядли зарядланган заррачалар учун юқоридаги тенгламани мусбат ишора билан ифодалаш мумкин. Водород атомида ядро ва электрон зарядлари  $e$  га тенг. Шунинг учун электрон энергиясини қуйидагича ёзиш мумкин:

$$E = \frac{m_e \cdot v^2}{2} + \left[ - \left( \frac{e^2}{r} \right) \right] \quad (2.20)$$

Бу тенгламага юқорида келтирилган (2.16) ва (2.17) тенгламалардаги  $v$  ва  $r$  ларнинг қийматларини қўйсак, водород электронининг энергиясини аниқлайдиган тенгламага эга бўламиз:

$$E = - \left( \frac{1}{2} \right) \left( \frac{m_e \cdot e^4}{n^2 \cdot h^2} \right) = - \left( \frac{\text{const}}{n^2} \right) \quad (2.21)$$

2.21. тенглама водород атоми поғонасндаги электрон энергиясини топиш формуласи 2.12 га мос келади. Бу икки тенгламани тенглаштириб, Ридберг доимийси учун назарий нисбатни ҳосил қиламиз:

$$R = 2 \pi \cdot m_e \cdot e^4 / h^3 \quad (2.22)$$

Бу тенглама орқали ҳисоблаб топилган  $R$  миқдори тажрибада аниқланган миқдорга мос келади. Демак, Бор водород спектрини назарий жиҳатдан ҳисоблаган.

Бор назарияси водород спектри чизиқларининг ҳосил бўлишини тushунтириб берди. Агар электрон учинчи орбитадан иккинчи орбитага ўтса, водород спектрининг  $H_\alpha$  чизиғи ҳосил бўлади. Тўртинчи орбитадан иккинчи орбитага ўтса  $H_\beta$ , бешинчи орбитадан иккинчи орбитага ўтса  $H_\gamma$  чизиғи вужудга келади.

Агар электрон тўртинчи, бешинчи ва ҳоказо орбиталардан учинчи орбитага ўтса, водород спектрининг инфрақизил соҳасида *Пашек серияси* вужудга келади:

$$\nu = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right); n = 4, 5, 6, \dots$$



Агар электрон иккинчи, учинчи ва ҳоказо орбиталардан биринчи орбитага кўчса, водород спектрининг ультрабинафша соҳасида *Лайман серияси* ҳосил бўлади:

$$\nu = R \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ ёки } \nu = 3,3 \cdot 10^{15} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Бу ерда  $n = 2, 3, 4, \dots$

Шундай қилиб, Бор назарияси атомдаги электронларнинг энергия даражалари ҳақидаги тасаввурни ҳосил қилди. Бошқача қилиб айтганда, Бор атомдаги ҳар қайси орбитанинг ўзига хос энергия даражаси бўлишини изоҳлайди. Энергия даражалари қуйидаги тенглама асосида ҳисобланади:

$$E = - \frac{2 \pi^2 \cdot m_e \cdot e^4}{h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Бу тенгламадаги  $n$  — бош квант сон деб аталади. Мана шу тенгламадан фойдаланиб, водород атомининг ионланиш энергиясини ҳисоблаб топиш мумкин. Агар тенгламадаги ўзгармас катталиклар ўрнига уларнинг сон қийматлари қўйилса, унда тенглама бирмунча соддалашади:

$$E = \frac{13,6}{n^2} \text{ эВ.}$$

Демак, водород атомининг биринчи орбитаси бўйлаб ҳаракат қиладиган электронни атомдан бутунлай чиқариб юбориш учун:  $E = \frac{13,6}{1^2} = 13,6$  эВ энергия талаб қилинади. Иккинчи орбитадаги электронни чиқариб юбориш учун эса  $E = \frac{13,6}{2^2} = 3,4$  эВ энергия сарф бўлади.

1916—1925 йилларда Зоммерфельд ва бошқа олимлар Бор назариясини ривожлантириб, кўп электронли атомларнинг тузилиши назариясини яратдилар. Бу назарияга кўра атомларда квантланган орбиталар доира шаклидагина эмас, балки эллипс шаклида ҳам бўлиши мумкинлиги кўрсатилди. Орбиталар фақат текисликка жойлашибгина қолмай, балки фазода турли вазиятда бўлиши мумкин. Бу назария спектрларда кузатиладиган жуда кўп ҳодисаларни тўғри тушунтириб берди. Бироқ Бор-Зоммерфельд назарияси бир қадар камчиликларга эга бўлгани сабабли химиявий боғланишни миқдорий жиҳатдан тушунтиришга ожизлик қилди. Масалан, оддий системага эга бўлган молекуляр гелий иони  $\text{He}_2^+$  нинг боғланиш энергияси бу назария асосида ҳисобланганда манфий қийматга эга бўлиб чиқди, яъни бундай ион борлиги тасдиқланмади. Ваҳоланки, бундай ион мавжуд бўлиб, унинг боғланиш энергияси  $+2,55 \cdot 10^5$  Ж/моль га тенг. Бор-Зоммерфельд назарияси кейинчалик тўлқин — механик тасаввурлар билан алмаштирилди.

## 2. 7. ЗАРРАЧАЛАРНИНГ ТЎЛҚИН ХОССАЛАРИ

Ҳозирги замон молекула ва атом тузилиш назарияси микрообъект деб аталувчи жуда кичик массага эга бўлган заррача ва электронлар ҳаракатини ифодалайдиган қонунларга асосланган. Бу қонунлар асосан 1925—1926 йилларда яратилган бўлиб, макрообъект деб аталувчи оддий кўз ва микроскоп орқали кўринадиган буюмлар ҳаракати қонунларидан кескин фарқ қилади.

Ҳозирги замон назариясига асосан микрообъектлар икки хил — заррача ва тўлқин хоссасини намоён қилади, яъни улар бир вақтнинг ўзида корпускуляр ва тўлқин хоссаларга эга бўлади.

*Нурнинг икки хил табиати.* Ўтган асрнинг биринчи ярмида нурнинг интерференция ва дифракция хоссалари тажрибада ўрганилиб, нур кўндаланг электромагнит тебранишга эга эканлиги аниқланган эди. Маълум шароитда интерференция ва дифракциянинг ҳосил бўлишига қараб ҳар қандай нурни тавсифлаш мумкин. XX асрга келиб нурнинг оқими натижасида вужудга келган заррачалар ҳаракати ҳодисасини — нур квантлари ёки фотон деб атала бошланди. Нурнинг корпускуляр хоссаси эса асосан Комптон эффекти ва фотоэффект ҳодисаларида намоён бўлади.

Фотоэффект ҳодисасининг содир бўлиши 1887 йил Герц томонидан ўрганилган. Кейинчалик Столетов томонидан ривожлантирилган бўлиб, бу ҳодиса металлларнинг ёруғлик нури таъсирида ўзидан электронлар чиқаришига асосланди. Фотоэффект ҳодисасини нурнинг тўлқин назарияси асосида тушунтириб бўлмайди. Электроннинг улчамлари ниҳоятда кичик бўлганлиги сабабли, унга тушаётган электромагнит тўлқинлари орқали берилаётган энергия шунчалик камки, электронни металлдан чиқариш учун керак бўлган энергиянинг тўпланиши учун қуёш нури таъсирида уни бир неча соат давомида нурлантириш керак бўлур эди. Ваҳоланки, нурлантирган заҳоти электронлар металлдан чиқиши кузатилади. Бундан ташқари тўлқин назариясига асосан, металл чиқараётган электронлар энергияси  $E$ , тушаётган ёруғликнинг интенсивлигига тўғри пропорционал бўлиши керак эди. Лекин электрон энергияси  $E$ , ёруғлик нурининг интенсивлигига боғлиқ бўлмасдан, унинг частотасига боғлиқлиги аниқланган. Ёруғлик нурининг частотаси ортиши билан электрон энергияси  $E$ , ортиб боради. Ёруғлик нурининг интенсивлиги ортганда металлдан учиб чиқаётган электронлар сони ортади, холос.

1905 йили Эйнштейн нурни заррачалар оқими — фотонлар деб қараб, фотоэффект ҳодисасини талқин қилиш мумкинлигини кўрсатди.

Фотонлар электронлар билан тўқнашиши натижасида Планк тенгламаси билан аниқланган энергия миқдори  $h\nu$  га тенг бўлади. Шу билан бирга тўлқинсимон нурланиш фотоэффект ҳодисасини вужудга келтирмаслиги ҳам аниқланди. Бундай ҳолда фотонлар

энергияси электронларни металлдан узиб чиқариш учун етарли бўлмай қолади. Фотондан олган энергиясини металл атомига бермасдан учиб чиқаётган электронлар максимал энергияга эга бўлади. Бундай электронларнинг энергияси — бир фотон энергия  $h\nu$  дан металл атомидан электронни чиқариш натижасида бажарилган иш  $A$  нинг айирмаси билан аниқланади. Демак,

$$(E_e)_{\max} = h\nu - A \quad (2.23)$$

Бу тенглама фотоэффект учун Эйнштейн қонунини деб аталиб, тажриба натижаларига батамом мос келади. Бу ҳодисани 1916 йили Милликен тажрибада кўриб, чиқаётган электроннинг максимал энергиясини ўлчашга муваффақ бўлди:

$$V_e = m_e \cdot v^2 / 2 = (E_e)_{\max} \quad (2.24)$$

Бу ерда  $m_e$  — электрон массаси,  $e$  — электрон заряди,  $v$  — электрон тезлиги,  $V_e$  — электр майдони кучланиши.

Эйнштейн қонуни асосида Планк доимийлигини топиш мумкин. Бунинг учун электроннинг максимал энергияси  $(E_e)_{\max}$  билан тушаётган нур частотаси орасидаги боғланишни аниқлаш керак (2.7-расм).

Юқориди келтирилган (2.23) ва (2.24) тенгламалардан кўриниб турибдики, тўғри чизиқнинг оғиши  $\nu - \nu$  координатасида  $\frac{h}{e}$  нисбатга тенгдир. Бу метод Планк доимийлигини аниқлашда энг аниқ методлардан биридир. Нурнинг корпускуляр табиатини — Комптон эффектини тушунтиришдан олдин масса билан энергия орасидаги боғланиш қонунларини кўриб чиқамиз.

## 2. 8. МАССА БИЛАН ЭНЕРГИЯ ОРАСИДАГИ БОҒЛАНИШ ҚОНУНЛАРИ

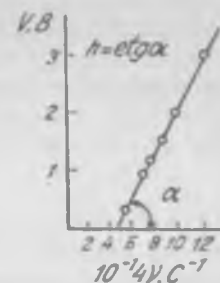
1903 йили Эйнштейн нисбийлик назариясига асосан ҳаракатдаги заррачанинг массаси тинч ҳолатда турган заррача массасидан ортиқ бўлишини исботлаган. Бунда қуйидаги нисбат бажарилади:

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \left(\frac{v^2}{c^2}\right)}} \quad (2.25)$$

Бу ерда  $m$  — ҳаракатдаги заррачанинг массаси,  $m_0$  — тинч ҳолатдаги заррачанинг массаси,  $v$  — заррачанинг ҳаракат тезлиги,  $c$  — вакуумдаги нурнинг тезлиги.

Шундай қилиб, заррача ҳаракатининг ортиши унинг энергияси ва массанинг ортишига олиб келади. Эйнштейн заррачанинг массаси билан энергияси орасидаги боғланишни қуйидаги тенглама билан ифодалади:

$$E = mc^2 \quad (2.26)$$



2.7-расм. Фототок тугатилган ҳолатдаги кучланиш билан тушаётган нур частотаси орасидаги боғланиш графиги.

Бу тенглама масса билан энергиянинг ўзаро боғланиш назариясини ифодалайди. Ҳолбуки нисбийлик назарияси вужудга келгунга қадар масса билан энергия ўзаро боғлиқ эмас деб қараб келинган эди. 1. 26 тенглама ҳар қандай жараён учун массалар ўзгариши  $\Delta m$  ва энергия  $\Delta E$  орасидаги боғланишни ифодалагани учун уни қуйидагича кўринишда ёзиш мумкин:

$$\Delta E = \Delta mc^2$$

Лекин бу тенгламага асосан масса энергияга айланади, деб ҳисоблаш мумкин эмас, бундан материя энергияга айланади деган маъно келиб чиққан бўлур эди. Масса билан энергия фақатгина материянинг ҳосилаларидир. Масса материянинг инертлигини, энергия эса ҳаракат ўлчамини белгилайди. Шу сабабли (2.26) тенглама заррачалар массасини ифодалагани ҳолда, уларнинг ҳаракатга боғлиқлигини ҳам кўрсатади. Планк ва Эйнштейн тенгламалари нурнинг тўлқин узунлиги билан фотон массаси орасидаги муносабатни характерлаб беради. Фотон тинч ҳолатда массага эга эмас. Лекин у ёруғлик нурига тенг тезликда ҳаракатланади. (Агар фотон 2.25 тенгламага асосан статик массага эга бўлганда эди, унинг массаси энергиясига нисбати чексиз катта қийматга эга бўлган бўлур эди.) Шунинг учун фотоннинг ҳамма массаси динамик хусусиятга эга, яъни у доимо ҳаракатда бўлади. Модомики шундай экан фотон энергиясини (2.26) тенглама билан ҳисоблаш мумкин. Иккинчидан, Планк тенгламасига мувофиқ

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad (2.27)$$

2. 26 ва 2.27 тенгламаларидан  $mc^2 = \frac{hc}{\lambda}$  ни ҳосил қилиш мумкин.

Ундан

$$\lambda = \frac{h}{mc} \quad (2.28)$$

ҳосил бўлади.

2. 28 тенглама фотон импульси  $mc$  билан нурнинг тўлқин узунлиги орасидаги боғланишни кўрсатади. Бу ҳолда тенгламани қуйидагича ёзишимиз мумкин бўлади:

$$\lambda = \frac{h}{P} \quad (2.29)$$

Бу ерда  $P$  — фотон импульси.

**Комптон эффекти.** Фотонлар электронлар билан таъсирланиш натижасида ўзининг бир қисм энергиясини узатади. Натижада тўлқин узунлиги ортиб, нурланишнинг тарқалиш йўналиши ўзгаради, яъни сочилиш содир бўлади. Бу эффектни 1923 йили Комптон (АҚШ) очган. У турли моддаларни рентген нурлари билан нурлантириш натижасида сочилган нурнинг тўлқин узунлиги биринчи ҳолатдагидан катта бўлганлигини аниқлаган. Чунончи, тўлқин узунлигининг ўзгариши моддаларнинг табиатига ва нурнинг

биринчи ҳолатдаги тўққун узунлигига боғлиқ бўлмасдан, биринчи бошланғич нурланиш бурчаги билан сочилган нурланиш йўналиши орасидаги  $\varphi$  бурчакка боғлиқлигини аниқлаган (2.8-расм).

Фотон ва модда электронларининг бир-бири билан тўқнашувида энергия ҳамда импульснинг сақланиш қонуни бажарилади деб қаралса, Комптон эффектини аниқ ифодаладиган тенгламани ҳосил қилиш мумкин.

Бир фотон  $h\nu$  га тенг энергия электронлар билан тўқнашганда энергия ва импульс нолга тенг деб қабул қилинади. Тўқнашгандан кейин фотон энергияси  $h\nu'$  га тенг бўлиб қолади. Сочилган фотон бошланғич фотон йўналишига нисбатан  $\varphi$  бурчак ҳосил қилиб ҳаракатланади. Фотондан маълум миқдордаги энергия олган электрон, бошланғич фотон йўналишига нисбатан  $\theta$  бурчак ҳосил қилиб учади. Энергиянинг сақланиш қонунига мувофиқ электроннинг фотондан олган кинетик энергияси  $T$  қуйидагича аниқланади:

$$T = h\nu - h\nu' = -h(\nu' - \nu) = -h\Delta\nu \quad (2.30)$$

Заррачаларнинг кинетик энергияси  $(1/2)mv^2$  бўлиб, унинг импульси  $P = mv$  га боғлиқ бўлади ( $m$  ва  $v$  — заррача массаси ва тезлиги). У ҳолда тенглама қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$T = \frac{P^2}{2m} \quad (2.31)$$

2.30 ва 2.31 тенгламаларини бир-бирига тенглаштириб, энергия олган электрон импульсини топиш мумкин:

$$P_e^2 = -2m_e \cdot h \cdot \Delta\nu \quad (2.32)$$

Импульснинг сақланиш қонунига асосан сочилган фотон ва электрон энергияларининг вектор йиғиндиси бошланғич фотоннинг импульсига тенгдир. Косинуслар теоремасига мувофиқ қуйидаги тенгламани ҳосил қиламиз:

$$P_e^2 = P_{\phi(1)}^2 + P_{\phi(2)}^2 - 2P_{\phi(1)} \cdot P_{\phi(2)} \cdot \cos\varphi \quad (2.33)$$

Бу ерда  $P_{\phi(1)}$  ва  $P_{\phi(2)}$  бошланғич ва сочилган фотонлар импульсларининг миқдори.  $P_{\phi(1)}$  ва  $P_{\phi(2)}$  қийматлари жиҳатидан бир-биридан унча катта фарқ қилмайди, шунинг учун тенгламани қуйидагича ёзиш мумкин:

$$P_{\phi(1)}^2 \approx P_{\phi(2)}^2$$



2.8- расм. Комптон эффектини тушунтириш схемаси.

а — фотон ва электронларнинг ҳаракат схемаси, б — электрон берган ва тарқатган фотон импульсларининг вектор йиғиндиси.

У ҳолда (2. 31) тенглама қуйидагича кўринишга эга бўлади:

$$P_e^2 = 2 P_{\phi(1)}^2 (1 - \cos \varphi)$$

$$1 - \cos \varphi = 2 \sin^2 \left( \frac{\varphi}{2} \right)$$

бўлгани учун

$$P_e^2 = 4 P_{\phi(1)}^2 \sin^2 \left( \frac{\varphi}{2} \right) \quad (2. 34)$$

бўлади.

Фотон импульси (2. 29) тенгламага асосан қуйидагига тенг:

$$P = \frac{h}{\lambda} \quad (2.35)$$

Юқоридаги (1.35) ва (1. 34) тенгламаларга қийматларини қўйсак

$$P_e^2 = 4 \left( \frac{h^2}{\lambda^2} \right) \sin^2 \left( \frac{\varphi}{2} \right) \quad (2. 36)$$

ҳосил бўлади. (1. 32) ва (1. 36) тенгламаларни ўнг томонларини тенглаштириб қуйидаги тенгламага эга бўламиз:

$$- m_e \Delta v = 2 \left( \frac{h}{\lambda^2} \right) \sin^2 \left( \frac{\varphi}{2} \right) \quad (2. 37)$$

Агар  $v = \frac{c}{\lambda}$  тенгламани дифференцияласак,

$$dv = - \left( \frac{c}{\lambda^2} \right) d\lambda \text{ ҳосил бўлади.}$$

$\Delta v$  нинг қиймати  $v$  га нисбатан унча катта бўлмаганлиги туфайли уни қуйидагича изоҳлаш мумкин:

$$\Delta v \approx - \left( \frac{c}{\lambda^2} \right) \Delta \lambda \quad (2. 38)$$

Бу тенгламани (2. 37) тенгламага қўйсак Комптон эффектини ифодалайдиган тенглама келиб чиқади:

$$\Delta \lambda = 2 \left( \frac{h}{m_e \cdot c} \right) \sin^2 \left( \frac{\varphi}{2} \right) \quad (2. 39)$$

Келтириб чиқарилган (2. 39) тенгламадаги  $\frac{h}{m_e \cdot c}$  миқдор узунлик ўлчами бўлиб, 0,00242 нм га тенг. Бу миқдор кўпинча электроннинг комптон тўлқин узунлиги деб аталиб, фотон массаси электрон массасига тенг бўлган ҳолатдаги нурланиш тўлқин узунлигини ифодалайди. Бу (2. 39) тенглама тажриба натижаларига аниқ мос келади.

4. *Де-Бройль тўлқинлари.* Фотоэффект ва Комптон эффектлари кўзга кўринадиган ёруғлик ва рентген нурланишларининг корпускуляр табиатга эга эканлигини кўрсатди. Интерференция ва диф-

Ракция процесслари эса нурнинг тўлқин табиатли эканлигини тасдиқлади. Равшанки, фотонлар ҳаракати ҳам корпускуляр, ҳам тўлқинсимон хусусиятга эгадир.

1924 йил де-Бройль фотонлар ҳаракатининг икки ёқлама, яъни ҳам корпускуляр, ҳам тўлқинсимон табиатга эга эканлиги ҳақидаги ҳар қандай заррача ҳаракати учун ҳам қўллаш мумкин деган хулосага келди:

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (2.40)$$

Бу ерда  $m$  — заррачаларнинг массаси,  $v$  — уларнинг тезлиги.

Бу тўлқинлар де-Бройль тўлқинлари деб аталади. Де-Бройльнинг бу хулосаси кейинчалик электронларга ҳам дифракция процесси ҳослиги маълум бўлиши билан тасдиқланди. Электронлар оқими дифракцион тўрдан ўтиши натижасида фотопластинкада ҳосил бўлган дифракцион тасвир (2.40) тенглама орқали ҳисобланган  $\lambda$  тўлқин узунлигига тенг бўлган нурланиш натижасига мос келди. Дифракцион тўр сифатида металлларнинг кристаллидан фойдаланилди, чунки бундай кристалларда атомлар дифракцион тўғри тўр ҳосил қилиб жойлашган. Бундай тажриба биринчи марта 1927 йили Девиссон ва Джермерлар томонидан ўтказилган. Худди шундай электронлар дифракциясини Томсон ва Тартаковскинлар ҳам кузатишган. Ҳозирги вақтда электронлар дифракциясидан моддаларнинг структурасини ўрганишда кенг фойдаланилмоқда. Электронлар дифракциясини кузатишда ишлатиладиган асбоб — электронограф деб аталади. Бундан ташқари моддаларнинг структура тузилишини нейтронлар дифракцияси ёрдамида ўрганиш ҳам мумкин. Водород молекуласи, гелий атоми ва бошқа заррачаларнинг электрон дифракциялари шу усулда батафсил ўрганилган. Буларнинг ҳаммаси, заррачалар ҳаракати икки ёқлама — корпускуляр ва тўлқин табиатга эга эканлигини батамом тасдиқлади.

Агар биз 2.40 тенглама бўйича турли хил объектлар учун тўлқин узунликини ҳисобласак макрообъектлар учун бу миқдор жуда кичик қийматга эга эканлиги маълум бўлади. Масалан: 1 массага эга бўлган заррача 1 см/сек тезлик билан ҳаракат қилса, тўлқин узунлиги  $\lambda = 6,6 \cdot 10^{-29}$  м га тенг бўлишини кузатишимиз мумкин. Бу тўлқин узунликининг қийматини аниқлаш анча мураккаб иш. Агар тўлқин узунлиги атом радиуси  $10^{-10}$  м дан жуда кичик бўлса, у ҳолда дифракцион панжарани куриш ёки заррачаларнинг тўлқин табиатини бирон-бир қурилма ёрдамида кузатиш мумкин бўлмайди. Микрозаррачаларда эса аҳвол бир оз бошқача. Масалан, 1 в потенциал билан ҳаракатлантирилган электроннинг тезлиги ( $v = 5,93 \cdot 10^5$  м/с) унинг тўлқин узунлигига боғлиқ бўлди. Электронлар оқими (ёки микрозаррачалар) дифракцион панжарадан ўтаётганда, уларнинг интенсивлиги маълум бир йўналишда ортади, баъзан де-Бройль тенгламасига асосан камаяди. Электронлар оқимининг интенсивлиги электронларнинг экранда тақсимланиш эҳтимоли билан аниқланади.

Шундай қилиб, микрозаррачаларнинг тақсимланиш эҳтимоллиги ҳам тўлқинсимон ҳаракат қонунлари орқали ифодаланилиши мумкин. Бунда микрозаррачаларнинг ҳаракат траекторияси корпускуляр ва тўлқин табиатга эга эканлиги намоён бўлади. Кўпгина ҳолларда де-Бройль тўлқинлари — тўлқин эҳтимоллари деб аталади.

Де-Бройль тенгламаси ўзгармас кинетик энергия ва тезликка эга бўлган микрозаррачалар оқимининг дифракцияланиш натижаларини айтиб бериш учун жуда қулайдир, ваҳоланки де-Бройль тўлқин узунлиги  $\lambda$  — ўзгармасдир. Бироқ шуни ҳам ҳисобга олиш керакки, атом ва молекулаларнинг потенциал (кинетик) энергиялари заррачалар орасидаги масофага боғлиқ бўлади. Шу сабабли де-Бройль тенгламасини бундай ҳолатда туғридан-туғри ишлатиб бўлмайди. Демак, юқорида келтирилган ҳолатларни бирмунча умумлаштириш талаб қилинади.

## 2. 9. КВАНТ МЕХАНИКАСИ. ШРЕДИНГЕР ТЕНГЛАМАСИ

Де-Бройль тенгламаси микрозаррачалар ҳаракатининг механикасини очишга асос бўлди. 1925—1926 йилларда Гейзенберг ва Шредингер — бир-бирига боғлиқ бўлмаган ҳолда ҳаракат механикасининг икки вариантыни таклиф қилдилар. Кейинчалик бу икки вариант ҳам туғри деб топилди. Шредингер усули ҳисоблашда жуда қулай бўлиб қолди. Шунинг учун атом ва молекулаларнинг тузилиш назарияси шу усулга асосланди. Микрообъектлар механикаси — квант механикаси номи билан аталади ва Ньютон қонунларига асосланади. Оддий заррачаларнинг ҳаракати эса классик механика деб аталди.

Зоммерфельд квант механикаси назарияси Бор назариясидан фарқ қилиб, сунъий бирикмаларнинг хоссаларини классик квантлар қонидаси асосида эмас, балки тажриба натижаларига асосланиб тушунтиради.

Квант механикада микрозаррачаларнинг ҳаракатланиш қонунлари Шредингер тенгламаси асосида ифодаланади. Классик механикадаги Ньютон қонунлари каби, бу тенгламани қандайдир умумий ҳолатга келтириб бўлмайди, балки уни маълум оптик ва механик тенгламалар оралиғидаги тенглама деб қаралиши мумкин.

Шредингер тенгламаси дифференциал тенглама бўлиб, атом — молекуляр таълимотни ўрганишда қўлланилади. Чунончи, битта заррача учун Шредингер тенгламаси қуйидагича ифодаланади:

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2 \cdot m} \left( \frac{d^2\varphi}{dx^2} + \frac{d^2\varphi}{dy^2} + \frac{d^2\varphi}{dz^2} \right) + U\varphi = E\varphi \quad (2.40)$$

Бу ерда  $\hbar$  — Планк доимийлиги,  $m$  — заррача массаси,  $U$  — потенциал энергия,  $e$  — тўлқин энергияси,  $x, y, z$  — координаталар.

Бу тенгламадаги ўзгарувчан  $\varphi$  — нинг қиймати тўлқин функцияси дейилади.  $\varphi^2$  — маълум физик маънога эга бўлиб, заррачаларнинг элементнинг  $V$  — ҳажмида бўла олиш эҳтимоллини, яъни

электрон зичликни ифодалайди. Физик маъносига кўра тўлқин функция максимал, тўхтовсиз ва бир турли қийматга эга бўлиб, заррача мавжуд бўла олмайдиган ҳолатда у иолга тенг бўлиши мумкин. Масалан, атомдаги ядродан чексиз катта масофада бўлган электроннинг ҳаракатини назарда тутсак,  $\varphi$  нинг қиймати бу ҳолда нолга тенг бўлади.

Маълум  $E$  энергияга ва хоссага эга бўлган атом ҳамда молекула-  
 тузилиш назарияси ҳақидаги масалани ҳал қилишда Шредингер тенгламасидаги функцияни аниқлашнинг ўзи kifоя. Бироқ кўпгина ҳолларда Шредингер тенгламаси анча қийин математик масала ҳисобланади. Атом ва молекулаларни квант механик асосда тушунтириш учун алоҳида бирлик системаси қабул қилинган. Бу система фойдаланилаётган ва олинаятган тенгламаларни ёзишни бирмунча соддалаштириш имконини беради. Бу системада узунлик бирлиги қилиб, водород атомида ҳаракатланаётган электрон радиуси қабул қилинган яъни  $a_0 = \frac{h^2}{me^2} = 0,529$  нм энергия бирлиги қилиб, ана шу орбитадаги электроннинг потенциал энергияси, яъни  $E = \frac{me^4}{h^2} = \frac{e^2}{a_0} = 27,2$  эВ қабул қилинган.

Электр заряди ва масса бирлиги қилиб, электрон массаси ва заряди қабул қилинган. Бу бирликлар ннглиз олими Хартри томонидан таклиф қилингани учун Хартри бирликлари ёки атом бирликлари деб юритилади.

Атом бирликларидан фойдаланиб битта электрон учун Шредингер тенгламаси қуйидагича ифода қилинади:

$$-\frac{1}{2} \left( \frac{d^2 \varphi}{dx^2} + \frac{d^2 \varphi}{dy^2} + \frac{d^2 \varphi}{dz^2} \right) + U\varphi = E\varphi$$

Бу ерда:

$U$  — потенциал энергия,  $E$  — умумий энергия,  $x, y, z$  — координаталар. Дифференциал тўлқин тенгламасида квант механикаси тушунчаси умумий тушунчалардан кескин фарқ қилади. Квант механикаси заррачаларнинг траекторияси, координаталари ва маълум бир ҳолатдаги тезликлар тушунчасини ифодаламасдан, балки заррачаларни бўла олиш эҳтимолини кўрсатади. Лекин квант механикасида заррачаларнинг импульс моменти, энергияси ва масса миқдорлари сақланиб қолган. Шу сабабли электроннинг атомдаги ёки молекуладаги ҳаракати тушунчаси квант молекуласидаги электроннинг ҳолати билан изоҳланади.

Квант механикасидаги асосий ҳолатлардан бири Гейзенберг томонидан аниқланган ноаниқлик принциpidир. Бу принципга кувифик бир вақтнинг ўзида заррачаларнинг ҳолатини ва унинг импульси  $P = mv$  ни бир-бирига нисбатан аниқлаш мумкин эмас. Агар заррачаларнинг турган ўрни (координаталари)ни қанчалик аниқ ўлчаса, шунчалик унинг импульси ноаниқ ёки аксинча, қанчалик импульс аниқ бўлса, шунчалик уларнинг жойлашган ўрни нисаниқ бўлади. У ҳолда ноаниқлик нисбатлари қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$\Delta x \cdot \Delta P_x \geq h \quad (2.42)$$

ёки



$$\Delta x \cdot \Delta V_x \geq \frac{h}{m} \quad (2.43)$$

Бу ерда:  $\Delta x$  — заррачаларнинг ноаниқлик ҳолатлари (яъни кузатилаётган вақтдаги  $x$  ўқидаги жойлашган ўрни),  $\Delta P_x$  ва  $\Delta V_x$  —  $x$  ўқи бўйича заррачаларнинг тезлиги ва импульслари ноаниқлик миқдорлари.

Худди шунга ўхшаш нисбатларни  $y$  ва  $z$  ўқлари бўйича ҳам ёзишимиз мумкин. Бундай ноаниқлик нисбатлари кўпгина ҳодисаларни осон изоҳлаб беради. Бунга мисол қилиб водород атомидаги электрон ҳаракатининг ноаниқлик нисбатини кўриб чиқамиз.

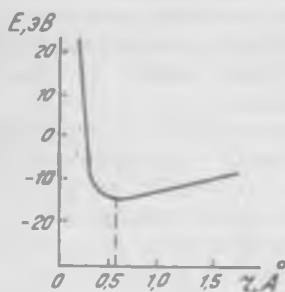
Агар, электрон ҳаракати  $r$  — радиус ичида содир бўлади деб ҳисобласак,  $u$  ҳолда ноаниқлик ҳаракати  $r$  га тенг деб қабул қилиниши мумкин. Бу ерда юқоридаги тенгламага асосан электрон минимал ноаниқлиги  $\Delta P$  нм электрон импульси  $P$  га тенг бўлган ҳолатда  $\frac{h}{r}$  га баравар деб олишимиз мумкин (2.42). Бизга маълумки, импульс қиймати ноаниқлик қийматидан кичик бўлиши мумкин эмас. Шунинг учун импульснинг минимал қиймати  $P = \frac{h}{r}$  (2.44) га тенг бўлади.

Электрон энергияси  $\frac{P^2}{2m_e}$  қиймат асосида ҳосил бўлган кинетик энергия билан ядродан  $r$  масофада мавжуд бўлган  $\frac{e^2}{2}$  потенциал энергия йиғиндисига тенг бўлади. Бу ҳолда, водород атомидаги электроннинг умумий энергияси  $E$  қуйидаги қийматга тенг бўлади:

$$E = \left( \frac{h^2}{2m_e \cdot r^2} \right) - \left( \frac{e^2}{r} \right) \quad (2.45)$$

Электроннинг умумий энергияси  $E$  билан радиуси  $r$  орасидаги боғланиш 2.9-расмда кўрсатилган.

Бу расмда кўриниб турибдики,  $E$  минимал қийматга эга бўлганда  $r_0$  қийматини осон топишимиз мумкин, чунки минимум нуқтасида  $dE/dr = 0$  га тенг бўлади. Юқоридаги тенгламани дифференциялаб,



2.9-расм. Электрон энергияси билан унинг ҳаракатлана оладиган радиус орасидаги боғланиш.

$$\left( \frac{h^2}{m_e \cdot r_0} \right) + e^2 = 0 \text{ ни ҳосил қиламиз.}$$

Тенгламадан

$$r_0 = \frac{h^2}{m_e \cdot e^2} \quad \text{бўлади.} \quad (2.46)$$

Топилган  $r_0$  қийматини (2.45) тенгламага қўйиб, водород атомидаги электроннинг минимал энергия қийматини топишимиз мумкин:

$$E_{\min} = -\left( \frac{1}{2} \right) \left( \frac{m_e \cdot e^4}{h^2} \right) \quad (2.47)$$

Олинган натижалар чуқур маънога эга. Классик тасаввурларга асосан электрон ядрога қулаб тушган вақтда унинг энергияси минимал қийматга эга бўлади. Лекин квант механикаси электроннинг тинч ҳолатда эмас, балки  $r_0$  бўлган чегарадаги энергияси минимал қийматга эга эканлигини кўрсатади. Бундай ҳолатда эса бу чегара ичида электроннинг аниқ ҳолатини тавсифлаш мумкин эмас. Шунинг учун  $r < r_0$  бўлганда электрон энергияси ортиб боради (2.46) ва (2.47) тенгламаларни тенглаштириб,  $r_0$  нинг қиймати биринчи орбита радиуси қийматига тенг эканлигини кўришимиз мумкин. (2.47) ва (2.21) тенгламаларни таққослаб эса ноаниқлик нисбати асосида топилган Енинг қиймати Бор назариясида кўрсатилган ва водород спектрини текшириш натижасида топилган водород атомидаги электроннинг минимал қийматига мос келишини кузатишимиз мумкин.

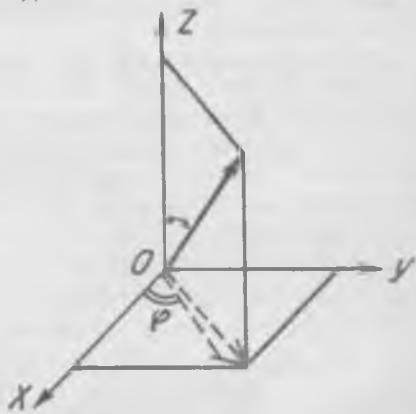
Юқорида келтирилган хулосалар тахминийдир, чунки электроннинг атомдаги ҳаракатини аниқ сфера бўйлаб чегаралаб бўлмайди. Шунга қарамасдан бу хулосалар, электрон нима учун ядрога қулаб тушмаслиги ва унинг энергияси минимал қийматга эга эканлигини изоҳлаб беришда катта роль ўйнайди. Водород атоми учун Шредингер тенгламасини ечилганда ҳам худди шундай натижалар олинishi мумкин. Лекин бунинг учун мураккаб электрон ҳисоблаш машиналаридан фойдаланиш талаб этилади.

## 2.10 ВОДОРОД АТОМИ ТУЗИЛИШINI КВАНТ-МЕХАНИК НАЗАРИЯ АСОСИДА ТУШУНТИРИШ

Водород атоми жуда содда тузилган бўлиб, унинг ядро майдонида биттагина электрон ҳаракатланади. Бундай ҳолатда Шредингер тенгламасига мувофиқ потенциал энергия  $U$  функцияси қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$U = -\frac{e^2}{r} \quad (2.48)$$

2.48 тенгламанинг ечимн мураккаб математик масала бўлгани сабабли унн бу ерда кўриб чиқиш имкони йўқ. Шунинг учун тенглама ечимининг асосий хоссалари ва физик маъноларининг белгилаб чиқамиз. Бундай масаладаги электрон ҳаракатини маркази атом ядросига мос келадиган қутбланган система координаталарида кузатиш бирмунча қулайдир (2.10-расм).



2.10.- расм. Қутбланган координаталар системаси.

Агар, тўғри бурчакли система координатларида заррачаларнинг ҳолати  $x$ ,  $y$  ва  $z$  билан берилса, қутбланган системада вектор радиус  $r$  (марказдан олинган масофа),  $\theta$  бурчаги (кенглик бурчаги) ва  $\varphi$  билан белгиланади. Расмдан кўриниб турибдики, қутбланган координаталар тўғри бурчакли координаталар билан қуйидаги нисбатда боғланган:

$$\begin{aligned}x &= r \cdot \sin \theta \cos \varphi \\y &= r \cdot \sin \theta \sin \varphi \\z &= r \cdot \cos \theta\end{aligned}\quad (2.49)$$

у ҳолда  $\varphi$  — функциясини фақатгина битта функцияси ўзгарадиган уч функция қўпайтмаси деб олиш мумкин:

$$\varphi = (r, \theta, \varphi) = R(r) \Theta(\theta) \Phi(\varphi)$$

$R(r)$  тўлқин функциясининг раднал қисми,  $\Theta(\theta) \Phi(\varphi)$  қўпайтма эса унинг бурчак қисми деб аталади.

Учинчи даражали ифоданинг ҳосил бўлиши, бутун қийматга эга бўлган масалани ечишда учта миқдор ҳосил бўлишига, яъни, учта квант сони ҳосил бўлишига олиб келади ва  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  ҳарфлар билан белгиланади. Бу миқдорлар тўлқин функциясини ташкил қилган раднал ва бурчаксимон миқдорларни ифодалайди. Умумий кўринишда водород атоми учун Шредингер тенгламасини ечиш натижалари қуйидагича ифодаланади:

$$R(r) = f_1(n, l); \Theta(\theta) = f_2(l, m_l); \Phi(\varphi) = f_3(m_l \cdot l) \quad (2.49)$$

Квант сонлар  $n$ ,  $l$  ва  $m_l$  эса қуйидаги қийматларга эга бўлади:

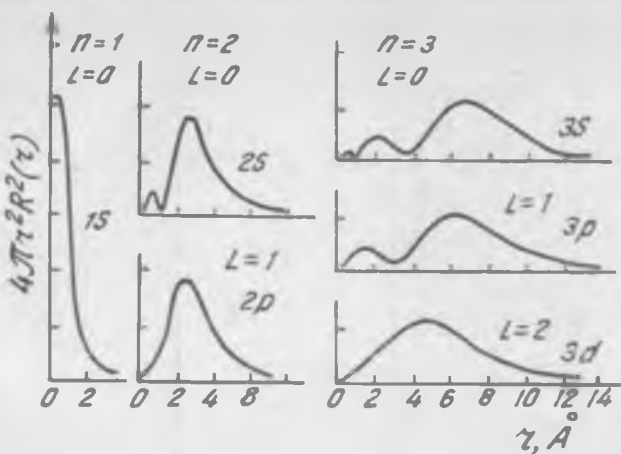
$$\begin{aligned}n &= 1, 2, 3, 4, 5, \dots, \infty, \\l &= 0, +1, 2, 3, 4, \dots, (n-1) \\m_l &= 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4, \dots, \pm l\end{aligned}\quad (2.50)$$

Ушбу квант сонлар фақат водород атомидаги электрон ҳаракатининг на эмас, балки бошқа ҳар қандай атомлардаги электронлар ҳаракатини ҳам ифодалайди.

2.49 тенгламадан кўриниб турибдики,  $R$  — функция  $n$  ва  $l$  квант сонларини ўз ичига олган. Шунинг учун  $R$  функция атомлардаги электронлар бўла олишининг раднал тақсимланиш эҳтимолини белгилайди. Бу функцияларнинг водород атоми учун график тасвири 2.11-расмда кўрсатилган. Бу ерда ордината ўқлари бўйича  $R^2(r)$  нинг  $4\pi r^2$  га қўпайтирилган қийматлари қўйилган. Бу қўпайтмани киритишдан мақсад қутбланган система координатидаги элемент ҳажми  $dV$  ни,  $dr$  қалинликка эга бўлган қатламдаги шарнинг ҳажми деб қараш мумкин:

$$dV = 4\pi r^2 dr$$

$\varphi^2$  функцияни  $4\pi r^2$  га қўпайтириб ҳажм бирлигига нисбатан эмас, балки атом ядроси орасидаги масофа бирлигига нисбатан олинган раднал тақсимланган электронлар зичлиги эҳтимолини келтириб чиқарамиз.



2.11- расм. Турли ҳолатда водород атомидаги электронларни радиал тақсимланиш эҳтимоли.

Кейинчалик Бор — Зоммерфельдларнинг электрон маълум бир орбита бўйлаб ҳаракатланиши назариялари квант-механик назария билан алмаштирилди. Бу назарияга мувофиқ электрон атом ҳажмининг ҳар қайси нуқтасида бўлиши мумкин-у лекин унинг ядро атрофидаги фазонинг ҳамма жойида бўлиш эҳтимоллиги бирдек бўлмайди. Демак, орбита электрон ҳаракатланадиган оддий йўл эмас, балки у электроннинг бўлиб туриш эҳтимоллиги энг юқори бўлган фазовий ўрнидир. Ядро атрофидаги фазода электроннинг бўлиб туриш эҳтимоллигини акс этдирадиган манзарани қуюқ ва сийрак соҳаларга эга бўлган электрон булут деб тасаввур қилсак, унинг шакли орбитал номли махсус  $\varphi^2$  функциялар билан тасвирлана олади. Эндilikда орбитал термини орбита термини ўрнида ишлатилади ва атомда электроннинг ҳаракати ўзига хос маълум тўлқин функция— $\varphi$  билан белгиланади.

Атомдаги электронларнинг ҳолатини қуйидагича белгилаш қабул қилинган:

Бош квант сони  $n$  бутун сонлар, яъни  $n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$  билан орбитал квант сони  $l$  — эа бутун сонлар  $l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots$  ва ҳарфлар  $s, p, d, f, g, h, \dots$  билан белгиланади.

Биринчи тўртта ҳарф атомларининг спектр серияларига мос келади, иккита охири  $g$  ва  $h$  ҳарф  $f$  дан кейин келадиган алфавитдан олинган. Демак,  $1s$  деганда,  $n = 1$  ва  $l = 0$  га тенг бўлгандаги электронни,  $2p$  деганда  $n = 2, l = 1$  га тенг бўлган ҳолатдаги электронлар тушунилади. Атомдаги электронлар сони эса ҳарфларнинг даражасида кўрсатилади. Масалан:  $2s^2$  («икки ЭС икки» деб ўқилади) атомда  $n = 2$  ва  $l = 0$  бўлганда 2 та электрон борлигини кўрсатади (2.1-жадвал).

2.2-жадвалда водород атомидаги баъзи электронлар ҳолатларининг тўлқин функциялари келтирилган. Уларнинг миқдори атом бирлигида

Тури ҳолатдаги электронларнинг квант сонлари

| $n$                                                            | 1                                | 2                                |                                  | 3                                |                                  |                                  |                                  |                                  |                                  |                                  |                                           |                                  |                                  |  |
|----------------------------------------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|-------------------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|--|
| $l$                                                            | 0                                | 0                                | 1                                | 0                                | 1                                |                                  |                                  |                                  |                                  | 2                                |                                           |                                  |                                  |  |
| $m_l$                                                          | 0                                | 0                                | 0                                | $\pm 1$                          | 0                                | 0                                | $\pm 1$                          | 0                                | $\pm 1$                          | $\pm 1$                          | $\pm 2$                                   |                                  |                                  |  |
| $m_s$                                                          | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$          | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ | $+\frac{1}{2}$<br>$-\frac{1}{2}$ |  |
| Орбиталар белгиси                                              | 1s                               | 2s                               | 2p <sub>z</sub>                  | 2p <sub>x</sub>                  | 2p <sub>y</sub>                  | 3s                               | 3p <sub>z</sub>                  | 3p <sub>x</sub>                  | 3p <sub>y</sub>                  | 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>      | 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> | 3d <sub>xy</sub>                 | 3d <sub>xy</sub>                 |  |
| $l$ — маълум қийматга эга бўлгандаги максимал электронлар сони | 2                                | 2                                | 6                                | 6                                | 2                                | 2                                | 6                                | 6                                | 10                               | 10                               |                                           |                                  |                                  |  |
| $n$ — маълум қийматга эга бўлгандаги максимал электронлар сони | 2                                | 8                                |                                  |                                  |                                  | 18                               |                                  |                                  |                                  |                                  |                                           |                                  |                                  |  |

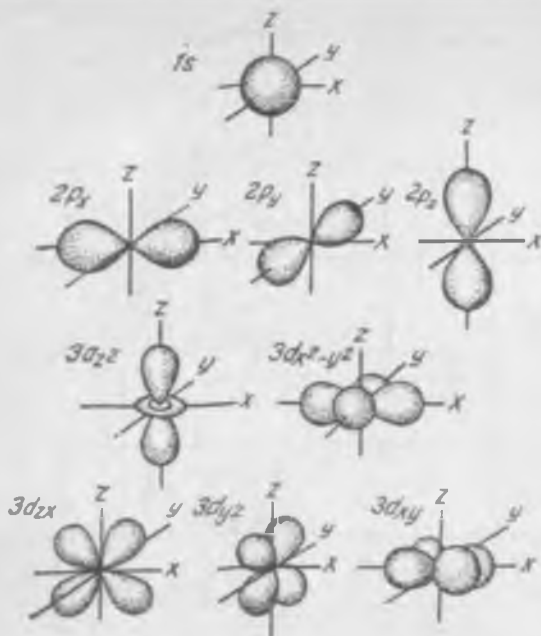
Водород атомидаги электронларнинг тўлқин функциялари

| Орбиталлар                                | Радиал қисми                                                    | Бурчак қисми                                                              |
|-------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------|
| 1s                                        | $2e^{-r}$                                                       | $\frac{1}{2\sqrt{\pi}}$                                                   |
| 2s                                        | $-\frac{1}{2\sqrt{2}} \cdot (2-r) \cdot e^{-\frac{r}{2}}$       | $\frac{1}{2\sqrt{\pi}}$                                                   |
| 2p <sub>x</sub>                           | $\frac{1}{2\sqrt{6}} \cdot r \cdot e^{-\frac{r}{2}}$            | $\frac{\sqrt{3}}{2\sqrt{\pi}} \cdot \left(\frac{x}{r}\right)$             |
| 2p <sub>z</sub>                           | $\frac{1}{2\sqrt{6}} \cdot r \cdot e^{-\frac{r}{2}}$            | $\frac{\sqrt{3}}{2\sqrt{\pi}} \cdot \left(\frac{z}{r}\right)$             |
| 2p <sub>y</sub>                           | $\frac{1}{2\sqrt{6}} \cdot r \cdot e^{-\frac{r}{2}}$            | $\frac{\sqrt{3}}{2\sqrt{\pi}} \cdot \left(\frac{y}{r}\right)$             |
| 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> | $\frac{4}{81 \cdot \sqrt{30}} \cdot r^2 \cdot e^{-\frac{r}{3}}$ | $\frac{\sqrt{15}}{4\sqrt{\pi}} \cdot [(x^2 - y^2)/r^2]$                   |
| 3d <sub>x·z</sub>                         | $\frac{4}{81 \cdot \sqrt{30}} \cdot r^2 \cdot e^{-\frac{r}{3}}$ | $\frac{\sqrt{30}}{2\sqrt{2\pi}} \cdot \left(\frac{x \cdot z}{r^2}\right)$ |
| 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>               | $\frac{4}{81 \cdot \sqrt{30}} \cdot r^2 \cdot e^{-\frac{r}{3}}$ | $\frac{\sqrt{5}}{4\sqrt{\pi}} \cdot [(3z^2 - r^2)/r^2]$                   |
| 3d <sub>y<sup>2</sup></sub>               | $\frac{4}{81 \cdot \sqrt{30}} \cdot r^2 \cdot e^{-\frac{r}{3}}$ | $\frac{\sqrt{30}}{2\sqrt{\pi}} \cdot \left(\frac{y^2}{r^2}\right)$        |
| 3d <sub>xy</sub>                          | $\frac{4}{81 \cdot \sqrt{30}} \cdot r^2 \cdot e^{-\frac{r}{3}}$ | $\frac{\sqrt{15}}{4\sqrt{\pi}} \cdot \left(\frac{xy}{r^2}\right)$         |

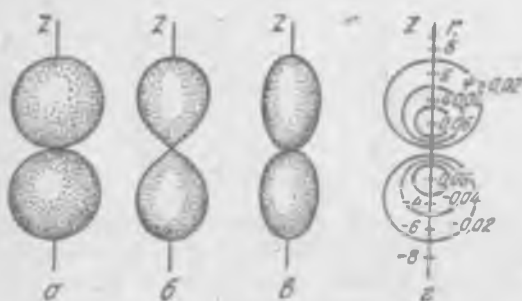
берилган. Бундан ташқари тригонометрик бурчакларнинг функциялари ёзишни қисқартириш мақсадида  $r$  масофада ва  $x, y, z$  координаталарда шайланган. Худди шунга ўхшаш тўлқин функцияларни билан битта электронли ионларда ( $\text{He}^+, \text{Li}^{+2}$  ва бошқалар) электронлар ҳаракатини фойдалаш мумкин. Бунда бу ионларнинг тўлқин функцияларини  $z^{3/2}$  га қўпайтириб ва  $r$  ўрнига  $z \cdot r$  миқдорини қўйиш кифоя.

Тўлқин функцияларни график тасвирлаш учун турли усуллар мавжуд. Булардан бири электронлар зичлигини радиал тақсимланиш чизиги усули билан биз юқорида танишдик.

Электрон булутлари шакли маълум даражада тўлқин функцияларининг  $\Theta(\theta)$  ф (ф) бурчакларини аниқлайди. Уларнинг шаклини тасвирлаш учун қутб диаграммаларидан фойдаланилади. Диа-



2.12-расм. Атомда турли ҳолатдаги электрон булутларининг шакли (қутбланган диаграмма).



2.13-расм. 2  $P_z$  — орбиталининг тасвири

- а —  $\psi$  нинг қутбланган диаграммаси
- б —  $\psi^2$  нинг қутбланган диаграммаси
- в —  $\psi^2$  нинг чегараланган юзаси
- г — контур диаграмма

эга. Орбитал шакллари химиявий боғланиш тушунтиришда катта роль ўйнайди. Кейинчалик шаклларида кўп фойдаланамиз.

граммани тузишда координата ўқларининг бошланиш нуқтасидан  $\Theta(\theta) \Phi(\phi)$  ларнинг миқдорларига мос бўлган ўлчамлар қўйиб борилади. Сўнгги ўлчам бўлаги орбиталнинг шаклини кўрсатади. Кўпгина ҳолларда қутблараро диаграмма  $\Theta(\theta) \Phi(\phi)$  қийматлари орқали эмас, балки уларнинг квадратлари орқали белгиланади. Бундай шакллар баъзи электрон ҳолатлари учун 2.12-расмда кўрсатилган бўлиб, уларни юқорида келтирилган жадвалдаги формулалар билан таққослаш мумкин.

Бундан ташқари электрон булутларининг шаклини ичида кўп қисмини (масалан, 95% ини) эгаллаган булутларни чегараланган юза орқали ҳам кўрсатиш мумкин. Агар расмда тўлқин функциянинг аниқ миқдорини кўрсатиш талаб қилинса, у ҳолда  $\psi$  (ёки  $\psi^2$ ) учун нуқталарни бирлаштирувчи контур диаграммалардан фойдаланилади. 2.13-расмда водород атомидаги  $2P_z$  — орбиталининг турли тасвирларни кўрсатилган.

Шунга қарамай, кўрсатилган расмлар турли шакллarga эга, яъни  $P_z$  — орбитал ўзига ҳо: бир хил симметрик шаклга ҳосил бўлиш табиатини шуларга ўхшаш орбитал

## 2.11. АТОМДАГИ ЭЛЕКТРОНЛАРНИНГ КВАНТ СОНЛАРИ

Квант сонлари фақатгина водород атомидаги электроннигина эмас, балки ҳар қандай электронлар ҳаракатининг фазовий йўналишини ҳам ифодалайди. Квант сонлари элементларнинг хоссалари ва химиявий боғланиш табиатини ўрганишда катта роль ўйнайди. Шу сабабли уларнинг маъносини чуқур англаб олиш, зарур бўлганда уларни назарий ва амалий мақсадларда қўллашни билиш талаб этилади.

Ҳозирги вақтда электрон ҳолатини тўртта квант сон билан белгилаш қабул қилинган бўлиб, булар бош квант сони „ $n$ “, орбитал квант сони „ $l$ “, магнит квант сони „ $m_l$ “, спин квант сони „ $m_s$ “лардир.

Квант сонлари  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  ва  $m_s$  электрон булутларининг геометрик шакллари бир-биридан фарқ қилишини ҳамда электрон ҳаракатининг физик маъносини англатади.

Бош квант сони « $n$ » қиймати 1 дан  $\infty$  гача бўлган бутун сонларга тенг бўлади. Бош квант сон атомдаги электрон қаватини, ёки маълум энергетик поғона юзасини характерлайди. Квант юза<sup>ни</sup> чегараси деб,  $\varphi=0$  бўлган ҳолатдаги геометрик нуқтага айтилади. Агар  $\varphi=0$  бўлса,  $\varphi^2=0$  бўлади. Шунинг учун электрон булутларининг зичлиги квант чегарасида нолга тенг. Квантларга ядродан чексиз узоқликда ётган юзалар ҳам қўшилади, чунки бундай ҳолатда ҳам ҳар доим  $\varphi=0$  бўлади. Қаватларда электрон булутларининг тақсимланиши маълум умумий қонуниятга асосланган. Микрозаррачаларнинг ҳаракатини оддий тўлқин ҳаракати тенгламаси орқали ифодалаш мумкин. Ҳар қандай тўлқинда тебраниш сони нолга тенг бўлган нуқта бўлади. Агар тебраниш жараёни уч хил йўналишда содир бўлса, улар биргаликда ҳосил қилган нуқталар қават юзасини ташкил қилади. Атомларда қават юзалари икки хил кўринишда бўлади: 1) атом (ёки ядро) марказидан ўтадиган қаватнинг юза сфераси ядро марказига мос келади; 2) атом (ядро) марказидан ўтмайдиган қаватнинг юза сфераси эса текис ёки конуссимон шаклга эга бўлади. Қаватларнинг сферик юзали бўлиши тўлқин функциянинг радиал қисмини кўрсатади, яъни ядродан маълум масофада  $\varphi=0$  бўлади.

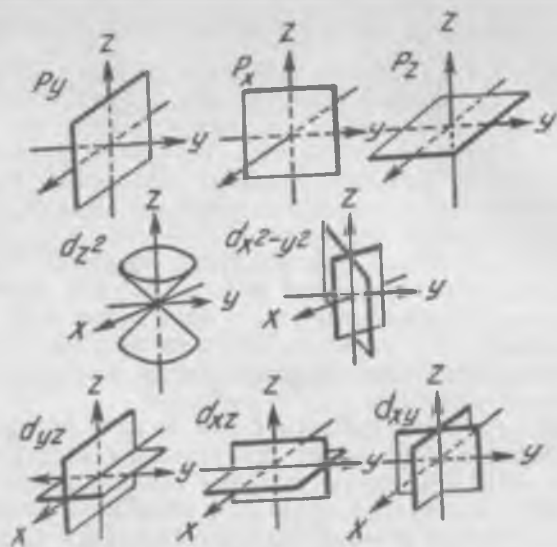
Орбитал квант сони « $l$ » электроннинг тўлқин функцияси ҳосил қилган қават юзаларининг ядродан ўтиш сонини белгилайди. Юқорида қайд этилганидек қават юзаларидан биттаси ҳар доим ядродан чексиз масофада жойлашган бўлади, яъни  $l$  нинг қиймати 0 дан  $n-1$  гача ўзгаради.

2.14-расмда атом марказидан ўтувчи турли ҳолатлардаги электронларнинг қават юзалари жойланиши кўрсатилган.

Шундай қилиб « $l$ » орбиталлар шакли (аниқроғи симметрияси) ни аниқлайди. Ҳамма  $s$ -орбиталлар ( $l=0$ ) сферик (бурчак тўлқин функцияси ўзгармас бўлиб, ядродан ўтадиган қават юзаларга эга эмас),  $p$ -орбиталлар гантел,  $d$ -орбиталлар тўрт парракли шаклларга эга бўлади.

Юқорида кўрсатиб ўтилганидек, квант механикаси тушунчасига асосан электрон атом ядродан ҳар қандай масофада бўла олиши мум-





2.14-расм. Электронларнинг турли ҳолатдаги қават юзаларининг жойланиши.

кин, лекин атомнинг турли нуқталарида бўла олиш эҳтимоллари ҳар хил бўлади. Электрон булутларнинг атомда тақсимланишини билган ҳолда ядродан электронгача бўлган ўртача масофа —  $r_{\text{орта}}$  ҳисоблашмиз мумкин. Бу ўртача масофа  $r_{\text{орта}}$  орбитал ўлчамини аълоқалайди. Шунга асосланиб,  $r_{\text{орта}}$  қиймати радиал тақсимланиш функциясини интеграллаш йўли билан топилади.

$r_{\text{орта}}$  қиймати  $n$  ва  $l$  миқдорлар орқали аниқланади. Водород атомидаги электрон ва водородга ўхшаш ионлар электронлари учун бу боғланиш қуйидаги нисбатда бўлади:

$$r_{\text{орта}} = \frac{d_0 n^2}{2} \left\{ 1 + \frac{1}{2} \left[ 1 - \frac{l(l+1)}{n^2} \right] \right\} \quad (2.51)$$

Бу ерда  $z$  — ядро заряди

$d_0$  — биринчи Бор орбитасининг диаметри.

Бу тенгламадан кўриниб турибдики,  $r_{\text{орта}}$  нинг миқдори тахминан  $n^2$  га пропорционалдир. Шунинг учун  $n$  миқдори орбитал ўлчамини аниқлайди, деб айтиш мумкин. Водород атомидаги электроннинг бўла олиш эҳтимолининг  $1s$ ,  $2p$ ,  $3d$ ,  $4f$  ва ҳ.к. ҳолатлари Бор орбиталари радиустарига мос келади.

Водород атомидаги электрон энергияси фақат  $n$  нинг қийматига боғлиқ бўлади. У ҳолда Шрёдингер тенгламасининг ечими қуйидаги шакл-батни беради:

$$E = - \left( \frac{1}{2} \right) \left( \frac{m_e \cdot e^4 \cdot z^2}{n^2 \cdot \hbar^2} \right) \quad (2.52)$$

Бу тенглама Бор назариясига мос келади. Водород атомидаги электроннинг асосий характеристикаси — энергияси « $n$ » билан белгиланганлиги сабабли уни бош квант сони деб юритиш қабул қилинган.

Орбитал квант сони « $l$ » электрон импульсининг орбитал моменти « $M$ » нинг миқдорини белгилайди, яъни:

$$M = \hbar \cdot \sqrt{l(l+1)}$$

Бизга маълумки, импульс моменти вектор катталикдир. Унинг йўналиши « $m_l$ » квант сони билан аниқланади ва орбиталларнинг фазодаги жойланишини ифодалайди. Вектор йўналишини унинг маълум бир ўққа нисбатан, масалан  $z$  ўқига нисбатан проекцияси миқдори орқали топиш мумкин. Импульснинг орбитал моменти проекциясини қуйидаги нисбат билан аниқлаш мумкин:

$$M_z = \hbar m_l$$

Бу квант сони « $m_l$ » магнит квант сони деб аталади. Чунки электрон орбиталнинг магнит моменти проекцияси шу сонга боғлиқ.

Шредингер тенгламаси ечимида кўрсатилган « $n$ », « $l$ » ва « $m_l$ » квант сонлар. <sup>н</sup> водород атомидаги электроннинг ҳаракат траекториясини тўлиқ белгилаб бера олмайди. Атом спектрларини кузатиш натижасида бу характеристикалардан ташқари туртинчи квант сонини ҳам киритиш кераклиги маълум бўлиб қолди. Чунки тажриба натижаларига асосан электрон туртинчи даражали озодликка эга, яъни оддий сўз билан айтганда у ўз ўқи атрофида айланади. Электронларнинг ҳаракати «спин» билан белгиланади. Спин квант сони электрон ўзининг момент импульсига эга эканлигини билдиради. Бу тушунча электроннинг заряди ва массаси каби унинг асосий хоссаси ҳисобланади. Тажриба натижалари электрон моментининг проекцияси фақат иккита қийматга  $+\frac{1}{2}\hbar$  ва  $-\frac{1}{2}\hbar$  тенг

эканлигини кўрсатди. Бу ерда мусбат ва манфий ишораларни электроннинг турли йўналиш буйича айланишини билдиради. Равшанки, спин квант сон « $m_s$ » — фақат иккита қийматга  $+\frac{1}{2}$  ва  $-\frac{1}{2}$  эга бўлади. Спин квант сонларини тўлқин функция орқали белгилаш учун унга кўпайтиргичлар кириштилади.

Демак, тўрттала квант сонлари « $n$ », « $l$ », « $m_l$ », « $m_s$ » атомдаги электроннинг ҳаракатини тўлиқ тавсифлайди. Электроннинг ҳаракатини булардан бошқа хил бирликда ифодалаб бўлмайди. Зеро, водород атомидаги электроннинг энергияси « $n$ » миқдори билан белгиланади — ю, бошқа квант сонларига боғлиқ бўлмайди. Бундан бир хил энергияга эга бўлган электронлар турли ҳолатларда бўлиши мумкин, деган хулоса келиб чиқади. Бундай ҳолатлардаги электронлар «туғма» электронлар деб аталади. Электронларнинг бундай туғма ҳолатлари ташқи электр ёки магнит майдони таъсирида йўқолиши мумкин. Бош квант сони « $n$ » бир хил қийматга, « $l$ », « $m_l$ » ва « $m_s$ » турли қийматга эга бўлган ҳолатдаги электронларга ташқи майдон таъсири турлича бўлади. Натижада бундай ҳолатдаги электронларнинг энергияси ҳар хил қийматга эга бўлиб қолади. Буни магнит ёки электр майдонлари таъсирида спектр чизиқларининг нурланиши билан тушунтириш мумкин (Штарк ва Зеeman эффектлари).

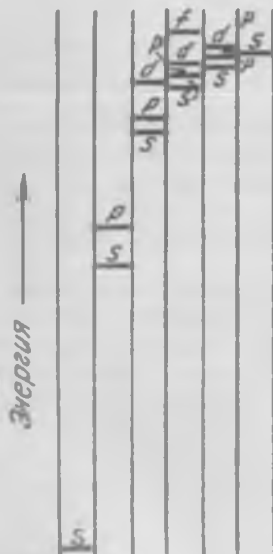
Водород атоми учун юқорида айтилган фикрларни худди шунга ўхшаш битта электронли системалар —  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$  ва ионлар учун ҳам қўллаш мумкин. Бундай ҳолда электрон энергияси қуйидагича ёзилиши мумкин:

$$E = -\left(\frac{1}{2}\right)\left(\frac{m_e \cdot e^4 \cdot Z^2}{n^2 \cdot h^2}\right) \quad (2.52)$$

**Кўп электронли атомлар.** Водород атомидан бошқа кўп электронли атомлардаги ҳар қайси электроннинг ҳолатини ҳам тўрт квант сон  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  ва  $m_s$  билан белгилаш мумкин. Бу сонлар водород атомидаги квант сонлар қийматларига тенг деб қабул қилинади.

Кўп электронли атомларда электрон фақатгина ядро майдонидагина эмас, балки бошқа электронлараро майдонларда ҳам ҳаракатланади, яъни  $n$  бир хил қийматга,  $l$  эса турли қийматларга эга бўлганлиги сабабли электронларнинг энергиялари ҳам турли қийматга эга бўлиб қолади. Шунинг учун кўп электронли атомларда электрон энергияси икки квант сони  $n$  ва  $l$  билан белгиланади. Бундай ҳолатда электроннинг энергияси  $n$  ва  $l$  ортиб бориши билан кўпаяди. Атомдаги электронлар сони ортиб боришидаги энергиянинг ўзгариши  $l$  ортиб боришидаги энергияга қараганда бирмунча сезиларли бўлади. Натрий атомидан чиқариб юборилган электроннинг квант сонлари  $n = 3$ ,  $l = 0$  ( $3s$ ) га тенг бўлган қаватдаги ва  $n = 3$ ,  $l = 1$  ( $3p$ ) га тенг бўлган қаватдаги энергияларнинг айирмаси 2.1 эВ га тенг. Бу миқдор, квант сонлари  $n = 3$ ,  $l = 0$  ( $3s$ )

$n=1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6$



2.15-расм. Кўп электронли атомларда энергетик қаватларнинг жойланиши.

ва  $n = 4$ ,  $l = 0$  ( $4s$ ) га тенг бўлган қаватлардаги энергиялар айирмаси миқдори (3,1 эВ) га яқинлашади. Электронлар сони ортиб борган сари атомларда  $l$  ўзгариши билан энергия сезиларли равишда ўзгаради. Бу атомларнинг тузилишини турлича бўлиши билан тушунтирилади. Умуман, кўп электронли атомларда энергетик қаватларнинг ўзгаришини қуйидагича ёзиш мумкин:  $n \ s$ ,  $(n-1) \ d$  ва  $(n-2) \ f$  қаватлари энергиялари жиҳатидан бир-биридан кам фарқ қилиб,  $n, p$  қаватларига нисбатан кичкина қийматга эга бўлади.

Шундай қилиб, энергиянинг ортиб бориши қуйидаги энергетик қаватлар тартибида характерланади:

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

Қуйида кўп электронли атомларда энергетик қаватларнинг нисбий жойланиш схемаси кўрсатилган (2.15).

Келтирилган схема тахминий бўлиб, бир атомдан иккинчи атомга ўтган сари энергетик қаватларнинг жойланиши сезиларли ўзгариб боради. Кўп электронли атомларда электронларнинг ҳолатлари Паули принципи асоси-

даги квант механик қонунга жавоб беради. Ушбу принципга мувофиқ атом ва молекуляр системада туртгала квант сонлар бир-бирига тенг бўлган» иккита электрон бўла олмайди. Паули принципи атомда бош квант сони  $n$  маълум қийматга эга бўлган электронлар сонини чеклаб қўяди.

Агар  $n = 1$  бўлса, у ҳолда  $l = 0$  ва  $m_l = 0$  га эга бўлади. Шунинг учун  $n = 1$  га тенг бўлганда электронлар бир-бирларидан спин квант сонлари билан фарқ қилади. Шундай қилиб, атомда бош квант сони  $n = 1$  бўлган икки электрон бўлиши мумкин.

$n \quad l \quad m_l \quad m_s$

1. Биринчи электрон  $1 \quad 0 \quad 0 \quad +\frac{1}{2}$

2. Иккинчи электрон  $1 \quad 0 \quad 0 \quad -\frac{1}{2}$

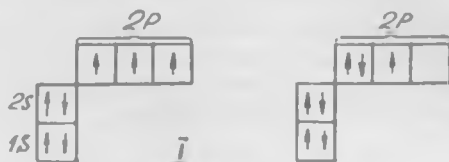
Шунга ўхшаш  $n = 2$  бўлган ҳолатда квант сонлари бир-бирига ўхшаш бўлмаган 8 электрон борлигини кузатишимиз мумкин:

| $n$ | $l$ | $m_l$ | $m_s$          | $n$ | $l$ | $m_l$ | $m_s$          |
|-----|-----|-------|----------------|-----|-----|-------|----------------|
| 2   | 0   | 0     | $+\frac{1}{2}$ | 2   | 1   | 0     | $+\frac{1}{2}$ |
| 2   | 0   | 0     | $-\frac{1}{2}$ | 2   | 1   | 0     | $-\frac{1}{2}$ |
| 2   | 1   | +1    | $+\frac{1}{2}$ | 2   | 1   | +1    | $+\frac{1}{2}$ |
| 2   | 1   | -1    | $-\frac{1}{2}$ | 2   | 1   | -1    | $-\frac{1}{2}$ |

Худди шу усул билан бош квант сони  $n=3$  га тенг бўлганда электронларнинг максимал сони кўпи билан 18 га,  $n=4$  бўлганда 32 га тенг эканлигини ҳисоблаб топиш мумкин. Умуман, бош квант сон  $n$  қийматга эга бўлса электронларнинг энг кўп сони  $2n^2$  га тенг бўлади. Бош квант сон  $n$  нинг қиймати электронларнинг ядрогача бўлган уртача масофасини белгилайди, шу сабабли бир хил қийматга эга бўлган электронлар йиғиндиси электрон қават деб аталади (электрон қаватларни белгилаш юқорида кўрсатиб ўтилган эди).

$n$  қаватда орбитал квант сони,  $l$  нинг қийматлари 0 дан  $(n-1)$  га қадар бўлиши мумкин. Юқорида кўрсатилганидек, ҳар қайси қаватдаги максимал электронлар сони  $2n^2$  га тенг бўлгани учун, яъни биринчи қаватда кўпи билан 2 та, иккинчи қаватда 8 та ва ҳоказо электрон бўлади. Шунга мувофиқ ҳар қайси қаватлардаги электронларнинг энг кўп сони эса  $2(2l+1)$  га тенг бўлади. Агар  $s$  қаватчада бир-бирига қарама-қарши спинга эга бўлган 2 та электрон бўлиши мумкин бўлса,  $p$  қаватчада электронлар сони олтита бўлади. У ҳолда электронлар спинлари қандай тақсимланади, деган савол туғилади. Масалан: азот атоми-

нинг электрон конфигурацияси  $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^3$  формулага эга (яъни биринчи қаватда 2 та иккинчи қаватда 5 та) бўлади. Бу формулага асосан электронларни икки хил вариантда жойлаштириш мумкин:



Ҳар қайси ячейкалар маълум орбиталга мос келади, яъни ҳар қайси орбиталда бир-бирига қарама-қарши спинга эга бўлган икки электрон жойланиши мумкин. Биринчи схемада  $p$  электронлар турли  $m$ , қийматга, иккинчи схемада эса иккита  $p$  электронда  $m$ , қиймати бир хил. Шунга ўхшаш қўлгина элементларда электронларнинг жойланиш вариантлари кўп сонни ташкил қилади, яъни  $d$  қаватчаларда ячейкалар сони 5 га тенг бўлгани учун,  $d$  қаватчада 10 та,  $f$  қаватчаларда ячейкалар сони 7 га тенг бўлгани учун  $f$  қаватчада 14 та электрон жойлашиши мумкин.

Квант механикаси ва спектрал анализ натижалари шунини кўрсатадики, кам энергетик ҳолатга эга бўлган атомларда квант ячейкаларининг электронлар билан тўлиб бориши қуйидагича содир бўлади: квант ячейкаларга электронлар тақсимланишида биринчи навбатда улар магнит квант сони  $m$ , турли қийматларга эга бўлган электронлар билан тўлади, кейинчалик электронлар кўпайиб бориши натижасида ячейкаларда спини қарама-қарши бўлган электронлар жойлашади. Энергетик ячейкаларининг электронлар билан тўлишида уларнинг спин квант сонлар йиғиндиси энг юқори қийматга эга бўлишга интилади. Бу *Гунд қоида*си деб аталади. Ячейкаларнинг электронлар билан тўлиб бориши элементларнинг физик ва химиявий хоссалари даврий ўзгаришининг вужудга келтиради.

*Атом спектрларининг ҳосил бўлиши.*

Агар атомларга ташқаридан ҳеч қандай таъсир бўлмаса, у ҳолда электронлар энг кам энергияга эга бўлган ҳолатда бўлади. Бундай ҳолатни атомнинг *нормал ҳолати* деб аталади. Агар атомга ташқаридан бирор-бир турдаги энергия таъсир этдирилса (яъни атомлар бир-бирлари билан тўқнашса, квант ёруғлик нури ютдирилса, иссиқлик энергияси берилса, электрон ёки нейтронлар билан бомбардимон қилинса ва ҳоказо) бир ёки бир неча электронлар энергияси юқори бўлган қаватчаларга ўтади. Атомнинг бундай ҳолатини қўзғолган ҳолат деб аталади. Атомлар қўзғолган ҳолатида жуда қисқа вақт ( $10^{-5}$ — $10^{-8}$  сек) давомида мавжуд бўла олади. Сўнгра электронлар энергияси кам бўлган қаватчаларни эгаллайди. Натижада электронлар бир ячейкадан иккинчи ячейкага ўтиши босқич билан содир бўлади. Энергияси катта бўлган қаватдан энергияси кичик бўлган қаватга электрон

Ўтиши натижасида атом ўзидан квант нур чиқаради. ■ у нур Планк тенгламасига мувофиқ қуйидагича аниқланади:

$$E_2 - E_1 = h \nu \quad (2.53)$$

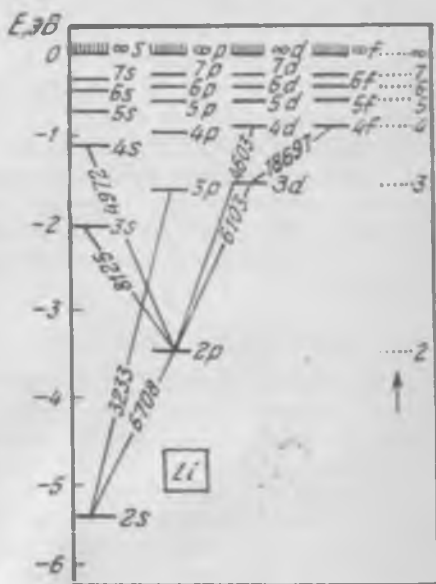
Бу тенглама нурнинг спектр чизиқларининг частотасини ифода-лайди. Шундай қилиб, ҳар қайси спектр чизиқларининг ҳосил бў-лиши электроннинг бир энергетик қаватчадан иккинчи энергетик қаватчага ўтишига мос келади. Бинобарин, электронларнинг катта қаватчадан кичик энергетик қаватчага ўтиши натижасида атом-ларнинг нормал ҳолатга айланиши элементнинг спектрлари би-лан характерланади.

Электронларнинг ички қаватлардан ташқи қаватларга ўтиши натижасида кўринадиган нурнинг тўлқин узунлигидан кичик тўл-қин узунликка эга бўлган рентген нурлари ҳосил бўлади. Бу ички қаватлардаги электронларнинг ядро билан мустаҳкам боғланган-лигидан дарак беради. Шу сабабли электронларнинг ички қават-лардан ташқи қаватларга кўчиб ўтишида энергиянинг кескин ўзгаришлари содир бўлади. 2.53 тенгламага мувофиқ электрон-ларнинг кўчиб ўтиши юқори частотали ва кичик тўлқин узунли-гига эга бўлган нурланиш ҳосил қилади. Рентген спектрлари кам сонли чизиқлардан иборат. Уларнинг частоталари электронлар бир элементдан бошқа элементга ўтиши натижасида ядро заряд-ларининг ортиши билан маълум қонуният асосида ўзгаради.

Атомларда ташқи электрон-ларнинг кўчншида энергия кам ўзгаради ва бу кўзга кўрина-диган ультрабинафша спектр-лар ҳосил бўлишига олиб ке-лади.

Спектр чизнқларини ўрга-ниш элементлар атомларининг электрон тузилишини, яъни квант сонлар қийматини ва атомдаги электронлар энергия-сини аниқлашга имкон беради (одатда атомларнинг электрон тузилиши деганда уларнинг оддий ҳолати тушунилади).

Атомларнинг электрон ту-зилишини спектр чизиқлари ор-қали аниқлаш бирмунча му-раккаб иш. Шунинг учун спектр чизиқлари маълум се-рияларга бўлинади ва квант механикаси қондасига муво-фиқ, электронлар кўчиб ўти-шида ҳосил бўлган спектр чи-зиқлар кузатилади. Тинимсиз изланишлар натижасида ҳозир-



2.16- расм. Литий атомда спектр ҳосил бўлишини кўрсатадиган схема. Солишти-риш учун водород атомидаги электрон-нинг энергетик қавати келтирилган.

ги вақтда кўпгина элементларнинг электрон тузилишлари аниқланган. Элементларнинг атомлари спектрларини маълум бир системага солишда Д. И. Менделеев даврий қонуни катта роль ўйнади. 2.16-расмда литий атомидаги ташқи қаватда жойлашган электроннинг энергетик схемаси келтирилган.

Турли қаватлардаги чиқиқларнинг бир-бирлари билан тутшиб кетганлиги электронларнинг кўчиб ўтишини билдиради. Схемадаги тўлқин узунлиги спектр чизиқларига мос келади. Расмдан кўришиб турибдики, литий атоми ташқи қаватидаги электрон 2s ҳолатда энг кам энергияга эга. Бу схемага асосланиб литийнинг спектр чизигини чизиш мумкин. Ҳозирги вақтда атомларнинг спектр чизиқлари асосида расмда тасвирлангани каби диаграммалар чизиш қабул қилинган.

Кўп электронли атомларда энергетик қаватларни ва электронларнинг тақсимланишини, худди водород атомидагига ўхшаш, назарий квант механикаси усули билан ҳисоблаб чиқиш мумкин. Бунда математик жиҳатдан ғоят катта қийинчиликларга дуч келинади. Бундай ҳисоблашларни кўп заррачалар учун таклиф қилинган Шредингер тенгламаси асосида ечиш мумкин бўлади:

$$\sum_{\kappa=1}^{\kappa=N} \left[ \left( \frac{d^2 \varphi}{dx^2_{\kappa}} + \frac{d^2 \varphi}{dy^2_{\kappa}} + \frac{d^2 \varphi}{dz^2_{\kappa}} \right) + \frac{8\pi^2 m}{h^2} \left( \frac{e^2 Z}{r_{\kappa}} - U_{\kappa} \right) \varphi \right] + \frac{8\pi^2 m}{h^2} E \varphi = 0 \quad (2.54)$$

Бу йиғинди атомдаги ҳамма электронларга тааллуқли ( $r_{\kappa}$  —  $\kappa$ -электронлардан ядрогача бўлган масофа) дир.

$U_{\kappa}$  — электронларнинг бир-бирлари билан итарилиш энергияларини ифодалайди. Унинг қиймати  $\kappa=1$  дан  $\kappa=N$  гача тенг бўлгандаги  $e^2/r_{\kappa i}$  йиғиндига тенг бўлади. Бу ерда  $r_{\kappa i}$  —  $\kappa$ - ва  $i$ -электронлар орасидаги масофа. Шундай қилиб, энг оддий кўп электронли гелий атоми учун иккиламчи кўпайтма йиғиндисини олтига энергетик коэффициентга эга бўлади. Ҳозиргача бундай масалани ечишнинг аниқ усули таклиф қилинмаганлиги сабабли тахминий ечим усулларида фойдаланилади. Бу тенгламани ечиш жуда катта меҳнат талаб қилганлиги туфайли бунинг учун ҳозирги вақтда электрон ҳисоблаш машиналарига мурожаат қилинмоқда.

## 2.12. ИОНЛАНИШ ЭНЕРГИЯСИ ВА ЭЛЕКТРОНГА МОИЛЛИК

Химиявий процессларда атомдаги электронларнинг орбиталларда қанчалик мустақкам жойлашганлиги катта роль ўйнайди. Бунинг учун, атомларнинг ионланиш энергияси тушунчасидан фойдаланилади.

Нормал ҳолатда турган атомларда битта электроннинг узилиб чиқиши учун сарф қилинган энергия миқдори ионланиш энергияси деб аталади. Бу тушунча молекулаларга ҳам тааллуқлидир. Ионланиш энергияси миқдорини аниқлашда ҳам атомдаги электронларнинг энергетик қаватларини аниқлашдаги каби спектрал маълумотлардан фойдаланилади.

Қисқа тўлқинли спектрлар серияси асосий ҳолатдаги атомлардан электронлар чиқиб кетганда ажралиб чиққан энергияга

мос келади, яъни атомдан электронни чиқариб юбориш учун шунча энергия сарфлаш керак бўлади. Шундай қилиб, ионланиш энергиясини қисқа тўлқинли спектрлар частотасидан Планк тенг-ламаси ёрдамида ҳисоблаб топиш мумкин. Бу энергия энг кичик энергетик қаватни ифодалайди. Ионланиш энергиясини бошқа усуллар билан ҳам, чунончи, фотоионланиш ва электронлар билан туртиш усуллари билан аниқлаш мумкин. Ионланиш энергияси электрон вольтларда (эВ) белгиланади, бу энергия кўпинча ионланиш потенциалли деб ҳам юритилади.

Водород атомининг ионланиш энергияси қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$I = \frac{1}{2} \left( \frac{m_e \cdot c^2}{n^2} \right) \quad (2.55)$$

2.55 — формуладаги қийматларни ўрнига қўйиб ҳисоблаш натижасида  $I = 13,60$  эВ эга бўламиз.

Кўп электронли атомларда ионланиш энергияси ҳам бир неча  $I_1, I_2, I_3, \dots$  қийматларга эга бўлади. Бу энергиялар биринчи, иккинчи, учинчи ва ҳоказо электронларнинг узилиш энергиясига мос келади. Ҳамма ҳолларда ҳар доим  $I_1 < I_2 < I_3 < \dots$  бўлади. Чунки узилиб чиқаётган электронлар сони қанча кўп бўлса, ионнинг мусбат заряди ҳам шунча ортади, бу эса ўз навбатида шунча электронни ўзига тортади.

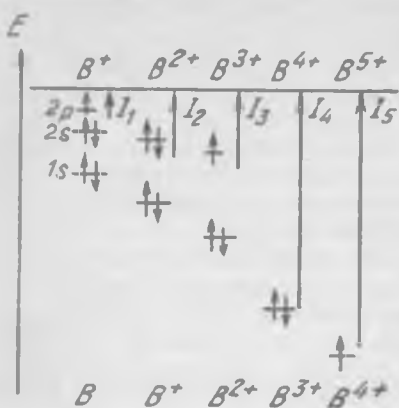
2.3-жадвалда баъзи атомларнинг ионланиш энергиялари қиймати келтирилган.

2.3-жадвал

Баъзи элементларнинг ионланиш энергияси

| Атом | Электронлар |        |         |         |         |
|------|-------------|--------|---------|---------|---------|
|      | 1           | 2      | 3       | 4       | 5       |
| H    | 13,595      |        |         |         |         |
| He   | 24,581      | 54,403 |         |         |         |
| Li   | 5,390       | 75,619 | 122,419 |         |         |
| Be   | 9,320       | 18,206 | 153,850 | 217,657 |         |
| B    | 8,296       | 25,149 | 37,920  | 259,298 | 340,127 |
| C    | 11,256      | 24,376 | 47,871  | 64,48   | 392,00  |
| N    | 14,53       | 25,593 | 47,426  | 77,450  | 97,863  |
| O    | 13,614      | 35,146 | 54,934  | 77,394  | 113,873 |
| F    | 17,418      | 34,98  | 62,646  | 87,23   | 114,214 |
| Ne   | 21,559      | 41,07  | 63,5    | 97,16   | 126,4   |
| Na   | 5,138       | 47,29  | 71,65   | 98,88   | 138,60  |
| Mg   | 7,644       | 15,031 | 80,12   | 109,29  | 141,23  |
| Al   | 5,984       | 18,823 | 28,44   | 119,96  | 153,77  |
| Si   | 8,149       | 16,34  | 33,46   | 45,13   | 166,73  |
| P    | 10,484      | 19,72  | 30,156  | 51,354  | 65,007  |
| S    | 10,357      | 23,4   | 35,0    | 47,29   | 72,5    |
| Cl   | 13,01       | 23,80  | 39,90   | 53,5    | 67,80   |
| Ar   | 15,755      | 27,62  | 40,90   | 59,79   | 75,0    |
| K    | 4,339       | 31,81  | 46,0    | 60,90   | 82,6    |
| Ca   | 6,111       | 11,868 | 51,21   | 67      | 84,39   |





2.17-расм. Бор атоми ва ионларининг энергетик поғонаси ва ионланиш энергиясини тасвирлайдиган схема.

ортган сари кўпайиши-ион радиусининг камайиши ва зарядининг ортиши билан тушунтирилади. Умуман олганда ҳар қандай атомнинг ионланиш даражасини ҳосил қилиш мумкин. Лекин химикларни фақат биринчи ионланиш энергияси қизиқтиради, чунки 1 эВ  $9,664 \cdot 10^4$  Ж/ мольга эквивалентдир. Шунинг учун химиявий жараёнларнинг энергетик эффектлари биринчи ионланиш энергиялари билан ўлчанади. Ҳақиқатан ҳам, энергия ютилиш ва ажралиши билан борадиган химиявий жараёнларда 1 моль моддага ўнлаб, юзлаб Жоуль энергия сарф бўлган ёки ажралиб чиққан бўлур эди. Масалан, фтор атомидаги стгита электронни чиқариб юбориш учун  $6,276 \cdot 10^4$  Ж/м энергия керак бўлган бўлур эди. Равшанки, ионланиш энергияси атомларни характерлашда катта аҳамиятга эга. Унинг қанчалик аҳамиятга эга эканлигини қуйидаги мисолда яққол тасдиқлаш мумкин.

1962 Бартлетт  $O_2PtF_6$  таркибли бирикма синтез қилди. Назарий тафсилотлар шуни кўрсатадики, бу бирикма  $O_2^+$  ва  $[PtF_6]^-$  ионлардан ташкил топган. Шундан сўнг Бартлетт  $O_2$  ва Хе молекулаларининг ионланиш энергиялари миқдори жиҳатидан бир-бирига яқинлигига (12,2 эВ, 12,13 эВ) эътибор берди ва ксенон билан худди шундай бирикма олиш мумкинлигига ишонч ҳосил қилди. Ҳақиқатан ҳам у Хе билан  $[PtF_6]$  ларни бир-бирига таъсир эттириб, Хе  $PtF_6$  бирикмасини синтез қилди.

Бу изланиш химия фанида инерт газлар бирикмаларини олишда катта аҳамиятга эга бўлди. Атомда электронларни ядро ўз майдонда ушлаб туради. Бу майдон атомга яқинлашган бошқа эркин электронларни ҳам тортиши мумкин. Лекин бу эркин электрон атомдаги электронларнинг итарилиш кучига дуч келади. Назарий ва тажриба натижалари кўпгина атомларда қўшимча электронларнинг ядрога тортилиш энергияси атомдаги электронларнинг итарилиш энергиясидан катта бўлишини кўрсатади. Бун-

Бу жадвалдан ишқорий металлар энг кам ионланиш энергиясига эгаллиги кўриниб турибди. Бир ланиш потенциалининг қиймати элементда  $I_1$  дан  $I_2$  га ўтганда ионтез ўзгаради. Масалан, бор атомидаги 1, 2, 3 электронларга нисбатан 4 ва 5 электронларни узиш учун ўн баробар кўп энергия сарф қилинади. Бу ҳол электронларни қаватларга бўлишга имкон яратди. Бу ўзгаришни жадвалдан кўриш мумкин.

2.17-расмда бор атоми ва ионлари учун поғоналар энергияси ва уларнинг  $I_i$  ( $i = 1, 2, 3, 4, 5$ ) бўлгандаги қийматлари кўрсатилган.

1s ва 2s электронларнинг ядро билан боғланиш энергияси  $i$

дай атомлар ўзларига ташқаридан бир электрон бириктириб олиб, барқарор манфий зарядли ион ҳосил қилади. Ажралиб чиққан энергия атомнинг электронга мойиллиги билан аниқланади. Электронга мойиллик ҳам ионланиш энергияси каби электрон вольтларда ўлчанади.

Квантомеханик ҳисоблашлар икки ва ундан ортиқ электронларнинг атомга бирикиши натижасида ҳосил бўлган итарилиш энергияси ҳар доим тортилиш энергиясидан катта эканлигини кўрсатди. Шунинг учун атомнинг электронга мойиллиги икки ва ундан ортиқ электронлар учун манфий қийматга эга. Шунинг учун бир атомли кўп зарядли манфий ионлар ( $O^{-2}$ ,  $S^{-2}$ ,  $N^{-3}$  ва ҳоказо) эркин ҳолатда мавжуд бўла олмайди, яъни бундай ионлар молекулада ҳам, кристалларда ҳам мавжуд эмас. Баъзи модда молекулаларидаги  $Ca^{2+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $O^{2-}$  ва ҳоказо ионларни фақатгина шартли равишда мавжуд деб қараш мумкин. Электронга мойиллик ҳамма атомлар учун ҳам маълум деб бўлмайди.

2.4-жадвалда баъзи атомларнинг электронга мойиллиги қийматлари, келтирилган:

2.4-жадвал

Баъзи элемент атомларининг электронга мойиллиги

| Атом | $E, эВ$ | Атом | $E, эВ$ | Атом | $E, эВ$ | Атом | $E, эВ$ |
|------|---------|------|---------|------|---------|------|---------|
| H    | 0,754   | O    | 1,27    | Na   | 0,34    | S    | 2,08    |
| He   | -0,22   | N    | 0,21    | Mg   | -0,22   | Cl   | 3,61    |
| Li   | 0,59    | C    | 1,47    | Al   | 0,5     | B    | 3,37    |
| Be   | 0,38    | F    | 3,45    | Si   | 1,84    | J    | 3,08    |
| B    | 0,30    | Ne   | 0,22    | P    | 0,8     | Se   | 2,02    |

2.4-жадвалдан электронга мойиллик энергияси галогенларда энг юқори қийматга эгаллиги, фтордан йодга қараб электронга мойиллик олдин бир неча марта ортиши ва кейин эса камая бо- рини кўриниб турибди.

### 3-Б О Б. Д. И. МЕНДЕЛЕЕВ ДАВРИЙ ҚОНУНИ ВА ЭЛЕМЕНТЛАРНИНГ ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

#### 3. 1. ДАВРИЙ ҚОНУН ВА УНИНГ ЗАМОНАВИЙ ТАЛҚИНИ

XIX аср бошларида элементларни алоҳида синфларга ажратиш мумкин эмас эди. Чунки элементларнинг сони жуда кам бўлганлиги билан бир қаторда элементларнинг атом массаси, физик ва химиявий хоссаларининг маълум қонуният асосида ўзгариши ҳали тўлиқ ўрганилмаган эди. Илмий изланишлар натижасида янгидан-янги элементлар кашф этилиши билан бир қаторда уларнинг хоссалари, атомларининг тузилиши ўрганиб борилди, баъзи элементларнинг аввалдан маълум бўлган табиий группаларига ўхшаш элементлар группалари аниқлана борди. Элементлар ва уларнинг бирикмалари ҳақида тўпланган маълумотлар химиклар олдида барча элементларни синфларга ажратиш вазифасини қўйди. А. Лавуазье (1789 й), Берцеллиус (1812 й), Деберейнер

(1817 й), Гмелин (1843 й), Петтенкофер (1850 й), Дюма (1851 й), де Шанкуртуа (1862 й), Ньюлендс (1863 й), Мейер (1869 й) ва бошқа олимлар элементларни синфларга ажратишга уриниб кўрдилар. Аммо ҳеч ким химиявий элементлар орасида мавжуд бўлган ўзаро узвий боғланиш бўлигини аниқ кўрсата олмади.

Улуғ рус олими Д. И. Менделеев ўзининг кўп йиллик чуқур илмий изланишларида элементларнинг бирикмалар ҳосил қилиш хусусиятини, валентликларини, бирикмаларининг шакли ҳамда хоссаларини ўрганди ва улар орасидаги даврийликни кашф этди. Тажриба натижаларига асосланиб 1869 йили Д. И. Менделеев даврий қонунни яратди ва уни қуйидагича таърифлади: «Элементларнинг хоссалари, бирикмаларининг шакли ва хоссалари атом массаларига даврий равишда боғлиқдир». Бу қонун ўша даврда маълум бўлган барча элементларнинг атом массалари ортиб бориши билан уларнинг хоссалари 7 та, 17 та ва 31 та элементдан кейин қайтарилишини изоҳлаб берди. Демак, элементлар ва улар бирикмаларининг хоссалари маълум қонуният асосида даврий ўзгаради. Шунга асосланиб, Д. И. Менделеев элементларни маълум тартибда жойлаштириб, элементлар даврий системасини яратди.

Атом тузилишининг мукамал ўрганилиши натижасида даврий қонуннинг моҳияти яққол намоён бўлди, элементларнинг хоссалари даврий равишда ўзгаришини талқин қилишга, уларнинг даврий системада жойланиши билан химиявий хоссалари орасида маълум боғланиш бўлигини аниқлашга имконият яратилди. Д. И. Менделеев даврий системасида бир элементдан иккинчи элементга ўтилган сари атом ядросининг мусбат заряди ва электрон сони ортиб боради. Бу ўз навбатида химиявий элементларнинг хоссаларининг ўзгаришига олиб келади. Демак, элементнинг тартиб номери шунчаки бир рақам бўлмасдан, балки унинг атом ядросининг мусбат зарядини ва электронлар сонини билдиради. Шунга кўра ҳозирги вақтда даврий қонун қуйидагича таърифланади: «Элементларнинг хоссалари, бирикмаларининг шакли ва хоссалари уларнинг атом ядролари зарядига даврий равишда боғлиқдир».

### 3.1. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ ТУЗИЛИШИ

Элементларнинг хоссаларини даврий равишда ўзгаришига асосланиб Д. И. Менделеев элементлар системасини бир неча даврга бўлди. 1, 2 ва 3-даврлар фақат бир қатордан тузилганлиги учун кичик, 4, 5, 6-даврларни катта, 7-даврни эса тугалланмаган давр деб атади. Биринчи даврда 2 та, иккинчи ва учинчи даврларда 8 тадан элементлар жойлашган. Тўртинчи ва бешинчи даврларга 18 тадан, олтинчи даврга 32 та элемент жойлашган, еттинчи давр эса ҳали тугалланмагандир. Ҳар қайси давр (биринчи даврдан бошқа) типик металллардан (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) бошланиб, типик металмаслар (F, Cl, Br, I, At), асл газлар (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) билан тугалланади.

Литийдан фторга ва натрийдан хлорга қараб элементларнинг

металлик хоссалари камайиб, металлмаслик хоссалари эса ортиб боради. Асл газлар эса даврлардаги типик металлмаслар билан типик металлларни ажратувчи чегарадир. Биринчи даврда фақат битта водородни гелий кейинги даврдаги типик элементлардан ажратиб туради. Демак, водород ҳам металл, ҳам металлмаслик хоссаларга эга.

Катта даврларда элементларнинг хоссалари кичик даврлардагига қараганда суст ўзгаради. Шу сабабли катта даврлар жуфт ва тоқ қаторларга бўлинган, чунки катта даврларда элементларни хоссалари қўшалоқ даврий ўзгаради. Катта даврларнинг жуфт қатор элементлари фақат металллар бўлиб уларда металлик хоссалари чапдан ўнгга ўтган сайин сустлашади, лекин тоқ қаторларда эса, металлик хоссалар янада заифлашиб, металлмаслик хоссалар ортиб боради. Икки қаторли тўртинчи ва бешинчи даврлар иккинчи ва учинчи даврлардан фарқ қилиб, оралиқ ўнлик элементларни ўз ичига олади, яъни тўртинчи даврдаги иккинчи элемент Са дан кейин 10 та элемент (Sc—Zn декадаси) жойлашган бўлиб, кейин даврнинг 6 та элементи (Ga—Kr) жойлашган. Бешинчи давр элементлари ҳам шу хилда жойлашган. Олтинчи даврдаги иккинчи элементдан (Ba) кейин оралиқ декада элементлари (La—Hg) жойлашиши керак эди. Лекин La элементи катагига 14 элемент Ge—Lu, сўнгга қолган асосий олти элемент (Tl—Rn) жойлашган. Бу ҳолни тугалланмаган еттинчи давр элементларинда ҳам қўраимиз. Чунончи, еттинчи даврдаги Ra элементидан кейин оралиқ элементларни As бошлаб беради, у турган катакка яна 14 элемент жойлаштирилган. Бунга сабаб, бу элементларнинг хоссалари зарядлари ортиб бориши билан жуда суст ўзгаришидир. Элементларнинг даврлар бўйича бундай тақсимланиши натижасида вертикал йўналишда бир-бирига ўхшаш элементлар оиласи вужудга келди. Бу элементлар оиласи группалар деб аталади. Ҳар қайси группа икки группага бўлинади. Типик элементлардан ташкил топган элементларни асосий группача деб аталади. Катта даврларда жойлашган оралиқ декада элементларини эса қўшимча группача деб аталади.

Асосий группача элементлари химиявий хоссалари жиҳатидан қўшимча группача элементларидан фарқ қилади. Бу фарқ группадан группага ўтган сари ўзгариб туради, яъни биринчи группача асосий группача билан қўшимча группача элементлари хоссаларининг фарқи анча сезиларлидир. Группа номери ортиб бориши билан бу фарқ камайдди. Лекин еттинчи группага бориб фарқ жуда катталашади. Масалан: биринчи группанинг қўшимча группача элементлари Cu, Ag, Au пассив элементлар бўлиб, актив бўлган литий группачаси элементларидан химиявий хоссалари жиҳатидан кескин фарқ қилади, учинчи группача эса, яъни асосий группача бўлган бор группачаси (B, Al, Ga, In, Tl) билан қўшимча группача бўлган скандий группачаси орасида фарқ кам, лекин еттинчи группача марганец группачаси билан галогенларнинг химиявий хоссалари орасида кескин фарқ бор. Л а н т а н о и д -

лар ва актиноидлар ўз хоссалари билан бир-бирларига яқин бўлганлиги учун улар иккиламчи қўшимча группачага жойлаштирилган.

Ҳар қайси группа номери ўша группага кирувчи элементларнинг кислородга нисбатан энг юқори валентлигини кўрсатади. Лекин мис группачасида, VII ва VIII группа элементларида бу қондадан четга чиқиш кузатилади. Масалан, мис бир ва икки валентлик, олтин 3 валентлик VIII группанинг қўшимча группача элементларидан фақат осмий ва иридий 8 валентлик намоён қилади, VII группада фақат фтор бир валентлик намоён қилади. Бошқа галогенларнинг кислородга нисбатан юқори валентлиги еттига тенг бўлади. Водородга нисбатан валентликини асосий группача элементлари намоён қилиб, бу валентлик группа номерига тенг бўлади. Элементларнинг водородга нисбатан валентлиги I группадан IV группачага ортиб боради, IV группадан VII га қадар камайиб боради, уларнинг кислородга нисбатан валентлиги эса ортиб боради. Ҳар қайси группада металлмасларнинг кислородга нисбатан валентлиги билан водородга нисбатан валент йиғиндиси 8 га тенг бўлади. Ҳар қайси группада атом масса ортиб бориши билан элементларнинг металл хоссалари кучайиб боради. Бу ўзгариш асосий группача элементларида яққол, қўшимча группача элементларида эса жуда суст кузатилади.

Демак, элементларнинг хоссалари — нисбий атом массаси, валентликлари, кислородли бирикмалари ва гидроксидларининг асос, амфотер ёки кислотали хоссага эга бўлиши ва ҳоказолар даврий системада давр ичида ҳам, группа ичида ҳам маълум қонуният асосида ўзгаради. Бундан ташқари даврий системада элементлар хоссаларининг ўхшашлигини уч йўналишда кузатиш мумкин:

1. Горизонтал йўналишда: элементлар хоссаларининг давр бўйича ўзгаришида ўхшашлик кузатилади. Масалан, алюминий метали чап тарафда жойлашган магний металига асосли хоссалари билан ўхшаш бўлса, унг тарафда турган кремнийга эса кислотали хосса намоён қилиши билан ўхшаб кетади.

2. Вертикал йўналишда: даврий системанинг вертикал равишда жойлашган элементлари группа бўйича бир-бирига ўхшайди.

3. Диагонал йўналишда: даврий системада диагонал бўйича жойлашган элементлар ўзаро ўхшашлик намоён қилади.

Масалан: алюминий даврий системада диагонал бўйича бериллий ва германийга, кремний эса бор ва мышьякка хоссалари билан ўхшашдир ва ҳоказо.

Шуларга асосланиб даврий системадаги элементларнинг физик ва химиявий хоссаларини билган ҳолда номаълум элемент хоссаларини олдиндан айтиб бериш мумкин. Бунга биринчи бўлиб Д. И. Менделеев асос солган. Ҳозирги вақтда икки усул — Д. И. Менделеев ва солиштириб ҳисоблаш усуллари билан аниқланиши мумкин.

Менделеев усулида элементларнинг хоссалари унинг атрофида жойлашган элементларнинг физик ва химиявий хоссалари арифметик йиғин-

дисидан олинган ўртача миқдор билан аниқланади. Масалан, галлий, кремний, мишьяк ва қалай нисбий атом массаларининг йиғиндиси 4 га бўлинса, германийнинг нисбий атом массаси келиб чиқади. Яъни:

$$\frac{69,7 + 28 + 75 + 118,6}{4} = 72,8 \text{ (бу сон германийнинг нисбий атом массаси)}$$

75,6 га яқин келади).

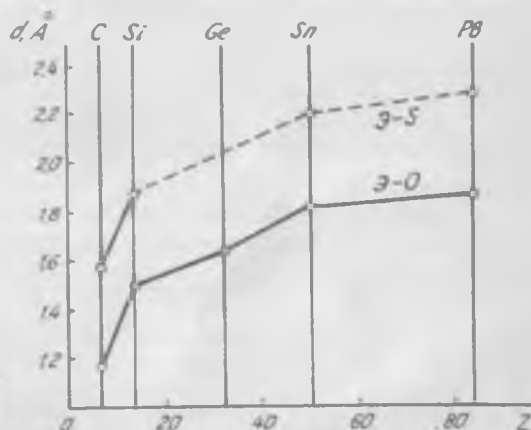
Ёки селеннинг чап ва ўнг тарафида турган мишьяк ва бром  $AsH_3$  ва  $HBr$  таркибли водородли бирикмаларни ҳосил қилади, тепасида ва пастида жойлашган олтингугурт ва теллур элементларнинг  $H_2S$ ,  $H_2Te$  водородли бирикмаларининг хоссаларини, яъни суюқланиш ва қайнаш температуралари, сувда эрувчанлиги, қаттиқ ва суюқ ҳолатдаги зичликлари миқдорининг ўртача арифметик йиғиндисини тўртга бўлиб, селеннинг водородли бирикмаси  $H_2Se$  нинг юқорида келтирилган хоссаларини аниқлаш мумкин. Бу усул ҳозирги пайтда хоссалари номаълум бўлган моддаларни аниқлашда кенг қўлланилади.

Солштириб ҳисоблаш усулини М. Х. Карапетьянц таклиф қилган бўлиб, бир-бирига қўшни элементларнинг турли хил бирикмаларининг физик ва химиявий константаларини таққослаш орқали константаси номаълум моддани аниқлаш мумкин.

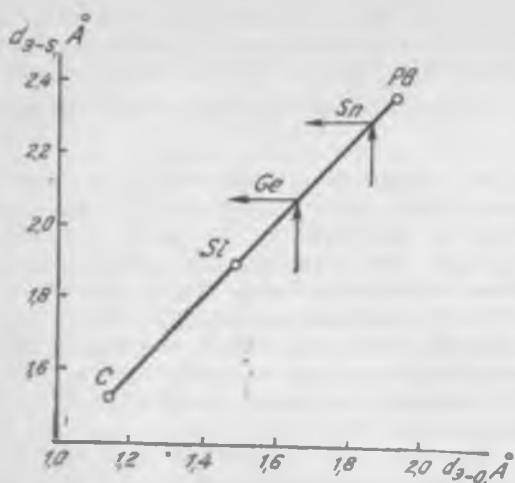
3.1-расмда, тўртинчи группа элементлари C, Si, Pb нинг олтингугурт билан ҳосил қилган  $CS_2$ ,  $SiS_2$  ва  $PbS$ , бирикмаларида, кислород билан ҳосил қилган  $CO_2$ ,  $SiO_2$ ,  $GeO_2$ ,  $SnO_2$  ва  $PbO_2$ , бирикмаларида элемент билан олтингугурт ва элемент билан кислород атомлари орасидаги масофалар тартиб номерлари ўзгаришига боғлиқ ҳолда бир-бирдан фарқ қилишини тасвирлаш мумкин.

Атомлараро, яъни Э—S ва Э—O масофалар қийматларининг боғлиқлигини маълум тартибда солиштириб, Ge—S ва Sn—S атомлари орасидаги масофани аниқлашимиз мумкин. (3.2-расм).

Ҳар қайси элемент ўзининг маълум бир хоссаси билан бир-бирдан қисман бўлса-да фарқ қилади. Бу фарқлар аорганик химиянинг тўлиқ курсини ўрганиш давоминда кўрсатиб ўтилади.



3.1-расм Э—S ва Э—O лардаги масофаларнинг элемент тартиб номерига боғлиқлиги.



3.2- расм. Э—О ва Э—S лардаги атомларро масофа ларнинг ўзаро боғлиқлиги.

### 3.3. АТОМ ТУЗИЛИШИ ВА ЭЛЕМЕНТЛАРНИНГ ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

Элемент атомларининг электрон тузилиши билан уларнинг даврий системадаги ўрни орасидаги боғлиқликни кўриб чиқамиз.

Электронларнинг энергетик поғона ва орбиталлар бўйлаб жойланишини элементнинг электрон *конфигурацияси* деб аталади. Атомда электронларни поғоначаларга тақсимлашда қуйидаги уч қоида назарда тутилади.

1 Ҳар қайси электрон минимал энергияга мувофиқ келадиган ҳолатни олишга интилади (энергия афзаллик қоидаси). Буни Клечковскийнинг таклиф қилган қуйидаги қоида асосида тушунтириш мумкин.

Бу қоида икки қисмдан иборат: а) атомларда электронларнинг орбиталлар бўйича тақсимланишида ҳар икки ҳолат учун  $n+l$  йиғиндиси кичик бўлса, шу ҳолатда энергия кичик қийматга эга бўлади, натижада шу орбитал электронлар билан бўлади  $n$  — бош квант сони,  $l$  — орбитал квант сонлари); б) агар бу иккала ҳолат учун  $(n+l)$  йиғинди қиймат жиҳатидан тенг бўлса, у ҳолда  $n$  — қиймати кичик бўлган орбитал электронлар билан бўлади.

Бу қоидаларни қуйидагича тушунтириш мумкин:

| $n$        | 1  | 2     | 3        | 4               |
|------------|----|-------|----------|-----------------|
| $l$        | 0  | 0,1   | 0,1,2    | 0,1,2,3         |
| $n+l$      | 1  | 2,3   | 3,4,5    | 4,5 6 7         |
| орбиталлар | 1s | 2s 2p | 3s 3p 3d | 4s 4p 4d 4f ... |

Жадвалдаги йиғинди қийматларига асосланиб атомда электронларни қуйидаги тартибда тақсимлаш мумкин:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p...$$

Демак, биринчи навбатда  $1s$  орбитал, кейин  $2s$  орбитал, кейин  $2p$ ,  $3s$  ва ҳоказо орбиталлар электронлар билан тўлиб боради.

2. Электронларнинг жойланиши Паули принцигига зид келмаслиги лозим. Бу принцип қуйидагича таърифланади. «Бир атомда тўрттала квант сонининг қиймати бир хил бўлган иккита электрон бўлиши мумкин эмас». Агар бир атомда  $n$ ,  $l$  ва  $m$ , квант сонларининг қиймати бир-бириникига тенг иккита электрон бўлса, улар тўртинчи спин квант сон  $m_s$  спинлари қарама-қарши йўналишга эга бўлиши билан фарқ қилади.

3. Аини поғоначада турган электронлар мумкин қадар кўпроқ орбиталларни банд қилишга интилади (Гунд қондаси). Масалан,  $d$  поғоначадаги 5 та электронлар



кўринишида эмас, балки

Гунд қондасига мувофиқ



кўринишида ҳар бир поғоначага биттадан жойлашади.

Электронларнинг Паули принципи, Клечковский ва Гунд қондаларига мувофиқ атомлардаги орбиталлар бўйича тўлиб боришига қараб, ҳамма элементлар тўртта  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  оилага бўлинади.

$s$ -оилага I ва II группанинг асосий группача элементлари, шунингдек водород ва гелий киради. Яъни, ташқи электрон қаватида битта  $s'$  ёки 2 та  $s^2$  электронлар бўлган элементлар  $s$  элементлар деб аталади.

$p$  — оилага III—VIII группаларнинг асосий группача элементлари киради. Демак, ташқи қаватининг  $p$ -орбиталида 1 тадан 6 тагача  $p$  электронлари бўлган, яъни  $p^1$ — $p^6$  бўлган элементлар  $p$ -элементлар деб аталади.

$d$  — оилага даврий системадаги лантаноид ва актиноидлардан ташқари барча қўшимча группача элементлари, яъни ташқи қаватдан битта олдинги энергетик  $d$  орбиталида 1 тадан 10 тагача  $d$ -электронлар бўлган  $d^1$ — $d^{10}$  элементлар киради.

$f$  — оилани лантаноидлар ва актиноидлар ташкил қилади, улар атомларининг ташқаридан 1 та олдинги  $f$  орбиталида 1 тадан 14 тагача  $f$ -электронлар, яъни  $f^1$ — $f^{14}$  электронлар бўлади. Шуларга асосланиб, Д. И. Менделеев даврий системасидаги элементлар атомларида орбиталларнинг электронлар билан тўлиб бориш тартибини куриб чиқамиз.

Ҳар қайси қаватда жойланиши мумкин бўлган электронлар сони  $N = 2n^2$  формула билан белгиланади. Бу ерда  $n$  — қават номери.

1-қаватдаги электронларнинг энг кўп сони  $N = 2 \cdot 1^2 = 2$  та, 2-қаватда  $N = 2 \cdot 2^2 = 2 \cdot 4 = 8$  та, 3-қаватда  $N = 2 \cdot 3^2 = 2 \cdot 9 = 18$  ва, 4-қаватда  $N = 2 \cdot 4^2 = 32$  тага тенг бўлади.

Элементлар атомларидаги қаватлар сони даврий системадаги даврлар номерига, электронлар сони эса тартиб номерига тенг бўлади.

Биринчи элемент водороднинг тартиб номери  $z = 1$  га, электрон



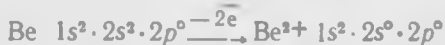
конфигурацияси  $1s'$  га, атом ядроси  $+1$  га тенг. Шунга мувофиқ водород атоми химиявий реакция натижасида ўзининг битта электронини бошқа атомларга бериб, мусбат ион ҳосил қилади. Лекин биринчи қаватнинг электрон сифими 2 га тенг бўлгани учун баъзи актив металллардан электрон олиб  $H^-$  ионини ҳам ҳосил қила олади.  $NaN$ ,  $KN$ ,  $CaH_2$ ,  $AlH_3$  таркибли гидридлар бунга мисол бўла олади.

Иккинчи элемент гелий, унинг тартиб номери  $z=2$  га, ядросининг заряди ҳам  $+2$  га тенг. Унинг электрон конфигурацияси  $1s^2$  бўлгани учун сиртқи электрон қавати тугалланган. Шунга мувофиқ гелий атомининг инерт эканлиги туғрисида фикр юритишимиз мумкин.

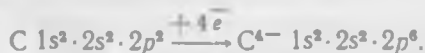
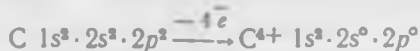
Учинчи элемент литий атомининг электрон конфигурацияси  $1s^2 2s^1 \cdot 2p^0$  кўринишда ёзилади. Литий атомида гелийнинг тугалланган қавати сақланган бўлиб, унда учта электроннинг иккитаси жойлашади, учинчи электрон эса иккинчи қаватнинг  $s$ -орбиталига жойлашади. Иккинчи қаватда жойланиши мумкин бўлган электронларнинг энг кўп сони 8 га тенг. Шу сабабли, литий атоми барқарор ҳолатни олиши учун ташқаридан етти та электрон бириктириб олиши ёки битта электрон бериш керак. Лекин етти та электрон қабул қилишдан кўра битта электрон беришда кам энергия сарфланади. Бу ҳолда унинг ички қавати сиртқи қават бўлиб қолади. Бу ҳолда литий атоми, литий  $Lj^+$  ионига айланади, яъни



Шунга ўхшаш



Тўртинчи элемент — углероднинг электрон конфигурацияси  $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^2$  дир. Лекин углерод атоми барқарорланиши учун иккинчи қаватдаги иккита  $s^2$  ва иккита  $p^2$  электронларини бериши ёки ўзининг электронлар сонини сақкизга етказиши учун ташқаридан тўртта электрон қабул қилиши мумкин. Шунинг учун углерод атоми  $C^{+4}$  ва  $C^{-4}$  ионларини ҳосил қила олади, яъни



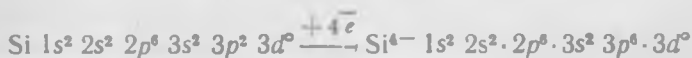
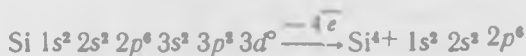
Улардан кейин келадиган азот, кислород, фтор элементларининг атомлари иккинчи қаватида электронлар сони биттадан ортиб боради. Ниҳоят, иккинчи даврнинг сақкизинчи элементи ҳисобланган неон атомида  $p$ -электронлар сони 6 тага етади, натижада сақкизта электронга эга бўлган иккинчи тугалланган қават ҳосил

булади. Неон атомининг электрон конфигурацияси  $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6$  шаклида ифодаланади. Демак, бу элементлар химиявий реакция вақтида ўзига электронлар қабул қилиб ташқи қаватидаги электронлар сонини саккизтага етказганда уларнинг электрон конфигурацияси неонникига ўхшаш ҳолатни эгаллаб барқарорлашади.

Учинчи давр элементи ҳам реакция вақтида ўзининг ташқи қаватидаги барча электронларни берса, унинг атоми ҳам неон конфигурациясини эгаллаб барқарорлашади.



Ҳақтинчи элемент кремний атоми ўзининг ташқи электрон қаватидаги тўртта  $s^2 p^2$  электронларини бериб, электрон конфигурациясини неон атоми электрон конфигурациясига ёки тўртта электрон бириктириб аргон электрон конфигурациясига айлантириб барқарор ҳолатга эга бўлиши мумкин:



Фосфор, олтингурут, хлор элементларида ҳам электронлар қўшила бориб, электрон конфигурациялари аргон конфигурациясига эришади. Лекин учинчи давр тугаса-да, учинчи қават электронлар билан батамом тўлмайди, 5 та  $3d$ -орбиталлар бўш қолади. Учинчи даврда натрийдан аргонга ўтган сари элементларнинг атом радиуслари кичиклашиб боради. Шунинг учун элементларнинг электрон қабул қилиб олиш хусусияти ортиб, электронга мойиллиги камаяди. Калий элементи тўртинчи даврда жойлашган бўлганлиги учун электронлари тўртта қаватга жойлашган, яъни биринчи қаватда  $s^2$  иккинчи қаватда  $s^2 p^6$ , учинчи қаватда  $s^2 p^6 d^0$  ва тўртинчи қаватда  $s^1$  электронлар мавжуд. Калийдан кейинги элемент кальцийнинг ташқи электрон қаватида  $s^2$  электрон бор. Бу элементларнинг электрон тузилиши учинчи давр элементлариникига ўхшашлиги бундан кўриниб турибди. Лекин кальцийдан кейинги элемент скандий атомида электронларнинг жойланиши кичик давр элементларидаги жойланишидан фарқ қилади.

Чунки Клечковский қондасига мувофиқ  $3d$ -орбиталлар,  $4p$ -орбиталларга қараганда энергетик афзалликка эга. Шунинг учун  $3d$ -орбиталлар электронлар билан тўлиб боради:



Лекин хром элементида электрон энергиясининг камайиши сабабли ташқи қаватда бир электрон қолиб,  $3d$ - орбитал 5 та электронга эга бўлади, яъни



Марганец элементи  $4s$ - орбиталида ташқи қават яна 2 та электронга эга бўлади. Марганецдан кейинги темир, кобальт, никель элементларидан эса 3  $d$ - орбитал электронлар билан тўлиб боради:



Мис элементида эса  $4s$ - орбиталдаги битта электрон  $3d$ - орбиталга ўтиб электронлар сони 10 тага етади, мис ташқи қаватда битта электронга, рух элементи эса иккита электронга эга бўлади:



Галлийдан криптон элементларига ўтган сари  $4p$ - орбиталлар электронлар билан тўлиб боради:



Криптон элементи билан тўртинчи давр тугайди. Бешинчи, олтинчи ва еттинчи давр элементлари атомларининг электронлар билан тўлиши ҳам шу тартибда боради.

Лекин лантаноидларда  $4f$ , актиноидларда эса  $5f$ -орбиталлар электронлар билан тўлиб боради. Бундан элемент атомларида электронларнинг жойланиши билан уларнинг химиявий хоссалари орасида маълум боғланиш мавжудлиги куринади. Равшанки, элементлар хоссаларининг даврий равишда ўзгариши атомда электронларнинг кетма-кет жойланиши натижасидир.

## 4 БОБ: МОЛЕКУЛАЛАР ТУЗИЛИШИ ВА ХИМИЯВИЙ БОҒЛАНИШ

### 4.1. МОЛЕКУЛАЛАР, ИОНЛАР, ЭРКИН РАДИКАЛЛАР

Элемент атомлари химиявий процессларда уч хил заррача ҳосил қилиши мумкин — молекулалар, ионлар ва эркин радикаллар.

Молекула модданинг мустақил мавжуд бўла оладиган ва унинг химиявий хоссаларига эга бўлган энг кичик заррачасидир. Молекулалар — бир атомли, икки атомли, уч атомли ва ҳоказо, кўп атомли бўлади. Оддий шароитда инерт газлар *бир атомли* молекулалар ҳисобланади. Икки ва ундан ортиқ атомлардан тузилган молекулалар *кўп атомли* дейилади. *Ион* — ортиқча электронга эга бўлган (анион) ёки электрон етишмаган (катион) атомлар ва химиявий боғланган атомлар группасини ташкил қилувчи зарядга эга бўлган заррачалардан иборат. Моддаларда мусбат зарядланган ионлар ҳар доим манфий зарядланган ионлар билан биргаликда бўлади. Чунки ионлар орасидаги электростатик таъсир кучи жуда кучли. Шу сабабли ҳеч қачон мусбат ёки манфий заряди ортиқча бўлган модда ҳосил бўлмайди.

*Эркин радикаллар* деб валентликлари тўйинмаган заррачаларга айтилади. Бундай заррачаларга —  $\text{CH}_3$  —  $\text{NH}_2$  ни мисол қилиб кўрсатиш мумкин. Оддий шароитда эркин радикаллар узоқ вақт мавжуд бўла олмайди, лекин бундай заррачалар химиявий процессларда асосий роль ўйнайди. Шунинг учун кўпгина ҳолларда реакция эркин радикаллар иштирокисиз кетмайди. Жуда юқори температурада (масалан, Қуёш атмосферасида) бўлиши мумкин бўлган икки атомли заррачалар, яъни эркин радикаллардан —  $\text{CN}$ , —  $\text{OH}$ , —  $\text{CH}$  ни кўрсатиб ўтиш мумкин. Кўпгина эркин радикаллар алангада мавжуд бўлади.

Шу билан бир қаторда мураккаб тузилишга эга бўлган, оддий шароитда мавжуд бўла оладиган стабил эркин радикаллар ҳам маълум. Чунончи трифенилметил шундай радикаллардан ҳисобланади. Трифенилметил эркин радикалининг бу қадар стабил бўлишини унинг таркибига кирувчи фенил —  $\text{C}_6\text{H}_5$  группасининг катта ўлчамга эга эканлиги билан изоҳлаш мумкин.

### 4.2. ХИМИЯВИЙ БОҒЛАНИШ ВА ВАЛЕНТЛИК ТУШУНЧАСИНИНГ РИВОЖЛАНИШ ТАРИХИ

Биринчи химиявий боғланиш назарияси XIX аср бошларида яратила бошланди. Бу назарияни Бергман (Швеция) ва Бертолле (Франция) ривожлантирдилар. Бу назария заррачаларнинг бирига таъсири бутун олам тортилиш қонуни асосида вужудга келиши керак деб тушунтирди. Бироқ, бир-бири билан таъсирлашиш натижасида ҳосил бўлган молекулаларда атомлар массаларига пропорционал эмас. Масалан, симоб атоми водород атоmidан 200 марта оғир, лекин сувдаги боғланиши симоб оксидидаги боғланишга қараганда анчагина мустаҳкамдир. Бундан ташқари тортилиш кучи ҳар қандай масофада ҳам таъсир этаверади, химиявий боғланиш ҳосил бўлиши эса 0,05 — 0,3 нм оралигида кузатила-

ди. Тортилиш кучи унча катта қийматга эга бўлмасдан масофанинг квадратига тескари пропорционалдир, *химиявий боғланиш кучи* эса жуда катта қийматга эга (гравитацион кучдан тахминан  $10^{33}$  марта катта). Кўпгина ҳолларда атомлар орасидаги масофа камайиши билан фақатгина боғланиш кучи 2 барабаргача камаяди. Тортилиш кучи натижасида ҳосил бўлган моддалар тўйинмаган бўлгани учун *гигант* атомлар тўплами ҳосил қилади (планеталарга ўхшаш). Химиявий кучлар эса *тўйинувчанлиги* билан характерланади, масалан, водороднинг бир атомига иккинчи атоми бириккандан кейин учинчи атоми келиб бирика олмайди. Бундан ташқари химиявий кучлар гравитацион кучлардан фарқ қилиб, улар фазода маълум йўналишга эга бўлади. Тортилиш кучи Ньютон қонунига мувофиқ жисмга тўлиқ таъсир қилгани ҳолда химиявий кучлар маълум ҳолатлардагина таъсир қилади. Масалан, хлор атоми натрий атоми билан кучли боғ ҳосил қилгани ҳолда, хлор атоми хлор атоми билан кучсизроқ, гелий атоми билан эса ҳеч қандай боғ ҳосил қилмайди. Агар химиявий боғланиш мустақамлигига ташқи шароит (масалан, температура таъсир этишини ҳисобга олсак, у ҳолда бу ҳодисани Бергман — Бертолленинг *гравитацион назарияси* асосида тушунтириб бўлмаслигига ишонч ҳосил қилиш мумкин. Бу назарияларни 1810 йили швед олими Берцелиуснинг *электрохимиявий* назарияси ривожлантирди. Бу назарияга асосан ҳар қандай элемент атоми мусбат ёки манфий зарядланган. Чунончи мусбат зарядланган магнийнинг манфий зарядланган кислород  $O^{2-}$  билан ҳосил қилган бирикмасини Берцелиус назарияси орқали, икки хил зарядга эга бўлган заррачаларнинг бир-бирига тортилиш натижаси деб тушунтириш мумкин. Бу назарияга кўра зарядларнинг қисман нейтралланиши содир бўлганда, реакция маҳсулоти ҳосил бўлиши учун зарядлар батамом сарф қилинмайди, деб қаралди ва мураккаб моддаларнинг ҳосил бўлиши ҳам шу асосда тушунтирилди (масалан: «мусбат» зарядланган  $Mg$ нинг «манфий» зарядланган  $CO_2$  билан бирикиб  $MgCO_3$  ҳосил бўлиши). Берцелиус назарияси Дэвининг турли зарядга эга бўлган заррачаларнинг бир-бирига тортилиши натижасида ҳосил бўладиган химиявий боғланиш назариясини ривожлантирди. Электрохимиявий назарияни электролиз процесси асосида бир қадар тасдиқланди, яъни электролиз химиявий бирикма ҳосил бўлишида сарфланган зарядларни атомларга қайтаришдан иборат деб қаралди. Кейинчалик Гегель Берцелиус назариясининг камчиликларини чунончи, бу назарияда *химиявий процесс натижасида учраб турадиган моддаларнинг кислотали, ишқорий хоссаларига, ёпишқоқлик, шунингдек шакл ва ранг ўзгариши хоссаларига* эътибор берилмаганлигини кўрсатди. Буларнинг ҳаммаси электрланишдек мавҳум процессда йўқолиб кетади. Шунга кўра физиклар мусбат ва манфий зарядлар учун бундай хоссалардан воз кечиб кетишлари керак эди. Ҳақиқатдан ҳам электрохимиявий назария бир хил қўбланган атомлардан тузилган мустақам молекулалар, масалан,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$  ҳосил бўлишини тушунтира олмади. Бундан ташқари Берцелиус назариясидан ҳар хил зарядланган элементлар бирик-

мадаги ҳар қандай элементнинг ўрнини бемалол алмаштира олиши мумкин, деган хулоса келиб чиқар эди. Бу ҳол моддаларни турли шароитларда ҳосил бўлишига зид бўлган бўлар эди.

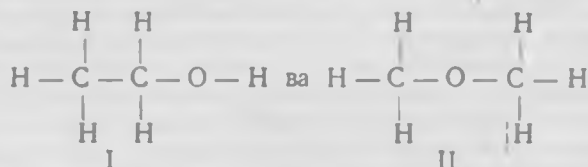
Ўтган асрнинг 40-йилларида француз химиклари Дюма ва Жерар типлар назариясини яратдилар. Бу назарияга мувофиқ *химиявий моддаларнинг хоссалари молекула таркибига кирувчи элементларнинг бир-бирига ўхшашликлари, типикликлари асосида шаклланиб, атом табиатига боғлиқ эмас* деб қаралди. Бу химиянинг назариясини яратишда модда таркибини ҳисобга олишдан иборат эди. Кўпгина органик бирикмалар аорганик моддаларнинг ҳосиласи деб қаралди. Масалан, этил спирти  $C_2H_5OH$  ва диэтилэфир  $C_2H_5-O-C_2H_5$  сув  $H_2O$  типига киритилиб, икки  $C_2H_5$  группасини водород атомлари билан алмашилиши маҳсулоти деб, шунга ўхшаш  $CH_3NH_2$  ва  $(CH_3)_2NH$  бирикмаларни  $NH_3$  типига киритиб, битта ёки иккита водород атомлари ўрнини  $CH_3$  группа билан алмашилиши маҳсулоти деб тушунтирилди. Бу тушунтиришлар кўпгина ҳолларда юзаки бўлиб қолди, айниқса янги моддалар синтез қилиш, модданинг ҳақиқий номини аташ, формуласи ва хоссаларини белгилашда жуда катта янглишишларга олиб келди. Бундан ташқари, турли хил усуллар билан олинган биргина модда турли хил номга, формулага ва хоссаларга эга бўлиб қолар эди. Кейинчалик молекулаларнинг тузилишини чуқурроқ тушунтириб бўлмайди, деган хулосага келдилар. Ўлар химиявий процесслар натижасида ҳосил бўлган модданинг фақатгина реакциядан олдинги ва ҳосил бўлиши мумкин бўлган ҳолатларини ўрганиш билан кифояланиб, ҳақиқий модданинг ўзига эътибор бериш шарт эмас, деган фикрга келдилар. Кейинчалик молекулалар маълум тузилишига эга эканлиги тўғрисидаги фикрлар пайдо бўла бошладди. 1852 йили англиялик олим Франкланд кўпгина металлорганик бирикмаларнинг ҳосил бўлишини ўрганиб валентлик тушунчасини киритди. Бунда водород атомнинг валентлигини бирга тенг деб қабул қилиб, қолган элементларнинг валентлигини эса, нечта атом водород бириктириб олгани мумкинлигига қараб аниқлаш таклиф қилинган. Валентлик сони кузатилаётган элементнинг қандай ҳолатда эканлигига, реакцияга киришаётган элемент табиати ва бир-бирига таъсир этиш шароитига боғлиқ. Шунинг учун ҳамма элементларни иккита асосий оиллага бўлиш мумкин. Биринчи оиллага валентликлари ўзгармайдиган, иккинчи оиллага валентликлари ўзгарадиган элементлар киритилди.

#### 4.3 А. М. БУТЛЕРОВНИНГ ХИМИЯВИЙ ТУЗИЛИШ НАЗАРИЯСИ

1861 йил А. М. Бутлеров ўзининг қуйидаги химиявий боғланиш назариясини яратди: а) атомлар молекулада бир-бири билан маълум тартибда бирикади; б) атомларнинг бирикиши уларнинг валентликларига мос ҳолда содир бўлади; в) химиявий моддаларнинг хоссалари атомларининг сони ва табиатигагина боғлиқ бўлмасдан уларнинг жойланишига, яъни молекуланинг химиявий тузилишига боғлиқдир:

Бу назария айниқса органик моддаларнинг тузилишини ҳар томонлама тушунтириб, юқорида кўриб ўтилган назарияларга зарба берди. Химиявий ўзгаришларни Бутлеров назарияси асосида ўрганиш орқали, молекула тузилишини аниқлаш мумкин. Бу назария моддалар тузилишини аниқлайдиган усулларни юзага чиқарди.

Масалан, этил спиртининг молекуласи  $C_2H_6O$  формулага эга. Бу модда таркибига кирувчи элементларнинг валентликларини ҳисобга олган ҳолда икки хил тузилишни ҳосил қилишнинг мумкин:



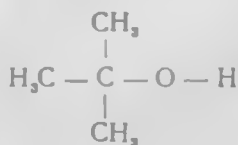
Этил спиртининг химиявий реакцияларини ўрганиш натижасида биринчи тузилиш тўғрилиги исботланди. Чунончи, этил спиртга натрий металини таъсир эттирганда натрий метали фақат битта водород атоми билан алмашинади:



Чунки битта водород атоми бошқа водород атомларидан фарқ қилиб, углерод билан эмас, кислород билан боғланган. Худди шу кислород билан боғланган ягона водород металл билан ўрин алмашади. Химиявий тузилиш назарияси яратилгандан кейинги юз йилдан ортиқ вақт ичида олимлар томонидан кўп минглаб органик ва элемент-органик моддаларнинг химиявий формулалари топилди. Баъзи моддаларнинг формулаларини аниқлаш жуда кўп йиллар талаб қилди. Масалан, хинин молекуляр тузилишини аниқлаш учун олимлар 60 йил давомида изланишлар олиб бордилар.

Бу усуллар билан молекуладаги атомнинг жойлашишини аниқлашга доир тадқиқотлар Бутлеров назариясини тасдиқлади. Бинобарин, А. М. Бутлеров назарияси молекула тузилишини замонавий талқин қилишда асосий назария бўлиб қолди. Химиявий тузилиш назарияси фанга молекуладаги атомларнинг ўзаро таъсири ҳақидаги тушунчани киритди. Шунга асосан, молекулада фақатгина бир-бири билан боғланган атомларгина роль ўйнамасдан, балки ҳамма атомлар бир-бирига ўзаро таъсир қилади. Ўзаро боғланган атомларнинг бир-бирига таъсир эффекти нисбатан кичик миқдорга эга бўлади. Бу эффектни — *индукцион эффект* деб аталади.

Буни қуйидаги мисолда кузатиш мумкин: агар учламчи бутил спиртда бир метил гурппадаги ҳамма водород атомларини фтор атоми билан алмаштирсак, спирт кислота хоссасини намоён қилади:



Бунга сабаб, фторнинг электронга мойиллик хоссаси кучли бўлгани учун у электронларни ўзига тортади. Бу эса молекуладаги электронларни занжир бўйлаб силжитади:



Бу силжиш, индукцион эффект ҳосил қилувчи атомларнинг чиқиб кетishi билан йўқола боради. Шундай қилиб, А. М. Бутлеров назарияси 1823 йилда Либих ва Вёлерлар томонидан кашф этилган ва химиявий тузилишни характерлашда изомерия ҳодисасини ҳам тушунтиришда катта аҳамиятга эга бўлди.

Таркиби ва молекуляр массалари бир хил, тузилиши ёки атомларнинг фазода ҳар хил жойланиши натижасида хоссалари билан фарқланувчи моддалар мавжуд бўлиши ҳодисаси *изомерия* дейилади. Бундай хусусиятга эга бўлган моддалар ўз навбатида *изомерлар* номи билан маълум.

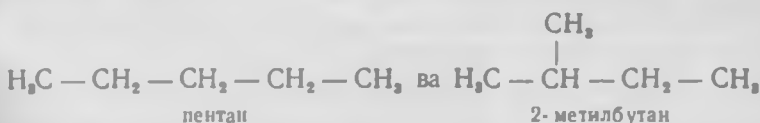
Ҳозирги вақтда икки хил изомерия маълум.

I. Тузилиш изомерияси.

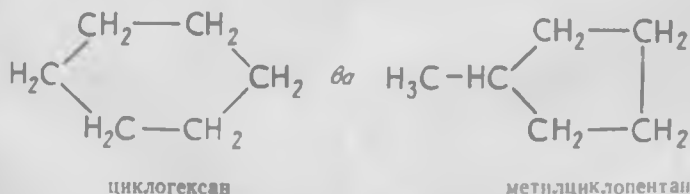
II. Фазовий изомерия.

**Тузилиш изомерияси** — молекуладаги атомларнинг бир-бири билан кетма-кет боғланишларини характерлайди. Тузилиш изомериясининг бир неча хиллари маълум.

Агар молекулалар структурани ташкил қилувчи атомларнинг жойланиши билан фарқ қилса, бундай изомерияга скелет изомерия деб аталади. Масалан:



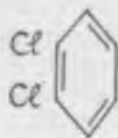
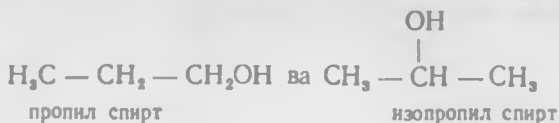
Бундай тузилишдаги изомерлар сони молекуладаги углерод атомлар ортиши билан тезда ортиб боради, яъни  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  да 5 та бўлса,  $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$  да эса 366319 тага етади. Ҳозирги вақтда  $\text{C}_{100}\text{H}_{202}$  таркибли бирикмалар мавжудлиги маълум. Бундай изомерларни қуйидаги мисолларда ҳам кўрсатишимиз мумкин:



Бир хил тузилишга эга бўлган, лекин функциял группаларнинг жойланиши билан бир-бирдан фарқ қиладиган молекулалардаги изомерия

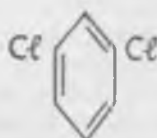


ҳолат изомерияси деб аталади. Функционал группага —OH, —NO<sub>2</sub>, —NH<sub>2</sub>, —COOH, —SO<sub>3</sub>H ва бошқалар мисол бўла олади.



ортодихлорбензол

ва



метадихлорбензол

#### 4.4. ХИМИЯВИЙ БОҒЛАНИШ

Молекулада атомларни тутиб турадиган кучларнинг йиғиндига химиявий боғланиш деб аталади. Ҳозирги даврда химиявий боғланишнинг беш тури маълум: 1) ион боғланиш, 2) ковалент боғланиш, 3) металл боғланиш, 4) водород боғланиш, 5) Ван-дер-Вальс кучлари асосидаги боғланиш.

Химиявий боғланишларнинг дастлабки уч тури (1, 2, 3) энг кучли боғланишлар ҳисобланади. Сўнгги икки тури эса (4, 5) кучсиз боғланишдир.

Химиявий боғланиш (1—2) ёки валент боғланиш назариясида қуйидаги ҳолатларни ойдинлаштириш талаб этилади.

1. Нима сабабдан баъзи атомлар бир-бирларига турли шароитларда таъсирлашганда, чунончи.



каби бирикмалар ҳосил қилади-ю, баъзи атомлар, масалан, He билан He, Be билан Be, He<sub>2</sub> ва Be<sub>2</sub> каби бирикмалар ҳосил қилмайди.

2. Боғланиш энергиясининг моҳияти нимадан иборат?

3. Нима учун атомлар маълум нисбатларда бирикади?

4. Боғланиш табиати — боғланиш узунлиги ва улар орасидаги бурчаклар қандай бўлади?

Химиявий боғланиш вужудга келишининг сабаби шундаки, атом ёки ионлар бир-бири билан таъсирлашганда уларнинг энергия запаслари уларнинг ҳар бири айрим-айрим ҳолда бўлганларидагига қараганда камроқ қийматга эга бўлади, бунинг натижасида система барқарор ҳолатга ўтади.

Бироқ система бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтганда унинг энергия запаси камайса, бу ҳодиса системанинг энергетик афзаллик хоссаи деб аталади. Бинобарин, системада энергетик афзаллик содир бўлиши атомлардан молекулалар ҳосил бўлишига олиб келади. Химиявий боғланиш—боғланиш энергияси ва

боғланиш узунлиги деб аталадиган икки катталиқ билан характерланади. Бу катталиқлар молекулаларнинг химиявий хоссалари, шакли (структура тузилиши) ва атомларнинг ионланиши қандай бўлишини белгилайди.

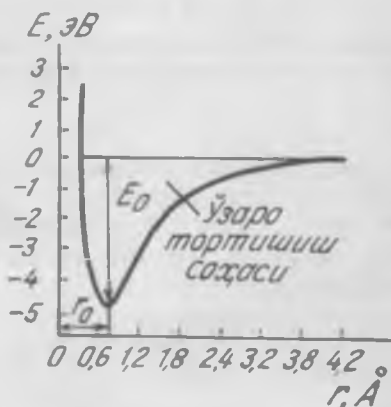
Масалан: иккита водород атомининг ўзаро таъсирланиши натижасида  $H_2$  молекула ҳосил бўлади. Агар атомлар бир-бирларига яқин масофада таъсир этса, улар орасида электростатик кучлар пайдо бўлади, яъни иккита атомнинг ўзаро таъсири натижасида улар орасида икки хил куч пайдо бўлади:

а) биринчи атом ядроси ( $H_A$ ) билан иккинчи атом электронлари  $1S^B$  орасидаги тортишиш кучи ва иккинчи атом ядроси ( $H_B$ ) билан биринчи атом электронлари  $1S_A$  орасидаги тортишиш кучи (система энергиясининг камайиши) содир бўлади;

б) ядролар —  $H_A$  билан  $H_B$  ва электронлар —  $1S_A$  билан  $1S_B$  орасидаги итарилиш кучлари (система энергиясининг ошиши) содир бўлади.

Электронларнинг умумий энергияси билан ядроларнинг итарилиш энергияси орасидаги муносабатни график усулда тасвирлаш мумкин. (4.1- расм). Агар ядролараро масофа ( $r$ ) жуда кичик бўлса, улар орасидаги энергия асосан итарилиш энергиясини ифодалайди ва унинг миқдори чексизликка интилади. Ядролараро масофанинг катталашиши тортишиш кучи ҳосил бўлишига сабаб бўлади, бунинг натижасида энергия минимум қийматга эга бўлади, бу барқарор водород  $H_2$  молекуласидаги ядролараро масофа ( $r_0$ ) ни ифодалайди ва системадаги энергетик афзалликни кўрсатади. Ядролараро масофани аниқ  $r_0$  га тенг деб айтиш у қадар тўғри эмас, чунки бундай ҳолат ноаниқлик принципига зид келади. Демак,  $r_0$  — ядроларнинг молекулада бўла олиш эҳтимолини ифодалайдиган ўртача миқдордир.  $D_e$  — электрон энергияларнинг диссоциланиши  $D_0$  — энергиянинг муайян ҳолатдаги диссоциланиш энергияси. Бу энергия тажриба йўли билан аниқланади. Тажриба натижалари икки типдаги химиявий боғланишни — ион ва ковалент боғланишлар борлигини тасдиқлайди. Ион боғланишли молекулалар қутбли эритмаларда эритилганда ионларга диссоцилланади. Ковалент боғланишли молекулаларда бундай ионларга диссоциланиш кузатилмайди.

Химиявий боғланиш хусусияти ўзаро бирикувчи атомларнинг нисбий электроманфийликлари айирмасига боғлиқ бўлади. Агар икки элементнинг нисбий электроманфийликлари орасидаги айирманинг миқдори 1,5 дан то 3,3 эВ га тенг бўлса, бу атомлар орасида нон боғланиш ҳосил бўлади. Агар бу айирма 1,5 эВ дан



4.1- расм. Икки атомли молекуланинг потенциал энергиясининг ўзгариши

$E$  — ядро энергияси,  $r$  — молекулаи ҳосил қилувчи ядролараро масофа.

кичик бўлса, у ҳолда атомлар орасида ковалент боғланиш вужудга келади.

Химиявий боғланишда асосан валент электронлар иштирок этади. *s* ва *p*-элементларда валент электронлар ролини энг сиртқи қаватдаги электронлар, *d*-элементларда эса сиртқи қаватнинг *s*-электронлари ва сиртқидан олдинги қаватнинг қисман *d*-электронлари бажаради.

Льюис назариясига кўра ион боғланиш атомларнинг бир-бирига таъсирлашиши натижасида юзага келадиган электростатик, яъни кулон кучлари таъсирида ҳосил бўлади. Иккита атом орасида бир ёки бир неча умумий электрон жуфтлар ҳосил бўлишидан эса ковалент боғланиш вужудга келади.

#### 4.5. ХИМИЯВИЙ БОҒЛАНИШНИНГ АСОСИЙ ХОССАЛАРИ

Молекулани тасвирлайдиган асосий кўрсаткичлар — атомлар орасидаги боғланиш узунлиги (ядролараро масофа), улар орасидаги бурчак, молекула ҳосил бўлишидаги ядролараро чизик ва боғланиш энергиялари молекуланинг мустаҳкамлигини белгилайди. Боғланиш энергияси химиявий боғланишни узиш учун сарф қилинган энергияни билдиради. Молекулани тулиқ тавсифлаш учун улардаги электронларнинг зичлигини ва энергетик поғоначалар бўйича тақсимланишини билиш керак.

**Боғланиш узунлиги.** Боғланиш узунлиги *d* ни характерлайдиган атом ва ион радиуслари ёки молекула ўлчамини Авогадро сони орқали баҳолаш мумкин. Масалан, бир молекула сувга туғри келадиган ҳажмни қуйидагича аниқлаш мумкин:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{18}{(6,023 \cdot 10^{23})} = 29,9 \cdot 10^{-24} \text{ см}^3$$

бу ердан

$$d_{\text{H}_2\text{O}} \approx \sqrt[3]{29,9 \cdot 10^{-24}} \approx 3 \cdot 10^{-8} \text{ см} = 0,3 \text{ нм}$$

Ҳақиқий боғланиш узунлиги 0,1 нм атрофида бўлади. Боғланиш узунлигини тахминан қуйидаги формула билан аниқлаш мумкин.

$$d_{\text{A-B}} = \frac{(d_{\text{A-A}} + d_{\text{B-B}})}{2}$$

Бу ерда ҳар қайси атомнинг атомлараро масофа ҳосил бўлишидаги ҳиссаси ҳисобга олинади. Шу усул асосида баъзи молекулаларнинг боғланиш узунлиги *d* аниқланган. Масалан  $d_{\text{H}_2} = 0,074$ , нм,  $d_{\text{O}_2} = 0,109$  нм,  $d_{\text{O}_3} = 0,121$  нм. Д. И. Менделеев даврий системасида элементларнинг атом (ион) радиусларининг маълум қонуният орқали ўзгариши ядролараро масофаларнинг ўзгариши билан боғлиқдир.

Масалан: НХ типидagi молекулалар учун ядролараро масофалар қуйидагича ўзгаради:

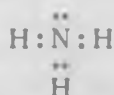
$$\begin{aligned} \text{H} - \text{F} &\dots 0,092 \text{ нм} \\ \text{H} - \text{Cl} &\dots 0,128 \text{ нм} \\ \text{H} - \text{Br} &\dots 0,142 \text{ нм} \\ \text{H} - \text{I} &\dots 0,162 \text{ нм} \end{aligned}$$

Боғланишда иштирок этаётган ҳар қайси атомнинг аτροφини ўраб олган электрон жуфтлар (Льюис формуласида булар икки нуқта билан белгиланади) электрон булутлар деб қаралади. Бу электрон булутларнинг итарилиши натижасида электронлар мумкин қадар бир-бирларига нисбатан узоқроқ жойлашишга интилади, у ҳолда электрон булутлари бир-бирларига бир хил таъсир этади деб ҳисоблаб, уларни қуйидагича тақсимлаш мумкин.

Электрон булутларининг сони ва жойлашиши

|   |                                                            |
|---|------------------------------------------------------------|
| 2 | чизикли                                                    |
| 3 | учбурчак                                                   |
| 4 | тетраэдрик                                                 |
| 5 | тригонал бипирамида                                        |
| 6 | октаэдрик                                                  |
| 7 | етти қиррали—яъни қўшимча тсмонли октаэдрик тузилишга эга. |

«Тетраэдрик» ва ҳоказо сўзлари, марказга жойлашган атомга нисбатан қирралар бўйлаб йўналган электрон булутларининг қопланишини англатади. Агар молекулада боғланишда иштирок этмайдиган жуфтлашмаган электронлар мавжуд бўлса, атомлар жойланиши бешқача конфигурацияга эга бўлади. Масалан, аммиак молекуласида тетраэдрик жойлашган тўртта электрон жуфт мавжуд бўлишига қарамай, молекула пирамида тузилишига эга бўлади. Чунки молекулада тетраэдрик электрон жуфтларнинг ҳаммаси атомлар билан банд бўлмасдан, битта электрон жуфт буш қолган (4.2- расм).

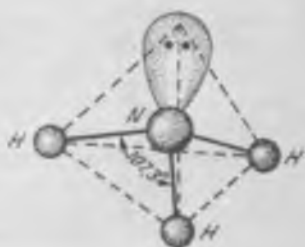


Бу кўрсатилган оддий моделни қуйидаги қўшимча маълумотлар билан тўлиқ тасвирлаш мумкин.

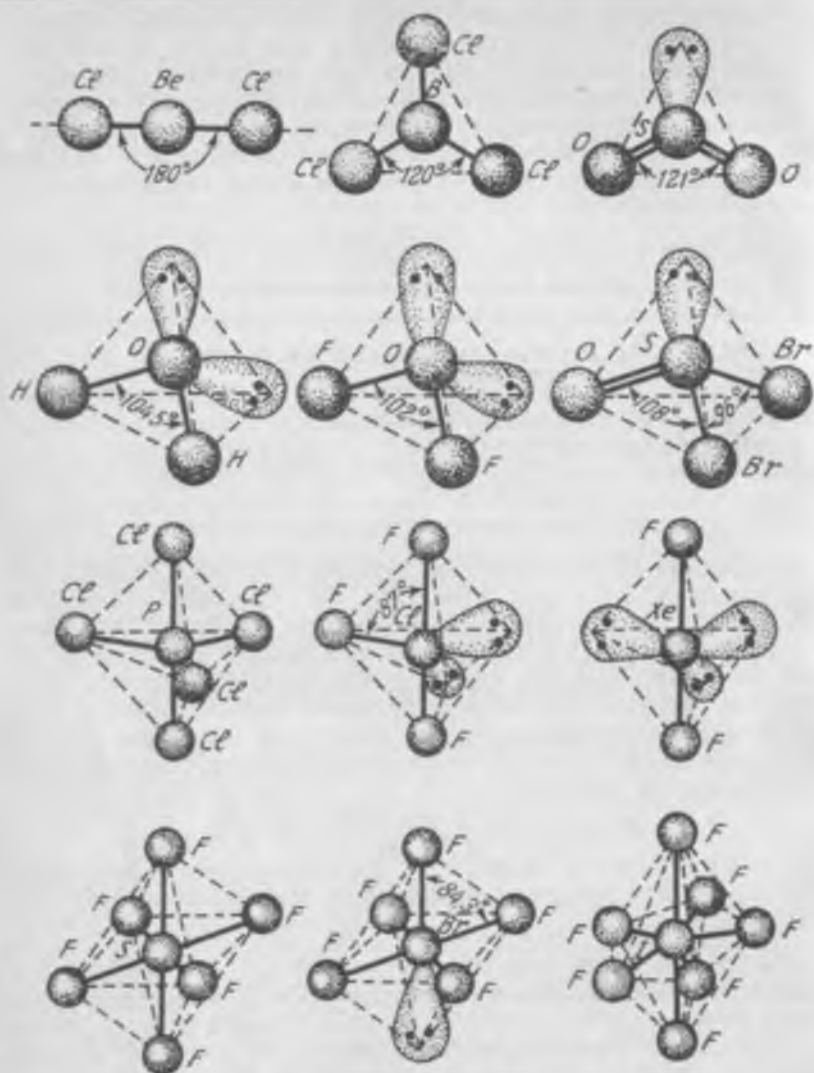
1. Иккиламчи боғланишдаги электрон булут бирламчи боғланишга қараганда катта ҳажми эгаллайди.

2. Атом билан боғланган электрон жуфтининг булутлари боғланмаган электрон булутларга қараганда кам ҳажми эгаллайди, чунки биринчи ҳолатда атомларнинг ўзаро таъсири вужудга келади.

3. Агар марказий атом билан бириккан атом қанчалик электр манфий бўл-

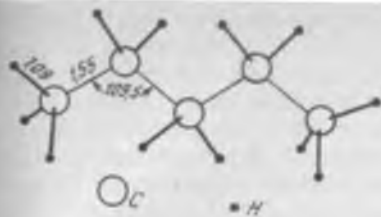


4.2- расм. Аммиак молекуласининг конфигурациясини тусунтириш схемаси.



4.3-расм. Электрон жуфгларининг итарилиш модели асосида турли молекулаларни тушунтириш схемаси.

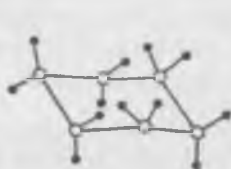
са, марказий атом электрон жуфт учун шунчалик кам ҳажм талаб қилади. Бундай маълумотлар оддий моделлардан четга чиқиш ҳолларини яхши изоҳлайди. Юқорида келтирилган усул турли молекулалар тузилишини тавсифлашда катта аҳамиятга эга. Бу усул билан аниқланган ҳар хил молекулаларнинг тузилиши қуйидаги шаклларда кўрсатилган (4.3-расм). Шаклларда



4.4- расм. Нормал пентан молекуласининг тузилиши.



4.5- расм. Циклопентан молекуласининг тузилиши.



а



б

4.6- расм. Циклогексан молекуласининг тузилиш вариантлари.

келтирилган конфигурацияларнинг оддий моделларини таққослаб, уларга аниқлик киритиш тавсия қилинади.

Алифатик органик бирикмаларда  $C-C$  боғланиш узунлиги 0,154 нм га,  $C-C$  боғланиш орасидаги валент бурчаги эса  $109^{\circ}28'$ : метан қаторидаги углеводородлар синиқ чизиқли занжир ҳосил қилади. Қуйида мисол тариқасида нормал пентан молекуласининг тузилиши тасвирланган (4.4-расм). Туйинган циклик углеводородларда  $C-C$  ва  $C-H$  боғланиш узунлиги юқорида кўрсатилган қийматга эга, бироқ уларда валент бурчаклар ўзгарган. Бу ўзгариш циклда кучланиш ҳосил бўлишига олиб келади. Шунинг учун циклопентан молекуласи тетраэдрик бурчакка эга бўлиб, ундаги тўртта атом битта текисликка жойлашади ва бешинчи атом эса тахминан 0,05 нм юқорида жойлашган (4.5-расм). Циклогексан молекуласи ҳам бир текис жойлашмаган тетраэдрик валент бурчакли тузилишга эга. Бу ерда у икки кўринишда бўлиши мумкин (4.6-расм). Биринчи тузилиш эҳтимолга яқин ҳисобланади. Юқорида келтирилган углерод бирикмалари мисолида биргина углерод элементи учун валент бурчаклар ҳар хил бирикмаларда турли қийматга эга эканлигига ишонч ҳосил қилиш мумкин. Валент бурчакни аниқлаш учун электроннографик, рентгенографик, спектраль методлардан ташқари диполь моментини ўлчаш методидан ҳам фойдаланилмоқда.

Боғланиш мустаҳкамлиги. Химиявий боғланиш мустаҳкамлиги боғни узиб юбориш учун зарур бўлган энергия миқдори билан, ёки бир нечта атомлар бирикиб молекула ҳосил қилишида сарфланган ҳамма энергиялар йиғиндиси билан белгиланади. Химиявий боғни узиб юбориш энергияси (диссоциланиш энергияси) ҳар доим

мусбат қийматга, боғланиш ҳосил бўлиш энергияси эса миқдор жиҳатидан боғни узиш энергиясига тенг бўлиб, манфий қийматга эга бўлади. Икки атомли молекулаларда боғланиш энергияси миқдор жиҳатидан диссоциланиш энергиясига тенг бўлади. Кўп атомли, бир хил боғланиш типига эга бўлган молекулаларда (масалан, АВ типигаги молекулалар учун) ўртача боғланиш энергияси,  $n$  та атом бирикиб ҳосил қилган умумий энергиянинг  $1/n$  қисмига тенг бўлади. Масалан;



Бу процессда ютилган энергия миқдори 1645,8 кЖ/моль га тенг. Лекин метан молекуласида ҳамма тўртта С—Н боғланиш бир-бирига тенг. Шунинг учун ўртача боғланиш энергияси қуйидагича бўлади:

$$E_{\text{C-H}} = 1645,8 : 4 = 411,4 \text{ кЖ/моль}$$

Бу ҳисоблаш  $E$  нинг маълум масштабдаги қийматини аниқлаб берди. Водород учун 434,7 кЖ/моль, кислород учун 493,2 кЖ/моль. Ҳар қайси  $E$  нинг қийматини бир молекула учун тадбиқ қилсак, тахминан  $4,18 \cdot 10^{-18}$  кЖ миқдорга эга бўламиз.

Агар В атомлар  $\text{AB}_n$  молекуладан бирин-кетин узилиб чиқади деб фараз қилсак, у ҳолда молекулаларнинг диссоциланиши системадаги ядро ва электрон конфигурацияларининг ўзгаришига сабаб бўлади. Натижада молекула таркибига кирувчи атомларнинг таъсирланиш энергиялари ўзгаради. Масалан: метанда С—Н орасидаги бурчаклар  $109^\circ 28'$  га бараварлиги ҳолда  $\text{CH}_4$  орасидаги бурчак  $120^\circ$  га атрофида бўлади, у ҳолда метандаги тетраэдрик группа бир текис метил радикалга айланиб кетади. Шунинг учун В атомларнинг  $\text{AB}_n$  молекуладан бирин-кетин ажралиб чиқиш энергияси бир хил бўлмайди. Бундай ҳолларда турли шароитлар бўлиши мумкин. Бунга  $\text{H}_2\text{O}$  молекуласини мисол қилиб олиш мумкин. Битта водород атомини узиб олиш учун 493,2 кЖ/моль, иккинчи водородни ажратиб олиш учун 426,36 кЖ/моль энергия ( $\text{OH}$  — радикалининг мустаҳкамлиги) сарф қилинади. Баъзи молекулаларда бир атомнинг узила бориши билан энергия ортиб боради. Масалан,  $\text{AlCl}_3$  молекуласидан хлор атомларининг узулиши учун 380,38; 407,1; 497,42 кЖ/моль энергия сарфланади. Бундан мураккаб ҳоллар ҳам бўлиши мумкин.

Лекин метандан водород атомларининг узилиб бориши учун 426,36; 367,84; 517,52; 334,4 кЖ/моль энергия сарф қилингани билан, ҳар қандай модданинг ўртача боғланиш энергияси, алоҳида олинган атомларнинг боғланиш энергияларининг ўртача арифметик қийматларига тахминан тенг бўлади. Яъни метан  $\text{CH}_4$  учун бу миқдор қуйидагига тенг бўлади.

$$E_{\text{C-H}} = \frac{426,36 + 367,84 + 517,52 + 334,4}{4} = 411,4 \text{ кЖ/моль.}$$

Кўпгина атомларнинг узилиш энергиялари номаълум бўлгани учун, бундай ҳисобларни фақат айрим ҳоллардагина бажариш мумкин. Агар молекула икки хил ва ундан ортиқ ҳар хил атомлардан таркиб топган бўлса, у ҳолда боғланиш энергиясининг ўр-

тача арифметик қиймати диссоциланиш энергиясига тўғри келмайди. Бундан ташқари молекула турли хил боғланишлардан иборат бўлса, ҳар қайси алоҳида олинган боғланиш учун  $E$  нинг қиймати ҳам турлича бўлади. Бу миқдор атомлардан молекулалар ҳосил бўлиш энергиясини ҳисоблашга имкон беради. Масалан, углерод ва водород атомлари бирикишидан олинган пентан молекуласининг ҳосил бўлиш энергиясини қуйидаги тенглама билан аниқлаш мумкин: (бу ҳисоблаш тахминий бўлиб, тажриба натижалари асосида аниқлик киритилади).

$$E_{C_5H_{12}} = 4E_{C-C} + 12E_{C-H}$$

4.1- жадвалда баъзи атомларнинг боғланиш энергиялари келтирилган. Жадвалда келтирилган натижаларга асосланиб, бу миқдорлар элементлар даврий системасида маълум қонуният билан ўзгариб боришига ишонч ҳосил қиламиз. Масалан: углерод билан галогенлар орасидаги боғланиш энергиясининг  $C-G$  ( $G=F, Cl, Br, I$ ) қатор бўйича юқоридан пастга қараб камайишини, углерод ва галоген орасидаги ядролараро масофанинг ортиши билан боғлаб тушунтириш мумкин, яъни  $C-F$  атомлари орасидаги боғланиш мустақкам эканлигини, углеводородларнинг фторли ҳосилаларининг инерт хоссага эга эканлиги билан тушунтириш мумкин (масалан:  $C_n F_{2n+2}$ ). Боғланиш мустақкамлигининг қатор бўйича кучайиб боришини атомлараро масофанинг қисқариши

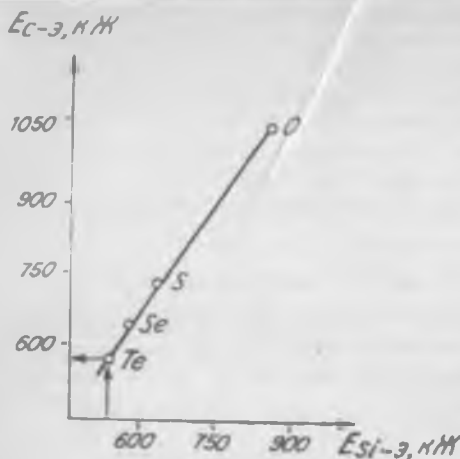
4.1- жадвал

Химиявий боғларнинг узунлиги ва узилиш энергияси

| Боғланиш турлари | Бирикмалар                      | Боғланиш узунлиги, нм | $E$ , кЖ/моль |
|------------------|---------------------------------|-----------------------|---------------|
| $C-H$            | Туйинган углеводородлар         | 0,1095                | 412,6         |
| $C-F$            | $CH_3F$                         | 0,1381                | 486,1         |
| $C-Cl$           | $CCl_4, CHCl_3$                 | 0,1767                | 316,8         |
| $C-Br$           |                                 | 0,194                 | 264,4         |
| $C-I$            |                                 | 0,214                 | 197,3         |
| $C-C$            | Туйинган углеводородлар         | 0,154                 | 331,5         |
| $C-C$            | Бензол                          | 0,140                 | 486,2         |
| $C-C$            | Этилен ва унинг ҳосилалари      | 0,134                 | 587,3         |
| $C-C$            | Ацетилен қатори углеводородлари | 0,120                 | 822,1         |
| $C-O$            | $CO_2$                          | 0,1160                | 798,8         |
| $O-H$            | $H_2O$                          | 0,0958                | 460,2         |
| $O-H$            | Спиртлар                        | 0,096                 | 440,6         |
| $O-O$            | $H_2O_2$                        | 0,148                 | 139,2         |
| $S-H$            | $H_2S$                          | 0,1346                | 362,8         |
| $S=O$            | $SO_2$                          | 0,1432                | 526,3         |
| $N-H$            | $NH_3$ , аминлар                | 0,1008                | 384,6         |
| $N=O$            | $NO$                            | 0,1151                | 624,5         |
| $As-H$           | $AsH_3$                         | 0,1519                | 198,6         |

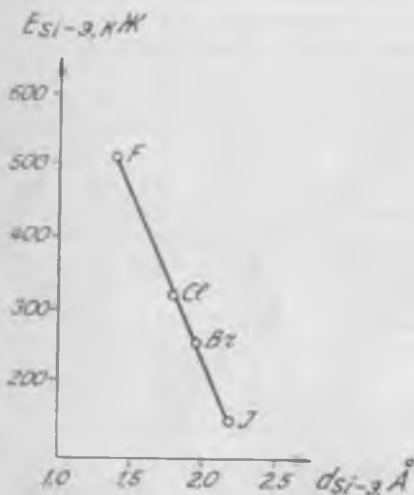
билан изоҳлаш мумкин. Бирламчи боғланишдан иккиламчи ва учламчи боғланишга ўгишда боғланиш энергияси ортиб боради, лекин бу ўзгариш карраланик боғланиш ўзгаришига пропорционал мустақкамланмайди. Бир хил типдаги боғланишлар учун  $E$  қийматининг маълум бир қонуният





4.7-расм. Кремний ва углерод бирикматари-  
нинг боғланиш энергиялари графиги.

Энди  $E$  қийматини бир қаторга жойлашган моддаларнинг бош-  
қа хоссалари билан таққослаб кўрамиз. Юқорида айтиб ўтилга-  
нидек, боғланиш энергияси, боғланиш узунлиги ортиши билан ка-  
майиб боради. Биринчи тасаввурда бир-бирига ўхшаш элемент-  
ларда энергия камайиши тўғри чизиқли эканлиги куринади: ма-  
салан,  $C-Э$  ( $Э-F, Cl, Br, I$ ) боғланиш қаторини таққослаш (4.8-



4.8-расм. Кремний билан галогенлар би-  
рикматариининг боғланиш энергияси билан  
боғланиш узунлиги орасидаги муносабат.

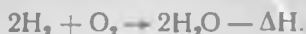
билан ўзгаришини баҳолаш  
учун (таққослаб) ҳисоблаш  
усулини қўллаш мумкин, бунда  
икки қатордаги бир хил типга  
эга бўлган бирикмаларнинг  
ўртача боғланиш энергиялари  
таққосланади. Масалан,  $Э_2$  ва  
 $НЭ$  боғланиш қаторлари (бу  
ерда  $Э = Cl, Br, I$  лар) даги  
таққослаш 4.7-расмда кўрса-  
тилган.

Бу расмда олтинчи группа  
асосий группачаси элементла-  
рининг углерод ва кремний  
билан ҳосил қилган бирикмала-  
рининг ўртача боғланиш энер-  
гия миқдорлари кўрсатилган  
(белгиланган кўрсаткичдан чет-  
га чиққан  $E_{C-Te} \approx 551,8$  кЖ/  
моль унча аниқ бўлмаган қий-  
матга эга).

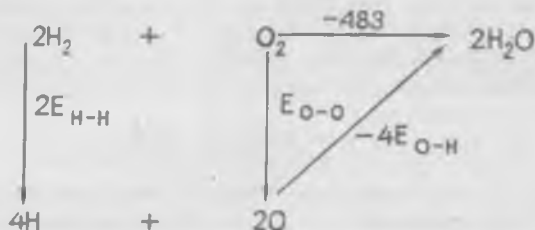
расм)да келтирилган. Бундай  
таққослашларга углерод билан  
углерод орасидаги ядролараро  
масофа ва боғланиш энергия-  
сини ёки боғланишнинг карра-  
лилиги билан энергия ўзга-  
ришларини ҳам мисол қилиб  
олса бўлади.

Боғланиш энергияси  $E$  нинг  
қийматини органик бирикма-  
ларда аноорганик бирикмалар-  
дагига қараганда яққол ифода-  
лаш мумкин. Чунки, органик  
бирикмаларнинг молекулалари  
кўпинча бир хил боғланишга  
эга, аноорганик бирикмаларда  
эса боғланишларнинг ҳар хил  
типи мавжуд. Боғланиш энер-  
гиясини ўлчайдиган усуллар-  
дан фойдаланмасдан туриб,  
турли процессларнинг энерге-  
тик эффектини спектрал ана-

лиз қилиб ёки ҳамма алоҳида олинган элементлараро боғланишлар энергиясини билган ҳолда ҳам ҳисоблаш мумкин. Масалан, водороднинг ёниш реакциясида 475,2 кЖ энергия ажралиб чиқади.



Бу процесс қуйидагича содир бўлади. Биринчи навбатда Н — Н ва О — О боғланишлар узилади, ҳосил бўлган атомлар бир-бири билан бирикиб  $\text{H}_2\text{O}$  молекуласини ҳосил қилади.



У ҳолда энергиянинг сақланиш қонунига асосан қуйидагига эга бўламиз:

$$2E_{\text{H-H}} + E_{\text{O-O}} - 4E_{\text{O-H}} = 475,5 \text{ кЖ}$$

Бу ерда икки боғланиш энергиясини билган ҳолда учинчи боғланиш учун  $E$  ни топишимиз мумкин:

$$E_{\text{O-H}} = \frac{(2E_{\text{H-H}} + E_{\text{O-O}} + 475,2)}{4}$$

Бу тенгламага  $E_{\text{H-H}} = 431,8$  ва  $E_{\text{O-O}} = 493,2$  кЖ/моль миқдорларини қўйиб,  $E_{\text{O-H}} = 458,0$  кЖ/моль эканлигини топамиз.

Атомлардан бирикмалар ҳосил бўлишидаги энергия миқдори барча боғланишлар энергияларининг миқдорига тенг бўлиб, ишоралари қарама-қаршидир. У ҳолда молекуланинг ўзи ҳам ва диссоциланиш маҳсулотлари ҳам абсолют ноль температурада идеал газларнинг хоссаларига эга бўлади, деб фараз қилишимиз мумкин. Амалда химиклар кўпинча юқори температурада, босимда ва қўзғалган атомлар иштирокида содир бўладиган химиявий процессларга дуч келадилар. Боғланиш энергиясига температура ва босимнинг таъсири кам бўлса-да, атомларни қўзғалган ҳолатга ўтказиш катта энергетик эффект талаб қилади.

#### 4.6. ИОН БОҒЛАНИШ

Ион боғланиш электростатик назария асосида тушунтирилади. Бу назарияга мувофиқ, атомнинг электрон йўқотиши ёки электрон бириктириб олиши натижасида ҳосил бўладиган қарама-қарши зарядли ионлар электростатик кучлар воситасида ўзаро тортишиб, барқарор система ҳосил қилади. Бундай барқарор система ҳосил бўлишида таъсир этувчи атомларнинг электростатик энергияси ўзгаришини кўриб чиқамиз. Бу хилдаги энергияни қу-

идаги атомлар: а) электрон йўқотган атомлар, яъни мусбат зарядланган ионлар-катионлар; б) электрон бириктириб олган атомлар, яъни манфий зарядланган ионлар-анионлар ҳосил қилиши мумкин.

Биринчи хил атомлар электр валентлиги ион зарядига тенг бўлса электр мусбат атом, иккинчи хилдагилари эса электрон манфий атомлар деб аталади. Газ ҳолатдаги цезий ва хлор атомларининг таъсирини кўриб чиқайлик. Атомларнинг ионларга айланиши икки энергетик процесс натижасида содир бўлади.

Биринчидан — цезий атоми ўзининг 6s-орбиталидаги электронини чиқариб ион ҳолига ўтиши учун маълум миқдорда энергия олиши керак. Бу энергия ионланиш энергияси деб аталади ва бу энергия  $I$  ҳарфи билан белгиланади.



Иккинчидан, цезий атомидан чиққан электрон хлор атомидаги 3p-орбиталида жойлашган электрон билан жуфтлашиши натижасида ўздан маълум миқдордаги энергияни чиқариши керак. Бу энергия хлор атомининг электронга мойиллиги деб аталади ва у  $E$  ҳарфи билан белгиланади:



Газ ҳолатдаги цезий ва хлорнинг ионга айланиш процесси учун сарф бўлган энергия миқдори қуйидагича аниқланади:

$$3,73 \cdot 10^5 - 3,62 \cdot 10^5 = 0,11 \text{ Ж/моль}$$

Келтирилган ҳисоблаш натижаларидан кўриниб турибдики, таъсирланувчи атомлар ионларга қараганда анча барқарор, чунки улар кам энергияга эга.

Бир вақтнинг ўзида мусбат ва манфий заррачалар орасида тортишиш кучи ҳосил бўлиши системанинг потенциал энергиясини пасайтиришга сабаб бўлишини ҳам ҳисобга олиш керак. У ҳолда унинг миқдори Кулон қонунига асосан 1 моль модда учун қуйидагича топилади:

$$V = - \frac{N \cdot e^2 \cdot z_1 \cdot z_2}{r} \text{ Ж/моль}$$

Бу ерда:  $N$  — Авогадро сони ( $6,023 \cdot 10^{23}$ );

$e$  — электроннинг зарядлар сони,

$z_1$  ва  $z_2$  — ионларнинг заряди;

$r$  — ионлараро масофа

Агар ионлараро масофа 0,1 нм, электрон заряди  $e$  бўлса, битта зарядли ионлар учун юқоридаги тенглама қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$V = - \frac{332,6}{r} \text{ Ж/моль}$$

Агар системанинг энергия афзаллиги 12,1 кЖ/моль га тенг бўлса, у ҳолда

$$V = - \frac{332,6}{r} = - 1,21 \cdot 10^4 \text{ Ж/моль бўлади.}$$

Бу ерда цезий ва хлор ионлари орасидаги масофа  $r = 11,47$  нм бўлади. Кулон кучлари ҳисобига икки ионнинг таъсирлашиши натижасида потенциал энергиянинг камайиши кулон барқарорлик энергияси дейилади. Яъни:

1. Газ ҳолатдаги ионлар (цезий ва хлор)нинг кулон кучлари барқарорлаша бошлаши учун улар орасидаги масофа 11,47 нм дан кичик бўлиши керак. Шунинг учун цезий хлорид гази ҳосил бўлганда ионлар орасидаги масофа 0,29 нм га тенг бўлиши кузатилади.

2. Агар бошқа системалар учун ионланиш энергияси  $I$  ва электронга мойиллик  $E$  орасидаги фарқ катта бўлса, ионлар орасидаги масофа кичрая боради, чунки кулон барқарорлик энергияси ортиб боради.

Қаттиқ ҳолатда ҳар қайси ион атрофни қарама-қарши зарядли тўртта, олтита ёки саккизта ионлар қуршаб олиши мумкин. Бунда кулон барқарорлик энергияси кучая боради.

Масалан: кальций оксидида ион боғланиш фақат қаттиқ ҳолатдагина мавжуддир. Бундай боғланиш буғ ҳолатда бўла олмайди. Чунки буғ ҳолатда кулон барқарорлик энергиясининг миқдори ионланиш энергиясидан анча кичикдир.

Қаттиқ ҳолатда ионлар жуда зич жойлашади, чунки ҳар қайси ион ўзига қарама-қарши зарядланган ионларни мумкин қадар кўп тортиб олишга интилади. Марказий ион билан қарама-қарши зарядланган ион ҳосил қилган боғланиш аини ионнинг координатсион сони дейилади. Ион боғланиш электростатик таъсир натижасида ҳосил бўлгани учун йўналувчанлик хоссасини намоён қилмайди. Чунки ион қарама-қарши зарядланган ионларни қандай ҳолатда туришидан қатъий назар ўзига тортаверади. Шунинг учун ион боғланишли кристаллар фақат турли ионларнинг геометрик жойланиши ва улар орасидаги масофа билан характерланади. Ионлар ўлчамининг координацион сони боғланишда иштирок этаётган ионлар радиусларининг нисбати билан белгиланади. Катион ва анион радиусларининг фарқи қанча катта, яъни  $r_{\text{катион}} < r_{\text{анион}}$  бўлса, координацион сон шунга кичик бўлади.

1. Агар  $\frac{r_{\text{катион}}}{r_{\text{анион}}} > 0,73$  бўлса, координацион сон 8 га тенг бўлади.

2. Агар  $\frac{r_{\text{катион}}}{r_{\text{анион}}} = 0,73$  дан 0,41 гача бўлса, координацион сон 6 га тенг бўлади.

3. Агар  $\frac{r_{\text{катион}}}{r_{\text{анион}}} < 0,41$  бўлса, координацион сон 4 га тенг бўлади.

Тажрибада фақат ионлараро масофа —  $r$  аниқланади, катион ва анионлар радиуси эса турли усуллар билан ҳисоблаб топилади.

#### 4.7. КОВАЛЕНТ БОҒЛАНИШ

Ион боғланиш назарияси билан фақат ишқорий металл галогенидлари ва шунга ўхшаш хилдаги моддаларнинг тузилишини тушунтириш мумкин. Лекин  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$  каби оддий моддалар

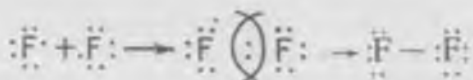
нинг тузилишини изоҳлаб бўлмайди. Бу хил моддаларнинг тузилиши 1916 йили Льюис яратган ковалент боғланиш назарияси асосида тушунтирилади.

Льюис назариясига кўра ҳар қайси икки атом ўзаро химиявий боғланганда, шу иккала атомдан биттадан электрон иштирок этиш натижасида ҳосил бўлган жуфт электрон иккала атомга тегишли бўлиб қолади. Бу назария ташқи электрон қаватида саккизта электрон бўлган атомларнинг барқарор бўлишига асосланган. Ковалент боғланиш ҳосил бўлишида иштирок этадиган атомларнинг электронлари жуфтлашиб, бир ёки бир неча электрон жуфтлар ҳосил бўлади. Ҳар қайси атом учун алоқадор бўлган электрон жуфтлар ҳисобига ўзларининг сиртқи қаватини саккизта электронга тўлдириб барқарорлашади.

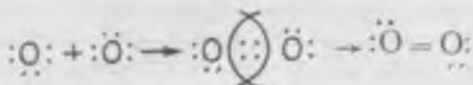
Масалан,



Ҳар қайси атомнинг умумий жуфт учун берадиган электронлари схемада нуқта билан тасвирланган, HCl молекуласида бир жуфт электрон икки ядро орасида жойлашиб қолиши билан барқарор конфигурация ҳосил қилади. Фтор атомида саккиз электронли қават ҳосил бўлиши учун бир электрон етишмайди:



Кислород атомида саккиз электронли қават ҳосил бўлиши учун икки электрон етишмайди:



Азот атомида саккиз электронли қават ҳосил қилиши учун учта электрон етишмайди. Шунинг учун икки азот атоми бирикиб, барқарор молекулага айланиши учун учта электрон жуфт ҳосил бўлади:



Лэнгмюр назариясига мувофиқ бирикувчи атомлар орасида ҳосил бўладиган электрон жуфтлар сони шу элемент валентлигини кўрсатади.

Льюис ва Лэнгмюрнинг ковалент боғланиш ҳақидаги электрон назарияси мураккаб бўлмаган моддалардаги химиявий боғланиш табиатини изоҳлаб берди. Лекин мураккаб моддалардаги боғла-

ниш табиатини тушутириб бера олмади. Фақат квант назарияси яратилгандан кейингина химиявий боғланишни тулиқ изоҳлаш имконияти туғилди. Ҳозирги вақтда квант назарияси асосида химиявий боғланиш табиатини тушутириш учун икки усулдан фойдаланилади:

1. Атом орбиталлар (АОУ) ёки валент боғланишлар усули;

2. Молекуляр орбиталлар усули (МОУ).

**Атом орбиталлар усули.** Атом орбиталлар усули билан химиявий боғланиш ҳосил бўлишини тушутириш назарияси 1927 йил Гейтлер ва Лондон томонидан яратилади. Бу назарияга мувофиқ молекулада электронлар атом орбиталларида жойлашган бўлади. Агар атом орбиталда электрон булутлари бир-бирини қопласа, у ҳолда электронлар қайси атом орбиталида бўла олишини аниқ айтиш мумкин эмас. Чунки электронлар хоссалари жиҳатидан бир-биридан фарқ қилмайди. Демак, электронларнинг чизиқли функцияси молекуладаги электронлар ҳар қайси атомда ҳам бўла олиш мумкинлигини ифодалайди. Атом орбиталлар усули билан химиявий боғланиш ҳосил бўлишини тушутиришда асосан қуйидаги тўртта шарт назарда тутилади:

1. Ўзаро бирикувчи атомларда электронларнинг спинлари қарама-қарши йўналишга эга бўлиши керак, чунки антипараллел спинли икки электрон бир-бирига яқинлашганда, уларнинг электрон булутлари бир-бирини қоплайди. Натижада шу икки электрон бир-бири билан жуфтлашади.

2. Бир-бирига таъсир этувчи атомларнинг электрон булутлари бир-бирини қоплаши керак.

3. Агар бирикувчи атомлардаги электронларнинг булутлари ўзаро бурчакларга эга бўлса, бирикиш натижасида ҳосил бўлган молекулада ҳам атомлар йўналувчан валентликлар намоён қилади.

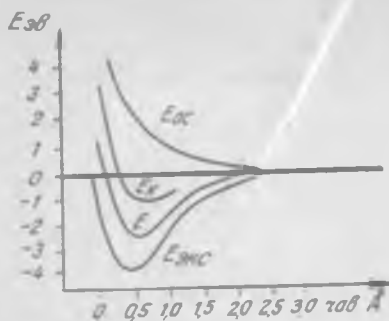
4. Валент боғланишлар ҳосил бўлишида айна атомнинг турли орбиталлари гибридлана олади.

Водород молекуласининг ҳосил бўлишини кўриб чиқамиз. Икки атом бирикиб молекула ҳосил бўлишида квант назариясини тадбиқ қилиш учун икки электроннинг шундай чизиқли функцияси ( $\varphi$ ) ни танлаб олиш керакки, ҳисоблаш натижасида система энг кам энергияга эга бўлсин.

Агар «А» ва «В» водород атомлари бир-биридан жуда узоқда турган бўлса, у ҳолда (1 ва 2) электронларнинг ҳаракати жуда оз даражада ўзгаради. Бу ҳолда электронларнинг чизиқли функцияси алоҳида олинган  $\varphi_A$  ва  $\varphi_B$  атомларниқига тенг бўлади. Икки атомдан тузилган системанинг тулиқ функцияси қуйидагича ифодаланади:

$$\varphi = \varphi_A + \varphi_B,$$

Бу тенглама электронларнинг системада бўла олиш эҳтимолини (координациясини) ифодалайди. Электронлар бир хил бўлгани учун биринчи электрон (1), В атом ядроси атрофида ва иккинчи электрон (2) А атом ядроси атрофида ҳаракатланиши ҳам мумкин.



4.9-расм. Водород молекуласи потенциал энергиясининг ўзгариши.

У ҳолда системанинг тўлиқ функцияси қуйидаги тенглама билан ифодаланиши мумкин:

$$\Psi = \Psi_{B_1} \cdot \Psi_{A_1}$$

Бу икки тенглама миқдори жиҳатидан бир-бирига тенг.

Юқорида келтирилган тенгламалар асосида аниқланган система энергияси тўлиқ функциясининг ( $E_\kappa$ ) график тасвири 4.9-расмда кўрсатилган.

4.9-расмдан кўриниб турибдики, ҳосил бўлган водород молекуласи барқарор, лекин тажрибада аниқланган потенциал энергия ( $e_{\text{таж}}$ )

назарий потенциал энергиядан фарқ қилади.

Гейтлер ва Лондон тажрибада топилган энергияни назарий энергияга яқинлаштириш учун системанинг чизиқли комбинация функциясини, ифодалайдиган тенгламани таклиф қилдилар:

$$\Psi = C_1 \Psi_{A_1} \cdot \Psi_{B_1} + C_2 \Psi_{B_1} \cdot \Psi_{A_1}$$

Бу ерда  $C_1$  ва  $C_2$  — системанинг тўлиқ функцияси минимал қийматга эга бўлган вақтидаги ўзгармас коэффициентлар.

Бу тенглама асосида топилган системанинг энергия функцияси  $E$   $E_\kappa$  га қараганда тажрибада топилган энергия  $E_{\text{таж}}$  га жуда мос келади. Бу тенглама икки хил ечимга эга:

1. Агар  $C_1 = C_2$  бўлса; ёки 2. Агар  $C_2 = -C_1$  бўлса; у ҳолда, электронларнинг тўлиқ функцияси икки хил бўлади:

$$\Psi_s = C [\Psi_{A_1} \cdot \Psi_{B_1} + \Psi_{B_1} \cdot \Psi_{A_1}] \quad (4.1)$$

$$\Psi_A = C [\Psi_{A_1} \cdot \Psi_{B_1} - \Psi_{B_1} \cdot \Psi_{A_1}] \quad (4.2)$$

Биринчи функция  $\Psi_s$  ядро ва электронларнинг координат ўқларга нисбатан симметрик функция,  $\Psi_A$  — антисимметрик функция деб аталадн.  $\Psi_s$  ва  $\Psi_A$  функциялар миқдори спин квант сонлар билан ифодаланади.

Агар электронлар молекулада симметрик  $\Psi_s$  — функция билан ифодаланса, ҳар хил спинли квант сонига эга бўлади, яъни электронларнинг ҳаракати турли йўналишда — антипараллел спинли бўлади. Агар электронлар молекулада антисимметрик  $\Psi_A$  функция билан характерланса, электронларнинг ҳаракати параллел спинга эга бўлади. Бундай ҳолатда электронларнинг булути ядролар орасида зичлана олмайди. ядролар бир-биридан узоқлашади, натижада икки атом ўзаро бирикиб молекула ҳосил қилмайди.

Антипараллел спинга эга бўлган икки электрон иккала ядро атрофида ҳаракатлана олиши мумкин. Натижада ядролараро фазода электрон булутларининг зичлиги ортади. Икки ядро орасида

катта манфий зарядига эга бўлган соҳа вужудга келади ва у мусбат зарядли ядроларни жипслаштиради.

Натижада бир-бирига таъсирланувчи атомлар орасида химиявий боғланиш ҳосил бўлишини ядролар орасида ҳосил бўлган электрон булутларнинг зичлиги ортиши натижасида электронларнинг потенциал энергиясининг камайиши билан тушунтириш мумкин. Масалан, антипараллел спинли икки водород атомлари бир-бирига яқинлашиб атомлараро масофа  $r=0,075$  нм га етганда системанинг потенциал энергияси минимал қийматга эга бўлиб, 4,48 эВ га тенг бўлади. Демак, водород молекуласида боғланиш узунлиги  $r=0,074$  нм ва боғланиш энергияси 4,48 эВ га тенг бўлади. Атомлардан молекула ҳосил бўлишида энергия ўзгариши билан бир вақтда электрон булутларнинг зичлиги ҳам ўзгаради. Агар водород молекуласи ҳосил бўлганида бир атомнинг электрон булутини иккинчи атомнинг электрон булутини қопламаганда эди, ядролараро масофа 0,253—0,106 нм га тенг булур эди. Булутлар узаро қопланиши сабабли бу масофа қисқаради ва 0,074 нм га тенг бўлади.

Демак, химиявий боғланиш ҳосил бўлишида электронларнинг булутини бир-бирини қоплаши натижасида уларнинг зичлиги ортади, бунда электронлар ҳаракатининг тўлқин функциясини ҳам ҳисобга олиш керак. Мураккаб моддалар ҳосил бўлишини шунга асосланиб тушунтирилиши мумкин.

#### 4.8. АТОМЛАРИДА ВАЛЕНТЛИК ҲОЛАТЛАРИ ВА МАКСИМАЛ КОВАЛЕНТЛИК

Элементларнинг ковалент боғланиш ҳосил қилиш хусусияти уларнинг ковалентлиги деб аталади. Ковалентлик якка электронли орбиталлар сонигагина эмас, балки айни боғланишда иштирок этадиган барча электрон орбиталлар сонига ҳам боғлиқ. Ковалент боғланиш ҳосил бўлишида электронлар билан банд бўлмаган орбиталлар ва жуфт электронли поғоначалар сони катта аҳамиятга эга.

Ҳар қайси элемент ўзига хос максимал ковалентлик намоён қилади. Кўпгина ҳолларда элемент атомининг электрон конфигурацияси асосида кутилган ковалентлиги унинг тажрибада кузатиладиган ковалентлигига тўғри келавермайди. Бунда химиявий боғланиш ҳосил бўлишида юзага чиқадиган энергия ўзгаришлари ҳам назарда тутилади.

Тажрибада кузатиладиган валентликларнинг пайдо бўлишини валент боғланиш асосида кўриб чиқамиз.

*Водород.* Нормал ҳолатда водород атомида биргина жуфтланмаган электрон бор. Шунинг учун водороднинг ковалентлиги бирга тенг.

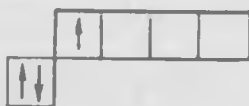
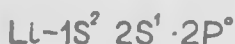




*Гелий.* Бу элемент атомида биргина жуфтланган электрон бор. Шунинг учун одатдаги шароитда He ноль валентлик намоён қилади.



*Литий.* Бу элемент атомида иккита жуфтланган ва битта жуфтланмаган электрон бўлгани учун бир валентлидир.



*Бериллий.* Асосий ҳолатда 4 та электрон бор.



Бериллийнинг электрон конфигурацияси унинг ноль валентли бўлишини кўрсатади. Лекин тажриба бериллийнинг икки валентли эканлигини тасдиқлайди. Бунга сабаб, бериллий атоми маълум миқдорда энергия ютгандан кейин, у қўзғалиб иккинчи поғонасидаги жуфтланган электронлари жуфтланмаган ҳолатга ўтади:



Бу ҳолатда атомнинг валентлиги иккига тенг бўлади. Атомдаги электроннинг қўзғалиши учун зарур бўлган энергия химиявий боғланиш ҳосил бўлганда ажралиб чиқадиган энергия ҳисобига қопланади.

Бор атоми қўзғалмаган ҳолатда иккита жуфт ва бир донга жуфтлашмаган электронга эга:

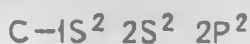


Лекин бор атоми қўзғолган ҳолатда унинг 2s-орбиталидаги жуфт электрони бир-биридан ажралиб 2p-орбиталининг бўш ячейкасида, яъни жуфтланмаган ҳолатга ўтади:

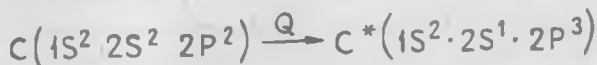


Бу ҳолатга ўтганда учта жуфтланмаган электрон ҳосил бўлади. Шунинг учун бор ўзининг химиявий бирикмаларида уч ва-

лентлидир. Углерод атоми нормал шароитда 2 та жуфтлашган ва 2 та жуфтлашмаган электронларга эга:

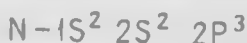


Лекин углерод ўз бирикмаларида икки валентли бўла олмайди (ҳатто CO да ҳам икки валентли бўлмасдан, балки углероднинг оксидланиш даражаси иккига тенгдир). Углерод атоми қўзғалган ҳолатда жуфтлашган 2s-орбиталидаги бир электрон 2p-орбиталига кўчиб ўтиб, жуфтланмаган ҳолатга айланади. Натижада углерод атомида 4 та жуфтланмаган электрон ҳосил бўлади:



Шу сабабли углерод атоми химиявий боғланиш ҳосил бўлишида тўрт валентлик намоён қилади.

**Азот.** Азот атомининг электрон тузилишида учта жуфтлашмаган электронлари бор. Шунинг учун унинг валентлиги ҳам учга тенг.



Азот атоми қўзғалган ҳолатга ўтиши учун, яъни, электронларни  $n=3$  бўлган энергетик поғоначага ўтказиш керак. Аммо бу процесс жуда кўп энергияни талаб қилади ва уни химиявий боғланиш энергияси қоплай олмайди. Ҳатто нитрат кислотада ҳам азотнинг ковалентлиги учга тенг, лекин оксидланиш даражаси бешга тенг.

**Неон.** Неон атомида тоқ электронлар йўқ. Шунинг учун неоннинг ковалентлиги нолга тенг:



Демак, иккинчи давр элементларининг ковалентлиги, яъни улар ҳосил қила оладиган ковалент боғланишлар сони тўртдан ошмайди. Чунки, атомининг иккинчи поғонасида энг кўпи билан 4 та квант орбитали бўлиши мумкин. Лекин учинчи давр  $p$ -элементларининг ковалентлиги 6 га тенг бўлиши мумкин. Чунки III давр элементлари атомларида битта 3  $s^2$ , учта 3  $p$  ва иккита 3  $d$ -орбиталлари боғ ҳосил қилишда иштирок эта олади.

Катта даврларнинг  $d$ -элементларида валентлигининг ҳосил бўлишида сиртқи қаватлардаги бешта  $d$ -орбитал, битта  $s$ -орбитал ва учта  $p$ -орбиталлар иштирок этади. Шунинг учун бу элементларнинг максимал ковалентлиги 9 га тенг бўлади. Максимал ковалентлик  $f$ -элементларда 9 дан ортиқ бўлиши мумкин.

Лекин ковалентлик (валентлик) билан элементларнинг оксидланиш даражалари орасида фарқ бор. Ковалентлик — химиявий

боғланиш, яъни атомлар учун умумий электрон жуфт ҳосил қилишда иштирок этаётган якка электронлар сони билан белгиланади. Оксидланиш даражаси эса электронларнинг атомлардан электроманфийлиги кучли бўлган атомларга кўчиб ўтишида ҳосил бўлган электрон зарядлари билан белгиланади. Масалан, биз юқорида углероднинг ковалентлиги тўртга тенглигини кўриб ўтган эдик, лекин углероднинг оксидланиш даражаси —4 дан +4 гача ўзгаради:



#### 4.9. КОВАЛЕНТ БОҒЛАНИШНИНГ ДОНОР-АКЦЕПТОР МЕХАНИЗМИ

Ковалент боғланишни ҳосил қилувчи электронларнинг бири дастлаб бир атомда, иккинчиси атомда бўлиши шарт эмас. Электрон ўзаро бирикuvчи атомларининг бирида бўлиб, иккинчи атомда бўш орбиталлар мавжуд бўлса, натижада боғланиш ҳосил бўлиши учун ўзининг электрон жуфтini берадиган атом ёки ион — д о н о р, электрон жуфтini ўзининг бўш орбиталига қабул қиладиган атом ёки ион эса а к ц е п т о р деб аталади.



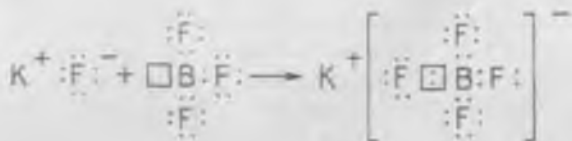
Бу реакцияда химиявий боғланиш ҳосил бўлишини кўриб чиқамиз. Бу реакцияда KF таркибидаги манфий зарядли фтор иони ташқи электрон қаватида 8 та электронга эга, чунки бирикмада бир электрон бириктириб жуфтлашган, яъни



Бор атоми ташқи электрон қаватида 4 та орбитали бор.  $\text{BF}_3$  ҳосил бўлишида борнинг ташқи электрон қаватидаги 3 та орбиталида электронлар жуфтлашиб, битта орбитали эса бўш қолган, яъни:



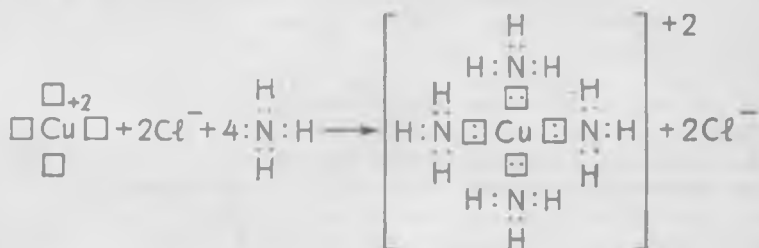
Манфий зарядли фтор иони электрон жуфтini бериб донор вазифасини бажариши мумкин, бор атоми эса бўш орбиталига электрон жуфтini жойлаштириб акцептор вазифасини бажариши мумкин. У ҳолда химиявий бирикма ҳосил бўлишини қуйидаги схема билан кўрсатиш мумкин:



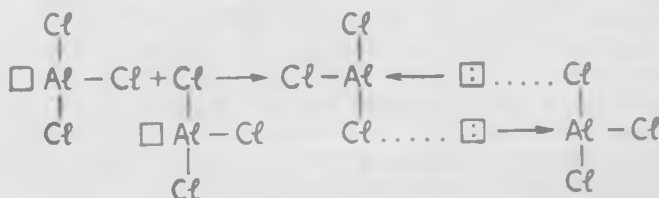
Ички сферада лигандлар сони марказий атомнинг координацион биригиши натижасида ҳосил бўладиган ковалент боғланишнинг донор-акцептор механизмини кўриб чиқамиз:



Бу ерда мис иони тўртта бўш орбитали бўлгани учун акцептор, аммиакнинг нейтрал молекуласида бир жуфт ортиқча электронлари бўлгани учун донор вазифасини бажаради:



Кўпгина металлларнинг галогенли бирикмалари димерланиши ёки полимерланиши натижасида ҳам кўприксимон структурали донор-акцептор боғланиш ҳосил бўлади.



Агар донор-акцептор боғланиш жуфт *d*-электронлар ҳисобига амалга ошса, бундай боғланиш *датив боғланиш* дейилади. Кўпчилик бирикмаларда *d*-элементларининг атомлари акцепторлик ролини бажаради. Улар ўзларига электрон жуфтларини қабул қилади. Лекин *d*-элемент атоми турли комплекс бирикмаларида ўзларидан бир жуфт электрон бериб, донорлик вазифасини ҳам ўтай олади. Шу сабабли *d*-элемент атоми бир вақтда ҳам донорлик, ҳам акцепторлик вазифасини бажара олади.

#### 4.10. КОВАЛЕНТ БОҒЛАНИШ ХОССАЛАРИ

Ковалент боғланиш тўйинувчанлик, йўналувчанлик, карралик ва қўтбланувчанлик хоссаларига эга.

Иккита водород атомлари бир-бирига таъсир этиши натижасида ковалент боғланиб, водород молекуласи ҳосил бўлади. Водород молекуласига  $\text{—H}_2$  учинчи водород атоми таъсир этиб  $\text{H}_3$  молекуласи ҳосил бўлмайди. Еки  $\text{CH}_4$  молекуласига бешинчи водород атоми келиб бирикиб  $\text{CH}_5$  молекуласини ҳосил қила олмайди. Квант — механик назарияси бу ҳодисани тасдиқлайди. Бу ҳодиса ковалент боғланишнинг тўйинувчанлик хоссаси дейилади.

Атомлар орасида ковалент боғланиш ҳосил бўлганида бир атомдаги электронларнинг булутлари иккинчи атомдаги электронларнинг булутларини қоплайди, натижада электрон булутларининг зичлиги ортади. Электрон булутларининг зичлиги қанча юқори бўлса, химиявий боғланиш шунча кучли бўлади. Бир атомнинг  $s$ -электрони иккинчи атомнинг  $s$ -электрони билан боғ ҳосил қилганида ҳеч қандай йўналувчан валентлик намоён бўлмайди. Масалан, бир водород атоми иккинчи водород атомига қайси томондан яқинлашмасин барибир улар орасида химиявий боғланиш ҳосил бўлаверади. Чунки  $s$ -электронларнинг тўлқин функцияси сферик (шарсимон)дир. Тўлқин функцияси сферик бўлмаган бошқа орбиталлардаги электронларнинг булутлари бир-бирларини қоплаши натижасида ковалент боғланиш маълум даражада йўналувчанлик хоссасини намоён қилади. Масалан,  $p$ -электронларнинг тўлқин функцияси ўзаро  $90^\circ$  бурчак остида жойлашган. Демак, атомлар орасидаги боғланиш бурчаги ҳам  $90^\circ$  га тенг бўлиши керак. Аммо аммиак молекуласи ҳосил бўлишида азот ўзининг учта  $p$ -электронлари билан водороднинг  $s$ -электронларини боғлаб олиб, аниқ йўналишга эга бўлган  $90^\circ$  ли боғланиш ҳосил бўлиши керак эди. Ҳақиқатда эса азот ва водород атомлари орасидаги боғланиш бурчаги  $-107,3^\circ$ .

Сув молекуласи ҳосил бўлишида ҳам кислороднинг  $p$ -электронлари билан иккита водороднинг  $s$ -электронлари боғланиш ҳосил қилади. Атомлар орасидаги бурчак  $90^\circ$  бўлиши ўрнига  $-104,5^\circ$  ни ташкил қилади. Бундай ҳолатлардаги назарий боғланиш бурчагининг ҳақиқий боғланиш бурчагидан катта қийматга эга бўлишини Полинг назарий изоҳлаб берди.

Бу назарияга биноан сув молекуласи ҳосил бўлишида, кислород атомининг  $y$  ва  $z$  фазовий текисликларда жойлашган  $2p_y$  ва  $2p_z$  электронлари иштирок этади. Бу ҳолда электрон орбиталари бир-бирига нисбатан перпендикуляр жойлашган. Кислород атомининг  $p$ -орбиталларидаги электрон булутлари ва водороднинг  $s$ -орбиталидаги электрон булутлари бир-бирини қоплаши учун водород атоми кислород атомига  $y$  ва  $z$  ўқлари орқали яқинлашиши керак,  $y$  ҳолда атомлар орасидаги бурчак  $90^\circ$  га тенг бўлади. Лекин  $O-H$  боғланишда кислород водородга нисбатан электроманфийлиги кучли бўлиши учун, улар орасидаги электрон жуфт кислородга нисбатан силжиган бўлади. Шунинг ҳисобига водород атоми қисман мусбат зарядланиб қолади.

Бир хил зарядланган мусбат зарядли водород атомлари бир-бирини итаришади, натижада  $H-O-H$  орасидаги бурчак катталашади. Худди шундай аммиак молекуласи ҳосил бўлишида ҳам азот ва водород орасидаги боғланиш бурчагини катталашганини тушунтириш мумкин.

Менделеев даврий системасида жойлашган элементларнинг атом радиуслари ортиб бориши билан бирикмалари орасидаги боғланиш бурчаги ҳам  $90^\circ$  га яқинлашиб боради. Бунга сабаб элементларнинг атом радиуслари ортиши билан, уларнинг электроманфийлиги камайиб боради, натижада водород атомлари бир-бирига кам таъсир қилиши ҳисобига боғланиш бурчаги  $90^\circ$  га

яқинлашади. Сув молекуласида электрон булутлари бир-бирини қоплаши натижасида ҳосил бўлган боғланиш 4.10-расмда кўрсатилган.

Электрон орбиталларининг гибридланиши химиявий боғланиш ҳосил бўлишида катта роль ўйнайди. Углерод атоми қўзғалган ҳолатда химиявий боғланиш ҳосил қилишида битта  $s$ -ва учта  $p$ -электронлари иштирок этади. Ҳосил бўлган тўртта гибрид  $sp^3$ -орбиталларига тўртта водород электронлари келиб жуфтлашиши ҳисобига химиявий боғланиш фазода ўзаро перпендикуляр равишда жойланиб, тўрттинчиси — яъни  $s$ -орбитал иштирокида ҳосил бўлган боғланиш ҳеч қандай йўналишга эга бўлмаслиги керак эди.

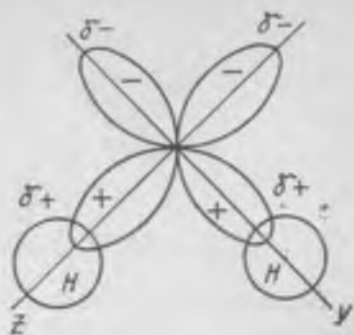
Лекин тажриба буни тасдиқламайди. Метан молекуласида углерод атоми тетраэдрнинг марказида жойлашган бўлиб, тетраэдрнинг учларига водород атомлари туриб, система тамомила симметрик шаклга эга.

Бериллий хлорид ҳосил бўлишида бериллий атомидаги  $s$ -ва  $p$ -орбиталидаги электронлар химиявий боғланиш ҳосил бўлишда иштирок этади. Молекулада эса  $p-p$  ва  $s-p$  типидagi турли характерли боғланиш ҳосил бўлиш керак эди. Лекин  $BeCl_2$  молекуласида хлор атомлари симметрик жойлашган, яъни боғланиш бурчаги  $180^\circ$  ни ташкил этади. Бундай ҳодисани биринчи бўлиб Слейтер ва Полинг назарияси тушунтириб берди.

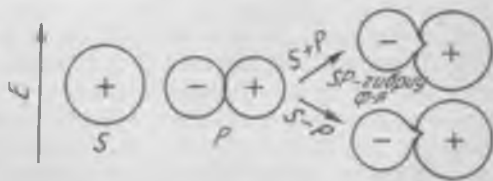
Бу назарияга мувофиқ химиявий боғланиш ҳосил бўлишда иштирок этадиган турли энергияга эга бўлган орбиталлар энергиялари орасидаги фарқни учинчи, яъни гибридланган орбитал орқали ифодалаш мумкин.

Шунга мувофиқ турли орбиталларга мансуб электронлар иштирокида химиявий боғланиш ҳосил бўлишида бу электронларнинг булутлари бир-бирига таъсир кўрсатиб ўз шакллариини ўзгартиради, натижада турли орбиталларнинг ўзаро қўшилиш маҳсулоти — гибридланган орбиталлар ҳосил бўлади (4.11-расм).

Гибрид орбитал ўзининг каттароқ соҳаси билан бошқа атомларнинг булутларини кўпроқ қоплайди, шунинг учун бу орбиталлар ҳосил қилган боғланиш барқарор бўлади, электрон булутлар эса тамомла симметрик шаклни эгаллайди. Эркин ҳолатдаги атомлар ҳеч қачон гибридланмайди, гибридланиш атомлардан молекулалар ҳосил бўлишида содир бўлади.



4.10-расм. Сув молекуласида электрон булутлари бир-бирини қоплаши натижасида боғланишнинг ҳосил бўлиши.



4.11-расм.  $p$ -гибридланган орбиталнинг шаклланиши.



4.12- расм.  $SP^2$  ва  $sp^3$ -гибрид орбиталларининг ҳосил бўлиши.

Битта  $s$ -орбитал, битта  $p$ -орбитал билан қўшилганда ҳосил бўладиган гибрид орбитал  $180^\circ$  лик боғланиш ҳосил қилади, у ҳолда молекула чизикли тузилшга эга бўлади (4.12- расм).

Агар битта  $s$ -орбитал билан иккита  $p$ -орбитал гибридланса,  $sp^2$ -гибридланиш ҳосил бўлади, улар орасидаги бурчак эса  $120^\circ$  ни ташкил қилади. Бундай гибридланган орбиталлар иштирокида ҳосил бўлган молекулаларга  $BCl_3$ ,  $B(CH_3)_3$ ,  $B(OH)_3$  каби бирикмалар мисол бўла олади. Бу бирикмаларда борнинг валентликлари ўзаро  $120^\circ$  бурчак ҳосил қилади ва учала валентлик бир текисда ётади.

Агар битта  $s$ -орбитал билан учта  $p$ -орбитал қўшилса,  $sp^3$ -гибридланиш ҳосил бўлади, молекуладаги боғланиш бурчаги  $109,28^\circ$  ни ташкил қилади. Бундай гибридланишни углерод, кремний ва германий элементларининг бирикмаларида учратиш мумкин. Масалан:  $CH_4$ ,  $CHCl_3$ ,  $CF_4$ ,  $CCl_4$ ,  $GeCl_4$ ,  $SiCl_4$ . Бундай гибридланган орбиталлар ҳосил бўлиши икки хил энергия:

а) орбиталлардаги боғланиш энергияси,

б) электрон спинлари ҳаракатланиши натижасида қайта группаланиши ҳисобига бир-бирига таъсирланишидаги электростатик итарилиш энергияси билан характерланади.

Гибридланиш учун сарф бўлган ҳар иккала энергия химиявий реакция вақтида ҳосил бўладиган энергия ҳисобига қопланади.

Агар гибридланишда  $d$ -орбиталлар иштирок этса, у ҳолда молекулалар шакли қуйидагича бўлиши кузатилади:

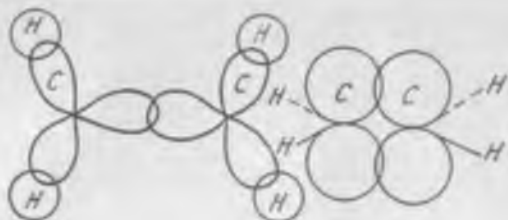
$sp^2d$  — тригонал бипирамида

$sp^3d^2$  — октаэдр

$sp^3d^3$  — пентоганал бипирамида

**Ковалент боғланишнинг карралилик хоссаси.** Ўзаро бирикувчи атомлар орасида биргина валент чизик билан тасвирланадиган якка боғланиш ҳосил бўлишида, электрон булутлари ўша атомларнинг ядролараро энг яқин тўғри чизик бўйлаб, яъни  $x$  — ўқи бўйича бир-бирини қопласа, бундай боғланиш  $\sigma$ -боғланиш деб аталади. Барча якка боғланишлар асосан  $\sigma$ -боғланишдир.

Молекулалардаги  $x$  — ўқи бўйлаб ҳосил бўладиган  $\sigma$ -боғланишдан ташқари, электрон булутлари бир-бирини  $x$  ўқига перпендикуляр йўналишда, яъни  $y$  ўқи бўйлаб ҳам қоплай олади. Натижада ҳосил бўлган боғланиш  $\pi$ -боғланиш деб аталади.



4.13-расм. Этилендаги  $\sigma$ - ва  $\pi$ -боғланишлар.

Ҳар иккала боғланиш бир вақтда ҳосил бўлишига ковалент боғланишнинг карралилик хоссаси дейилади (4.13-расм). Атомлардаги  $d$ -электронларнинг магнит квант сонлари — 2 га тенг бўлганда  $d_{xy}$  ва  $d_{x^2-y^2}$  — орбиталлар иштирокида ҳосил бўлган боғланиш  $\theta$ -боғланиш деб аталади. Дельта боғланиш комплекс бирикмаларда, тузларнинг кристалл гидратларида учрайди.

#### 4.11. МОЛЕКУЛЯР ОРБИТАЛЛАР УСУЛИ

Атом орбиталлар усули баъзи моддаларнинг электрон орбиталлар гибридланиши орқали тузилишини, молекулаларда валентликларнинг йўналишини ва кўпгина моддаларнинг молекуляр шаклини изоҳлаб берди. Лекин электрон жуфтлар ёрдамисиз боғланишлар ҳосил бўлишини тушунтира олмади.

XIX асрнинг охирида Томсен водород молекуласини электронлар билан бомбардимон қилиб, таркибидаги бир донга электрон ҳисобига  $H_2^+$  таркибли ион ҳосил бўлганини исботлаган. Ҳосил қилинган  $H_2^+$  иони барқарор заррачадир. Демак, икки ядро бир-бири билан биргина электрон орқали бирика олади, яъни бир электронли боғланишлар ҳосил бўлиши мумкин.

Бундан ташқари атом тузилиши назариясига мувофиқ таркибда тоқ электронлари бўлган атомлар ёки молекулалар магнитга тортилиши аниқланган. Бинобарин, қаттиқ ҳолатдаги кислород валент боғланиш назариясига мувофиқ тузилган электрон формуласида жуфт электронлари бўлишига қарамай магнитга тортилиши кузатилган. Демак, валент боғланиш назарияси қаттиқ ҳолатдаги кислород молекуласининг тузилишини изоҳлай олмади. Эркин радикаллар, бензол ва ароматик бирикмаларнинг тузилишини ҳам валент боғланишлар назарияси орқали тушунтириб бўлмайди.

Бу ҳодисаларни тушунтириш мақсадида, молекула ҳосил бўлишида тоқ электронлар ролини кўрсатадиган молекуляр орбиталлар назарияси яратилади. Бу назарияда ҳар қайси электрон молекуладаги барча ядро ва кўп марказли орбиталлар таъсирида бўлиши ҳисобга олинади.

Ҳозирги вақтда атом орбиталларининг чизиқли комбинация усули энг кўп қўлланилади. Бу усулда бир электроннинг молеку-



ляр тўлқин функцияси молекулани ташкил этган барча атомлардаги электронларнинг тўлқин функцияларидан келиб чиқадиган чизиқли комбинация асосида, яъни молекуляр орбиталлар таъсир функцияларини молекулани ташкил этган атомларнинг функцияларига қўшиш ёки айириш натижасида топилади.

Таркибида битта электрон ва иккита ядро бўлган молекуланинг электрон ҳаракатини қўйидаги икки функция:

$$1. \varphi_1 = C_1(\varphi_A + \varphi_B).$$

$$2. \varphi_2 = C_2(\varphi_A - \varphi_B)$$

билан ифодалаш мумкин.

Бунда  $\varphi_1$  — симметрик функция,  $\varphi_2$  — антисимметрик функция,  $C_1$  ва  $C_2$  — узгармас коэффициентлар.

$\varphi_A$  ва  $\varphi_B$  — аини электроннинг ядрога оид функциялари.

Агар электроннинг ҳаракати антисимметрик функция билан ифодаланса, у ҳолда электроннинг булути ядролар орасида зичлаша олмайди, натижада ядролар бир-бирдан узоқлашади, икки ядро ва бир электрон ўзаро бирикиб молекула ҳосил қилмайди.

Демак, антисимметрик функция билан ифодаланадиган орбитал химиявий боғланиш ҳосил қилмайди. Шунинг учун бундай орбитални бўшаштирувчи орбитал (қисқача, бўш орбитал) дейилади.

Бундай молекуляр орбиталда 2 та ядро оралиғида электронларнинг зичлиги жуда ҳам кичик бўлади. Шунинг учун бундай орбиталлар молекула турғунлигини камайтиради.

Агар электроннинг ҳаракати симметрик функция билан ифодаланса, электроннинг булути ядролар орасидаги жойда зич ҳолатни эгаллайди, натижада ядролар бир-бирига тортилади ва улар ўзаро бирикади. Ҳосил бўлган молекуляр орбитал — *боғловчи орбитал* деб аталади. Молекуланинг барқарор-барқарормаслиги унинг таркибидаги боғловчи ва бўшаштирувчи электрон орбиталларининг нисбий миқдорига боғлиқ бўлади. Молекуляр орбиталлар усулида молекула таркибидаги электронларнинг ўзаро таъсири эътиборга олинмайди. Атомда ҳар қайси электрон *s*, *p*, *d*, *f* ҳарфлар билан ишораланадиган атом орбиталлар билан ифодалангани каби молекулада ҳар қайси электрон ҳам молекуляр орбиталлар билан белгиланади. Молекуляр орбиталлар  $\delta$ ,  $\pi$ ,  $\theta$  ва  $\phi$  ҳарфлар билан белгиланади.

Молекуляр орбиталдаги электроннинг энергияси аини орбиталнинг йўналишига, яъни магнит квант сонига ҳам боғлиқ, шунинг учун молекуляр квант сон  $\lambda$  киритилган.

Агар  $\lambda = 0$  бўлса,  $\sigma$ -боғланиш 2 та бўлади

$\lambda = \pm 1$  бўлса,  $\pi$ -боғланиш 4 та бўлади

$\lambda = \pm 2$  бўлса,  $\theta$ -боғланиш 4 та бўлади.

Молекуляр орбиталларнинг электрон билан тўлиб бориши ҳам Паули принципига, Гунд ва Клечковский қоидаларига бўйсунди.

Молекуляр орбиталда химиявий боғланиш ҳосил бўлиши боғланиш тартиби *N* билан характерланади.

$$N = \frac{n_{\text{боғл}} - n_{\text{бўш}}}{2}$$

Бу ерда  $n_{\text{дог}}$  — боғловчи,  $n_{\text{буш}}$  — бўшаштирувчи орбиталлардаги электронлар сони.

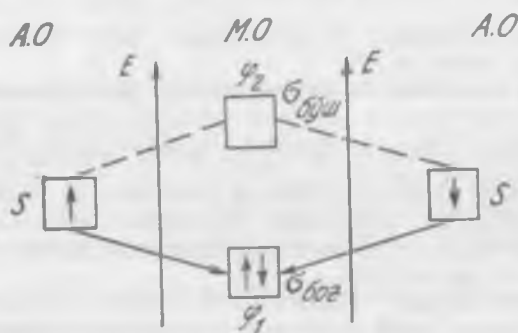
Агар  $N$  нинг қиймати нолдан катта қийматга эга бўлса, у ҳолда иккита атом таъсирлашганда молекулалар ҳосил бўлади. Агар  $N$  нинг қиймати нолга тенг бўлса, ёки нолдан кичик бўлса, у ҳолда иккита атом таъсирлашганда молекула ҳосил бўлмайди. Молекуляр орбиталлар усули билан молекула ҳосил бўлишини қуйидаги мисолларда кўриб чиқамиз.

Водород молекуласининг ҳосил бўлиши.

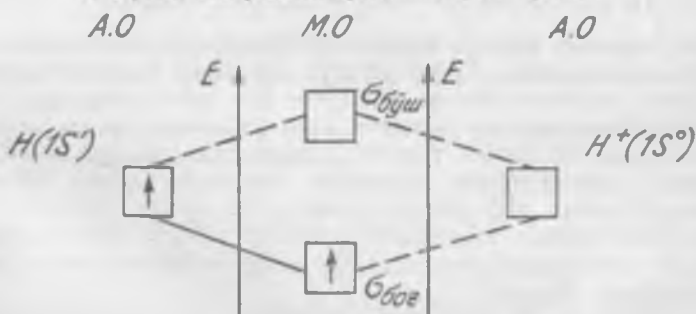


Иккита водород атоми ўзаро бирикиб  $\text{H}_2$  ҳосил қилганда иккала атомнинг  $1s$ -орбиталларидан иккита молекуляр орбитал келиб чиқади. Бу орбиталларнинг бири боғловчи, иккинчиси бўшаштирувчи орбиталлар бўлиб,  $\text{H}_2$  ҳосил бўлганда иккала  $1s^2$ -электронлар боғловчи орбиталга жойлашади (4.14-рasm). Водород молекуласидаги иккита боғловчи орбитал  $\sigma(1s)$  ва  $\sigma^*(1s)$  фақат битта химиявий боғланишга мувофиқ келади, чунки боғланиш тартиби бирга тенг:

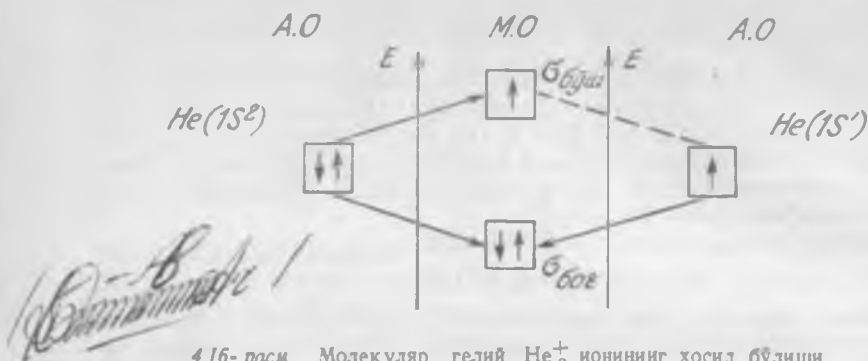
$$N = \frac{n_{\text{дог}} - n_{\text{буш}}}{2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$



4.14-рasm. Водород молекуласининг ҳосил бўлиши.



4.15-рasm. Молекуляр водород ионининг ҳосил бўлиши.



4.16- расм. Молекуляр гелий  $\text{He}_2^+$  ионининг ҳосил бўлиши.

Молекуляр водород иони ҳосил бўлиши.



Водороднинг  $1s$ - орбиталидан ҳосил бўлган молекуляр орбитални  $\sigma_{60s} \cdot 1s'$  шаклида ифодалаймиз (4.15- расм).

Демак:



яъни, водород атомининг  $1s$ - орбиталидан битта боғловчи орбитал ҳосил бўлади, чунки  $N > 0$ .

Молекуляр гелий иони ва молекуласининг ҳосил бўлиши. Молекуляр гелий ионида  $\text{He}^+$  учта  $1s$  электрон иштирок этади. Молекуляр гелий  $\text{He}_2^+$  ионида битта боғловчи орбиталга иккита электрон, битта бўшаштирувчи орбиталга битта электрон жойлашади (4.16- расм). Демак,



Боғланиш тартиби  $N > 0$  бўлади. Шунинг учун ҳақиқатда молекуляр гелий  $\text{He}_2^+$  иони мавжуддир.

Гелий молекуласида —  $\text{He}_2$  эса битта боғловчи ва битта бўшаштирувчи орбиталларга гелий атомидаги иккитадан электронлар бориб жой-



Бу ерда боғланиш тартиби нолга тенг бўлганлиги учун гелий молекуласи  $\text{He}_2$  мавжуд эмас. Чунки электронлар билан тулган бўшаштирувчи орбитал, боғловчи орбитал таъсирини йўқ қилиб юборади.

Даврий системанинг иккинчи давр элементларининг молекуларини ҳосил бўлишини тушунтиришда, атомларнинг биринчи қаватидаги электронлари химиявий боғланиш ҳосил бўлишида иштирок этмайди деб фараз қиламиз. У ҳолда атомдаги  $p$ -электронларнинг магнит квант сонлари  $\lambda = 0$  ва  $\lambda = 1$  бўла олиши сабабли бу электронлар молекулада - ва  $\pi$ - орбиталларга жойланиши мумкин. Яъни:

$$\begin{array}{ll} \lambda = 0 & \sigma = 2 \\ \lambda = \pm 1 & \pi = 4 \end{array}$$

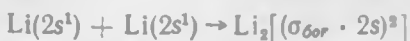
бўлади.

Бу ерда ҳам электронларнинг тақснмланишида Паули принципа, Гунд ва Клечковский қоидаларига рноя қилинади, яъни энергиянинг минимумга интилиш принципи ўз кучини сақлайди. Юқорида келтирилган мулоҳазаларни мисолларда кўриб чиқамиз.

Литий молекуласи  $Li_2$  нинг икки  $Li$  атомидан



молекуляр орбитал ҳосил бўлишида литий атомларининг икки электро-ни иштирок этиб боғланишни юзага келтиради:



Боғланиш тартиби:

$$N = \frac{2-0}{2} = 1$$

Демак, литий молекуласи  $Li_2$  мавжуд.

Бериллий атомларининг бир-бирига таъсирида  $2s^2$  электронлар боғланишда иштирок этади:



Бериллий молекуласи ҳосил бўлишида битта  $\sigma_{\text{дор}}$  ва битта  $\sigma_{\text{бўш}}$  орбитал-лар электронлар билан тўлади.

Боғланиш тартиби:

$$N = \frac{2-2}{2} = 0 \text{ га тенг бўлади.}$$

Демак, бериллий молекуласида боғловчи орбиталлар таъсирини бўшаш-тирувчи орбиталлар йўқ қилиб юборади. Натижада боғланиш ҳосил бўл-майди. Ҳақиқатдан ҳам бериллий молекуласи мавжуд эмас.

Бор молекуласи ҳосил бўлишида атомлардаги  $2s^2$  ва  $2p^1$  электрон-лар молекуляр орбитал ҳосил қилишда иштирок этади:



Боғланиш тартиби:

$$N = \frac{6-0}{2} = 3 \text{ га тенг бўлади.}$$

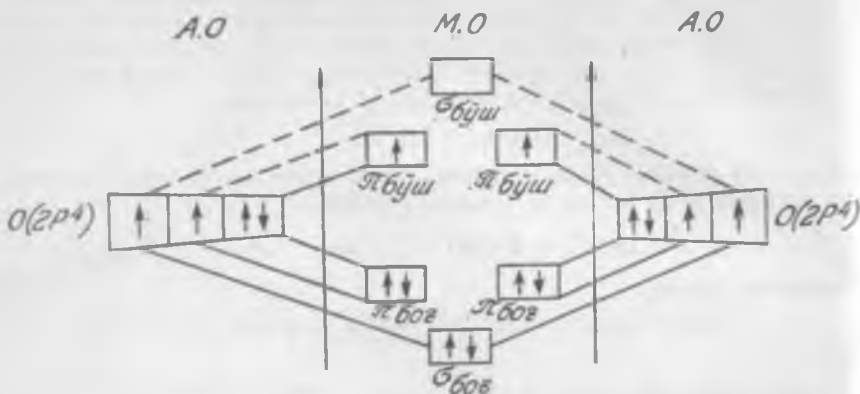
Демак, иккита бор атомларининг бир-бирига таъсири натижасида мо-лекула ҳосил бўлади. Ҳақиқатан ҳам бор молекуласи мавжудлиги таж-рибада тасдиқланган.

Кислород молекуласининг ҳосил бўлишида атомларнинг  $2s^2 2p^4$  элек-тронларни иштирок этади (4.17-расм).

Демак:



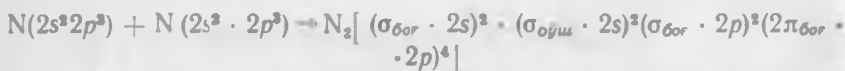
$$\text{Боғланиш тартиби: } N = \frac{8-4}{2} = 2 \text{ бўлади.}$$



4.17- расм. Кислород молекуласининг ҳосил бўлиши.

Кислород молекуласининг  $\pi$  бўш орбиталида фақат иккита электрон бор, ваҳоланки бу орбиталда 4 та электрон ҳам бўлиши мумкин эди. Шу сабабли Гунд қондасига биноан иккита  $\pi$  бўш  $2p$ -электрон параллел спинларга эга бўлиши керак. Бу ҳол Паули принцигига зид эмас. Чунки электронлардан бирининг магнит квант сони  $\lambda = -1$  ва иккинчисиники  $\lambda = +1$  дир. Шундай қилиб, молекуляр орбиталлар усули кислород молекуласида иккита тоқ электрон борлигини назарий равишда изоҳлаб берди. Шунинг учун кислород қаттиқ ҳолатда магнитга тортилади. Кўпгина ҳолларда атомларни бир-бирига таъсир этиши туфайли боғланиш вужудга келишида иштирок этаётган орбиталларнинг табиатига қараб ҳосил бўлган молекулалар ўхшашликларини характерлаш мумкин.

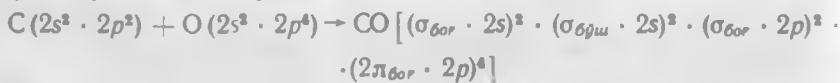
Масалан: азот молекуласи ҳосил бўлишида атомнинг  $2s^2 2p^3$  электронлари иштирок этади:



Азот молекуласида боғланиш тартиби учга тенг:

$$N = \frac{8 - 2}{2} = 3$$

Демак, азот молекуласи мавжуд ва у ниҳоятда мустаҳкамдир. Лекин углерод (II)-оксидининг ҳосил бўлишида углерод атомининг  $2s^2 \cdot 2p^2$  электронлари, кислород атомнинг  $2s^2 \cdot 2p^4$  электронлари молекула ҳосил қилишда иштирок этади:



Углерод (II)- оксид молекуласи ҳосил бўлишида боғланиш тартиби

$$N = \frac{8-2}{2} = 3 \text{ га тенг.}$$

Агар азот молекуласи ҳосил бўлишидаги тенглама билан углерод (II)-оксид молекуласи ҳосил бўлишидаги тенгламани солиштирсак, ҳар иккала тенгламада ҳосил бўлган боғловчи ва бўшаштирувчи орбиталларда жойлашган электронлар ўхшаш бўлганлиги сабабли, азот молекуласи билан углерод (II)-оксид молекуласи химиявий хоссалари жиҳатидан ҳам бир-бирига ўхшашдир.

Молекуляр орбиталлар усули ёрдамида янада мураккаб молекулаларнинг тузилишини туғри талқин қилиш мумкин.

Мураккаб моддаларда химиявий боғланишнинг бир неча турларини учратишимиз мумкин.

Масалан: мис (II)-сульфат тузи кристаллгидрат бўлгани учун таркибда беш молекула сув сақланган бўлади, яъни  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  ёки  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  кўринишда ёзиш мумкин. Бу туз қуйидаги ионларга диссоциланади:



Демак,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{+2}$  иони билан  $\text{SO}_4^{-2}$  иони орасида ионли боғланиш мавжуд бўлса,  $\text{Cu}^{+2}$  иони билан тўртта сув молекуласи орасида донор-акцептор боғланиш мавжуд,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$  билан бир молекула сув орасида эса водород боғланишлар борлигини кузатиш мумкин. Бу модда таркибига кирган водород билан кислород орасида эса қутбли ковалент боғланиш, олтингугурт атоми билан кислород атомлари орасида эса, қутбсиз ковалент боғланиш бор.

#### 4.12. ДИПОЛ МОМЕНТИ

Қутбланган молекулалардаги атомлар орасида электр зарядлари баравар тақсимланмаганлиги сабабли молекула симметрик бўлмайди, манфий ва мусбат зарядларнинг марказлари бир нуқтага туғри келмайди. Манфий ҳамда мусбат зарядларнинг миқдори тенг бўлиб, марказлари бир нуқтада бўлмаган ҳар қандай система *дипол* деб аталади. Шу сабабдан қутбли молекулалар ҳам дипол бўлади.

Қутбланган молекулада қутблар бир-биридан қанча узоқ бўлса қутбланганлик шунча ортиқ бўлади. Қутблар орасидаги масофа *дипол узунлиги* деб аталади. Дипол узунлигининг зарядга қўпайтмаси *дипол моменти* дейилади.

$$\mu_{\text{дип}} = e \cdot l,$$

бу ерда:  $\mu_{\text{дип}}$  — дипол момент:  $e$  — заряд, электростатик бирлик:  $l$  — дипол узунлиги, см.

Қутбланмаган молекулаларда  $l = 0$  бўлса, дипол моменти  $\mu_{\text{дип}} = 0$  бўлади. Бирикмаларда дипол моменти ортган сари улар ион боғланишли бирикмаларга яқинлашади.

Қуйидаги жадвалда баъзи бирикмаларнинг дипол моменти кўрсатилган:

| Қутбланган молекулалар | Дипол моменти         | Қутбланмаган молекулалар | Дипол моменти |
|------------------------|-----------------------|--------------------------|---------------|
| H <sub>2</sub> O       | $1,84 \cdot 10^{-18}$ | CO <sub>2</sub>          | 0             |
| SO <sub>2</sub>        | $1,60 \cdot 10^{-18}$ | CS <sub>2</sub>          | 0             |
| NH <sub>3</sub>        | $1,46 \cdot 10^{-19}$ | N <sub>2</sub>           | 0             |
| H <sub>2</sub> S       | $1,1 \cdot 10^{-18}$  | H <sub>2</sub>           | 0             |
| HCl                    | $1,03 \cdot 10^{-18}$ | O <sub>2</sub>           | 0             |
| HBr                    | $0,79 \cdot 10^{-18}$ |                          |               |
| HJ                     | $0,38 \cdot 10^{-18}$ |                          |               |

Дипол моменти вектор катталиқдир. Агар молекулада бир қанча қутбли боғланиш бўлса, у ҳолда молекуланинг умумий диполи алоҳида олинган боғланишлар диполларнинг йиғиндисига тенг бўлади.

**Молекулалараро таъсир кучи.** Ҳозирги вақтда молекулалар бирикмалар, қаттиқ, суюқ ва газ ҳолдаги моддалар тузилишини ва ҳосил бўлишини ковалент, ион ва металл боғланиш нуқтан назаридан юқори тушунтириш қийин бўлиб қолди.

Бунга мисол тариқасида инерт газларни кўрсатиш мумкин.

Бу элементларнинг атомлари сферик симметрияга эга бўлганлиги учун юқорида айтилган химиявий боғланишларни ҳосил қила олмайди. Абсолют ноль температура атрофида инерт газлар суюқ ёки қаттиқ ҳолатга ўтказилганда атомларнинг бир-бирига таъсир кучларини кузатиш мумкин. Бундай таъсир Ван-дер-Ваальс кучлари ва водород боғланиш ҳисобига вужудга келади.

#### 4.13. ВАН-ДЕР-ВААЛЬС КУЧИНING ТАБИАТИ

Қаттиқ, суюқ ва газ ҳолатдаги фазада зарядланмаган атом ва молекулалар орасида ҳосил бўладиган тортишиш кучини оддий валент боғланиш тушунчаси асосида тушунтириб бўлмайди. Бундай кучлар мавжудлигини қуйидаги факторлар тасдиқлайди:

а) оддий газларнинг идеал эмаслиги. Газларнинг идеал ҳолати Менделеев-Клапейрон тенгламаси билан ифодаланади:

$$PV = RT$$

бу ерда  $V$  — моляр ҳажм,  $P$  — босим,  $T$  — абсолют температура,  $R$  — газ доимийлиги.

Идеал бўлмаган газларда ўзаро тортишиш кучи таъсир кўрсатади. Шунинг учун юқоридаги тенгламага ўзгартириш коэффициенти киритилди.

$$(P + P_1)(V - \sigma) = RT.$$

бу ерда  $V$  — моляр ҳажм,  $\sigma$  — молекулаларнинг ҳажмларини ва маълум масофадаги бир-бирлар билан итарилиш кучини ҳисобга оладиган ўз-

гартриш коэффициенти,  $P_1$  — ички босим ҳосил бўлишидаги молекулаларнинг ўзаро тортишувини ҳисобга оладиган коэффициент. Бу коэффициентни биринчи бўлиб 1873 йилда Ван-дер-Ваальс киритган.

б) Жоуль — Томсон эффекти.

Газ ғовак тўсиқдан ўтганда ўз ҳажмини кенгайтурса, бунинг ҳисобига температура пасаяди. Бу ҳодисани молекулаларнинг ҳажми кенгайиши ва тортишиш кучининг камайиши билан изоҳлаш мумкин.

в) Оддий валент боғланиш ҳосил қила олмайдиган инерт газлар тортишиш кучи ҳисобига энергия ажратиб чиқариши, суюқ ва қаттиқ фаза ҳосил қилиб конденсатланиши мумкин.

Ван-дер-Ваальс кучлари қуйидаги хоссаларга эга:

а) Ван-дер-Ваальс кучлари оддий валент боғланишдан кучсиз. Масалан: хлор молекуласининг атомларга ажралиш энергияси (яъни ковалент боғланиш энергияси) —  $2,43 \cdot 10^5$  Ж/мольга, кристалл ҳолдаги хлорнинг сублимацияланиш (тўғридан-тўғри суюқланмасдан буғ ҳолатга ўтиши) энергияси —  $2,52 \cdot 10^4$  Ж/мольга тенг.

б) Ван-дер-Ваальс кучлари оддий валент боғланишга ўхшаб тўйинувчанлик намоён қила олмайди.

Демак, иккита А ва В атомлари орасидаги тортишиш кучи бошқа атомларнинг бўлишига боғлиқ эмас. Масалан, А, В, С атомларнинг таъсир этиш энергиясини, А ва В атомлар таъсир этиш энергиясига АС ва ВС атомларнинг таъсир этиш энергиясини қўшиб ҳисоблаш мумкин.

Ван-дер-Ваальс кучларининг ҳосил бўлиш сабабларини қуйидагича тушунтириш мумкин.

Биринчидан, бунинг сабаби молекулада дипол моментининг бўлишидир. Бу ҳолатда иккита диполнинг оддий электростатик тортишиши натижасида учинчи кучсизроқ бўлган таъсир кучи ҳосил бўлади.

Бу ҳодисани 1912 йили В. Кеез қуйидагича изоҳлаб берди: иккита бир хил зарядланган қутбли молекулалар диполлар билан итаришади, ҳар хил зарядланган қутбли молекулалар эса тортишади. Яъни, иккала молекула турли зарядли қутблари билан ориентациялашга ҳаракат қилади. Бундай ҳолатда бир-бирлари билан узоқда турган қутбланган молекулалар тортишиш кучи билан итариш кучини маълум миқдорда қоплайди. Шунинг ҳисобига молекулалар орасида доимий диполлар таъсирида қўшимча тортишиш кучи — ориентацион куч ҳосил бўлади, молекулалар яқинлашади, натижада бир-бирига тортила бошлайди.

Зарядларнинг бир-бирига таъсирини қўпгина ҳолларда энергия (яъни зарядларни бир-бирдан батамом ажратиш учун сарф бўлган энергия) миқдори билан ифодалаш қабул қилинган. Бундай таъсир натижасида

$$\text{ҳосил бўлган ўртача энергия миқдори } U_o = \frac{2\mu^4}{3r^6 \cdot KT} \text{ ёки } U_o = \\ = \frac{2\mu^4 \cdot N_o}{3RT \cdot r} \text{ га тенг. Бу ерда } \mu \text{ — дипол momenti; } r \text{ — диполлар мар-}$$



Қуйидаги жадвалда баъзи бирикмаларнинг дипол моменти кўрсатилган:

| Қутбланган молекулалар | Дипол моменти         | Қутбланмаган молекулалар | Дипол моменти |
|------------------------|-----------------------|--------------------------|---------------|
| H <sub>2</sub> O       | $1,84 \cdot 10^{-18}$ | CO <sub>2</sub>          | 0             |
| SO <sub>2</sub>        | $1,60 \cdot 10^{-18}$ | CS <sub>2</sub>          | 0             |
| NH <sub>3</sub>        | $1,46 \cdot 10^{-19}$ | N <sub>2</sub>           | 0             |
| H <sub>2</sub> S       | $1,1 \cdot 10^{-18}$  | H <sub>2</sub>           | 0             |
| HCl                    | $1,03 \cdot 10^{-18}$ | O <sub>2</sub>           | 0             |
| HBr                    | $0,79 \cdot 10^{-18}$ |                          |               |
| HJ                     | $0,38 \cdot 10^{-18}$ |                          |               |

Дипол моменти вектор катталиқдир. Агар молекулада бир қанча қутбли боғланиш бўлса, у ҳолда молекуланинг умумий диполи алоҳида олинган боғланишлар диполларнинг йиғиндисига тенг бўлади.

**Молекулалараро таъсир кучи.** Ҳозирги вақтда молекулалар бирикмалар, қаттиқ, суюқ ва газ ҳолдаги моддалар тузилишини ва ҳосил бўлишини ковалент, ион ва металл боғланиш нуқтан назаридан юқори тушунтириш қийин бўлиб қолди.

Бунга мисол тариқасида инерт газларни кўрсатиш мумкин.

Бу элементларнинг атомлари сферик симметрияга эга бўлганлиги учун юқорида айтилган химиявий боғланишларни ҳосил қила олмайди. Абсолют ноль температура атрофида инерт газлар суюқ ёки қаттиқ ҳолатга ўтказилганда атомларнинг бир-бирига таъсир кучларини кузатиш мумкин. Бундай таъсир Ван-дер-Ваальс кучлари ва водород боғланиш ҳисобига вужудга келади.

#### 4.13. ВАН-ДЕР-ВААЛЬС КУЧИНING ТАБИАТИ

Қаттиқ, суюқ ва газ ҳолатдаги фазада зарядланмаган атом ва молекулалар орасида ҳосил бўладиган тортишиш кучини оддий валент боғланиш тушунчаси асосида тушунтириб бўлмайди. Бундай кучлар мавжудлигини қуйидаги факторлар тасдиқлайди:

а) оддий газларнинг идеал эмаслиги. Газларнинг идеал ҳолати Менделеев-Клапейрон тенгламаси билан ифодаланади:

$$PV = RT$$

бу ерда  $V$  — моляр ҳажм,  $P$  — босим,  $T$  — абсолют температура,  $R$  — газ доимийлиги.

Идеал бўлмаган газларда ўзаро тортишиш кучи таъсир кўрсатади. Шунинг учун юқоридаги тенгламага ўзгартириш коэффиценти киритилди.

$$(P + P_1)(V - v) = RT.$$

бу ерда  $V$  — моляр ҳажм,  $v$  — молекулаларнинг ҳажмларини ва маълум масофадаги бир-бирлари билан итарилиш кучини ҳисобга оладиган ўз-

гартиреш коэффициенти,  $P_1$  — ички босим ҳосил бўлишидаги молекулаларнинг ўзаро тортишувини ҳисобга оладиган коэффициент. Бу коэффициентни биринчи бўлиб 1873 йилда Ван-дер-Ваальс киритган.

б) Жоуль — Томсон эффекти.

Газ ғовак тўсиқдан ўтганда ўз ҳажмини кенгайтирса, бунинг ҳисобига температура пасаяди. Бу ҳодисани молекулаларнинг ҳажми кенгайиши ва тортишиш кучининг камайиши билан изоҳлаш мумкин.

в) Оддий валент боғланиш ҳосил қила олмайдиган инерт газлар тортишиш кучи ҳисобига энергия ажратиб чиқариши, суюқ ва қаттиқ фаза ҳосил қилиб конденсатланиши мумкин.

Ван-дер-Ваальс кучлари қуйидаги хоссаларга эга:

а) Ван-дер-Ваальс кучлари оддий валент боғланишдан кучсиз. Масалан: хлор молекуласининг атомларга ажралиш энергияси (яъни ковалент боғланиш энергияси) —  $2,43 \cdot 10^5$  Ж/мольга, кристалл ҳолдаги хлорнинг сублимацияланиш (тўғридан-тўғри суюқланмасдан буг ҳолатга ўтиши) энергияси —  $2,52 \cdot 10^4$  Ж/мольга тенг.

б) Ван-дер-Ваальс кучлари оддий валент боғланишга ўхшаб тўйинувчанлик намоён қила олмайди.

Демак, иккита А ва В атомлари орасидаги тортишиш кучи бошқа атомларнинг бўлишига боғлиқ эмас. Масалан, А, В, С атомларнинг таъсир этиш энергиясини, А ва В атомлар таъсир этиш энергиясига АС ва ВС атомларнинг таъсир этиш энергиясини қўшиб ҳисоблаш мумкин.

Ван-дер-Ваальс кучларининг ҳосил бўлиш сабабларини қуйидагича тушунтириш мумкин.

Биринчидан, бунинг сабаби молекулада дипол моментининг бўлишидир. Бу ҳолатда иккита диполнинг оддий электростатик тортишиши натижасида учинчи кучсизроқ бўлган таъсир кучи ҳосил бўлади.

Бу ҳодисани 1912 йили В. Кеез қуйидагича изоҳлаб берди: иккита бир хил зарядланган қутбли молекулалар диполлар билан итаришади, ҳар хил зарядланган қутбли молекулалар эса тортишади. Яъни, иккала молекула турли зарядли қутблари билан ориентациялашга ҳаракат қилади. Бундай ҳолатда бир-бирлари билан узоқда турган қутбланган молекулалар тортишиш кучи билан итариш кучини маълум миқдорда қоплайди. Шунинг ҳисобига молекулалар орасида доимий диполлар таъсирида қўшимча тортишиш кучи — ориентацион куч ҳосил бўлади, молекулалар яқинлашади, натижада бир-бирига тортила бошлайди.

Зарядларнинг бир-бирига таъсирини кўпгина ҳолларда энергия (яъни зарядларни бир-биридан батамом ажратиш учун сарф бўлган энергия) миқдори билан ифодалаш қабул қилинган. Бундай таъсир натижасида

ҳосил бўлган ўртача энергия миқдори  $U_o = \frac{2\mu^4}{3r^6 \cdot KT}$  ёки  $U_o =$

$= \frac{2\mu^4 \cdot N_o}{3RT \cdot r}$  га тенг. Бу ерда —  $\mu$  — дипол momenti:  $r$  — диполлар мар-

кази орасидаги масофа:  $K$  — Больцман доимийлиги ( $1,380 \cdot 10^{-16}$  эрг/гр.),  $T$  — абсолют температура.

Бу тенгламадан кўриниб турибдики, ориентацион эффект иссиқлик энергияси ўзгаришининг тескари қиймати бўлгани учун абсолют температурага тескари пропорционалдир.

Иккинчидан, Ван-дер-Ваальс кучлари ҳосил бўлишига сабаб, молекулаларни ўраб турган индукцион диполлар билан молекулаларнинг қутбланиши орасида таъсир кучи бўлишидир. Агар молекула дипол моментига ёки зарядга эга бўлса, у ҳолда қўшни молекулани силжитишга ҳаракат қилади, шу таъсир ҳисобига доимий ҳосил қилинган диполлар ўртасида тортишиш вужудга келади. Бир вақтнинг ўзида қўшни молекулаларнинг қутблари таъсирида ҳар қайси молекулалар деформацияси ҳам вужудга келади. Бу деформация натижасида вужудга келган диполларнинг бир-бирига таъсири ҳисобига ҳосил бўлган куч индукцион куч дейилади ва у молекулаларнинг ўзаро тортишувига олиб келади. Бу кучларнинг ориентацияланиши молекулалараро таъсир кучининг ортишига боғлиқ бўлади. Демак, молекулаларнинг қутбланиши икки эффект натижасидир, яъни: қутбланиш-ориентацияланиш + деформацияланиш. Зарядланган молекула қўшни молекуланинг дипол моментини  $\frac{1}{r^2}$  га пропорционал индукциялайди. Бу ерда  $r$  — молекулалар орасидаги масофа. У ҳолда зарядланган молекула билан индукцион дипол орасидаги таъсир энергияси  $\frac{1}{r^2}$  га пропорционал бўлади.

Диполланган молекуланинг қўшни молекула дипол моментини индукциялаши  $\frac{1}{r^3}$  га пропорционалдир. Шунинг учун дипол энергиясининг индукцион диполга таъсири  $\frac{1}{r^6}$  га ўзгаради.

Қутбланган молекула билан дипол таъсири натижасида қўшни молекулалар индукцияланганда ҳосил бўлган қўшимча энергия *Дебай энергияси* ёки *индукцион таъсир энергияси* деб аталади. Агар молекуланинг дипол momenti —  $\mu$  бўлса, молекулалар орасидаги масофа  $r$  — бўлса, қутбланиш  $\alpha$  бўлади. У ҳолда Дебай энергияси (ёки индукцион энергия) қуйидаги тенглама билан ифодаланади:

$$U_{\text{инд}} = \frac{2\alpha \cdot \mu^2}{r^4}$$

Қутбланган ва қутбланмаган молекулалар таъсирида ҳосил бўлган энергиянинг Дебай энергиясидан фарқи шуки, биринчи навбатда қутбланмаган молекулада индукцион дипол ҳосил бўлади, бу дипол қутбланган молекула диполларига таъсир кўрсатади.

Бу икки фактор Ван-дер-Ваальс кучларини характерлашда катта роль уйнашига қарамай  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $CH_4$  ва бошқа моддалар қаттиқ ёки суюқ ҳолатда бўлиши сабабини изоҳлаб бера olmayди.

Шунинг учун атомлар билан қутбланмаган молекулалар тортишиш кучи ва қутбланган молекулалар таъсири натижасида

ҳисил бўлган қушимча эффектидан ташқари учинчи эффект бўлиши керак. Бу эффектни 1930 йили Лондон қуйидагича тушунтириб берди.

Атом-молекуляр тузилиш назариясига асосан ҳамма заррачалар абсолют ноль температурада ҳам маълум миқдорда энергияга эга бўлади. Бу энергиянинг бўлишини Гейзенбергнинг ноаниқлик принципи орқали тушунтириш мумкин. Акс ҳолда, энг қуйи нуқтада потенциал энергия миқдори, атом ва молекулалар жойлашган ўрни аниқ маълум бўлиши керак эди. Бу эса Гейзенбергнинг ноаниқлик принципига зид келади. Шунингдек электронлар ядрога нисбатан орбитал бўйлаб доимий ҳаракатда бўлиши, шунингдек ҳар қандай атомда мусбат ва манфий зарядларнинг маркази бир-бирига тўғри келмаслиги ҳисобига дипол ҳосил бўлади. Бу диполнинг йўналиши тез ўзгаради. Бу ўзгариш миқдори катта сонли атомларда зарядларнинг йўналиши билан тенглашади, шунинг учун уларда дипол нолга тенг бўлади. Агар бу ўзгаришни айни фурсатда суратга олинса, (масалан, гелий атомида) ядро атрофидаги электронларнинг носимметрик жойлашганини кўрамиз. Бундай жойлашиш қисқа вақт ичида ҳосил бўлган диполнинг таъсиридандир. Бундай дипол иккинчи атомда ҳам содир бўлади ва диполлар ўз навбатида бир-бирига худди Дебай эффекти ёки индукцион эффект каби таъсир кўрсатади. Бу эса системанинг энергияси камайишига олиб келади. Бу таъсир жуда кучсиз бўлиб уни *дисперсион энергия* ёки *Лондон энергияси* деб аталади ва унинг миқдори қуйидаги формуладан аниқланади:

$$U_{\text{дис}} = \frac{-3h \cdot v_0 \cdot \alpha^2}{4r^6}$$

Бу ерда  $h\nu$  — ҳар қайси молекула ёки атомнинг абсолют температурадаги энергияси.

Абсолют ноль температурадаги энергия  $h\nu$  тахминан атомнинг ионланиш энергияси  $I$  га тенг. У ҳолда юқоридаги тенглама қуйидагидек кўринишга эга бўлади:

$$U_{\text{дис}} = \frac{-3I \cdot \alpha^2}{4r^6}$$

Юқорида келтирилган тенгламалардан манфий ишорали атомлар ва молекулаларни бир-биридан ажратиш учун маълум миқдорда энергия сарф қилиш кераклиги кўриниб турибди. Тенгламалар таъсирланиш энергиясини ифодалайди. Таъсир кучини ҳисоблаб топиш учун тенгламани « $r$ » га нисбатан дифференциаллаш керак.

Шундай қилиб, юқорида келтирилган учта фактор ёрдамида Ван-дер-Ваальс кучини ҳисоблаб топиш мумкин. 4.1-жадвалдан кўриниб турибдики, симметрик жойлашган атомлар ёки молекулаларда дисперсион куч мавжуд. Бу куч кам қутбланган молекула ёки атомларда юқори, кўп қутбланган молекула ёки атомларда эса бўлмайди. Кўп қутбланган молекула ёки атомлар-

кази орасидаги масофа:  $K$  — Больцман доимийлиги ( $1,380 \cdot 10^{-16}$  эрг/гр.),  $T$  — абсолют температура.

Бу тенгламадан кўриниб турибдики, ориентацион эффект ис-  
сиқлик энергияси ўзгаришининг тескари қўймати бўлгани учун  
абсолют температурага тескари пропорционалдир.

Иккинчидан, Ван-дер-Ваальс кучлари ҳосил бўлишига сабаб,  
молекулаларни ўраб турган индукцион диполлар билан молекула-  
ларнинг қутбланиши орасида таъсир кучи бўлишидир. Агар моле-  
кула дипол моментида ёки зарядга эга бўлса, у ҳолда қўшни мо-  
лекулани силжитишга ҳаракат қилади, шу таъсир ҳисобига дон-  
мий ҳосил қилинган диполлар ўртасида тортишиш вужудга  
келади. Бир вақтнинг ўзида қўшни молекулаларнинг қутблари  
таъсирида ҳар қайси молекулалар деформацияси ҳам вужудга  
келади. Бу деформация натижасида вужудга келган диполлар-  
нинг бир-бирига таъсири ҳисобига ҳосил бўлган куч индукцион  
куч дейилади ва у молекулаларнинг ўзаро тортишувига олиб ке-  
лади. Бу кучларнинг ориентацияланиши молекулалараро таъсир  
кучининг ортишига боғлиқ бўлади. Демак, молекулаларнинг қутб-  
ланиши икки эффект натижасидир, яъни: қутбланиш-ориентация-  
ланиш + деформацияланиш. Зарядланган молекула қўшни моле-  
куланинг дипол моментини  $\frac{1}{r^2}$  га пропорционал индукциялайди.  
Бу ерда  $r$  — молекулалар орасидаги масофа. У ҳолда зарядлан-  
ган молекула билан индукцион дипол орасидаги таъсир энер-  
гияси  $\frac{1}{r^2}$  га пропорционал бўлади.

Диполланган молекуланинг қўшни молекула дипол моментини ин-  
дукциялаш  $\frac{1}{r^3}$  га пропорционалдир. Шунинг учун дипол энергияси-  
нинг индукцион диполга таъсири  $\frac{1}{r^6}$  га ўзгаради.

Қутбланган молекула билан дипол таъсири натижасида қўшни молеку-  
лалар индукцияланганда ҳосил бўлган қўшимча энергия *Дебай энергияси*  
ёки *индукцион таъсир энергияси* деб аталади. Агар молекуланинг ди-  
пол моменти —  $\mu$  бўлса, молекулалар орасидаги масофа  $r$  — бўлса, қутб-  
ланиш  $\alpha$  бўлади. У ҳолда Дебай энергияси (ёки индукцион энергия) қуйи-  
даги тенглама билан ифодаланади:

$$U_{\text{инд}} = \frac{2\alpha \cdot \mu^2}{r^6}$$

Қутбланган ва қутбланмаган молекулалар таъсирида ҳосил  
бўлган энергиянинг Дебай энергиясидан фарқи шуки, биринчи  
навбатда қутбланмаган молекулада индукцион дипол ҳосил бўла-  
ди, бу дипол қутбланган молекула диполларига таъсир кўрсатади.

Бу икки фактор Ван-дер-Ваальс кучларини характерлашда  
катта роль ўйнашига қарамай  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $CH_4$  ва бошқа модда-  
лар қаттиқ ёки суюқ ҳолатда бўлиши сабабини изоҳлаб бе-  
ролмайди.

Шунинг учун атомлар билан қутбланмаган молекулалар тор-  
тишиш кучи ва қутбланган молекулалар таъсири натижасида

қосил бўлган қўшимча эффектдан ташқари учинчи эффект бўлиши керак. Бу эффектни 1930 йили Лондон қуйидагича тушунтириб берди.

Атом-молекуляр тузилиш назариясига асосан ҳамма заррачалар абсолют ноль температурада ҳам маълум миқдорда энергияга эга бўлади. Бу энергиянинг бўлишини Гейзенбергнинг ноаниқлик принципи орқали тушунтириш мумкин. Акс ҳолда, энг қуйи нуқтада потенциал энергия миқдори, атом ва молекулалар жойлашган ўрни аниқ маълум бўлиши керак эди. Бу эса Гейзенбергнинг ноаниқлик принципига зид келади. Шунингдек электронлар ядрога нисбатан орбитал бўйлаб доимий ҳаракатда бўлиши, шунингдек ҳар қандай атомда мусбат ва манфий зарядларнинг маркази бир-бирига тўғри келмаслиги ҳисобига дипол ҳосил бўлади. Бу диполнинг йўналиши тез ўзгаради. Бу ўзгариш миқдори катта сонли атомларда зарядларнинг йўналиши билан тенглашадн, шунинг учун уларда дипол нолга тенг бўлади. Агар бу ўзгаришни айни фурсатда суратга олинса, (масалан, гелий атомида) ядро атрофидаги электронларнинг носимметрик жойлашганини кўрамиз. Бундай жойлашиш қисқа вақт ичида ҳосил бўлган диполнинг таъсиридандир. Бундай дипол иккинчи атомда ҳам содир бўлади ва диполлар ўз навбатида бир-бирига худди Дебай эффекти ёки индукцион эффект каби таъсир кўрсатади. Бу эса системанинг энергияси камайишига олиб келади. Бу таъсир жуда кучсиз бўлиб уни *дисперсион энергия* ёки *Лондон энергияси* деб аталади ва унинг миқдори қуйидаги формуладан аниқланади:

$$U_{\text{дис}} = \frac{-3h \cdot v_0 \cdot \alpha^2}{4r^6}$$

Бу ерда  $h\nu$  — ҳар қайси молекула ёки атомнинг абсолют температурадаги энергияси.

Абсолют ноль температурадаги энергия  $h\nu$  тахминан атомнинг нонланиш энергияси  $I$  га тенг. У ҳолда юқоридаги тенглама қуйидагидек кўринишга эга бўлади:

$$U_{\text{дис}} = \frac{-3I \cdot \alpha^2}{4r^6}$$

Юқорида келтирилган тенгламалардан манфий ишорали атомлар ва молекулаларни бир-биридан ажратиш учун маълум миқдорда энергия сарф қилиш кераклиги кўриниб турибди. Тенгламалар таъсирланиш энергиясини ифодалайди. Таъсир кучини ҳисоблаб топиш учун тенгламани « $r$ » га нисбатан дифференциаллаш керак.

Шундай қилиб, юқорида келтирилган учта фактор ёрдамида Ван-дер-Ваальс кучини ҳисоблаб топиш мумкин. 4.1-жадвалдан кўриниб турибдики, симметрик жойлашган атомлар ёки молекулаларда дисперсион куч мавжуд. Бу куч кам қутбланган молекула ёки атомларда юқори, кўп қутбланган молекула ёки атомларда эса бўлмайдн. Кўп қутбланган молекула ёки атомлар-

да ориентацион эффект миқдори кўп бўлади. Лекин индукцион эффект кузатилмайди.

Агар юқоридаги тенгламалардаги ўзгармас қийматларни бир-лаштирсак, молекулалараро тортишиш энергиясини ифодалайдиган қуйидаги тенгламани ҳосил қиламиз:

$$U_{\text{тор.}} = - \frac{h}{r^6}$$

бу ерда

$$h = \frac{2\mu^4}{3KT} + 2\alpha \cdot \mu^2 + \frac{3\alpha^2 \cdot h \cdot v}{4}$$

Агар молекулалар орасида масофа жуда кичик бўлса, итарилиш кучи ҳосил бўлади:

$$U_{\text{ит}} = \frac{m}{r^{12}}$$

Бу ерда  $m$  ўзгармас итарилиш константаси. Итарилиш кучи молекулалараро масофа кичиклашган сари жуда тез ортиб боради. У ҳолда молекулалар орасидаги умумий таъсир кучи қуйидагига тенг бўлади:

$$U = U_{\text{тор.}} + U_{\text{ит}}$$

ёки

$$U = - \frac{h}{r^6} + \frac{m}{r^{12}}$$

4.1-жадвал

Турли типдаги молекула ва атомлардаги Ван-дер-Ваальс кучлари

| Атом ёки молекула | Дипол моменти<br>$M \cdot 10^{18}$<br>эльст. см | Қутбланиувчанлик<br>$\alpha \cdot 10^{-24}$ см <sup>3</sup> | Ионланиш энергияси,<br>$h \cdot \nu_0 \cdot 10^{12} = J \cdot 10^{12}$ эрг. | Ориентацияла-<br>ниш энергияси<br>$2\mu^2 \cdot d \cdot 10^{10}$<br>(3,293K)<br>эрг. см <sup>2</sup> | Индукцион<br>энергия,<br>$2\mu^2 \cdot d \cdot 10^{10}$<br>эрг. см <sup>2</sup> | Дисперсион<br>таъсир<br>энергияси,<br>$\frac{2}{3} \cdot d^2 \cdot h \cdot \nu_0 \cdot 10^{10}$<br>эрг. см <sup>2</sup> |
|-------------------|-------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| He                | 0                                               | 0,20                                                        | 39,25                                                                       | 0                                                                                                    | 0                                                                               | 1,2                                                                                                                     |
| Ar                | 0                                               | 1,63                                                        | 24,67                                                                       | 0                                                                                                    | 0                                                                               | 52                                                                                                                      |
| Xe                | 0                                               | 4,00                                                        | 18,42                                                                       | 0                                                                                                    | 0                                                                               | 217                                                                                                                     |
| CO                | 0,12                                            | 1,99                                                        | 22,91                                                                       | 0,0034                                                                                               | 0,057                                                                           | 67,5                                                                                                                    |
| HCl               | 1,03                                            | 2,63                                                        | 21,95                                                                       | 18,6                                                                                                 | 5,4                                                                             | 105                                                                                                                     |
| NH <sub>3</sub>   | 1,50                                            | 2,21                                                        | 25,63                                                                       | 84                                                                                                   | 10,0                                                                            | 93                                                                                                                      |
| H <sub>2</sub> O  | 1,84                                            | 1,48                                                        | 28,84                                                                       | 190                                                                                                  | 10,0                                                                            | 47                                                                                                                      |

#### 4.14 ИОНЛАРНИНГ ҚУТБЛАНИШИ

Бир-бирига қарама-қарши зарядланган ионларнинг таъсирини кўриб чиқамиз. Бу таъсир натижасида ионлар ўзаро деформацияланади ёки қутбланади. Турли зарядланган ионларнинг бир-бирига яқинлашиши натижа-

сида электронлар ядрога нисбатан силжиши ҳисобига индукцион дипол моменти  $\mu_{инд}$  ҳосил бўлади. Бундай ҳолатда катион анионга кучли таъсир кўрсатади. Анион майдони билан электрон орбиталларининг ва мусбат зарядланган катион майдоннинг бир вақтнинг ўзида ядро билан итарилиши, деформацияланишга олиб келади. Бир вақтнинг ўзида худди шундай анион катионга таъсир қилади. Катионнинг радиуси кичик бўлгани учун деформацион эффект миқдори озроқ бўлади.

Қутбланиш икки процесс билан: биринчидан — ионларнинг қутбланиши; иккинчидан — қутбланиш хоссалари билан характерланади. У ҳолда индукцион дипол моменти ион зарядини дипол узунлигига кўпайтириб топилади:

$$\mu = l \cdot r \quad \text{ёки} \quad \mu = \alpha \cdot E,$$

бу ерда,  $E$  — кучланиш майдони,

$\alpha$  — қутбланиш.

Кулон қонунига мувофиқ кучланиш майдони қуйидаги тенглама билан аниқланади:

$$E = \frac{e}{r^2},$$

у ҳолда,

$$l = \frac{\alpha \cdot e}{r^2}$$

Бу тенгламадан кўриниб турибдики, ионларнинг қутбланиш бирлиги  $\text{см}^3$  зарралар эгаллаган майдонни ифодалайди. Демак, тахминан қутбланишни  $\alpha = r^3$  орқали ифодалаш мумкин. У ҳолда  $r = 10^{-8}$  см бўлса,  $\alpha \approx 10^{-24} \text{см}^3$  га тенг бўлади.

Бизга ионларнинг қутбланиши, уларнинг электрон тузилишига, зарядига ва радиусига боғлиқлиги, яъни ядро билан ташқи қаватда жойлашган электронлар энг кам куч билан боғланганлиги маълум. Шунинг учун ионларнинг қутбланиши ташқи қаватда жойлашган электронларнинг деформацияси, яъни ҳар қайси бир-бирига таъсирланаётган ионларнинг ташқи қаватидаги электронларнинг ядрога нисбатан силжиши натижасида содир бўлади.

Агар ионлар бир хил зарядли ва радиуслари бир-бирига яқин бўлса, у ҳолда:

а) энг кам қутбланиш инерт газлар ионларида бўлиши мумкин;

б) қутбланиш ташқи қаватда 18 та электрони бўлган ионларда энг катта қийматга эга бўлади;

в) қутбланиш d-орбиталлари электронлар билан тўлмаган ионларда ўртача қийматга эга бўлади. Қўшимча группача элементлар ионларининг қутбланиши ортиб боради, чунки электрон қаватларининг ортиши ташқи қаватдаги электронларнинг ядродан чиқиб кетишига олиб келади, бу эса ядронинг ички қаватдаги электронларга нисбатан таъсирини кучайтиради, натижада орбиталларнинг деформацияланиши ортади.



Агар элемент турли зарядли ион-тар ҳосил қилса, заряд ортиб бориши билан қутбланиш камайиб боради, чунки, ион радиуси камайиб боради. Баъзи ионларда, масалан,  $Mg^{+2}$ ,  $Na^{+}$ ,  $Ne^0$ ,  $F^{-}$ ,  $O^{2-}$  да қутбланиш ядро заряди камайиши билан ортиб боради, чунки бу элементларнинг электрон қаватлари бир хил, шунинг учун ядро заряди камайиши билан қутбланувчанлик ортиб боради.

Демак, ионнинг заряди қанча катта, радиуси қанча кичик ва электронлар орбиталларда мустаҳкам жойлашган бўлса, қутбланувчанлиги шунча юқори бўлади. Анионларнинг ўлчами катта, заряди кичик бўлганлиги, уларни катионга нисбатан қутблаш хоссаси характерли бўлмагани учун қутбланиш бир томонлама бўлади, деб қараш мумкин. Шундай қилиб, ионларнинг қутбланишини И. Фаянснинг тўртта қондаси асосида тушунтириш мумкин:

а) катионнинг қутблаш хоссаси юқори бўлиши учун унинг радиуси у қадар катта бўлмаслиги, б) анион радиуси катта бўлиши, в) катион ва анион заряди катта қийматга эга бўлиши, г) катионнинг электрон конфигурацияси инерт газлар конфигурациясига ўхшаш бўлмаслиги керак, чунки бундай конфигурацияли катион минимал қутбланувчилик хоссасига эга бўлади. Икки томонлама ионларнинг қутбланиши кристалларни бузилишига олиб келади, яъни суюқланиш температураси пасаяди. Температуранинг ортиши билан қутблаш хоссаси ҳам ортади, чунки температуранинг ортиши ионларнинг тебранишини кучайтиради. Ионларнинг бир-бирига яқинлашиши эса модданинг структурасини ўзгартиришга, яъни полиморфизм ҳодисасига олиб келади.

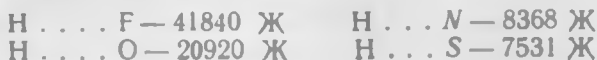
#### 4.15. ВОДОРОД БОҒЛАНИШ

Водород кучли электроманфий элемент билан бирикса, у ҳолда қўшимча химиявий боғланиш ҳосил бўлади. Шунинг учун водороднинг координатсион сони иккига тенг бўлади. Бундай ҳолатда водород атоми иккита заррача орасида «кўприк» ролини бажаради.

Ҳосил бўлган қўшимча боғланиш асосий ковалент боғланишдан бирмунча кучсиз бўлади. Чунки қўшимча боғланиш химиявий ва молекулалараро боғланишлар ўртасида содир бўлади. Бундай боғланишни *водород боғланиш* дейилади. Водород боғланиш 1880 йилда М. А. Ильинский ва Н. И. Бекетовлар томонидан аниқланган. Водород атомининг *s*-орбиталида битта электрони бор. Биринчи ковалент боғланиш ҳосил бўлиши билан *s*-орбитал тўйинади ва водород ўзгармас битта ковалент боғланиш ҳосил қилади, чунки 2 *s* ва 2 *p* орбиталлар жуда катта энергияга эга бўлгани учун бунга иштирок эта олмайди. Шунга асосан иккинчи водород боғланиш алоҳида ўрин тутади. Водород боғланиш ҳосил бўлишида водород атоидан электронларнинг маълум даражада силжиши натижасида заррачаларнинг хоссалари кескин ўзгаради.

Бирикмаларда водород билан химиявий боғланишда иштирок этаётган элемент атомларининг ўлчамлари қанчалик кичик ва шу

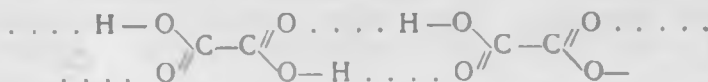
сабабли электрманфийлиги қанчалик юқори бўлса, водород боғланиш шу қадар мустаҳкам бўлади. Шунинг учун водород фтор ва кислород билан анча кучли, хлор ва олтингугурт билан кучсизроқ боғланиш ҳосил қилади. Масалан, водород боғланиш энергияси фақат атомларнинг электрманфийлиги ҳисобига юзага келганда қуйидаги қийматларга тенг бўлади (водород боғланиш нукта орқали белгиланган)



Водород боғланиш энергияси назарий жиҳатдан ҳисобланган қийматидан бирмунча фарқ қилади. Бунга сабаб шуки, водород боғланиш ҳосил бўлишида электростатик таъсирлардан ташқари, водород боғланишнинг донор-акцептор механизми (электронларнинг делокализацияланиши) содир бўлади. Шунинг учун водород боғланиш ҳосил бўлишини ва йўқолишини электростатик таъсир орқали тушунтириб бўлмайди. Водород боғланиш кучи дипол моменти миқдоридан бирмунча катта. Водород боғланишнинг миқдори ва кучи оддий молекулалараро боғланиш билан ковалент боғланиш оралигидаги миқдорга тенг. Бундай боғланиш молекулаларни ҳосил қилиш учун етарли бўлади. Водород боғланиш осон узилиши ва тезда қайта ҳосил бўла олиши билан оддий ковалент боғланишдан фарқ қилади.

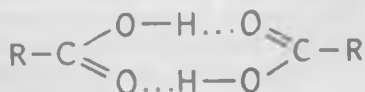
Қуйида водород боғланишга мисоллар келтирилади:

1.  $\text{KHF}_2$  кристалдаги  $(\text{F}-\text{H}-\text{F})$ —аниони чизиқли гурппага эга бўлиб, водород атоми фтор атомлари ўртасига жойлашган.
2. Оксалат кислота кристалдаги водород боғланишнинг қуйидаги механизм билан тушунтириш мумкин:



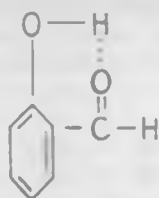
Бундай ҳолатда  $\text{O}-\text{H} \dots \text{O}$  орасидаги масофа кичик (0,25 нм) бўлса, водород эса кислород атомлари ўртасига симметрик жойлашмаган бўлади.

Карбон кислоталарнинг димерларида водород боғланиш бирмунча барқарордир, шунинг учун у суяқ ҳолатда ҳам сақланади:



3. Альдегидларда ички водород боғланиш ҳосил бўлиши кузатилади. Лекин боғланиш ҳосил қилишда иштирок этаётган фенол

таркибидаги водород альдегид таркибидаги кислород билан куч-снз боғлангандир.



Ички водород боғланиш кўпгина органик бирикмаларда кузатилади. Кўпгина ҳолларда бундай боғланишни тебраниш хоссалари, яъни потенциал энергия ўзгаришини келтириб чиқаради.

## 5-БОБ. ХИМИЯВИЙ ТЕРМОДИНАМИКА

Ҳаракат материянинг мавжуд формаси бўлиб, энергия моддалар ҳаракатининг ўлчови, бошқача қилиб айтганда, моддалар таркибидаги ҳаракатнинг миқдор ва сифат жиҳатдан ўзгаришидир. Термодинамика иссиқлик энергияси билан бошқа хил энергиялар орасида бўладиган муносабатлар ҳақидаги таълимдир. Термодинамика сўзи грекча *therme* — иссиқлик ва *dinamis* — куч сўзларидан олинган бўлиб, унинг маъноси иссиқлик билан боғлиқ бўлган кучлар тўғрисидаги фанни англатади. Термодинамиканинг вазифаси турли системаларнинг хоссалари ва уларда бўлаётган процессларни ўрганишдан иборат. Химиявий термодинамика умумий термодинамиканинг бир қисми бўлиб, термодинамика қонуни ва қоидаларини химиявий процессларга қўлланилишини текширади. Шунга кўра, умумий термодинамиканинг баъзи қоида, тушунча ва номланишларини қисқача эслатиб ўта-миз.

Умумий термодинамика уч бўлимдан иборат бўлиб, биринчи бўлим қонунини бошқа бўлимнинг қонунидан келтириб чиқариб бўлмайди. Шунга кўра ҳар қайси бўлим алоҳида қонун деб аталади: Шундай қилиб, термодинамика учта: биринчи, иккинчи ва учинчи қонунлардан иборат. Ҳар қайси қонуннинг ўзига хос постулати бўлганлигидан баъзан бу бўлимлар тўғридан-тўғри 1, 2, 3-постулатлар деб ҳам аталади.

Биринчи қонун 1842 йил Р. Мейер томонидан, иккинчи қонун биринчидан олдин 1824 йилда С. Карно ва учинчи қонун эса 1912 йилда Нернст томонидан кашф этилган ва таърифланган. Табиатда кўп учрайдиган эриш, совиш, иссиш, оксидланиш-қайтарилиш, кристалланиш, конденсацияланиш, гальваник процессларнинг термодинамика қонунлари асосида талқин қилиниши мақсадга мувофиқ бўлади. Умумий термодинамикани ўрганишдан аввал шу бўлимда кенг қўлланадиган система деб аталувчи тушунча билан

танишайлик. Ташқи муҳитдан амалда ёки фикран ажратиб олинган ва бир-бирига таъсир этиб турадиган моддалар гуруҳи *система* деб аталади. Бирор асбобда, чунончи, колбада, пробиркада, совитгич машиналарда, ректификацион колонкаларда, атом реакторларида бўлаётган турли химиявий ҳамда физик жараёнлар ўзига хос мустақил турли системалар ҳисобланади. Системанинг физик ва химиявий хоссалари тўплами шу системанинг ҳолати деб аталади. Бу хоссалардан бирортасининг ўзгариши бошқаларнинг ҳам ўзгаришига сабаб бўлади, чунки улар турли қонунлар асосида ўзаро боғланган бўлади. Термодинамика моддаларнинг хоссаларини энергетик жиҳатдан тавсифлайди. Унинг биринчи қонуни энергиянинг сақланиш ва бир турдан иккинчи турга айланиш қонунининг хусусий кўриниши бўлиб, энергия хиллари орасида сифат ва миқдорий муносабатлар борлигини кўрсатади. Термодинамиканинг биринчи қонунига мувофиқ, алоҳида олинган системада энергиянинг умумий миқдори ўзгармайди, энергия йўқолиб кетмайди ва йўқдан бор бўлмайди. Бу қонунни Р. Мейердан олдин биринчи марта 1748 йилда М. В. Ломоносов баён этган эди. XIX асрнинг ўрталарида механик ишнинг иссиқлик ва иссиқликнинг механик ишга айланиши устида олиб борилган жуда аниқ тажрибалар ва уларнинг натижалари ҳамда ундан кейинги текширишлар механик энергия иссиқликка айланиши мумкинлигини кўрсатди. 1847 йилда Гельмгольц «энергиянинг сақланиш принципи»ни умумий тарзда қуйидагича таърифлади: *алоҳида олинган (ажратилган) системанинг умумий энергияси ўзгармас қийматга эга бўлади. У йўқдан бор бўлмайди ва йўқолиб ҳам кетмайди.* Термодинамиканинг бу қонунига биноан, йўқдан энергия олиб абадий ишлайдиган машина (абадий двигатель) қуриб бўлмайди. Шу вақтгача термодинамиканинг биринчи қонунига зид келадиган бирорта ҳам мисол учрамаган.

Энергия йўқолмайди ва йўқдан бор бўлмайди. Агар бирор процесс давомида энергиянинг бир тури йўқолса, унинг ўрнига эквивалент миқдорда бошқа бир тури пайдо бўлади. Бу қонуннинг математик ифодаси қуйидаги кўринишда ёзилади.

$$\Delta U = Q - P\Delta V$$

Бунда:  $\Delta U$  — системанинг ички энергияси,  $Q$  — системага берилган иссиқлик миқдори,  $P$  — системанинг босими,  $\Delta V$  — система ҳажмининг ўзгариши,  $P\Delta V = A$  бўлганлиги учун,  $\Delta U = Q - A$  кўринишида ҳам ёзиш мумкин.

Ҳар қандай жисм маълум энергия миқдорига эгадир. Жисмда бўлган барча энергия жисмнинг *умумий энергияси* дейилади. Жисмнинг умумий энергияси химиявий термодинамикада системанинг *ички энергияси* деб аталади. Системанинг ички энергияси — ундаги молекулаларнинг ўзаро тортилиш ва итарилиш, илгариланма ва айланма ҳаракат, молекула ичида атом ва атомлар группасининг тебраниш, атомларда электронларнинг айланиш, атом ядросида бўлган ва ҳоказо энергиялар йиғиндисига тенг.

Ички энергия система ҳолатини билдиради. Системанинг ички энергияси моддаларнинг хилига, уларнинг миқдорига, босим, температура ва ҳажмга боғлиқ. Жисмдаги ички энергиянинг абсолют миқдорини ўлчаб бўлмайди; масалан, биз кислород ёки водород молекуласи ички энергиясининг умумий миқдорини била олмаймиз, чунки модда ҳар қанча ўзгармасин, у энергиясиз бўла олмайди. Шунинг учун амалда жисмнинг ҳолати ўзгарган вақтда ички энергиянинг камайиш ва кўпайишининггина аниқлаймиз. Масалан, 2 ҳажм водород билан 1 ҳажм кислород аралашмасининг ички энергиясини  $U_1$  билан ифодалайлик. Аралашманн электр учқуни ёрдамида портлатиб, сув буғи ҳосил қилайлик. Унинг ички энергиясини  $U_2$  билан ифодалаймиз. Аралашма портлагач, системада ички энергия  $U_1$  дан  $U_2$  га ўзгаради:  $\Delta U = U_2 - U_1$ . Бунда:  $\Delta U$  — ички энергиянинг ўзгариши; унинг қиймати фақат  $U_1$  ва  $U_2$  ларга, яъни системанинг дастлабки ва охириги ҳолатига боғлиқ, аммо система бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга қай усулда ўтганлигига боғлиқ эмас.

Маълумки, химиявий системалардаги ҳар қандай энергетик ўзгаришлар энергиянинг сақланиш қонунига мувофиқ бўлади. Энергиянинг сақланиш қонунига асосан:

$$Q = \Delta U + A \quad 5.1$$

Агар босим доимий ( $P = \text{const}$ ) бўлса, ҳажмнинг ўзгариши ҳисобига иш бажарилади ва шунга кўра:

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

бўлади, бунда  $\Delta V$  — система ҳажмининг ўзгариши  $A = P \Delta V$  бўлган учун (1) тенгламани қуйидаги кўринишда ёзиш мумкин:

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

бунда:  $Q_p$  — реакциянинг ўзгармас босимдаги иссиқлик эффекти, бундан

$$\Delta U = U_2 - U_1 \text{ ва } \Delta V = V_2 - V_1$$

Шунга асосан:

$$\begin{aligned} Q_p &= (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1 = (U_2 + PV_2) - \\ &\quad - (U_1 + PV_1). \\ Q_p &= (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) \end{aligned} \quad 5.2$$

Тенгламадаги  $U + PV$  — катталик системанинг *энталпияси* (иссиқлик сифими) дейилади ва «Н» ҳарфи билан белгиланади.  $U + PV = H$  бўлгани учун;  $U_2 + PV_2 = H_2$  ва  $U_1 + PV_1 = H_1$ . Бу ҳолда (2) тенглама қуйидаги кўринишга келади:

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

Иссиқлик ютиш билан содир бўладиган эндотермик реакциялар учун  $\Delta H$  мусбат ишорага эга бўлиб,  $\Delta H > 0$  бўлади. Иссиқлик чиқариш билан содир бўладиган экзотермик реакциялар учун эса  $\Delta H$  манфий

ишора билан ёзилади,  $\Delta H < 0$  бўлади. Масалан:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   $\Delta H = -875,4 \text{ кЖ}$  — экзотермик реакция

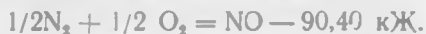


$\Delta H = +158,3 \text{ кЖ}$  — эндотермик реакция.

Демак, энтальпиянинг ўзгариши босим доимий бўлганда системага бериладиган ёки ажралиб чиқадиган иссиқлик миқдорини билдирадиган термодинамик функциядир. Химиявий реакцияларда иштирок этувчи моддаларнинг ҳоссалари ўзгарибгина қолмай, балки системанинг энергия запаси ҳам ўзгариши натижасида иссиқлик ажралиб чиқади ёки ютилади.

Химиявий реакциялар натижасида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори кўрсатилиб ёзиладиган химиявий тенгламаларга термохимиявий тенгламалар дейилади. Термохимиявий тенгламалар масса ва энергиянинг сақланиш қонунларига риоя қилиб тузилади. Реакция натижасида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори ккал (моль ёки кЖ/моль) билан ифодаланади ( $1 \text{ ккал} = 4,18 \text{ кЖ}$ ). Химиявий реакциялар вақтида ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдори реакциянинг иссиқлик эффекти дейилади ва  $\Delta H_r$  билан белгиланади.

Оддий моддалар (элементлар) дан 1 моль мураккаб модда ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқлиги дейилади. Ҳосил бўлиш иссиқлиги  $\Delta H_{\text{х.б.}}$  билан белгиланади. Ҳосил бўлиш иссиқлиги ҳар доим стандарт шароитда ( $25^\circ\text{C}$  температура ва 760 мм симоб устуни босимида) 1 моль модда учун ҳисобланади, шунинг учун термохимиявий тенгламаларда каср коэффициентлар ҳам қўйилади, масалан,



Моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари қиймати уларнинг агрегат ҳолатига ҳам боғлиқ бўлади. Шунга кўра, термохимиявий тенгламаларда моддаларнинг агрегат ҳолатлари ҳам кўрсатиб ёзилади. Ҳозирги кунда стандарт шароитда 8000 дан ортиқ мураккаб моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари тажриба йўли билан аниқланади. Масалан, сувнинг буғ ҳолатдаги ҳосил бўлиш иссиқлиги  $\Delta H'_{298, \text{H}_2\text{O буғ}} = 241,84 \text{ кЖ}$  га суяқ ҳолатдаги сувнинг ҳосил бўлиш иссиқлиги эса  $\Delta H^{\circ}_{298, \text{H}_2\text{O суяқ}} = 285,4 \text{ кЖ}$  га тенг. Шунга кўра ҳосил бўлиш иссиқликлари қиймати кўрсатилганда  $\Delta H'_{298, \text{х.б.}}$  билан бирга моддаларнинг агрегат ҳолатларини кўрсатувчи қуйидаги белгилар ҳам ёзилади. Газ ҳолдаги модда — г билан, суяқ ҳолдаги модда — с билан, қаттиқ ҳолдаги модда — қ билан ифодаланади.

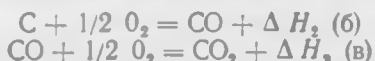
Термодинамика қонунига мувофиқ реакция вақтида иссиқлик ажралиб чиқса, системанинг иссиқлик сифими камайганлиги сабабли, реакциянинг иссиқлик эффекти манфий (—) ишора билан, иссиқлик ютилса мусбат (+) ишора билан кўрсатилади. Демак, реакциянинг термодинамик иссиқлик эффекти  $\Delta H$  термохимиявий иссиқлик эффекти  $Q_p$  нинг тескари ишора билан олинган қийматига тенгдир:

$$\Delta H = Q_p \text{ ёки } \Delta U = -Q_p$$

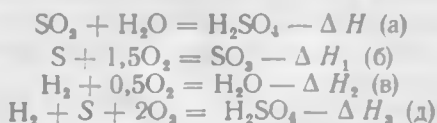
Химиянинг термохимия бўлими реакциянинг иссиқлик эффектлари ва уларнинг турли факторлар билан қандай боғланганлигини ўрганади. Термохимия иккита асосий қонун ва улардан келиб чиқадиган натижалардан иборат. Бу бўлимнинг асосий қонунларидан бири Гесс қонуни ҳисобланади. Энергиянинг сақланиш қонуни, яъни термодинамиканинг биринчи қонуни рус олими Г. И. Гесс тажрибаларни асосида 1836 йилда таърифланган: «Химиявий реакцияларнинг ўзгармас ҳажм ва ўзгармас босимдаги иссиқлик эффекти системанинг бошланғич ва охири ҳолатига боғлиқ бўлиб, процесснинг бориш йўлига, қандай оралиқ босқичлар орқали ўтганлигига боғлиқ эмас. Термохимиянинг амалда кўп татбиқ қилинадиган бу муҳим қонуни яна қуйидагича талқин қилиниши ҳам мумкин: «Реакциянинг иссиқлик эффекти процесснинг қандай усулда олиб борилишига боғлиқ эмас, балки фақат реакцияда иштирок этаётган моддаларнинг дастлабки ва охири ҳолатига боғлиқ». Келтирилган таърифларнинг исботи мисолида  $\text{CO}_2$  газининг ҳосил бўлиш реакциясини кўриб чиқамиз:  $\text{CO}_2$  газини  $\text{C}$  ва  $\text{O}_2$  дан икки хил йўл билан бевосита, углевод ва кислороднинг бирикishi ҳамда  $\text{CO}$  ҳосил бўлиши орқали олиниши мумкин. Бу ерда Гесс қонунига мувофиқ  $\text{CO}_2$  ҳосил бўлиш иссиқлик эффекти  $\Delta H_1$  барча босқичларда кузатиладиган иссиқлик эффектларнинг йиғиндисига тенг бўлади, яъни

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

Дарҳақиқат  $\text{CO}_2$  ушбу  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \Delta H_1$  (а) реакцияси ёрдамида бир босқичда ёки



реакцияларни орқали икки босқичда ҳосил қилиниши мумкин. (б) ва (в) тенгламалар алгебраик қўшилса, (а) тенглама келиб чиқади. Демак  $\Delta H = \Delta H_2 + \Delta H_3$  бўлади. Тажрибада  $\Delta H_1 = -393,3 \text{ кЖ / моль}$ ,  $\Delta H_2 = -111,3 \text{ кЖ / моль}$  ва  $\Delta H_3 = -282,8 \text{ кЖ / моль}$  эканлиги аниқланган. Шулар асосида  $\text{CO}_2$  нинг ҳосил бўлиш иссиқлиги  $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = 111,3 + (-282,8) = -394,1 \text{ кЖ / моль}$  га тенглигини топамиз. Яна бир мисол: Гесс қонунини татбиқ этиб  $\text{SO}_3$  ва  $\text{H}_2\text{O}$  дан  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ҳосил бўлиш реакциясининг иссиқлик эффектини ҳисоблаймиз:



Бунда  $\Delta H_1$ ,  $\Delta H_2$ ,  $\Delta H_3$  —  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари. Агар (д) тенгламадан (б — в) ни олиб ташласак, (а) тенглама чиқади, демак:  $\Delta H = \Delta H_3 - (\Delta H_1 + \Delta H_2)$ , яъни:  $\Delta H = -\sum \Delta H_{\text{х.б.}}$ . Юқорида келтирилганлардан химиявий реакцияларнинг иссиқлик эффекти маҳсулотлар ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисидан

дастлабки моддалар ҳосил бўлиш иссиқликларининг йиғиндисини айириб ташлаганига тенг деган хулоса келиб чиқади, яъни

$$\Delta H = \sum n H_{\text{мах}} - \sum p \cdot H_{\text{даст.модда.}}$$

бунда,  $n, p$  — маҳсулот ва дастлабки моддаларнинг стехиометрик коэффициентлари.

Шундай қилиб, Гесс қонуни ва ундан келиб чиқадиган натижадан фойдаланиб, иссиқлик эффекти номаълум ёки ўлчаш қийин бўлган процессларнинг иссиқлик эффектини ҳисоблаб топиш мумкин. Гесс қонунининг натижаларидан бири маълум бир мураккаб модданинг оддий моддаларга ажралиш иссиқлиги қиймат жиҳатдан ўша модданинг элементларидан ҳосил бўлиш иссиқлигига тенг бўлиб, ишора жиҳатдан қарама-қарши эканлигини тасдиқловчи қонундир. Бу натижани *Ла в у а з ь е-Л а п л а с қ о н у н и* ҳам деб юритилади. Шунга кўра

$$\Delta H_{\text{х.б.}} = - \Delta H_{\text{ажр.}}$$

Гесс қонунидан келиб чиқадиган яна бир термодинамик ҳисоблаш учун муҳим бўлган натижа қуйидагича изоҳланади: реакциянинг иссиқлик эффектини топиш учун реакция натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисидан, реакцияга киришувчи моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисини айириш керак. Масалан, ушбу умумий реакция учун:



реакциянинг иссиқлик эффекти қуйидагича ёзилади:

$$\Delta H_p = (c \Delta H_c + d \Delta H_d) - (a \Delta H_A + b \Delta H_B)$$

бунда

$(c \Delta H_c + d \Delta H_d)$  — реакция маҳсулотларининг ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисини;

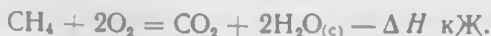
$(a \Delta H_A + b \Delta H_B)$  — реакция учун олинган моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисини;

$a, b, c$  ва  $d$  — моддаларнинг олдидаги стехиометрик коэффициентлари.

Шуни ҳам айтиш керакки, Гесс қонуни «реакция иссиқликлари йиғиндисининг доимийлик қонуни» деб ҳам юритилади.

$$\Delta H_p = \sum \Delta H_{\text{мах.}} - \sum \Delta H_{\text{даст.модда.}}$$

Шунга кўра, Гесс қонунига яна қуйидагича таъриф ҳам берилади: *Кетг ма-кет борадиган бир қатор реакциялар иссиқлик эффектларининг йиғиндисини дастлабки модда ва маҳсулотларга эга бўлган бошқа реакциялар қаторининг иссиқлик эффектлари йиғиндисига тенг*. Бунини яна бир мисолда кўрайлик. Метанининг ёниш реакцияси қуйидаги тенглама билан ифодаланади:



Нормал шароитда 100 л метан ёндирилганда қанча иссиқлик ажралиб чиқади?



учун сувсиз тузнинг эриш иссиқлиги  $Q_2$  дан ҳосил бўлган гидратнинг эриш иссиқлиги  $Q_1$  айириб ташланади:

$$Q_r = Q_2 - Q_1 \text{ ёки } \Delta H_r = \Delta H_2 - \Delta H_1$$

Масалан, 2 г сувсиз  $\text{CuSO}_4$  50 г сувда эритилганда температура 4 градусга кўтарилади.  $\text{CuSO}_4$  нинг гидратланиш иссиқлигини ҳисобланг.

Ечиш: а) сувсиз  $\text{CuSO}_4$  нинг эриш иссиқлигини ҳисоблаймиз:

$$\Delta H_2 = \frac{C \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{CuSO}_4} \cdot \Delta t}{m_{\text{CuSO}_4} \cdot 1000} = \frac{4,187 \cdot 50 \cdot 4 \cdot 160}{2 \cdot 1000} = 66,992 \text{ кЖ/моль}$$

$$\text{б) } \Delta H_r = \Delta H_2 - \Delta H_1 = 66,992 - (-11,52) = 73,512 \text{ кЖ/моль.}$$

Моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликларини бир-бирига таққослаш натижасида қуйидагилар аниқланади:

1. Д. И. Менделеев жадвалининг маълум қаторида турган элементлардан бирикмалар ҳосил бўлишида кузатиладиган иссиқлик ўзаро бирикувчи элементларнинг тартиб номерлари орасидаги фарқнинг ортиши билан ортиб боради. Масалан:

$$\Delta H_{\text{NaCl}} = -413,0 \text{ кЖ/моль; } \Delta H_{\text{MgCl}_2} = 321,0 \text{ кЖ/моль;}$$

$$1/3 \Delta H_{\text{AlCl}_3} = 232,1 \text{ кЖ/моль}$$

Бу ерда битта химиявий боғ учун тўғри келадиган иссиқлик миқдори берилган. Бу сонларни бир-бирига таққослаб, қуйидаги қоида аниқланган: ўхшаш бирикмалар ҳосил бўлганда оралиқ элемент бирикмасининг ҳосил бўлиш иссиқлиги унинг ёнидаги иккала элемент бирикмалари ҳосил бўлиш иссиқликларининг ўртача арифметик қийматига тенг бўлади. Масалан:  $\text{MgCl}_2$  ҳосил бўлиш иссиқлиги:

$$\Delta H_{\text{MgCl}_2} = \frac{413,0 - 232,1}{2} = \frac{645,1}{2} = 322 \text{ кЖ/моль}$$

Бу қоида 1928 йил А. М. Беркенгейм томонидан таърифланган.

2. Бирор металл даврий жадвалнинг маълум группасидаги металлмас элемент билан бирикма ҳосил қилиш иссиқлиги унинг атом массаси ортиши билан камаяди. Масалан:

$$\Delta H_{\text{AgF}}^* = -202,9 \text{ кЖ/моль; } \Delta H_{\text{AgCl}}^* = -126,8 \text{ кЖ/моль;}$$

$$\Delta H_{\text{AgBr}}^* = -99,16 \text{ кЖ/моль; } \Delta H_{\text{AgI}}^* = -64,2 \text{ кЖ/моль.}$$

3. Бир металл металлмас элемент билан бир неча хил бирикма ҳосил қила оладиган бўлса, уларнинг биринчи атомлари бирикканда энг кўп иссиқлик чиқади, кейинги атомлари бирикканда эса камроқ иссиқлик чиқади. Масалан:  $\Delta H_{\text{FeCl}_2} = -341,0 \text{ кЖ/моль}$ ,  $\Delta H_{\text{FeCl}_3} = -405,0 \text{ кЖ/моль}$ . Бу қоидага асосланиб, бирикмадаги энг кейинги металл бўлмаган атомни чиқариб юбориш осон, деган хулоса чиқара оламиз.

4. Химиявий хоссалари жиҳатидан яқин бўлган элементларнинг ўхшаш бирикмаларининг ҳосил бўлиш иссиқликлари бир-бириникига яқин бўлади.

$$\Delta H_{\text{NaOH}} = -426,6 \text{ кЖ/моль; } \Delta H_{\text{KOH}} = -425,93 \text{ кЖ/моль;}$$

$$\Delta H_{\text{CaOH}} = -406,5 \text{ кЖ/моль; } \Delta H_{\text{LiOH}} = -487,8 \text{ кЖ/моль}$$

Келтирилган ифодалардан экзотермик реакцияларда температура кўтарилиши билан мувозанат константасининг камайишини кўриш мумкин. Шунингдек, эндотермик реакцияларда температура кўтарилиши билан мувозанат константасининг ортишини ҳам кузатиш мумкин. Масалан:



Юқоридagi қайтар реакцияда температура кўтарилиши билан мувозанат константаси ортади:  $K_{298} = 3,2 \cdot 10^{-10}$ ,  $K_{982} = 1,0$ ,  $K_{1200} = 199$

Реакциянинг изобар тенгламасини анализ қилиш натижасида қуйидаги математик ифодаларни келтириб чиқарамиз.

$$RT \ln K = \Delta H - T \Delta S$$

$$RT \ln K = \Delta S - \Delta H / T$$

Бу ерда  $\Delta H$  энтальпия фактори,  $T \Delta S$  эса — унинг энтропия фактори деб юритилади.  $\Delta H$  — системада тартибсизлик даражасини камайтирса,  $T \Delta S$  — тартибсизлик даражасини кўпайтиришга интилади.  $\Delta G = 0$  бўлганда энтальпия фактори унинг энтропия факторига тенг бўлади.

$$\Delta H = T \Delta S$$

Бу шароитда система мувозанат ҳолатига келади. Ўз-ўзича содир бўладиган реакциялар учун  $\Delta G < 0$  дир. Бу ерда учта муҳим вариант бўлиши мумкин.

1.  $\Delta H^\circ$  ҳам,  $\Delta S$  ҳам реакциянинг боришига ёрдам беради; бунинг учун  $\Delta H < 0$  ва  $\Delta S > 0$  бўлиши керак. Бунда асосий вазифани энтальпия фактори бажаради.

2. Реакциянинг боришига фақат  $\Delta H^\circ$  ёрдам беради. Бу ҳолда  $\Delta H^\circ$  катта манфий қийматга эга бўлади:  $\Delta H^\circ < 0$

3.  $\Delta H^\circ > 0$  бўлиб, энтальпия факторининг  $\Delta H^\circ$  камайиши энтропия фактори  $T \Delta S$  нинг ортувини «босиб кетади». Эндотермик реакцияларда у энтальпия факторини «боса олмайди». Масалан:



реакцияси учун  $\Delta H^\circ = 91,37 \text{ кЖ}$ .

$$T \cdot \Delta S = 298 \cdot [210,6(1/2 \cdot 199,9 + 1/2 \cdot 205,04)] = 3 \text{ кЖ}$$

Реакциянинг изобар потенциали:

$$\Delta C^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 91,37 - 3 = 88,4 \text{ кЖ}$$

Демак, стандарт ҳолатда бу реакция ўз-ўзича содир бўлмайди.

## 6-БОБ. ЭРИТМАЛАР

Эритмалар кенг тарқалган ҳисобланиб, атрофимизни ўраб турган ва бизга ҳаёт бағишлаб турган ҳаво, ҳаммага таниш бўлган латун, биологик суюқликлар бўлган қон, лимфа ва бошқалар уларга мисол бўла олади.

*Нисбий миқдори кенг қўламда ўзгара олувчи икки ва ундан ортиқ компонент — таркибий қисмлардан ташкил топган қаттиқ ёки суюқ гомоген фаза эритма дейилади.*

#### **6.1. УМУМИЙ ХОССАЛАРИ. КОНЦЕНТРАЦИЯНИ ИФОДАЛАШ УСУЛЛАРИ**

Барча эритмалар эриган моддалар ва эритувчидан ташкил топган бўлади, бундай муҳитда моддалар молекула ёки ионлар сифатида бир текис тарқалади. Эритмалар таркибининг доимий эмаслиги уларни механик аралашмаларга яқинлаштиради, ammo ўзининг бир жинслилиги билан улардан фарқланади.

Эриган модда билан мувозанатда бўлган эритма тўйинган ҳисобланади. Булар кам тарқалганлиги сабабли у қадар амалий аҳамиятга эга эмас. Амалиётда тўйинмаган эритмалар, яъни таркибида эриган модда концентрацияси камроқ бўлган эритмалар кўп ишлатилади.

*Эритма ёки эритувчининг маълум ҳажмида эриган модданинг миқдори эритманинг концентрацияси дейилади.*

*Эритмада эриган модда концентрацияси юқори бўлганда концентранган, кам бўлганда суюлтирилган эритма деб юритилади.*

Концентрацияни ифодалашнинг бир неча миқдорий усуллари маълум.

1. *Процент концентрация* — бу эритманинг 100 бирлик массасида эриган модданинг массалар сони (масалан, граммлар сони) билан белгиланади.

$$\text{Процент концентрация } C\% = \frac{\text{эриган модда массаси}}{\text{эритманинг умумий массаси}} \cdot 100$$

*Мисол:* натрий хлориднинг 10 процентли эритмаси дейилганда шундай эритма тушуниладики, унинг 100 грамида 10 г NaCl ва 90 г  $H_2O$  бўлади.

2. *Моляр концентрация (молярлик)* — 1 л эритмада эриган модда моллари сони билан белгиланади.

Моляр концентрациянинг математик ифодаси  $c_m = \frac{n}{v}$  моль/л. билан ифодаланади. Бу ерда  $c_m$  — моляр концентрация,  $n$  — модда миқдори (моллари сони),  $v$  — эритма ҳажми (л).

*Мисол:* Нитрат кислотанинг 2 моляр эритмаси дейилганда ҳар литрида икки моль, яъни 126 г  $HNO_3$  бўлган эритма тушунилади.

3. *Эквивалент концентрация* ёки нормаллик — эритманинг бир литрида эриган модда эквивалентлар сони билан топилади (н. ҳарфи билан белгиланади).

*Мисол.* Нитрат кислотанинг 2н эритмаси дейилганда ҳар литрида икки эквивалент, яъни 126 г.  $HNO_3$  бўлган эритма тушунилади.

4. *Молял концентрация (моляллик —  $C_m$  ҳарфи билан белгиланади)* — эритувчининг 1000 г даги эриган модданинг моллар сонидир. Бу йўл билан аниқланган концентрация моль—масса концентрацияси (моляллик) дейилади.

*Мисол:* Нитрат кислотанинг 2 н эритмаси дейилганда 1000 г сувда 2 моль  $\text{HNO}_3$  эритилишидан ҳосил бўлган эритма тушунилади.

5. *Эритмада мавжуд бўлган барча моддалар моллари умумий сонининг мазкур модда моллар сонига нисбати натижасида* шу модда (компонент) нинг моль қисми келиб чиқади. Бир модда иккинчи моддада эриганда эриган модда моль қисми ( $N_2$ ) қуйидагича топилади

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

бу ерда  $n_1$  ва  $n_2$  — эритувчи ва эриган моддалар моллар сони.

Концентрациялари нормаллик билан ифодаланган эритмалардан фойдаланиб, эриган моддалар қолдиқсиз реакцияга киришувларини учун улар қандай ҳажмий нисбатда аралашиншларини олдиндан ҳисоблаб топиш мумкин бўлади.

Нормаллиги  $C_{n_1}$  бўлган А модданинг  $V_1$  литри нормаллиги  $C_{n_2}$  бўлган В модданинг  $V_2$  литри билан реакцияга киришди, дейлик. Бу А модданинг  $C_{n_1} \cdot V_1$  эквиваленти ва В модданинг  $C_{n_2} \cdot V_2$  эквиваленти реакцияга киришганлигини билдиради. Аммо моддалар эквивалент миқдорларда реакцияга киради, шунинг учун

$$C_{n_1} \cdot V_1 = C_{n_2} \cdot V_2$$

ёки

$$V_1 : V_2 = C_{n_2} : C_{n_1}$$

деб ёза оламиз.

Шундай қилиб, реакцияга киришаётган моддалар эритмасининг ҳажми, улар нормалликларига тескари пропорционалдир.

Бундан реакциялар учун зарур эритмалар ҳажмини аниқлаш билан бир қаторда аксинча, реакцияга сарфланган эритмалар ҳажми бўйича улар концентрацияларини ҳам топиш имконияти туғилади.

**Эрувчанлик.** *Модданинг у ёки бу эритувчида эриш хусусияти эрувчанлик дейилади.* Мазкур шароитда модданинг эрувчанлик улчови унинг тўйинган эритмаси концентрацияси билан белгиланади. Кўпинча, эрувчанликни 100 эритувчи масса бирлигини мазкур шароитда тўйинтирувчи сувсиз модданинг масса бирлиги сони билан белгиланади ва бу йўл билан ифодаланган эрувчанликни эрувчанлик коэффициентидеи дейилади.

100 г сувда 1 г дан ортиқ модда эриса — яхши эрийдиган, 100 г сувда 1 г дан 0,001 гача модда эриса кам эрийдиган, 0,001 г дан оз эрийдиган моддаларга эримайдиган моддалар дейилади.

Қаттиқ жисмларнинг эриши иссиқлик ютилиши билан боради. Бунда энергиянинг кўпгина қисми кристалл панжарани парчашга сарфланади. Бу энергия гидрат (сольватлар) ҳосил бўлишида ажраладиган энергия билан қопланади.

Ле-Шателье принципини модданинг кристалл ҳолати ва унинг тўйинган эритмасига қўллаб, модда энергия ютиш билан эриган-

да температуранинг кўтарилиши унинг эришини оширади, деган хулоса қилиш мумкин. Аксинча, гидратланиш энергияси эритма ҳосил бўлиши учун етарли бўлганда, яъни эриш энергия ажралиши билан борса, бундай ҳолда температура кўтарилиши эрувчанликни камайтиради. Бундай ҳодиса сувда ишқорлар, литий, магний ва алюминийнинг кўпгина тузлари эриганда рўй беради.

Суюқликларнинг бир-бирида эриши чегараланган ҳолатдан чегараланмаган ҳолатга ўтиш температураси эрувчанликнинг критик температураси дейилади.

Агар икки бир-бири билан аралашмайдиган суюқликдан иборат системага буларнинг ҳар бирида эрий оладиган учинчи модда киритилса, унда эриган модда бу суюқликларда эришига мос пропорционаликда тарқалади. Бундан тарқалиш қонуни келиб чиқади, яъни икки аралашмайдиган эритувчида эрий оладиган модда ўзгармас температурада моддалар орасида шундай тарқаладики, бу эритмалардаги унинг концентрациялари нисбати умумий эриган модда миқдорига боғлиқ бўлмаган ҳолда доимий бўлади:

$$\frac{C_1}{C_2} = K.$$

Бу ерда  $C_1$  ва  $C_2$  — эриган модданинг биринчи ва иккинчи эритувчидаги концентрациялари;  $K$  — тарқалиш коэффициенти.

Газларнинг сувда эриши экзотермик процессдир. Шу сабабли газларнинг эрувчанлиги температура кўтарилиши билан пасаяди. Органик эритувчиларда газлар эриганда иссиқлик ютилиши ҳоллари учрайди. Бундай ҳолларда температура ортиши билан газлар эрувчанлиги кўпаяди.

Газ суюқликларда эриганда мувозанат вужудга келади ва бунда системанинг ҳажми бирмунча камаяди. Демак, босимнинг кўтарилиши мувозанатни ўнгга томон суради, яъни газ эрувчанлигини оширади.

Газ босими масалан, икки барабар оширилса, унинг молекулалари концентрацияси суюқлик устида шунча марта ортади, бунда газ эриши ҳам тезлашади. Мувозанат бузилади. Янги босимда мувозанат вужудга келиши учун эриган молекулалар концентрацияси ҳам икки барабар ортади. Бундай ҳодиса Генри қонуни билан тушунтирилади.

Доимий температурада суюқликнинг мазкур ҳажмида эриётган газ массаси газнинг парциал босимига тўғри пропорционалдир.

Генри қонуни қуйидаги тенглама билан ифодаланади:

$$C = \kappa P$$

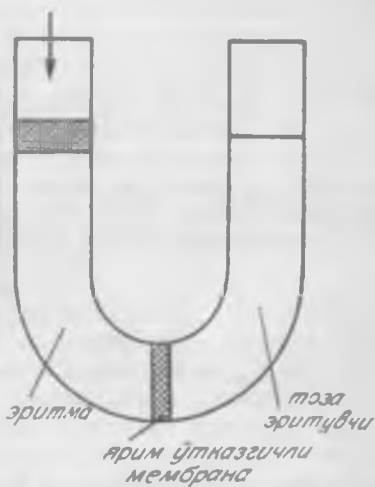
бу ерда —  $C$  тўйинган эритмадаги газнинг концентрацияси;  $P$  — парциал босим;  $\kappa$  — пропорционаллик коэффициенти, уни Генри константаси (ёки Генри коэффициенти) деб аталади.

**Осмотик босим.** Эритма гомоген системадан иборат бўлиб, эриган модда ва эритувчи заррачалари тартибсиз ҳаракатда бўлади ва эритманинг бутун ҳажми бўйича барабар тарқалади.

Агар цилиндрга қандайдир модданинг, масалан, шакарнинг концентрланган эритмасини қуйиб, унинг устига шакарнинг бир-мунча суюлтирилган эритмасини солсак, бунда аввал шакар билан сув барабар ҳажмда тарқалмаган ҳолатда бўлади. Аммо бироз вақт ўтгач, шакар билан сув молекулалари бир текис тарқалган ҳолатга ўтади. Бу шакар молекулаларининг концентрланган эритмадан суюлтирилган эритмага ва аксинча, суюлтирилган эритмадан концентрланган эритмага ўта бориш ҳисобига бўлади. Бунда концентрланган эритмадан суюлтирилган эритмага ўтувчи шакар молекулалари исталган вақт ичида кўпроқ бўлиши турган гап. Шундай қилиб, концентрланган эритмадан суюлтирилган эритмага шакарнинг йўналиши вужудга келади, сув эса суюлтирилган эритмадан концентрланган эритмага ҳаракат қилади, яъни ҳар бир заррача концентрацияси кам тарафга ҳаракат қила бошлайди. Заррачалар ҳаракатланиб кўчиб, унинг концентрациясини тенглаштиришга олиб келувчи процесс диффузия дейилади. Диффузияда системанинг энтропияси ортади. Кўрсатилган мисолда эриган модда ва эритувчи заррачалари қарама-қарши йўналишда ҳаракат қилади. Бундай ҳолат туқнашувчи ёки икки ёқлама диффузия дейилади. Агар икки эритма орасига эритувчини ўтказадиган ва эриган моддани ўтказмайдиган тўсиқ қўйилса, ўзгача ҳодиса кузатилади. Бундай ярим ўтказувчилар деб аталадиган тўсиқлар табиатда ҳам учрайди, уларни сунъий равишда тайёрласа ҳам бўлади.

Лойдан ясалган тешикчаларга эга цилиндрга бирор эритма, масалан, шакар эритмасини қуйиб, цилиндрни сувга туширсак, бунда концентрациялар тенглашуви фақат сувнинг ўтиши ҳисоби-га амалга ошади. Сув молекулалари кўп миқдорда эритмага ўта бошлайди, бунинг орқасида эритма ҳажми кўпая боради, шакар концентрацияси эса камаё боради. Ярим ўтказувчи тўсиқ орқали амалга ошувчи бундай бир ёқлама диффузия осмос дейилади.

6.1-расмда осмотик босимни ўлчаш асбобининг схемаси келтирилган. 2-идишни шакар эритмаси билан тўлдириб ва 1-идишдаги сувга солиб қўямиз. Осмос туфайли эритма ҳажми кўпая боради ва найни тўлдирга бошлайди. Эритманинг найдаги сатҳи кўтарила бориши билан сув молекулаларининг эритмага ўтишига тўсқинлик қилувчи ортиқча босим (*гидростатик босим*) вужудга келади. Гидростатик босим маълум бирликка етгач, мувозанатдаги эритманинг осмотик босими юзага келади. Мана шундай мувозанатдаги гидростатик босимни ўлчаш орқали осмотик босимни аниқлаш мумкин.



6.1- расм. Осмотик босимни ўлчовчи асбоб схемаси.

Осмос ҳодисаси хайвон ва усимликлар ҳаётида муҳим роль уйнайди. Осмос туфайли ўсимлик поясидан юқорига сув кутарилади ва ҳужайраларни таъминлайди.

Турли эритмаларнинг осмотик босими урганилган ва унинг катталиги эритма концентрацияси билан температурага боғлиқлиги аниқланган. Бундай тажрибалар осмотик босим ҳосил бўлишда эриган модда ёки эритувчи табиатнинг роли йўқлигини тасдиқлаган.

1886 йили Вант-Гофф унча юқорн концентрацияга эга бўлмаган электролитмаслар эритмалари учун осмотик босимнинг концентрация ва температурага боғлиқлигини қуйидаги тенглама билан ифодалади:

$$P = 1000 CRT$$

бу ерда,  $P$  — осмотик босим (Па);  $C$  — унинг мольяр ҳажм концентрацияси (моль/л),  $R$  — универсал газ доимийлиги, 8,314 (Ж/моль.К);  $T$  — абсолют температура.

**Тўйинган буг босими.** Рауль қонуни. Мазкур температурада ҳар бир суюқлик устидаги тўйинган буг босими доимий бирликка эга бўлади. Бирор модданинг суюқликда эриши унинг тўйинган буг босимининг камайишига олиб келиши тажрибалардан кўринади. Шундай қилиб, *эритма устида эритувчининг тўйинган буг босими шу температурадаги тоза эритманикига қараганда доимо паст бўлади.*

1887 йили Рауль тўйинган буг босимига доир қонунини эълон қилади. *Эритма устидаги эритувчининг тўйинган буг босимининг нисбий камайиши эриган модданинг моль қисмига тенгдир.*

Рауль қонунининг математик ифодаси қуйидаги тенглама орқали ифодаланади:

$$\frac{P_0 - P}{P} = N_2$$

бу ерда,  $P_0$  — тоза эритувчи устидаги эритувчининг тўйинган буг босими;  $P$  — эритма устидаги босим;  $N_2$  — эриган модда моль қисми.

Рауль эритмалар қайнаши ва музлашини ўрганиб, электролитмасларнинг суюлтирилган эритмалари учун қайнаш температурасининг ошуви ва музлаш температурасининг камайиши эритма концентрациясига пропорционаллигини топди:

$$\Delta t_{\text{қайнаш}} = e C_m$$

$$\Delta t_{\text{музлаш}} = k C_m$$

бу ерда  $C_m$  — моль-масса концентрация (моляллик);  $e$  ва  $k$  — эбулиоскопик (қайнаш) ва криоскопик (музлаш) доимийлиги, улар эритувчи табиатига боғлиқ бўлиб, эриган модда табиатига боғлиқ бўлмайди. Моддаларнинг молекуляр массасини аниқлашда эритмалар қайнаш ва музлаш температураларини ўлчашга мўлжалланган эбулиоскопик ва криоскопик усуллардан фойдаланилади.

## 6.1. КИСЛОТА ВА АСОС НАЗАРИЯЛАРИ

Ҳозирги вақтда кислота ва асослар ҳақида умумлашган бир қанча назариялар маълум. Булардан сольвосистемалар назарияси, протон назарияси ва электрон назарияси кенг қўлланилади. Бу назарияларнинг ҳар бири турлича негизлар асосида келиб чиққан бўлишига қарамай, бир-бирига зид эмас ҳамда кислота-асос бирикмаларининг ўзига хос томонларни очиб беради. Кислота ва асос ҳақидаги назарияларнинг ҳозирги ифодасини ишлаб чиқишда совет олимларидан А. Н. Саханов, В. А. Плотников, Н. А. Измайлов, А. И. Шатенштейн, М. И. Усанович ва бошқаларнинг хизмати катта бўлди.

### 1. Сольвосистемалар назарияси

Сув диссоциланганда:



вужудга келган  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  ионлари бошқа ионлар каби сувли эритмада гидратланади. Водород иони сув молекуласи билан осонгина бирикиб, гидроксоний ионини ҳосил қилади.



Гидроксонийни баъзи бирикмалардан кристалл ҳолда ажратиб олиш мумкинлиги аниқланган.

Шундай қилиб, сувнинг ўзи диссоциланганда ҳам гидроксоний иони вужудга келиши қуйидаги тенгламадан кўриниб турибди:



Ўтказилган тажрибалар аминларнинг кўпгина анорганик тузларни эритиши, уларнинг эритмалари ҳам ток ўтказишини кўрсатдики, бу электролитик диссоциланишдан дарак берди. Электролитларнинг сувдаги эритмаларида ва суюқ аммиакда ўтказилган реакциялар орасида яқинлик борлиги кўринди. Аммиакнинг ўзи ҳам оз бўлса-да диссоциланиши аниқланган:



Водород иони эритмада сольватланган бўлиб, у эритувчининг бир молекуласи билан тезгина реакцияга киришади:



Натижада гидроксоний ионига ўхшаш бўлган аммоний иони ҳосил бўлади. Аммиакнинг диссоциланиши ҳам сувники каби боради:



$\text{NH}_2^-$  иони  $\text{OH}^-$  га ўхшаш иондир.

Аммиак билан ўтказилган илмий кузатишлар металлларнинг амидларини гидроксидларга ўхшаш бирикмалар деб қарашга имкон берди.



Бу ўхшашлик  $\text{OH}^-$  ва  $\text{NH}_2^-$  ионлари ҳамда сув билан аммиак молекулаларининг изоэлектронлик хусусиятлари билан янада равшанлашади. Булар орасидаги ўхшашлик уларнинг кўпгина хоссаларида намоён бўлади. Асосларнинг сувдаги эритмалари каби амидларнинг аммиакли эритмалари диссоциланиши туфайли электр токини ўткази.



Мана шу эритмаларда фенолфталеин қизаради, кислота қўшилганда улар нейтралланади. Амидларнинг эриши гидроксидларнинг эришига мос келади. Бундан суюқ аммиак муҳитидаги металл амидлари  $\text{OH}^-$  группасига эга бўлмаслигига қарамай, ўзини кучли асослардек тутати, деган хулоса келиб чиқади.

Агар суюқ аммиакда аммоний тузи эритилиб, унда тегишлича кислота эритмаси ҳосил қилинса ва олинган маълумотлар таққосланса, булар бир хиллигини, яъни ҳар иккала ҳолда ҳам аммоний тузи эритмаси вужудга келганлиги кузатилади.

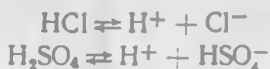
Франклин суюқ аммиакда эритилган аммоний тузлари металлларнинг амидлари билан кислоталар каби реакцияга киришувини кўрсатди. Демак, суюқ аммиакдаги аммоний тузларни ўзини кислота каби тутати. Суюқ аммиакдаги нейтралланиш реакцияси диссоциланмаган эритма молекулаларининг ҳосил бўлишига олиб келувчи процессдан иборат бўлади. Қўрилган қонуниятлар кислота ва асосларнинг янги сольвосистемалар назариясида ўз аксини топди.

Ушбу назарияга биноан эритмада эритувчи диссоциланганда мусбат ионлар ҳосил қилувчи бирикма кислота деб қаралади. Асос бўлиб эритмада эритувчининг ўзи диссоциланганда манфий ионлар ҳосил қилувчи бирикмалар қабул қилинади.

2. *Протон назарияси.* Бренстед-Лаурилар томонидан таклиф қилинган бу назарияга асосан протон бера олувчи ҳар қандай заррача (молекула ёки ион) кислота бўла олади. Протонни бириктириб олувчи ҳар қандай заррача асосдир.

Протон назариясига мувофиқ кислоталар уч хилга бўлинади:

1) *нейтрал кислоталар:* буларга мисол қилиб хлорид кислота ёки сульфат кислотани кўрсатиш мумкин:



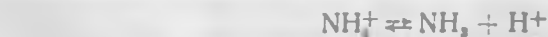
2) *анион кислоталар:* мусбат ва манфий ионлардан иборат бўлади.



ва



3) *катион кислоталар:* мусбат ионлардан иборат бўлади.



ва



Катион кислоталарга кўп валентли металлларнинг гидратланган ионлари ҳам кириди.

Кислоталарга кўпгина комплекслар кирадики, буларнинг ҳам протон беришга қодирлиги маълум.

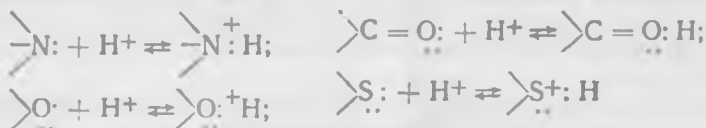
Асосларни ҳам кислоталар каби нейтрал (сув, аминокбирикмалар) анионли ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ) ва катионли ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ) синфларга ажратиш мумкин.

Протон назариясига мувофиқ протон ажралишининг ҳар қандай реакцияси қуйидаги схема орқали ифодаланади:



Бундай процессда иштирок этувчи асос ва кислота мужассамлашган бўлади. Масалан,  $\text{HSO}_4^-$  сульфат кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан мужассамлашган асос,  $\text{H}_3\text{O}^+$  иони эса асос бўлган  $\text{H}_2\text{O}$  га мужассамлашган кислотадир.

Протон назарияси органик моддалардан бўлган аминлар, эфир, кетон ва тиоэфирларнинг асос хусусиятини тушунтириб беради. Бундай бирикмалар донор-акцептор боғи бўйича протонни бириктириб, мужассамлашган кислоталар бўлган *оний* — катионлар ҳосил қилади.



Протон назариясида протон ажралиши билан борадиган *эритувчининг ўзи диссоциланиши* катта аҳамиятга эгадир. Бунинг миқдорий катталиги *автопротолиз константаси* (*автопротолизнинг ион кўпайтмаси*) билан характерланади.

Эритувчининг ўзи қанчалик кучли диссоциланса, унинг кислоталилиги шунчалик юқори бўлади.

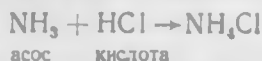
Эритувчининг яна бир муҳим хусусияти унинг *протонга яқинлиги* бўлиб, мазкур эритувчида протон сольватланишида ажралувчи энергия билан белгиланади. Протонга мойиллик қанчалик кўп бўлса, эритувчининг асос хоссалари шунчалик кучли намоён бўлади. Протонга мойиллик аммиакда кучли, бундан кейинги ўринда гидразин, сув, этил спирт ва бошқалар туради.

Осонлик билан протон бириктирувчи моддалар *протофиллар* (аммиак, гидразин ва бошқалар) ва осон узатувчилар эса *протогенлар* ( $\text{HF}$ ,  $\text{HNO}_3$  ва бошқалар) дейилади. Протонни бир йўла ҳам бириктириб, ҳам узатувчилар *амфипротонлар* (сув, метил спирт ва бошқалар) деб аталади.

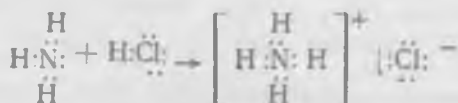
Кислоталар (ёки асослар) кучининг фарқини сездирмайдиган эритувчилар *нивелирловчилар* дейилади. Кислоталар (ёки асослар) кучининг фарқини юқори даражада сездирадиган эритувчилар *дифференцияловчилар* дейилади. Кислоталар учун дифференцияловчи эритувчилар сифатида сирка кислота, этил спирт, ацетон ва шу каби сувга қараганда протонга мойиллиги камроқ бўлган органик эритувчиларни кўрсатиб ўтиш мумкин.

Агар сувсиз сирка кислота кислоталар учун дифференцияловчи эритувчи бўлса, асослар учун нивелирловчи эритувчи бўлади.

3. *Электрон назарияси.* Бу назарияни Льюис таклиф қилган бўлиб, асос сифатида химиявий боғ ҳосил бўлиши учун электрон жуфтини берувчи модда, кислота сифатида эса электрон жуфтларини қабул қилувчи модда—электрон жуфтлари акцептори қабул қилинган. Электрон назариясига кўра кислота—асос реакцияси донор-акцептор боғланиш ҳосил бўлишидан иборатдир. Кислота билан асоснинг бирикишидан *аддуктлар* деб аталувчи тузсимон модда ҳосил бўлади.



ёки



Электрон назария суви эритмаларда борадиган нейтралланиш, комплекс ҳосил бўлиш, аминобирикмаларнинг баъзи галогенидлар ҳамда ангидридларнинг сув билан реакцияларини ўрнатиш жараёнлар сифатида қарайди. Электрон жуфтлари донор бўлган моддалар *Льюис асослари*, электрон жуфтлари акцептор бўлган моддалар *Льюис кислоталари* дейилади.

Льюис асосларига баъзи аминобирикмалар (аммиак, алифатик ва ароматик аминлар, галогенид—ионлар, пиридин асослари, хинолин асослари ва ҳоказолар), кетонлар ёки умумий формуласи  $\text{X}_2\text{CO}$  бўлган (X—галоген атоми) бирикмалар кирилади.

Льюис кислоталарига мисол қилиб бир қатор элементларнинг галогенидлари ( $\text{BF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{SiCl}_4$  ва бошқалар), кумуш, хром, платина каби ҳамда бошқа ионларни — комплекс ҳосил қилувчиларни кўрсатиш мумкин. Буларнинг баъзилари амалий аҳамиятга эгадир.

Кислота—асос реакциялари ўзининг тез бориши, катализатор қўллашни талаб қилмаслиги ва маҳсулот унумининг 100% га қадар етиши билан ажралиб туради. Бундай реакциялар химиявий анализда кўп қўлланилади. Айниқса сувсиз титрлашда жуда қўл келади. Кислота—асос назариясидан аорганик синтезда фойдаланиб, жуда кўплаб янги моддалар олинган. Фторлаш процессидаги синтетик материаллар, биологик актив моддалар, медицина учун зарур препаратлар ва бошқалар бунга мисол бўла олади. Суюқ аммиакда олиб бориловчи бир канча реакциялар ҳам кислота—асос реакцияларидан ҳисобланади. Бошқа йўллар билан олиб бўлмайдиган моддалар—кремний тетраид, нитролизамид, сульфамид ва шу каби бошқа муҳим бирикмалар шу йўл билан олинганлиги кислота—асос назариясининг фақат назарий аҳамиятга эга бўлиб қолмай, унинг улкан амалий истиқболи борлигидан далолат беради.

### 6.3. ГИДРОЛИЗ

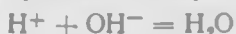
*Модда билан сув орасида содир бўладиган алмашинув реакциясига гидролиз дейилади.* Гидролизнинг мазмунини сув таъсирида парчалаш (деструкциялаш) демакдир. Масалан, фосфор (III)

фторид  $\text{PF}_3$  сув билан осон реакцияга киришиб, фосфит кислота ва галогенводород ҳосил қилади:



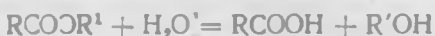
Турли хил синфларга кирувчи бирикмалар гидролизга учрайди. Айниқса, тузлар гидролизи муҳим аҳамиятга эга.

Тузлар гидролизда кислота ва асослар ҳосил бўлади, гидролиз реакциясига кучсиз кислота билан кучсиз асосдан, кучсиз кислота ва кучли асосдан ёки кучсиз асос билан кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар киришади. Кучли кислота билан кучли асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрамайди, нейтралланиш бу ҳолда қуйида ифодаланган процесс билан белгиланади:



тескари реакция, яъни сув молекуласининг ионларга диссоцилланиши жуда кам даражада боради. Гидролизда эримайдиган ёки учувчан модда ҳосил бўлиши, дастлабки модданинг охиригача парчаланганлигини билдиради. Тузлар гидролизи туфайли бу ферритмалар мавжуд бўлади.

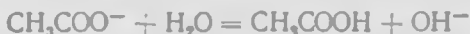
Органик бирикмалар кислота ёки ишқорлар иштирокида гидролизланади:



Конкрет мисол тариқасида бир асосли кислота билан бир валентли металлдан ташкил топган туз—натрий ацетатни оланлик. Ушбу туз кучсиз кислота билан кучли асосдан ташкил топган бўлиб, унинг гидролизи қуйидагича боради:



ёки ион-молекуляр ҳолда ёзсак:



Тенгламадан ушбу мисолда туз аннони гидролизга берилаётгани ва реакция  $\text{OH}^-$  нони ажралиши билан бораётганлиги кўринади. Аммо сувнинг ион купайтмаси  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}]^-$  доимий катталик бўлганлиги сабабли  $\text{OH}^-$  ионларининг купайиб бориши водород ионларининг камайишига олиб келади. Бундан равшанки, кучсиз кислота билан кучли ишқордан ташкил топган тузлар эритмаси ишқорий муҳитга эга бўлади.

Шунга ўхшаш ҳолда кучсиз асос билан кучли кислотадан ташкил топган туз катиони гидролизга берилади ва натижада реакция водород ионларининг ҳосил бўлиши билан боради:



$\text{H}^+$  ионларининг йиғилиши  $\text{OH}^-$  ионлари концентрациясининг

камайишига олиб келади. Шундай қилиб, кучсиз асос билан кучли кислотадан ташкил топган тузлар эритмаси кислотали муҳитга эга бўлади.

Юқорида келтирилган мисоллардан кўриниб турибдики, эритмада бўлган тузнинг ҳаммаси эмас, балки маълум қисми гидролизланади. Бошқача қилиб айтганда, эритмада туз билан у ҳосил қиладиган кислота ва асос орасида мувозанат вужудга келади. Гидролизланадиган модданинг қисми—гидролиз даражаси мувозанат константасига ҳамда температура ва туз концентрациясига боғлиқдир.

Гидролиз тенгламасини умумий ҳолда ёзамиз.  $\text{HA}$ —кислота,  $\text{MOH}$ —асос,  $\text{MA}$ —улар ҳосил қилган туз. Бунда гидролиз учун қуйидаги тенгламани ёзамиз:



Бу мувозанатнинг константаси қуйидагича ёзилади:

$$K = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{MOH}]}{[\text{MA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Сув концентрацияси суюлтирилган эритмаларда амалий жиҳатдан олганда доимий катталиқка эга.  $K[\text{H}_2\text{O}] = K_e$  деб белгилаб гидролиз константаси  $K$  ни топамиз:

$$K_e = \frac{[\text{HA}] [\text{MOH}]}{[\text{MA}]}$$

Гидролиз константаси қиймати тегишлича тузнинг гидролизга киришиш хусусиятини белгилайди.

Кучсиз кислота билан кучли асосдан ташкил топган туз учун гидролиз константаси кислотанинг диссоциланиш константаси  $K_{\text{кисл}}$  билан қуйидагича боғланади:

$$K = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}}$$

Ушбу тенгламадан  $K_{\text{кисл}}$  қанчалик кичик бўлса,  $K_e$  шунчалик катта бўлиши кўриниб турибди. Бошқача сўз билан айтганда кислота қанчалик кучсиз бўлса, унинг тузлари шунчалик юқори даражада гидролизланади.

Кучсиз асос билан кучли кислотадан ташкил топган тузлар учун юқоридагига ўхшаш ҳолда гидролиз константаси асоснинг диссоциланиш константаси  $K_{\text{асос}}$  билан қуйидагича боғланади:

$$K = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{асос}}}$$

Бинобарин асос қанчалик кучсиз бўлса, у ҳосил қилган тузлар шунчалик юқори даражада гидролизланади.

Кучсиз кислота билан кучсиз асосдан ташкил топган тузлар учун гидролиз константаси кислота ҳамда асосларнинг диссоциация константаси билан қуйидагича боғланади:

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{кисл} \cdot K_{осн}}$$

Гидролиз даражаси туз табиати, унинг концентрацияси ва температурага боғлиқ бўлади.

Гидролиз саноатда ва табиат ҳаётида муҳим аҳамиятга эга: саноатда спиртлар, феноллар, ўсимлик мойлари ва ҳайвон ёғидан юқори алифатик кислоталар олинади. Мураккаб эфирлар, гликозид ва амид боғлари гидролизи тирик организмлар ҳаёт фаолиятида муҳим роль ўйнайди.

## 7-БОБ. ЭЛЕКТРОХИМИЯВИЙ ПРОЦЕССЛАР

Химия технологиясида электр токи билан боғлиқ бўлган кўпгина процесслар учрайди. Электрохимия заводлари, электрохимия комбинатлари ва ишлаб чиқариш бирлашмаларида ана шундай процесслар амалга оширилади. Реакция натижасида электр токи ҳосил бўлувчи процесс ҳам учрайди.

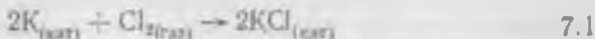
Электр токи билан боғлиқ бўлган химиявий реакциялар орасидаги боғланишларни электрохимия ўрганади.

Электрохимиявий процесс саноатда, техника ва турмушда кенг тарқалган. Электр батареялар, аккумуляторлар тайёрлаш, металлларни электр токи ёрдамида ажратиш олиш, металл қопламалар олиш учун металлларни чуқутириш, металллар коррозияси каби ва бошқа қатор электрохимиявий процесслар шулар жумласидандир.

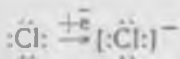
Электр токи электр зарядларининг кўчиши билан боғлиқдир. Шу сабабли электрохимияда электронларнинг бир моддадан иккинчисига ўтиши билан боғлиқ бўлган реакциялар ўрганилади. Бундай реакциялар оксидланиш-қайтарилиш реакциялари дейилади.

### 7.1. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ

Бир қатор реакцияларда иштирок этаётган элементларнинг валентликлари ўзгаргани тажрибаларда исботланган:



Калий ва хлор атомлари ўзаро бирикиб, KCl ҳосил бўлиш реакцияси калий атомидан хлор атомга электрон кўчиш билан боради. Ушбу реакцияни икки процесснинг амалга ошуви деб қараш мумкин:



*хлорид ион*

Ушбу процессларнинг ҳар бирини ярим реакция дейилади. Ана шу ярим реакциялар йиғиндиси, яъни нейтрал атомлардан ион ҳолатдаги заррачаларнинг ҳосил бўлиши тулиқ реакция ҳисобланади:



Шундай қилиб электрон йўқотиш билан борадиган реакциялар *оксидланиш*, электрон қабул қилиш билан борадиган реакциялар эса *қайтарилиш* реакциялари дейилади. Оксидланишни оксидланиш даражасининг ошувн, қайтарилишни эса оксидланиш даражасининг камайиши билан борадиган процесс деб белгиласа бўлади.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида оксидланишга сабаб бўлувчи модда *оксидловчи* дейилади. Оксидловчи электронни бериқтириб ўзи қайтарилади. Шунингдек, қайтарилишни вужудга келтирувчи модда *қайтарувчи* дейилади. 7. 2 реакцияда водород хлорид HCl—оксидловчи, темир Fe эса қайтарувчидир. Реакцияда қайтарилувчи модда доимо оксидловчи, оксидланувчи модда эса қайтарувчи ҳисобланади.

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари аини вақтда биргаликда содир бўлади. Даврий жадвалдаги элементларнинг оксидловчилик ва қайтарилувчилик хоссалари ҳам даврий равишда аниқланган.

## 7.2. ОКСИДЛАНИШ ДАРАЖАСИ

Молекулаларда атомларнинг оксидланиш даражасини аниқлашда уларнинг тузилиш формуласидан фойдаланиш мумкин. Аммо амалда бу йул кам қўлланилади. Оксидланиш даражасини аниқлашда қуйидаги қондаларга риоя қилиш зарур.

1. Модданинг элемент ҳолатидаги оксидланиш даражаси нолга тенг. Na, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> ва P<sub>4</sub> да ҳар бир атомнинг оксидланиш даражаси нолга тенг, чунки боғ ҳосил бўлишида иштирок этаётган электронлар атомлар орасида баравар тарқалади.

2. Бирикмаларда, кўпроқ электрманфийликка эга элементларнинг оксидланиш даражаси манфий, камроқ электрманфийликка эга бўлганларининг оксидланиш даражаси мусбат деб қабул қилинади. Оксидланиш даражасининг абсолют катталиги элемент валентлигига яқинроқ бўлади ёки унинг атомларини ҳосил қилувчи боғлари орасида жойлашган электрон жуфтлари сонига тенг бўлади.

3. Ҳар бир молекула ёки молекуляр ионда барча атомларнинг манфий ва мусбат оксидланиш даражалари йиғиндиси молекуляр қисмдаги умумий зарядга тенг бўлиши керак.

Д. И. Менделеев даврий жадвалидан маълум қонуниятлар асосида элементларнинг оксидланиш даражаларини билиб олиш мумкин.

7. 1. жадвалда баъзи элементларнинг реакцияларда кўпроқ учрайдиган оксидланиш даражалари келтирилган. Жадвал маълумотларидан кўриниб турибдики, элементларда битта, иккита, учта, тўртта, беш ва ҳатто олтита оксидланиш даражаси

ҳам бўлиши мумкин. Бу жиҳатдан азот, марганец, бром ва бошқа элементлар диққатга сазовор. Элементларнинг юқори ва қуйи оксидланиш даражаси атомнинг тартиб номери билан даврий равишда боғлиқ эканлиги ҳам яққол кўриниб турибди. Ишқорий металллар бирикмаларида оксидланиш даражалари +1 га тенг. Бу элементлар бошқа элементлар билан бирикиб химиявий боғ ҳосил қилишида битта электрон бериб, мусбат зарядланган ионга айланади. 2А группа элементлари +2 оксидланиш ҳолатида, 3А группадagi табиатда кўп учрайдиган алюминий доимо + 3 га тенг бўлган оксидланиш даражасини намоён қилади.

### 7.1-жадвал

Даврий жадвалдаги дастлабки элементларнинг оксидланиш даражаси

| Элемент     | Атомнинг тартиб номери | Оксидланиш даражаси    |
|-------------|------------------------|------------------------|
| Литий       | 3                      | +1                     |
| Бериллий    | 4                      | +2                     |
| Бор         | 5                      | +3                     |
| Углерод     | 6                      | +2; +4; -4             |
| Азот        | 7                      | +1; +2; +3; +4; +5; -3 |
| Кислород    | 8                      | -2                     |
| Фтор        | 9                      | -1                     |
| Натрий      | 11                     | +1                     |
| Магний      | 12                     | +2                     |
| Алюминий    | 13                     | +3                     |
| Кремний     | 14                     | +4; -4                 |
| Фосфор      | 15                     | +5; -3                 |
| Олтингугурт | 16                     | +4; +6; -2             |
| Хлор        | 17                     | +7; -1                 |
| Калий       | 19                     | +1                     |
| Кальций     | 20                     | +2                     |
| Скандий     | 21                     | +3                     |
| Титан       | 22                     | +3; +4                 |
| Ванадий     | 23                     | +4; +5                 |
| Хром        | 24                     | +2; +3; +6             |
| Марганец    | 25                     | +2; +3; +4; +5; +6; +7 |
| Темир       | 26                     | +2; +3                 |
| Кобальт     | 27                     | +2; +3                 |
| Никель      | 28                     | +2; +3                 |
| Мис         | 29                     | +1; +2                 |
| Рух         | 30                     | +2                     |
| Галлий      | 31                     | +3                     |
| Германий    | 32                     | +2; +4; -4             |
| Мишьяк      | 33                     | +3; +5; -3             |
| Селен       | 34                     | +4; +6; -2             |
| Бром        | 35                     | +1; +3; +5; -1         |
| Криптон     | 36                     | +4                     |

Кучли электроманфий элемент бўлган фтор доимо — 1 га тенг оксидланиш даражасига эга бўлади. Кислород эссан — 2 га тенг оксидланиш ҳолатида учрайди. Фақат пероксидларда ушбу қондан чет-



га чиқилади.  $O_2^{2-}$  пероксид ионида ва пероксидлар молекулаларида кислороднинг оксидланиш даражаси — 1 га тенг бўлади.

Шундай қилиб, бирор бирикмани бутунлай ионларга айланган деб фараз қилинганда унинг таркибидаги исталган элементнинг шартли заряди айни элементнинг оксидланиш даражаси деб қабул қилинади.

Оксидланиш даражасини аниқлашда кислороднинг оксидланиш даражаси доимо — 2 га, водородники эса + 1 га тенглигидан фойдаланилади. Эркин элементларнинг оксидланиш даражаси нолга тенг бўлади.

Сувда водороднинг оксидланиш даражаси + 1, кислородники — 2 дир. Ош тузи  $NaCl$  да натрийники + 1, хлорники — 1 дир. Калий перманганат ( $KMnO_4$ ) да сулган марганец атомининг оксидланиш даражасини аниқлаш учун кислороднинг оксидланиш даражаси — 2 га тенглигини ҳисобга олиб, қуйидаги тенгламадан фойдаланиш

мумкин:  $+1 \times x + (-2) \times 4 = 0$

$$1 + x + 4(-2) = 0;$$

$$x = +7.$$

$x$  — марганецнинг оксидланиш даражаси.

Калий перманганат  $KMnO_4$  да марганецнинг оксидланиш даражаси + 7 га, сульфат  $SO_4^{2-}$  ионида олтингугуртнинг оксидланиш даражаси + 6 га,  $NO_3^-$  ионида азотнинг оксидланиш даражаси + 5 га тенг. Метан  $CH_4$  да углероднинг оксидланиш даражаси — 4 га, углероддиоксид ( $CO_2$ ) да + 4, формальдегид ( $CH_2O$ ) да нолга, чумоли кислота ( $HCOOH$ ) да + 2 га ва этиленда эса — 2 га тенгдир. Бунинг боиси «оксидланиш даражаси»нинг формал тушунча эканлигидир. Бунда қутбти ва ковалент бирикмалар ҳам ионли бирикмалар сифатида қаралади, яъни у ҳақиқий богланишларни фойдаламайди. Шундай бўлса-да, бу тушунча анчагина масалаларни ҳал қилишда қўл келади. Реакцияга кираётган модданинг қайси бири оксидловчи, қайси бири қайтарувчи эканлигини билиб олишга ёрдам беради.

### 7.3. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИНИНГ ТУРЛАРИ

Бундай реакцияларнинг уч тури маълум бўлиб, булар қуйидагилардир:

- 1) Молекулалараро (ионлараро) реакциялар;
- 2) Молекула (ион)нинг ўзида содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш процесслари;
- 3) Оксидловчилик ва қайтарувчилик вазифаларини мазкур атомнинг ўзи бажарадиган диспропорцияланиш реакциялари.

Биринчи турдаги реакцияларда оксидловчи элемент бир модда таркибида, қайтарувчи элемент эса иккинчи модда таркибида бўлади. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари бораётганда ҳар хил молекулалардаги элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради:



Бунда никелнинг оксидланиш даражаси пасаяди, углеродники ортади.

Иккинчи тур реакцияларда айни бир молекула таркибига кирувчи турли элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради. Қуйидаги реакцияда



Хлор иони  $\text{Cl}^{+5}$  оксидловчи, кислород иони  $\text{O}^{-2}$  эса қайтарувчи бўлиб иштирок этади.

Учинчи турга кирувчи диспропорцияланиш реакциясига мисол қилиб, лабораторияда тоза азот олишда қўлланиладиган аммоний нитритнинг парчаланишини кўриш мумкин:



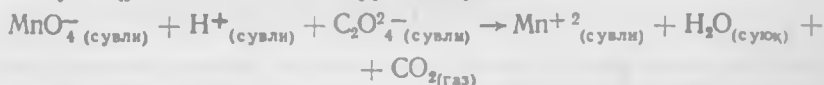
Бу ерда  $\text{NH}_4^+$  иони оксидланиб,  $\text{NO}_2^-$  иони эса азотга айланиб қайтарилади.

#### 7.4) ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ ТЕНГЛАМАЛАРИНИ ТУЗИШ

Оксидланиш-қайтарилш реакциялари тенгламаларини тузишда маълум қоидаларга риоя қилинади. Йўқотилган электронлар сони қабул қилнган электронлар сонига тенг бўлиши, элементлар сонининг реакциянинг чап ва ўнг томонда бир-бирига тенг келиши (зарядларнинг алгебранк йиғиндиси ҳар икки томонда тенглиги) ва реакция натижасида ҳосил бўлган кислород иони  $\text{O}^{2-}$  кислотали муҳитда водород ионлари билан бирикиб сувга айланиши, ишқорий ёки нейтрал муҳитли эритмада гидроксид ионлари ҳосил бўлишини ҳисобга олиш керак бўлади. Тенгламаларни тузишда икки усул қўлланилади.

1. *Электрон баланс усули.* Қайтарувчи йўқотган умумий электронлар сони оксидловчи қабул қилиб олган электронлар сонига тенглаштирилади. Оксидланиш-қайтарилиш процессининг ҳар бир босқичи учун ионли тенгламалар тузилиб, булар тегишли коэффициентларга кўтарилади ва бир-бирларига қўшилган ҳолда уларнинг йиғиндиси топилади. Бу усул оксидланиш даражасини ҳисобга олиш усули деб ҳам юритилади.

Бун қуйидаги мисолда кўриб чиқамиз:



Бу реакция тенгламасини тузиш учун қуйидагича иш тутамиз:

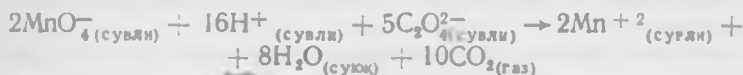
а) тенгламанинг икки томонида ҳар бир элементнинг ўзгарган оксидланиш даражасини аниқлаймиз, яъни бу билан қайси элемент оксидланаётгани ёки қайтарилаётганлигини билиб оламиз. Юқоридаги мисолда тенгламанинг ҳар икки томонида водороднинг оксидланиш даражаси  $+1$  га тенг, кислороднинг оксидланиш даражаси  $-2$  га тенг — буларнинг иккаласи ҳам оксидланмаяпти ёки қайтарилмаяпти. Аммо марганецнинг оксидланиш даражаси  $\text{MnO}_4^-$  да  $+7$  дан  $\text{Mn}^{2+}$

гача ўзгаряпти, углероднинг оксидланиш даражаси  $C_2O_4^{2-}$  да  $+3$  дан  $CO_2$  да  $+4$  га кутарилаяпти.

б) оксидланишда ёки қайтарилишда ҳар бир элементнинг оксидланиш даражаси ўзгаришини аниқлаймиз. Марганецнинг оксидланиш даражаси бешта бирликка; углеродники эса битта бирликка ўзгаряпти. Аммо  $C_2O_4^{2-}$  таркибида иккита углерод атоми борлигидан ҳар бир углероднинг оксидланиш даражаси бир  $C_2O_4^{2-}$  ионига ҳисобланганда углероднинг тула оксидланиш даражаси иккига тенг бўлади.

в) Иккинчи босқичдаги оксидланиш даражаларининг ўзгаришини ҳисобга олган ҳолда оксидловчи ва қайтарувчилар оксидланиш даражаларининг баравар ортиши ва камайишини таъминловчи моллар сонининг нисбатини аниқлаймиз. Бу  $C_2O_4^{2-}$  иони томонидан тортиб олинувчи ва  $MnO_4^-$  томонидан бириктириб олинувчи электронлар сони га тенг бўлади. Шунда ионлар нисбати  $5C_2O_4^{2-} : 2MnO_4^-$  каби бўлади, умумий оксидланиш даражаси марганец учун  $10:2 \times 5$  га ва углерод учун эса  $5 \times 2 \times 1$  га тенг бўлади.

г) оксидланаётган ва қайтариланган моддалар коэффициентлари аниқлангандан кейин қолган элементлар атомлари сони тенглаштирилади. Юқоридаги мисолда  $5C_2O_4^{2-}$  иони 10 та углерод атомига эга, бу тенгламанинг ўнг томонида 10 та  $CO_2$  жойлашувини тақозо этади. Тенгламанинг чап томонида 28 та кислород атоми ( $2MnO_4^-$  да 8 та ва  $5C_2O_4^{2-}$  да 20 та) бўлиб, унинг ўнг қисмига 8 молекула сув ўрнашганда 28 та кислород атоми ( $8H_2O$  да 8 та ва 10 та  $CO_2$  да 20 та) жойлашади. 8 молекула сувнинг тенгламанинг ўнг томонида жойлашуви чап томонида 16 та  $H^+$  ни жойлаштиришни тақозо қилади:



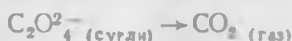
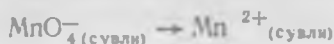
2. Ярим реакциялар (ион-электрон) усули. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини ярим реакциялар ёрдамида тузиш усулини перманганат иони  $MnO_4^-$  билан оксалат иони  $C_2O_4^{2-}$  орасида кислотали муҳитда борадиган реакция мисолида кўриб чиқамиз.

$C_2O_4^{2-}$  нинг нордон эритмасига  $MnO_4^-$  қўшилганда бу перманганат ионининг қўнғир-бинафша ранги йўқолади. Бунда эритмадан углерод диоксида ( $CO_2$ ) ажралиб чиқиб эритма  $Mn^{2+}$  учун характерли бўлган оч-қизғиш рангга ўтади. Тулиқ бўлмаган реакция тенгламасини қуйидагича ифодалаш мумкин:

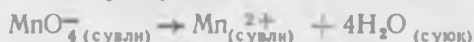


Амалда бу реакция водород ионлари ( $H^+$ ) концентрациясининг камайиши ва сув ҳосил бўлиши билан бориши аниқланган. Бунга реакция тенгламасини тузиб, тула ишонч ҳосил қилса бўлади. Бунинг учун уч босқичдан иборат қуйидаги ишни бажаришимиз лозим.

Биринчи босқичда бирида оксидловчи, иккинчисида қайтарувчи иштирок этадиган иккита ярим реакция ёзилади:



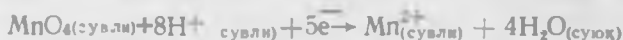
Иккинчи босқичда ҳар бир ярим реакция охирига етказилиб, алоҳида-алоҳида тенглашади. Реакция кислотали муҳитда олиб борилганда водород ва кислород атомлари сонини тенглаштириш учун реагентларга ёки реакция маҳсулотларига  $\text{H}^+$  ва  $\text{H}_2\text{O}$ , илқорий муҳитда эса  $\text{OH}^-$  ва  $\text{H}_2\text{O}$  қўшилади. Перманганат ион иштирок этаётган ярим реакцияда тенгламанинг икки томонида биттадан марганец атоми бор. Аммо тенгламанинг чап қисмида тўртта кислород атоми бўлиб, ўнг томонида битта ҳам йўқ.  $\text{MnO}_4^-$  да бўлган тўртта кислород атомларини тенглаштириш мақсадида маҳсулотлар қаторини тўртта сув молекуласи билан тўлдирилади:



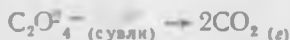
Олдинги бажарган амалларимиз натижасида маҳсулотлар орасида вужудга келган саккиз водород атомини тенглаштириш учун реагентларга саккизта  $\text{H}^+$  ионини қўшамиз:



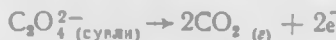
Бу босқичда тенгламанинг икки қисмида ҳар бир элемент атомлари сони бир хил бўлиб, зарядларни тенглаштириш керак, холос. Реагентлар заряди  $+8 - 1 = +7$  га тенг бўлган ҳолда, маҳсулотлар заряди  $2 + 4(0) = 2$  дир. Зарядларни тенглаштириш учун тенгламанинг чап қисмига бешта электрон қўшиш (марганецнинг оксидланиш даражаси  $+7$  дан  $+2$  гача ўзгаради, яъни у беш электронни бириктириши керак:



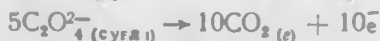
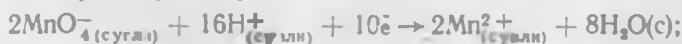
Оксалат ион учун ҳам шундай амални бажариб, ярим реакцияни ифодалаймиз:



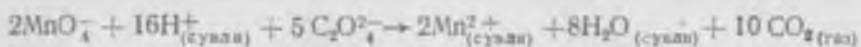
Зарядларни тенглаштириш учун сўнгг.: тенгламанинг ўнг қисмига икки электрон қўшамиз:



Учинчи босқичда ҳар бир ярим реакция тенгламасини реакция бириктириб олаётган ҳамда иккинчи реакция ажратаётган электронлар сонига тенгловчи кўпайтмага кўпайтириш зарур. Юқоридаги мисолда перманганат — ионли ярим реакцияни 2 га, оксалат ионли ярим реакцияни 5 га кўпайтириш керак:

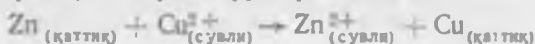


Шундай қилиб, ярим реакциялар тенгламаларининг йиғиндиси тўла тенгламани ташкил этади:



## 7. 5. ГАЛЬВАНИК ЭЛЕМЕНТЛАР

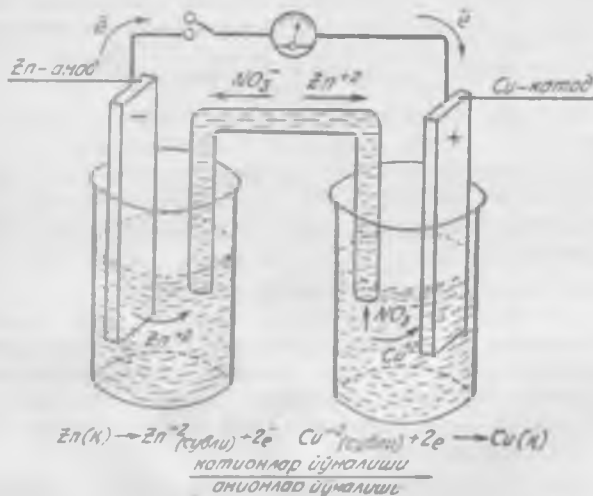
Ўзи-ўзидан борадиган ҳар қандай оксидланиш-қайтарилиш реакциясида ажралиб чиқадиган энергияни электр ишини бажариш учун йўналтирса бўлади. Бу гальваник элементларда амалга оширилади. Электронлар кўчиши реагентлар орасида бормай, ташқи занжир орқали ўтувчи мослама ана шундай элемент ролини бажара олади. Агар рух пластинка олиб уни мис ион ( $\text{Cu}^{2+}$ ) бўлган эритмага солинса, юқорида айтилган ўзи-ўзидан боровчи реакцияни кузатиш мумкин. Реакция сўнггида сувдаги  $\text{Cu}^{2+}$  ионлари учун характерли бўлган эритманинг зангори ранги йўқолади ва рух метали юзасида металл ҳолдаги мис чука бошлайди. Бир вақтнинг ўзида рух эрий бошлайди:



7.1. расмда Zn билан  $\text{Cu}^{2+}$  ишлатилувчи гальваник элемент схемаси кўрсатилган. Бу ерда мис ташқи занжир орқали келаётган электронлар ҳисобига қайтарилади.

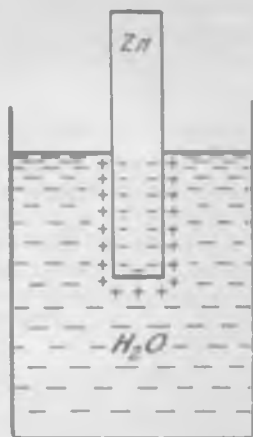
Ташқи занжир орқали боғланган икки металл элементи *электродлар* деб юритилади. Оксидланиш борадиган электрод *анод*, қайтарилиш борадиган электрод *эса катод* дейилади. Анод манфий электрод, катод эса мусбат электрод бўлиб хизмат қилади.

Металлар сув ва туз эритмасига туширилганда уларнинг устки қисмдаги ионларига сув молекулалари ўзининг манфий қутбла-



7.1- расм. Гальваник элементнинг ишлаш схемаси.

ри билан таъсир этиб, металл ионларини ажратиб олади. Бу пайтда сувда металл ионларининг гидратлари ҳосил бўлади (7.2-расм). Металл пластинка юзаси манфий зарядланиб қолади. Бунинг натижасида сувга ўтган ионлар металл атрофини қуршаб олиб, қўш электр зарядлари қаватини вужудга келтиради. Натижада металл билан сув чегарасида турли кучдаги потенциаллар пайдо бўлади. Вужудга келган потенциаллар фарқи электрод потенциали деб юритилади. Металлар (эки уларнинг пластинкалари) ўз тузлари эритмасига туширилганда ҳам потенциаллар фарқи вужудга келиши мумкин. Активлик қаторида водороддан олдин жойлашган металлар ўз тузлари эритмасига туширилганда эритмага ионлар ажралиб чиқади. Водороддан кейин жойлашган металлар ўз тузлари эритмасида мусбат зарядга эга бўлади. Металлар актив бўлмаганидан эритмага электрон чиқара олмайди. Уларнинг эркин электронларини эритмада бўлган металл ионлари қабул қилиб нейтралланади ва металл юзасига тўпланади. Металл электронлари сони ўзидаги мусбат ионлар сонидан камайиб кетганлиги сабабли металл мусбат зарядланади, анионлар мўллиги сабабли эритма манфий зарядланади. Шу сабабли бир қанча металларнинг потенциаллари мусбат бўлади.



7.2-расм. Қўш электр қаватнинг ҳосил бўлиши.

Металл иони концентрацияси 1 и бўлган эритмага мазкур металл туширилганда вужудга келадиган потенциал нормал электрод потенциал ( $E^0$ ) дейилади. Потенциалларни ўлчашда бирлик қилиб нормал водород потенциал, стандарт электрод сифатида эса нормал водород электрод қабул қилингандир.

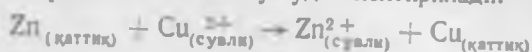
Металларнинг нормал потенциалларини назарда тутиб, уларни тартиб билан бир қаторга қўйилса, водороднинг бир томонида манфий потенциалга эга металлар, иккинчи томонида эса мусбат потенциалли металлар жойлашади. Бу металларнинг кучланиш қаторидан иборат бўлиб, активлик қатори деб ҳам аталади. Нормал потенциалларни аниқлаб, металларнинг активлигини билиб олса бўлади. Актив металларнинг потенциаллари манфий бўлиши билан характерланади. 7.2-жадвалда металларнинг нормал шароитдаги ( $25^\circ\text{C}$ ) стандарт электрод потенциаллари келтирилган. Нормал потенциаллар орқали нормал электродлардан ташкил топган турли гальваник элементларнинг электр юритувчи кучини ҳисоблаб топиш мумкин.

Гальваник элементнинг электр юритувчи кучи (Э. Ю. К.) электронларни ташқи занжир бўйича ҳаракатлантирувчи ҳаракат кучи (электр босими) демакдир. Э. Ю. К. электр кучланиш бирлиги (вольт) да ўлчанади ва гальваник эле-

мент кучланиши ёки потенциал деб юритилади. 1 кулонга тенг заряд 1 Ж энергия олиши учун тенг бўлган Э. Ю. К. бўлиб, қуйидагича ифодаланади:

$$1 \text{ В} = 1 \frac{\text{Ж}}{\text{Кл}}$$

Гальваник элемент стандарт шароитда ишлаганда  $E^\circ$  билан ифодаланадиган стандарт э. ю. к. ни вужудга келтирилади:



7.2 -жадвал

Металларнинг стандарт потенциаллари ( $E^\circ$ )  
(сувли эритмада, вольт ҳисобида)

| Электродлар      | $E^\circ$ | Электродлар       | $E^\circ$ | Электродлар      | $E^\circ$ |
|------------------|-----------|-------------------|-----------|------------------|-----------|
| $\text{Ag}^+$    | +0,799    | $\text{Fe}^{2+}$  | -0,440    | $\text{Pb}^{2+}$ | -0,126    |
| $\text{Al}^{3+}$ | -1,66     | $\text{Fe}^{3+}$  | +0,771    | $\text{Sn}^{2+}$ | -0,136    |
| $\text{Ba}^{2+}$ | -2,90     | $2\text{H}^+$     | +0,000    | $\text{Sn}^{4+}$ | +0,154    |
| $\text{Ca}^{2+}$ | -2,87     | $\text{Hg}^+$     | +0,789    | $\text{In}^{2+}$ | -0,763    |
| $\text{Cd}^{2+}$ | -0,403    | $2\text{Hg}^{2+}$ | +0,920    | $\text{Au}^+$    | +1,7      |
| $\text{Ge}^{2+}$ | +1,61     | $\text{Hg}^{2+}$  | +0,854    |                  |           |
| $\text{Co}^{4+}$ | -0,277    | $\text{K}^+$      | -2,925    |                  |           |
| $\text{Co}^{3+}$ | +1,842    | $\text{Li}^+$     | -3,05     |                  |           |
| $\text{Cq}^{3+}$ | -0,74     | $\text{Mg}^{2+}$  | -2,37     |                  |           |
| $\text{Cu}^+$    | +0,337    | $\text{Mn}^{2+}$  | -1,18     |                  |           |
| $\text{Cu}^{2+}$ | +0,521    | $\text{Na}^+$     | -2,71     |                  |           |
|                  |           | $\text{Ni}^{2+}$  | -0,28     |                  |           |

Бундай рух — мис гальваник элементнинг Э. ю. к. ини топиш учун мусбат потенциалдан манфий потенциални айирish керак бўлади:  $0,34 - (-0,763\text{В}) = 1,103\text{В}$ . Электр юритувчи куч иккала потенциал фарқининг алгебраик йиғиндисидан келиб чиқади.

Химиявий процесслар ҳам ўз потенциаллари билан характерланади. Механик (гравитацион) потенциал каби ўзи борадиган процессларда у камайдди. Биркишнинг ҳаракатлантирувчи кучи тамомланиши орқасида потенциал минимумга етади.  $p, T = \text{const}$  бўлганда химиявий процессларнинг ҳаракатлантирувчи кучи булган потенциални изобар-изотермик потенциал ёки қисқача қилиб изобар потенциал дейиш қабул қилинган. Унинг Гиббс энергияси ( $G$ ) ҳам деб юритилади. Мана шу потенциалнинг камайиши процесс йулига, унинг «химиявий траекториясига» боғлиқ бўлмайди ва реакция ёрдамида мазкур ҳолатдан мувозанат ҳолатга ўтиш учун сарфланиши зарур максимал ишга тенг бўлади:  $-\Delta G = A'_{\text{макс}}$ .

Процессни принципиал амалга ошириш шарт, яъни реакциянинг ўз-ўзидан туғри йўналиши (иш сарфланмаган ҳолда) мумкинлигини қуйидаги тенгсизлик билан ифодаланади:

$$\Delta G_p, r < 0$$

$\Delta G > 0$  бўлганда процессни принципиал ўтказиб бўлмаслиги тушуниладн.

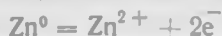
Гиббс энергиясининг ўзгаришини тажрибалар ёрдамида аниқлаш мумкин. Гальваник элементлардан фойдаланиб, электр юритувчи кучни ўлчаш оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида  $\Delta G$  ни аниқлашнинг кенг қўлланиладиган усулларида бири ҳисобланади.  $\Delta G$  ни аниқлаш учун мис (II)-сульфат эритмасидан рух мисни сиқиб чиқариши реакциясини кўриб чиқамиз:



Бу реакция термостатда, яъни доимий босим ва температура ( $P = 100$  кПа,  $t = 25^\circ\text{C}$ ) да олиб борилганда Гесс қонунига биноан қуйидагича иссиқлик эффектига эга бўлади:

$$\Delta H = (\Delta H)_{\text{ZnSO}_4} - (\Delta H)_{\text{CuSO}_4} = (-1065) - (844) = -221 \text{ кЖ}$$

Шу реакция гальваник элементда ўтказилганда рух пластикасини рух сульфат эритмасига, мис пластинкасини эса мис сульфат эритмасига тушириб қўйилади. Ҳар иккала ярим элементни ток ўтказувчи эритма билан тўлдирилган U — симон най билан туташтирилса, гальваник элемент (Даниел — Якоби элементи) вужудга келади. Биринчи ярим элементда оксидланиш реакцияси амалга ошади:



Иккинчи ярим элементда қайтарилиш реакцияси кетади:



Ток ҳосил бўлиш реакцияси қуйидагича ифодаланади:



Бунда рух ўзининг 2 электронини мисга бериб, мусбат зарядланаётганлигини, мис эса уларни қабул қилиб нейтралланаётганини ва сульфат ионлар ташқи занжир орқали ҳаракатланаётган электронлар йўналишига қарши томонга кетаётганини билиб олиш мумкин.

Гальваник элементнинг электр юритувчи кучи компенсацияланганда максимал иш бажарилади. Бу ҳолатда токнинг бажарган иши учун қуйидагича тенглама ёзса бўлади:

$$-\Delta G = nFE \quad (7.3)$$

Шундай қилиб, оксидланиш-қайтарилиш процессларида Гиббс энергиясининг ўзгариши гальваник элементлар электр юритувчи кучи манбаи бўлиб хизмат қилади.  $E$  ни ўлчаб, 7.3 тенгламадан гальваник элементда бораётган реакция учун  $\Delta G$  ни ҳисоблаб чиқариш мумкин.

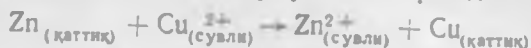
Гальваник элемент ёрдамида реакциянинг «эркин» энергиясини назарий жиҳатдан тўла равишда электр энергиясига айлантириш мумкин.



мент кучланиши ёки потенциал деб юритилади. 1 кулонга тенг заряд 1 Ж энергия олиши учун тенг бўлган Э. Ю. К. бўлиб, қуйидагича ифодаланади:

$$1 \text{ В} = 1 \frac{\text{Ж}}{\text{Кл}}$$

Гальваник элемент стандарт шароитда ишлаганда  $E^\circ$  билан ифодаланадиган стандарт э. ю. к. ни вужудга келтирилади:



7.2 -жадвал

Металларнинг стандарт потенциаллари ( $E^\circ$ )  
(сувли эритмада, вольт ҳисобида)

| Электродлар      | $E^\circ$ | Электродлар       | $E^\circ$ | Электродлар      | $E^\circ$ |
|------------------|-----------|-------------------|-----------|------------------|-----------|
| $\text{Ag}^+$    | +0,799    | $\text{Fe}^{2+}$  | -0,440    | $\text{Pb}^{2+}$ | -0,126    |
| $\text{Al}^{3+}$ | -1,66     | $\text{Fe}^{3+}$  | +0,771    | $\text{Sn}^{2+}$ | -0,136    |
| $\text{Ba}^{2+}$ | -2,90     | $2\text{H}^+$     | +0,000    | $\text{Sn}^{4+}$ | +0,154    |
| $\text{Ca}^{2+}$ | -2,87     | $\text{Hg}^+$     | +0,789    | $\text{In}^{2+}$ | -0,763    |
| $\text{Cd}^{2+}$ | -0,403    | $2\text{Hg}^{2+}$ | +0,920    | $\text{Au}^+$    | +1,7      |
| $\text{Ge}^{2+}$ | +1,61     | $\text{Hg}^{2+}$  | +0,854    |                  |           |
| $\text{Co}^{4+}$ | -0,277    | $\text{K}^+$      | -2,925    |                  |           |
| $\text{Co}^{3+}$ | +1,842    | $\text{Li}^+$     | -3,05     |                  |           |
| $\text{Cq}^{3+}$ | -0,74     | $\text{Mg}^{2+}$  | -2,37     |                  |           |
| $\text{Cu}^+$    | +0,337    | $\text{Mn}^{2+}$  | -1,18     |                  |           |
| $\text{Cu}^{2+}$ | +0,521    | $\text{Na}^+$     | -2,71     |                  |           |
|                  |           | $\text{Ni}^{2+}$  | -0,28     |                  |           |

Бундай рух — мис гальваник элементнинг Э. ю. к. ини топиш учун мусбат потенциалдан манфий потенциални айириш керак бўлади:  $0,34 - (-0,763\text{В}) = 1,103\text{В}$ . Электр юритувчи куч иккала потенциал фарқининг алгебраик йиғиндисидан келиб чиқади.

Химиявий процесслар ҳам ўз потенциаллари билан характерланади. Механик (гравитацион) потенциал каби ўзи борадиган процессларда у камайдн. Бирикишнинг ҳаракатлантирувчи кучи тамомланиш орқасида потенциал минимумга етади.  $p, T = \text{const}$  бўлганда химиявий процессларнинг ҳаракатлантирувчи кучи бўлган потенциални изобар-изотермик потенциал ёки қижқача қилиб изобар потенциал дейиш қабул қилинган. Унинг Гиббс энергияси ( $G$ ) ҳам деб юритилади. Мана шу потенциалнинг камайиши процесс йўлига, унинг «химиявий траекториясига» боғлиқ бўлмайди ва реакция ёрдамида мазкур ҳолатдан мувозанат ҳолатга ўтиш учун сарфланиши зарур максимал ишга тенг бўлади:  $-\Delta G = A'_{\text{макс}}$ .

Процессни принципиал амалга ошириш шарт, яъни реакциянинг ўз-ўзидан туғри йўналиши (иш сарфланмаган ҳолда) мумкинлигини қуйидаги тенгсизлик билан ифодаланади:

$$\Delta G_{p, T} < 0$$

$\Delta G > 0$  бўлганда процессни принципиал ўтказиб бўлмаслиги тушунилади.

Гиббс энергиясининг ўзгаришини тажрибалар ёрдамида аниқлаш мумкин. Гальваник элементлардан фойдаланиб, электр юритувчи кучни ўлчаш оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида  $\Delta G$  ни аниқлашнинг кенг қўлланиладиган усулларида бири ҳисобланади.  $\Delta G$  ни аниқлаш учун мис (II)-сульфат эритмасидан рух мисни сиқиб чиқариши реакциясини кўриб чиқамиз:



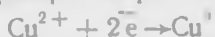
Бу реакция термостатда, яъни доимий босим ва температура ( $P = 100$  кПа,  $t = 25^\circ\text{C}$ ) да олиб борилганда Гесс қонунига биноан қуйидагича иссиқлик эффектига эга бўлади:

$$\Delta H = (\Delta H)_{\text{ZnSO}_4} - (\Delta H)_{\text{CuSO}_4} = (-1065) - (844) = -221 \text{ кЖ}$$

Шу реакция гальваник элементда ўтказилганда рух пластикасини рух сульфат эритмасига, мис пластинкасини эса мис сульфат эритмасига тушириб қўйилади. Ҳар иккала ярим элементни ток ўтказувчи эритма билан тўлдирилган U — симон най билан туташтирилса, гальваник элемент (Даниел — Якоби элементи) вужудга келади. Биринчи ярим элементда оксидланиш реакцияси амалга ошади:



Иккинчи ярим элементда қайтарилиш реакцияси кетади:



Ток ҳосил бўлиш реакцияси қуйидагича ифодаланади:



Бунда рух ўзининг 2 электронини мисга бериб, мусбат зарядланаётганлигини, мис эса уларни қабул қилиб нейтралланаётганини ва сульфат ионлар ташқи занжир орқали ҳаракатланаётган электронлар йўналишига қарши томонга кетаётганини билиб олиш мумкин.

Гальваник элементнинг электр юритувчи кучи компенсацияланганда максимал иш бажарилади. Бу ҳолатда токнинг бажарган иши учун қуйидагича тенглама ёзса бўлади:

$$-\Delta G = nFE \quad (7.3)$$

Шундай қилиб, оксидланиш-қайтарилиш процессларида Гиббс энергиясининг ўзгариши гальваник элементлар электр юритувчи кучи манбаи бўлиб хизмат қилади.  $E$  ни ўлчаб, 7.3 тенгламадан гальваник элементда бораётган реакция учун  $\Delta G$  ни ҳисоблаб чиқариш мумкин.

Гальваник элемент ёрдамида реакциянинг «эркин» энергиясини назарий жиҳатдан тўла равишда электр энергиясига айлантириш мумкин.

Ҳозирги вақтда электр токининг химиявий манбаларидан бўлган ёқилғи элементлари яратиш борасида кенг ишлар олиб борилмоқда. Тез оксидланувчи водород, гидразин каби ва бошқа моддалар ёқилғи сифатида амалий аҳамият касб этмоқда.

Гальваник элементлар хизматидан ҳаммамизга маълум бўлган автомобилларда, самолёт, пароход, тепловоз ва бошқа транспорт воситаларида фойдаланилади. Улар саноат корхоналарида, техника ва халқ ҳужалигининг турли соҳаларида ҳам кенг қўлланилиши маълум. Электр токининг химиявий манбаларидан бундан буён ҳам кенгроқ фойдаланиш кўзда тутилмоқда.

*Оксидланиш-қайтарилиш процесслари потенциалнинг концен-трацияга боғлиқлиги.* Ностандарт шароитда ишловчи гальваник элемент электр юритувчи кучи  $E^\circ$  ни температура ва маҳсулотлар концентрацияси орқали ҳисоблаб чиқариш мумкин. Бундай ҳисобларни  $\Delta G$  билан  $\Delta G^\circ$  ни боғловчи қуйидаги тенглама орқали амалга ошириш мумкин:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + 2,303RT \lg C \quad (7.4)$$

7.4 тенгламага биноан,  $\Delta G = -nFE$  сабабли қуйидагини ёза оламиз:

$$-nFE = -nFE^\circ + 2,303RT \lg C \quad (7.5)$$

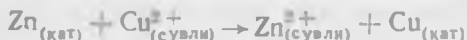
Бу тенгламани  $E$  бўйича ечамиз:

$$E = E^\circ - \frac{2,303 RT}{nF} \lg C \quad (7.6)$$

Бу нисбат Нернст тенгламаси номи билан маълум. 298 К да  $2,303 RT/F$  катталиги 0,0591В га тенг бўлганлиги сабабли Нернст тенгламасини оддийроқ кўринишда ифодалаш мумкин:

$$E = E^\circ - \frac{0,0591}{n} \lg C \quad (7.7)$$

Ушбу тенгламани:



$E^\circ = 1,10В$  реакцияга қўллаб кўрамиз. Бу ерда  $n = 2$  тенг бўлиб, Нернст тенгламаси қуйидагича кўринишга эга бўлади:

$$E = 1,10В - \frac{0,0591 В}{2} \lg \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} \quad (7.8)$$

7.8 тенгламадан рух билан мис орасида оксидланиш-қайтарилиш реакцияси боришига асосланган гальваник элементнинг электр юритувчи кучи  $[Cu^{2+}]$  қупайиши ва  $[Zn^{2+}]$  камайиши билан ортади. Масалан,  $[Cu^{2+}] = 5,0$  ва  $0,050 М$  бўлганда

$$E = 1,10В - \frac{0,0591В}{2} \lg \frac{0,050}{5,0}$$

$$E = 1,10В - \frac{0,0591В}{2} (-2,00) = 1,16 В$$

га эга бўламиз.

Умумий ҳолатда, агар реагентлар концентрацияси маҳсулотлар концентрациясига нисбатан ортса, бу гальваник элементда кетадиган реакциянинг ўз-ўзидан бориш даражасини ва унинг электр юритувчи кучини оширишга олиб келади. Аксинча, агар маҳсулот-

лар концентрацияси реагентлар концентрациясига нисбатан ортса, электр юритувчи куч камаяди. Электрохимиявий элемент ишлаётганда реагентлар камаяди ва маҳсулотлар ҳосил бўлади. Бу билан боғлиқ бўлган реагентлар концентрациясининг камайиши ва маҳсулотлар концентрацияси ортиши элемент электр юритувчи кучининг аста-секин камайишига олиб келади.

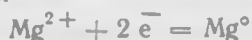
### 7.9. ЭЛЕКТРОЛИЗ ПРОЦЕССЛАРИ

Ўзи борувчи оксидланиш-қайтарилиш реакциялари гальваник элементлар, яъни электр энергияси ишлаб чиқарувчи электрохимиявий ускуналар яратишда қўлланилади. Иккинчи томондан электр токи ёрдамида ўзи бормайдиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини ҳам амалга оширса бўлади, бунга мисол қилиб суюқлантирилган калий хлоридни у таркиб топган элементларга ажралнишни кўрсатиш мумкин.



*Ташқи электр манбаи ёрдамида амалга оширилувчи бундай реакциялар электролиз процесси дейилади. Процесс электролитик ячейка (электролизёр)ларда олиб борилади.*

Электролиз процесси кўпинча суюқлантирилган ёки электролит эритмалар орқали электр токи ўтказилиб амалга оширилади. Иккинчи мисол тариқасида магний хлорид суюқлантирилган эритмасининг электролизини кўриб чиқамиз. Магний хлориднинг суюқлантирилган эритмасидан ток ўтаётганда магний катионлари электр майдони таъсирида манфий электрод катод томон силжийди. Бунда ташқи занжир орқали келаётган электронлар билан бирикиб, улар қайтарилади:



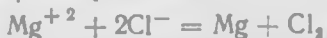
Хлор анионлари мусбат электрод анодга силжийди ва ортиқча электронларни йўқотиб оксидланади. Бунда, дастлабки электрохимиявий босқичда хлор ионлари оксидланади:



бундан хлор атомлари бирикиб молекулага айланади:



Электр дларда борадиган процесслар тенгламаларини қўшиб,  $\text{MgCl}_2$  суюқланмаси электролизи учун оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг умумий тенгламасини ҳосил қиламиз:



Ушбу реакция ўз-ўзидан бормайди, уни ўтказиш учун зарур бўлган электр энергияси ташқи манбадан олинади.

Электролизда катод манфий, анод эса мусбат зарядланади, электродлар заряди белгилари гальваник элемент ишидагига тескари бўлади.

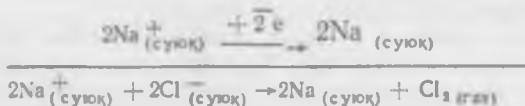
Электролизда химиявий реакция ташқаридан уланадиган электр

токи энергияси ҳисобига боради, гальваник элементда эса унда ўз-ўзидан борадиган химиявий реакция энергияси электр энергияга айланади. Электр энергияси аккумулятор батареяси ёки бошқа ток манбаидан олинади. Электр токи манбаидан қатъий назар, у электронларни бир электроддан ҳайдаб, иккинчи электроддан чиқариб юбуровчи «электрон насос» ролини ўйнайди. Электронлар электроддан чиқиб кетганда унда мусбат заряд ҳосил бўлади, электронлар электродга келганда унда манфий заряд вужудга келади. NaCl суюқланмаси электролизиди  $\text{Na}^+$  ионлари манфий электродда электронларни бириктириб қайтарилади.  $\text{Na}^+$  ионлари концентрацияси шу электрод атрофида камайгани сари унга яна қўшимча ионлар кела бошлайди. Мусбат электродга  $\text{Cl}^-$  ионлари кўчиши ҳам худди шу тарзда рўй беради, бу ерда улар электронларни бериб оксидланади. Гальваник элементдаги каби қайтарилиш бораётган электрод катод дейилиб, оксидланиш кетаётган электрод анод номини олади. Шундай қилиб, электролитик ячейкада қуйндаги реакциялар содир бўлади:

Анодда



Катодда



NaCl нинг сувли эритмасини электролиз қилиб натрий олиб бўлмайди. Бунга сабаб сувнинг  $\text{Na}^+_{(\text{сувли})}$  ионига қараганда осон қайтарилишидир. Шу сабабли NaCl нинг сувли эритмаси электролизиди катодда молекуляр ҳолдаги водород ажралади. Анодда эса  $\text{Cl}^-$  ёки  $\text{H}_2\text{O}$  нинг оксидланиши мумкин. Буларнинг стандарт оксидланиш потенциаллари ўзаро яқин бўлганлиги сабабли сув хлор ионига нисбатан осонроқ оксидланиши керак. Аммо Саъзи пайтларда реакцияни амалга ошириш учун электрод потенциаллари кўрсатгандан юқорироқ кучланиш зарур бўлади. Электролизни ўтказиш учун зарур бўлган қўшимча кучланиш *эффектив кучланиш* дейилади. Эффектив кучланишли электродлардаги реакцияларнинг тезлиги анча юқори бўлади. Дарҳақиқат, кўриб ўтилган мисолда водород молекуласи ҳосил бўлиши учун зарур бўлган эффектив кучланиш шунчалик юқорики,  $\text{Cl}^-$  иони сувга қараганда енгил оксидланади. Шу сабабдан NaCl нинг сувли эритмаси электролизиди  $\text{H}_2$  билан  $\text{Cl}_2$  ҳосил бўлади. Бу процесс ишлаб чиқаришда зарурлигидан саноат миқёсида амалга оширилган.

Электролиз натижасида ажралган моддаларнинг миқдорини дастлаб Фарадей ўрганди. У ўзининг илмий кузатувлари асосида қуйидаги икки қонунни эълон қилди:

1) Электролиз процессида ҳосил бўлаётган модда массаси эритмадан ўтган электр токининг миқдориға тўғри пропорционалдир. Металл билан эритма чегарасида электрохимиявий процесс амалга ошади. Электролит ионлари металл электронлари билан бирикади, яъни модданинг электр

тролитик ҳолда ажралиб чиқиши шу процесснинг натижасидир. Электродда ҳосил бўлувчи модда миқдори занжирдан ўтган электронлар сонига, яъни электр токи миқдорига пропорционал бўлади. Электролитик ячейкадан 1 моль электронлар заряди ўтганда 1 моль натрий метали чўкади, 2 моль электронлар заряди ўтганда 2 моль натрий йиғилади:  $\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$

Электролитик ячейкадан ўтаётган заряд миқдори кулонларда ўлчанади.

96500 Кулон (Кл) 1 фарадейни ташкил қилади:

$1\text{Ф} = 96500 \text{ Кл} = 1 \text{ моль электронлар заряди}$

Ток кучи 1 амперга тенг бўлганда ўтказгичнинг кесими юзасидан 1 секундда ўтадиган электр заряди 1 кулон ҳисобланади.

Мисол: ток кучи 10,0 амперга тенг бўлганда  $\text{AlCl}_3$  эритмаси орқали электролитик ячейкада 1 соат давомида ҳосил бўлган алюминий миқдорини аниқланг.

Мисолни ечиш учун электр токи миқдорини аниқлаймиз. Бунинг учун ток кучини вақтга кўпайтирамиз:

электр токи миқдори =  $10,0 \text{ ампер} \times \frac{3600 \text{ сек}}{1} \times \frac{1 \text{ кулон}}{1 \text{ ампер} \cdot \text{сек}} = 3,60 \cdot 10^4 \text{ Кл}$   
 $\text{Al}^{3+}$  нинг қайтарилиш ярим реакцияси қуйидагича ифодаланади:



Ажратиб олинган алюминий миқдори электролизёр орқали ўтган электронлар сонига боғлиқ бўлади: 1 моль  $\text{Al} \sim 3\text{Ф}$ . Шунинг учун ажратиб олинган металл миқдорини қуйидагича топиш мумкин:

$$\text{Al}_{(\text{r})} \text{ массаси} = 3,60 \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \frac{1\text{Ф}}{96500 \text{ Кл}} \times \frac{1 \text{ моль } 27 \text{ г Al}}{3 \text{ ф } 1 \text{ моль Al}} = 3,36 \text{ г.}$$

2. Турли хил химиявий эритмалардан бир хил миқдорда электр токи ўтказилса эквивалент миқдорда моддалар ҳосил бўлади. Хлорид кислота, кумуш нитрат, мис (II)-хлорид ва қалай IV-хлорид эритмалари орқали электр токи ўтказилиб маълум вақтдан сўнг электролиз маҳсулотлари миқдори ўлчанган. Хлорид кислота орқали маълум вақт ичида электр токи ўтганда 1 г (0,5 моль) водород ҳосил бўлганда бошқа эритмалардан катодда ўз навбатида 107,9 г кумуш, 31,8 мис ва 29,7 г қалай ажралган. Ҳосил бўлган металл миқдорини уларнинг атом массалари билан солиштирилганда кумуш 1 моль, мис 0,5 моль ва қалай ҳаммаси бўлиб 0,25 моль ажралгани маълум бўлади, яъни, катодда ажралган моддалар миқдори уларнинг грамм-эквивалентига тенгдир.

Электролиз металлургия, химия саноати ва гальванотехникада кенг қўлланилади. Эритилган минераллар, тузлар ва суюқланмалардан металлар ажратиб олинади. Олтин, кумуш ва бошқа металллар ҳам электролиз йўли билан олиниши мумкин. Электролитик рафинация, электроэкстракция каби ва бошқа саноат усуллари-

дан фойдаланилади. Автомобиль саноатида, машинасозлик ва халқ хўжалигининг бошқа қатор соҳаларида металлларни электролитик қоплаш усулидан кенг фойдаланилади.

Гальванопластика орқали предметларнинг аниқ металл нусхалари олинади. Нашриётларда клишечлар, матрица, босма радиотехник схемалар тайёрланади. Пулатни электролитик силлиқлаш алюминий ва магнийни оҳорлаш ишлари ҳам электролиз ёрдамида бажарилади. Никеллаш, хромлаш каби ва бошқа бир қанча муҳим ишлар ҳам шундай процессга киради. Булар металлларнинг коррозияга чидамлилигини бир неча баравар оширади.

Химия саноатида хлор, бром, йод каби купгина оксидловчилар ҳам электролиз ёрдамида олинади.

## **8-БОБ. РЕАКЦИЯЛАР ТЕЗЛИГИ ВА МЕХАНИЗМИ. ХИМИЯВИЙ РЕАКЦИЯЛАР КИНЕТИКАСИ**

### **✓ 8.1. ФОРМАЛ КИНЕТИКА**

Химиявий кинетика реакциялар тезлиги ҳақидаги маълумот бўлиб, турли химиявий реакциялар учун ҳар хил бўлади. Масалан, портлаш процесслари секунднинг ўн мингдан бир улушларида борса, баъзи реакциялар соатлар ва кунлар давомида содир бўлади. Химиявий реакциялар кинетикасини ўрганиш илмий ва амалий аҳамият касб этади. Саноатда маҳсулот олиш учун ўтказиладиган реакциянинг қандай тезликда бориши унинг иқтисодий самараси билан ўлчанади. Мазкур реакциянинг тезлигини ошириш ва халал берувчи реакциялар тезлигини камайтириш ишлаб чиқариш унумини оширишга, хомашёдан тўлароқ фойдаланиш ва кам вақт ичида кўп маҳсулот ишлаб чиқаришга имкон беради. Шунинг учун реакцияларнинг қайси шароитда тез ёки секин боришини аниқлаш ва шунга қараб, уларнинг тезликларини бошқара билиш ҳозирги илмий техника прогресси асрида гоят муҳимдир.

Илмий жиҳатдан олганда эса, химиявий реакцияларнинг кинетикасини ўрганиш турли реакцияларнинг қандай йўллар билан боришини, яъни уларнинг механизмини ўрганишга ёрдам беради. Бу эса химиявий реакциянинг йўналишини ва уларнинг тезлигини бошқариш имконини туғдиради. XIX аср охириларигача реакцияларнинг классификацияси, шу билан бир қаторда фақат оддий реакцияларнигина бошқарадиган тенгламалари билан шуғулланишган, физик-химиянинг бу қисми формал кинетика деб юритилади. XX аср бошларидан кинетикани ўрганишда асосий эътибор химиявий реакцияларнинг моҳияти ва механизмини ўрганишга қаратилди, реакциялар кинетикасини мумкин қадар чуқур ва тўла ўрганишга киришилди. Умуман, химиявий реакцияларнинг тезлиги ҳақидаги тушунча химиядаги энг муҳим тушунчалардан бўлиб, моддаларнинг ўзгариши ва уларни саноат

миқёсида олишнинг иқтисодий самарадорлиги ҳақидаги тасаввурлар билан боғлиқдир. Химиявий процессларни бошқарувчи энг муҳим факторлар (моддалар табиатидан ва эритувчилардан ташқари) тўрттадир: 1) температура; 2) босим; 3) реакцияга киришувчи моддалар концентрацияси; 4) катализатор.

Бу учтаси (температура, босим, моддалар концентрацияси) реакциянинг кузатиладиган тезлигига ҳам, мувозанат ҳолатига ҳам таъсир этади, тўртинчиси эса фақат реакция тезлигига таъсир эта олади.

## 8.2 ХИМИЯВИЙ РЕАКЦИЯЛАРНИНГ ТЕЗЛИГИ

Барча реакциялар гомоген ва гетероген реакцияларга бўлинади. Юқорида реакциялар турли тезлик билан боради, деб айтгандик. Тез боровчи реакцияларга электролитлар орасида бўладиган реакциялар кирази. Мисол тариқасида  $\text{BaSO}_4$  чўкмаси ҳосил бўлиш реакциясини кўриш мумкин:



Баъзи реакциялар эса, масалан, ер қаърида боровчи реакциялар миллион йиллар давом этади. Реакция тезлиги маълум вақт ичида ҳажм ёки юза бирлигида ўзаро таъсир этувчи моддалар миқдорининг ўзгаришидир.

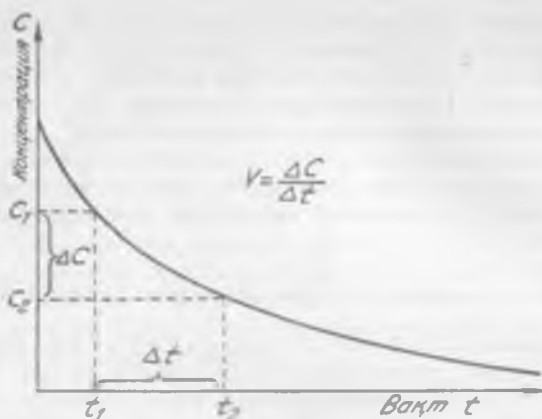
Реакция тезлигини топишда реакцияга киришаётган моддаларни ёки реакция маҳсулотларини олишнинг аҳамияти йўқ. Одатда, қайси модданинг миқдорини ўлчаш қулай бўлса, реакция тезлиги шу модда концентрациясининг ўзгариши билан ўлчанади. Лекин реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари вақт ўтиши билан камаяди, маҳсулотларники эса, аксинча, ортиб боради. Натижада турли вақт ичида реакция тезлиги турлича боради. Шунинг учун реакциянинг «ҳақиқий тезлиги» ва «ўртача тезлиги» деган тушунчалар киритилади. Одатда концентрация молларда, вақт эса секундлар ёки минутларда ифодаланади. Масалан, реакцияга киришаётган моддалардан бирининг бошланғич концентрацияси 2 моль/л бўлиб, реакция бошланганидан кейин 8 секунд ўтгач 1,2 моль/л бўлиб қолса, реакциянинг ўртача тезлиги  $\frac{2 - 1,2}{8}$  моль/л сек га тенг бўлади. Қуйидаги умумий тенглама билан борадиган реакциянинг тезлигини кўриб чиқамиз:

$$A + B = C + D$$

A — модда сарфланган сари реакциянинг тезлиги 8.1-расмда кўрсатилган каби камая боради. Бундай реакциянинг тезлиги фақат муайян вақт оралиғи учун келиб чиқади. Агар A модданинг концентрацияси бирор  $t_1$  вақтда  $C_1$  катталиқка,  $t_2$  вақтда эса  $C_2$  катталиқка тенг бўлса,  $\Delta t = t_1 - t_2$  вақт бирлигида модда концентрациясининг ўзгариши  $\Delta C = C_2 - C_1$  бўлади, бунда реакциянинг ўртача тезлиги қуйидагича топилади:

$$\Delta V = \frac{C_2 - C_1}{t_1 - t_2} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$





8.1- расм. Реакцияга киришётган моддалар концентрациясининг вақт оралигида ўзгариши.

Бу ерда А модданинг концентрацияси камайиши ва бинобарин  $C_2 - C_1$  айирманинг қиймати манфий бўлишига қарамай, реакциянинг тезлиги фақат мусбат катталиқка эга бўлиши мумкин, шу сабабли минус ишора қўйилмайди. Агар реакция маҳсулотларидан бирортасининг концентрацияси ўзгаришини кузатсак, у реакция давомнда ортиб боради, шу сабабли келтирилган тенгламанинг ўнг қисмига плюс ишора қўйиш керак. Реакциянинг тезлиги доимо ўзгариб турганлиги учун химиявий кинетикада фақат реакциянинг ҳақиқий тезлиги «V» кўриб чиқилади; ҳақиқий тезлик деганда маълум вақтда реакциянинг айна momenti-даги тезлиги тушунилади. Бунда ишорага эътибор берилмайди. Моддалар ўзаро таъсир этишлари учун уларнинг молекулалари тўқнашиши керак. Вақт бирлигида тўқнашишлар сони молекулаларнинг ҳаракат тезлигига боғлиқ бўлади. Лекин ҳар қандай тўқнашиш ҳам янги модда ҳосил бўлишига олиб келмайди. Ўзаро таъсир фақат маълум энергия запасига эга бўлган молекулалар ўртасида содир бўлади. Бундай молекулалар актив молекулалар дейилади. Бир моль модда таркибидаги барча молекулаларни «актив» ҳолатга келтириш учун зарур бўлган энергияга активланиш энергияси ( $E_{\text{актв}}$ ) дейилади. У ккал/моль, кЖ/моль билан ифодаланади. Шу каби заррачаларнинг тўқнашиш сони ҳам бирлигидаги молекулаларнинг сонига, яъни реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрациясига боғлиқ бўлади.

### 8.3. РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИНИНГ КОНЦЕНТРАЦИЯГА БОҒЛИҚЛИГИ

Химиявий реакциянинг тезлиги реакцияга киришувчи моддалар концентрациясига боғлиқ; концентрация қанча катта бўлса, ҳам бирлигида шунча кўп молекула бор бўлиб, уларнинг тўқ-

нашувн ортади ва реакция маҳсулотига айланади, натижада шунча тез боради. Вақт ўтиши билан химиявий реакциянинг тезлиги камаяди. Бунга сабаб шуки, реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрацияси вақт ўтиши билан камайиши молекулаларнинг бир-бирин билан тўқнашув эҳтимолини камайтиради. Реакция тезлигининг реакцияга киришувчи моддалар концентрациясига боғлиқлигини ўрганиш массалар таъсири қонунининг кашф этилишига (1867) сабаб бўлди. Бу қонун Гульберг ва Вааге томонидан кашф этилди, бу қуйидагича ифодаланади: «*Ўзгармас температурада химиявий реакцияларнинг тезлиги реакцияга киришувчи моддалар концентрацияларининг кўпайтмасига тўғри пропорционалдир*». Агар реакция тенгламасида стехиометрик коэффициентлар бўлса, улар ҳисобга олинади ва даража кўрсаткичида ёзилади:

Умумий кўринишда ёзилган қуйидаги реакция тенгламаси учун



массалар таъсири қонунига асосан реакция тезлиги қуйидагича ифодаланилади:

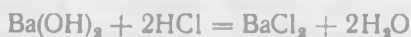
$$V = KC_A^n + C_B^m$$

$C_A$  ва  $C_B$  лар —  $A$  ва  $B$  моддаларнинг айна вақтдаги моляр концентрациялари, *моль/л*;

$n$  ва  $m$  лар реакцияга киришаётган моддаларнинг стехиометрик коэффициентлари

$K$  — реакциянинг тезлик константаси.

Реакция тезлик константасининг физик маъноси шундан иборатки, у сон жиҳатдан реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрациялари 1 моль/га тенг бўлгандаги реакция тезлигига тенгдир. У ўзаро таъсир этаётган моддаларнинг табиати, температура, ва катализаторга боғлиқ бўлиб, концентрацияга боғлиқ эмас. Масалан,

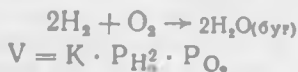


реакция тезлиги қуйидагича ифодаланилади:

$$V = K C_{\text{Ba(OH)}_2} \cdot C_{\text{HCl}}^2$$

Агар химиявий реакцияга газ ҳолатдаги моддалар киришишса, у ҳолда ҳажм бирлигидаги молекулалар сони газлар босимига пропорционал бўлади, яъни босим қанча ортса, концентрация шунча марта ошади.

Масалан,



$$V = K \cdot P_{\text{H}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}$$

бу ерда  $P_{\text{H}_2}$  ва  $P_{\text{O}_2}$  водород билан кислороднинг парциал босимлари.

Мисол.  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$  реакцияда арабашманинг ҳажми икки марта кичрайтирилганда тезлиكنинг қандай ўзгаришини аниқланг.

Ечиш. Ҳажмининг ўзгаришидан олдин  $\text{SO}_2$  ва  $\text{O}_2$  ларнинг парциал босимлари тегишлича  $P_{\text{SO}_2}$  ва  $P_{\text{O}_2}$  га тенг бўлсин. Бу ҳолда:  $V = K P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}$  бўлади, ҳажмининг икки марта кичрайтирилиши тезлик тенгламасида қуйидагича ўз ифодасини топади:

$$V = K \cdot 2P_{\text{SO}_2}^2 \cdot 2P_{\text{O}_2} = K \cdot 8P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}$$

Демак, тезлик олдингига нисбатан 8 марта ошар экан.

Бир неча оралиқ реакциялар орқали содир бўладиган мураккаб химиявий процессларнинг тезлиги мана шу энг секин борадиган оралиқ реакцияларнинг стехиометрик тенгламаси билан аниқланади. Гетероген системадаги химиявий реакцияларда, яъни реакцияларда газ, эриган моддалар билан бир қаторда қаттиқ моддалар ҳам иштирок этса, у қаттиқ моддалар реакцияга чегара сирт — юзаси билан киришади. Қаттиқ модда қанча майда бўлса, реакцияга киришувчи юза шунча катта ва химиявий реакция тезлиги ҳам шунча юқори бўлади. Шунга қўра, қаттиқ модда юзасининг катта ёки кичиклиги тезликка таъсир этувчи омиллардан бири бўлиб ҳисобланади.

Массалар таъсири қонунини қуйидаги гетероген системадаги реакция учун қўллашлик:



$$V = K \cdot P_{\text{H}_2}$$

Юқоридаги тенгламадан кўриниб турибдики, бу реакция тезлигининг ифодасига қаттиқ моддалар кирмайди, чунки, уларнинг концентрацияси ўзгармасдир, яъни бу реакциянинг тезлиги фақат водороднинг концентрациясига боғлиқ бўлади.

#### 8.4. РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИГА ТЕМПЕРАТУРАНИНГ ТАЪСИРИ

Атом ва молекулалар қўзғалган ҳолатга ўтганда уларнинг реакцияга киришиш хусусияти кучаяди. Заррачаларни қўзғатиш учун, масалан, температурани ошириш, босимни кўпайтириш, реакцияга киришаётган моддаларга рентген нурлари, ультра-би-нафша нурлар, γ-нурлар таъсир эттириш керак. Температура ўзгарганда реакция тезлигининг ўзгаришига сабаб, унинг тезлик константаси «К» нинг ўзгаришидир. Масалан, 0°C да реакциянинг тезлик константаси 1 га тенг бўлса, 10°C да 2 га тенг бўлади, 20°C да 4 га, 30°C да 8 га, 40°C да 16 га, 50°C да 32 га, 60°C да 64 га, 70°C да 128 га, 80°C да 256 га, 90°C да 512 га, 100°C да эса 1024 га тенг бўлади. Реакция тезлигининг температурага боғлиқлигини Вант-Гофф аниқлади ва қуйидаги қондини эълон қилди: «Температура ҳар 10 градусга кўтарилганда реакциялар тезлиги 2—4 марта ортади». Фараз қилайлик, бирор реакциянинг тезлиги ҳар 10°C да 8 марта ёки 100% ортсин. У ҳолда агар 0°C да реакция тезлиги 1 га тенг бўлса, температура 100° ортганда реакция тезлиги 1000 марта ортади.

Агар  $t_1$  С даги тезликни  $V_{t_1}$  билан,  $t_2$  С градусдаги тезликни  $V_{t_2}$  билан белгиласак, реакция тезлигининг температура билан боғлиқлиги қуйидаги математик ифода билан ифодаланади:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{t_2 - t_1}$$

бу ерда  $\gamma$  — температура  $10^\circ\text{C}$  кўтарилганда реакция тезлигининг неча марта ортишини кўрсатувчи сон, у реакциянинг температура коэффициентини деб аталади. Вант-Гофф қондасига биноан, гомоген реакциялар тезликларининг температура коэффициентлари 2—4 га тенг бўлади. Кўпчилик реакцияларнинг температура коэффициентлари бир-биридан кам фарқ қилади, баъзан фарқ қилган ҳоллар ҳам учрайди. Юқоридаги мисолларда температура арифметик прогрессия бўйича кўпайган ҳолларда реакция тезлиги геометрик прогрессия бўйича ортишини кузатдик. 1889 йили Аррениус тезлик константаси билан температура ўртасида боғланиш борлигини аниқлаб, бу боғланишни қуйидаги эмпирик формула билан ифодалади:

$$\lg K = C - \frac{B}{T}$$

бу ерда  $K$  — реакциянинг тезлик константаси,  $C$  ва  $B$  — аини реакция учун хос константалар.  $T$  — абсолют температура.

Фақат эффектив тўқнашувларгина химиявий реакция содир бўлишига олиб келади. Эффектив тўқнашув дейилганда актив молекулаларнинг тўқнашуви тушунилади. Активланиш энергиясига эга бўлган молекула *актив молекула* дейилади. Реакциянинг тезлиги активланиш энергиясига тескари пропорционалдр. Бу назарияга асосан реакциянинг тезлиги, икки хил характерланади: 1. Актив молекулалар сонини ошириш учун температура кўтарилади. 2. Активланиш энергиясини камайтириш йўли билан реакция тезлиги ўзгартирилади. Бунга мувофиқ химиявий реакцияга — аини реакцияни амалга ошириш учун етарли энергияси бўлган актив молекулаларгина киришади. Ноактив молекулаларга керакли қўшимча энергия бериб, уларни актив молекулаларга айлантириш мумкин, бу процесс *активланиш* дейилади. Молекулани активлаш усулларида бири юқорида эслатиб ўтилганидек температурани ошириш йўлидир.

Температура кўтарилганда актив молекулалар сони геометрик прогрессия бўйича кўпаяди, натижада реакция тезлиги ортади. Реакцияга киришувчи моддалар молекулаларини актив молекулаларга айлантириш учун берилиши лозим бўлган энергия *активланиш энергияси* дейилади. Унинг катталиги тажриба йўли билан аниқланади ва  $E_a$  ҳарфи билан белгиланади. Одатда кЖ/моль да ифодаланади.

Больцман назариясига кўра химиявий реакциянинг тезлиги актив ва актив бўлмаган молекулалар орасидаги нисбатга боғлиқ бўлади. Бу нисбат Больцман қонунига биноан қуйидаги тенглама билан ифодаланади:

$$\frac{N_1}{N_0} = e^{\frac{E}{RT}}$$

Бу ерда  $N_1$  — актив молекулалар сони,  $N_0$  — барча молекулалар сони,  $E$  — активланиш энергияси,  $T$  — абсолют температура,  $R$  — газ константаси.

1953 йили Эйринг ва Поляни таклиф этган назариялар бўйича реакциянинг активланиш энергияси дастлабки моддаларни «актив комплекс» ҳолатига ўтказиш учун зарур бўлган энергия миқдоридир. «Актив комплекс» назарияга мувофиқ дастлабки моддалар, «актив комплекс» орқали реакция маҳсулотларига ўта олади. Бу назарияга кўра дастлабки моддалар актив комплекс орқали реакцияга кириша оладиган ҳолатга ўтганда система энергетик жиҳатдан кўпроқ манфаатдор бўлади. Масалан, реакцияга киришаётган  $A$  ва  $B$  моддалар реакция маҳсулотлари  $C$  ва  $D$  ни ҳосил қилиш учун улар энергетик ғовни енгиб ўтиши керак. Бунга активланиш энергияси ( $E_a$ ) сарфланади, яъни системанинг энергияси шу катталиқ қадар ортади. Бунда реакцияга киришаётган моддаларнинг заррачаларидан ўтиш ҳолати 2ки активланган комплекс дейиладиган беқарорлик группача ҳосил бўлади, унинг кейинги парчаланиш охириги маҳсулотлар  $C$  ва  $D$  нинг ҳосил бўлишига олиб келади. Масалан  $BC$  ва  $A$  моддалар реакцияга киришиб,  $AB$  ва  $C$  моддалар ҳосил қилса, бу реакциянинг актив комплекс орқали бориши қуйидагича ифодаланади:



дастлабки моддалар      актив комплекс      реакция маҳсулотлари

#### 8.5. ХИМИЯВИЙ РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИГА ЭРИТУВЧИНИНГ ТАЪСИРИ

Химиявий реакциянинг тезлигига юқорида бир неча марта қайд этилган факторлардан ташқари эритувчилар ҳам катта таъсир кўрсатади. Кўпчилик реакциялар эритувчи алмаштирилганда ўз тезлигини ўзгартиради. Бу хил реакцияларга мисол қилиб, Н. А. Меншуткин текширган қуйидаги реакцияни кўрсатиш мумкин.



Бу реакциянинг тезлиги эритувчи табиатига қараб, анчагина ўзгаради. Бунда реакция кинетикасини характерловчи асосий катталиклар  $E$  ва  $K_0$  ҳам ўзгаради. Реакция тезлигининг эритувчиларда газ муҳитидагига қараганда камайиши активликнинг (дезактивланиш) ҳодисасидан келиб чиқади, деган фикрлар маълум. Бу назарияга кўра актив молекулалар эритувчининг молекулалари билан туқнашиб, ўз активлигини йўқотadi. Туқнашиш назариясига асосланган бу физик назария бир томонлама бўлиб, эритувчиларнинг турлича таъсир этиш сабабларини тушунтира олмади. Ўтказилган кўп тажрибалар эритувчиларнинг таъсири уларнинг табиати билан боғлиқлигини кўрсатади. Одатда, углеводородларда (айниқса, алифатик углеводородларда) ўтказил-

ганда реакцияларнинг тезлиги кам бўлади. Галогенларнинг ҳосилаларида реакция тезлиги озроқ ортади, кетон ва спиртларда эса юқори бўлади. Эритувчиларнинг реакция тезлигига таъсирини уларнинг бирор физик хоссаси билан боғлашга уриниб кўрилди. Лекин бу ҳам эритувчиларнинг турлича таъсир этиш сабабини тўла-тўқис тушунтириб бера олмади.

Реакциянинг тезлигига эритувчининг реакцияга киришаётган моддалар ёки реакция маҳсулоти билан турли бирикмалар, масалан, сольватлар ҳосил қилиши катта роль ўйнайди. Углеводородларнинг эриган модда (реагент) лар билан бирикма ҳосил қилиш эҳтимоли жуда кам. Қутбли ва айниқса, водород боғланиш мавжуд бўлган эритувчиларнинг эриган моддалар билан бирикмалар ҳосил қилиши анча осон. Эритувчи реагентларнинг бирортаси билан беқарор оралиқ бирикма ҳосил қилиши ва бунинг натижасида реакциянинг активланиш энергиясини камайтириши мумкин. Бу эса реакцияни тезлаштиради. Агар ҳосил бўлган оралиқ бирикма барқарор бўлса, реакциянинг активланиш энергияси ортиб, реакция тезлиги камайиши мумкин.

**Реакциянинг активланиш энтропияси.** Реакциянинг тезлиги фақат активланиш энергиясининг қийматигагина эмас, балки молекулалар таркибидаги атомлар ва атом группаларининг жойланишига, уларнинг катта-кичиклиги ва шаклларига боғлиқдир. Баъзан, энергияси реакциянинг активланиш энергиясига тенг бўлган тўқнашувлар (ҳатто ундан ҳам катта қийматли энергияга эга бўлган тўқнашувлар) натижасида ҳам реакция амалга ошмаслиги мумкин. Бундан ташқари химиявий реакция процессида реакцияга киришувчи моддаларда боғлар узилиб янги боғланишлар вужудга келиши натижасида заррачаларнинг тартибсиз ҳаракати бирмунча ортиб, активланиш процессида системанинг энтропияси ҳам анча ўзгаради. Шу ҳолатга мос келадиган энтропия *активланиш энтропияси* дейилади. Модда ҳолатининг содир бўлиш эҳтимоли билан унинг энтропияси орасидаги боғланиш Больцманнинг иссиқлик флуктуацияси назариясига биноан тузилган формула билан ифодаланади:

$$S = K \cdot \ln W$$

Актив ҳолатга тўғри келадиган энтропия эса  $S_{\text{Акт.}}^*$  га тенг бўлади:

$$S_{\text{Акт.}}^* = K \ln W$$

Агар  $S_{\text{Акт.}}^*$  ни Авогадро сонига кўпайтирсак, 1 моль модда учун ҳисобланган активланиш энтропиясини топа оламиз:

$$S_{\text{Акт}} = S_{\text{Акт.}}^* \cdot N_A = N_A K \ln W = R \ln W,$$

бундан

$$\ln W = \frac{S_{\text{Акт}}}{R} \text{ ёки } W = e^{\frac{S_{\text{Акт}}}{R}}$$

келиб чиқади.

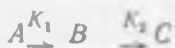
## 8.8. ОДДИЙ ВА МУРАККАБ РЕАКЦИЯЛАР

Агар реакция ўзининг стехиометрик тенгламасига мувофиқ биргина босқичда борса, бундай реакция *оддий реакция* деб аталади. Оддий реакциянинг кинетик тенгламаси фақат битта тезлик константаси билан характерланади. Кўпчилик химиявий реакциялар анча мураккаб тарзда боради, чунки бир вақтнинг ўзida бир неча хил оддий реакциялар ёнма-ён, кетма-кет, туташ ва қайтар равишда боради. Мураккаб реакцияларнинг кинетик таълимоти реакцияни ташкил қилган ҳар қайси оддий реакция бир вақтнинг ўзida мустақил боради, деган фаразга асосланган. Уларнинг ҳар қайсиси массалар таъсири қонунига бўйсинади.

Параллел реакцияларда дастлабки моддалар икки ёки бир неча йўналишда ўзаро таъсир этиб, аynи вақтда  $A \xrightarrow{B} C$  схемага мувофиқ, бир неча маҳсулот ҳосил бўлади. Масалан,



Мураккаб реакциялардаги оддий реакциялар параллел равишда бораётган бўлса, бу мураккаб реакциянинг умумий тезлиги оддий реакциялар тезликларининг алгебраик йиғиндисига тенг бўлади. Параллел реакциялар шаронтини (температура, эритувчи ва катализаторларини) ўзгартириш йўли билан процессни керакли йўналишга буриш мумкин. Кетма-кет реакциялар бир неча босқичда борадиган реакциялардир. Бундай реакцияларда оралик моддалар ҳосил бўлади.



Кетма-кет реакцияларда умумий процесснинг тезлиги энг секин борувчи босқич тезлиги билан ўлчанади. Кетма-кет реакциялар жуда кўп учрайди. Туташ (индукцияланган) реакциялар деб бир муҳитда борадиган ва бир-бирига таъсир кўрсатадиган икки реакцияга айтилади. Булардан бири фақат иккинчиси билан биргаликда бора олади. Туташ реакциялар кинетикаси 1905 йилда Н. А. Шилов томонидан мукамал текширилган ва бу ҳодиса «химиявий индукция» деб аталади.

Қайтар реакция икки қарама-қарши йўналишда борадиган реакциялардир.

**Занжир реакциялар.** Оддий механизмлар билан борадиган бир, икки ва кўп молекуляр реакциялардан ташқари занжир механизми билан борадиган мураккаб реакциялар ҳам мавжуд. Бундай реакцияларни дастлаб 1913 йилда Боденштейн нур таъсирида  $\text{HCl}$  нинг ҳосил бўлиш реакциясида ўрганган. Занжир реакциялар таълимотини бойитиш ва ўрганишда академик Н. Н. Семёнов ва унинг шогирдларининг хизмати каттадир. Занжир реакциялар кенг тарқалган бўлиб оддий портлаш (оксид-

ланиш — ёниш), крекинг, полимерланиш реакциялари ва бошқалар занжир механизми билан боради. Занжир реакцияларнинг ўзига хос бир қанча хусусияти бор. Н. Н. Семёновнинг назарияси-га кўра занжир реакциянинг бошланиши учун актив марказ ҳосил бўлиши керак. Бундай актив марказ вазифасини валентлиги тўйинмаган атом ёки радикаллар бажаради. Масалан,  $\text{H}_2 + \text{Br} = 2\text{HBr}$  реакциясида нур таъсирида энг олдин бром молекуласи диссоциланиб, бром атомини ҳосил қилади:



Водород бромга нисбатан қийинроқ ажралгани учун, у диссоциланмайди. Бром атоми реакцияни бошлаб берувчи актив марказ бўлади ва у водород молекуласи билан реакцияга киришади:



Ҳосил бўлган водород атоми актив марказ бўлади ва у бром молекуласи билан реакцияга киришади. Реакция натижасида янги актив марказ — бром атоми ҳосил бўлади. Бу процесс узлуксиз давом этади:

1.  $\text{Br}_2 + h\nu = \text{Br} + \text{Br}^{\bullet}$
2.  $\text{Br}^{\bullet} + \text{H}_2 = \text{HBr} + \text{H}^{\bullet}$
3.  $\text{H}^{\bullet} + \text{Br}_2 = \text{HBr} + \text{Br}^{\bullet}$
4.  $\text{Br}^{\bullet} + \text{H}_2 = \text{HBr} + \text{H}^{\bullet}$

## 8.7. ХИМИЯВИЙ РЕАКЦИЯЛАРНИНГ КЛАССИФИКАЦИЯСИ

Я. Вант-Гофф таълимотига кўра химиявий реакциялар кинетик жиҳатдан молекулярлиги ва тартибига кўра классификацияланади. Реакциянинг молекулярлиги бир вақтда ҳақиқатан тўқнашиб, химиявий реакцияга киришган молекулалар сони билан белгиланади.

Реакциялар бу жиҳатдан бир молекуляр (мономолекуляр), икки молекуляр (бимолекуляр), уч молекуляр (тримолекуляр) ва шу каби синфларга бўлинади. Одатда кўпчилик реакциялар бимолекуляр бўлади. Бир молекуляр (мономолекуляр) реакциялар қуйидаги схема билан ифодаланиши мумкин. Масалан, газ муҳитда борадиган реакция:



мономолекуляр реакцияга мисол бўла олади.

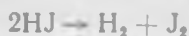
Бимолекуляр реакциялар деб бир модданинг молекуласи иккинчи модданинг бир молекуласи билан тўқнашуви ёки бир тур модданинг икки молекуласи ўзаро тўқнашиши натижасида содир бўладиган реакцияларга айтилади. Бимолекуляр реакциянинг схемаси:



шаклида ёзилади.



Водород йодиднинг парчаланиши:



бимолекуляр реакция учун мисол бўла олади.

Тримолекуляр реакциялар бир вақтнинг ўзida бир модданинг уч молекуласи тўқнашиши натижасида содир бўлади. Бу реакциянинг схемаси:  $A + B + C \rightarrow D + E + F + \dots$  ёки  $3A \rightarrow B + C + D + \dots$ . Азот (II)- оксидининг водород билан қайтарилиши тримолекуляр реакцияга мисол бўла олади:



**Реакция тартиби.** Реакция тартиби реакция тезлигининг қайси даражадаги концентрацияга боғлиқлигини кўрсатади, яъни реакция тезлиги концентрациянинг қандай даражада ўзгаришига боғлиқ бўлса, реакция тартиби ўша даражани кўрсатувчи сонга тенг бўлади.

Масалан,  $v = PC_1^n \cdot C_2^m$  бўлса,  $m + n$  йиғиндиси реакциянинг тартибини билдиради.

Реакция ноль, бир, икки, уч ва юқори тартибли бўлиши мумкин. Реакциянинг тартиби, ҳатто касрли ҳам бўла олади. Мисол учун, мураккаб эфирнинг суюлтирилган эритмада гидролизланиши қуйидаги тенглама билан ифодаланади:



Бунда сув кўп бўлганлигидан реакциянинг ва унда иштирок этаётган моддаларнинг концентрацияси амалий жиҳатдан ўзгармай қолади. Шунинг учун реакциянинг тезлиги фақат эфирнинг концентрациясига боғлиқ бўлади. Демак, бу реакция икки молекуляр бўлиб, биринчи тартибли реакциядир.

Реакциянинг тезлиги реакция давомида ўзгармаса бундай реакциялар ноль тартибли бўлади. Масалан, радиоактив моддаларнинг парчаланиши ноль тартибли реакциядир.

Реакциянинг тартиби эмпирик равишда топилади:

$$aA + bB = pC + dD$$

Реакциянинг кинетик тенгламаси:  $w = KC_A^a \cdot C_B^b$  бўлгани учун бу реакциянинг тартиби концентрацияларнинг даража кўрсаткичлари йиғиндиси  $a + b = n$  га тенгдир.

## 8.8. КАТАЛИЗ

Реакция тезлигини ўзгартириб, реакция маҳсулотлари таркибига кирмайдиган моддалар катализаторлар дейилади. Илгари айтилганидек, реакция тезлигини ошириш йўлларида бири реакциянинг активланиш энергиясини камайтириш эди. Реакцияларнинг активланиш энергияси катализаторлар ёрдамида камайтирилади. Кўпчилик катализаторлар реакциянинг тезлигини минглаб марта ошириб юборади. Қайтар процессларда катализатор тўғри ва тескари реакциялар тезлигини бир хил даражада

ўзгартиради. Демак, мувозанат константаси катталигини ўзгартирмагани ҳолда мувозанатнинг тез қарор топишига имкон беради. Реакция тезлигининг катализатор таъсирида ўзгариши катализ дейилади. Катализ икки хил: гомоген ва гетероген катализга бўлинади. Агар катализатор ҳамда реакцияга киришувчи моддалар бир фазада бўлса, бу гомоген катализ дейилади. Гетероген катализда реакцияга киришувчи моддалар ва катализатор ҳар хил фазада бўлади. Гетероген катализда катализатор, кўпинча қаттиқ модда бўлади. Катализаторнинг реакция тезлигига таъсирининг моҳияти шундан иборатки, реакцияга киришувчи модда билан катализатор орасида оралиқ бирикма ҳосил бўлади. Секин борадиган реакция



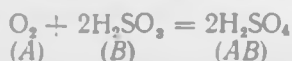
реакцияга кириша оладиган оралиқ бирикма  $AKat$  ҳосил қилиши натижасида тезлашади



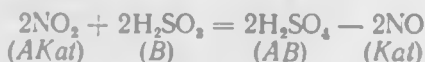
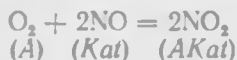
Оралиқ бирикма  $AKat$  дастлабки олинган иккинчи модда  $B$  билан реакцияга киришиб  $AB$  моддани ҳосил қилади



Кўриб ўтилган схемадан катализаторнинг ҳар бир заррачаси реакцияда жуда кўп марта қатнашиши мумкин эканлиги маълум бўлди. Гомоген катализга сульфит кислотанинг ҳаводаги кислород билан оксидланиши мисол бўла олади:



Бу реакция жуда секин боради. Лекин, азот (II)- оксид иштирокида бу реакция қуйидаги процесслар содир бўлиши натижасида анча тез боради:



Катализатор ( $Kat$ ) ролини ўйнаган азот (I)- оксид ўзгармай қолганлиги тенгламадан кўриниб турибди.

Гетероген катализда ўзаро таъсир этувчи моддалар катализатор сиртида реакцияга киришади. Реакцияга киришувчи моддалар молекулалари катализ ҳодисасидан олдин, адсорбент сиртида алоҳида нуқталарга адсорбцияланади. Катализаторнинг актив марказлари деб аталадиган бу нуқталарда адсорбцияланган молекулалар ўзгаради, бунинг натижасида охирги маҳсулот ҳосил бўлиши тезлашади.

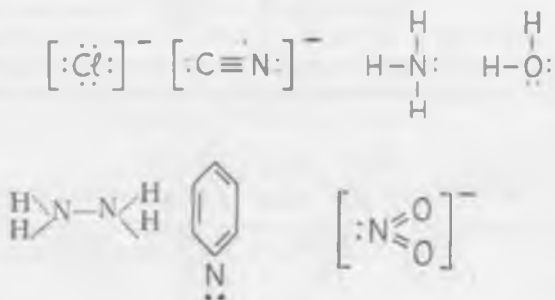
## 9-БОБ. КООРДИНАЦИОН БИРИКМАЛАР

### 9.1. КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАРНИНГ ТУЗИЛИШИ

Металларнинг реакцияда электронлар йўқотиши улар учун алоҳида хусусият эканлиги олдинги бобларда айтиб ўтилди. Ҳосил бўлувчи мусбат зарядланган ионлар — катионлар эркин ҳолда бўлмай, уларни қўраб турувчи анионлар билан биргаликда мавжуд бўладики, бу зарядларнинг мувозанатига олиб келади. Металларнинг катионлари — Льюис кислоталари (Г. Н. Льюис кислота сифатида бўлинмаган электрон жуфтига эга бўлган акцепторни, асос сифатида эса шу бўлинмаган электронлар жуфти донорини тушунтирган) хоссаларига ҳам эгадир. Бу уларнинг бўлинмаган электрон жуфтларига эга бўлган нейтрал молекула ёки анионлар билан боғланиши мумкинлигини билдиради. Шундай қисмчалар комплекс ионлар ёки комплекслар, таркибида ионлар бўлган бирикмалари эса координацион бирикмалар дейилади.

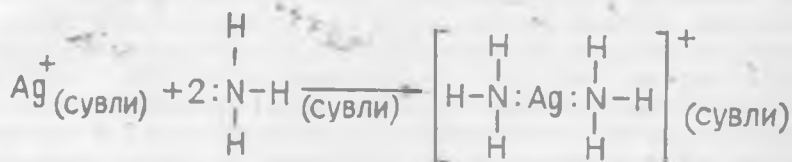
Координацион бирикмалар умумий ва аноорганик химияда кенг тарқалган. Ҳозирги вақтда купгина металлорганик бирикмалар, витаминлар ( $B_{12}$ ), қон гемоглобини, хлорофилл ва бошқалар ҳам шундай бирикмалардан ҳисобланади.

Комплекс бирикмаларда металл атомларини ўраб турувчи молекула ёки ионлар лигандлар (латинча *ligare* — боғловчилар) деб аталади. Улар энг камда битта бўлинмаган валент электронлар жуфтига эга бўлади:



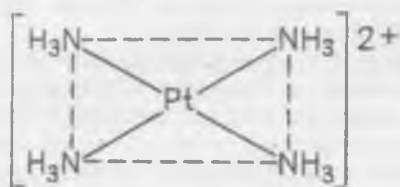
Баъзи ҳолларда металл билан унинг лигандлари орасида ҳосил бўлувчи боғларни мусбат ион билан манфий ион ёки қўтбланган молекулаларнинг манфий томонлари орасида ҳосил бўлувчи электростатик тортишув билан ҳам тушунтирилади. Шунга кўра металлларнинг комплекс бирикмалар ҳосил қилиш хусусияти металл ионининг мусбат заряди ортиши ва унинг ион радиуси камайиши билан ортади. Ишқорий металлларнинг ионлари  $\text{Na}^+$  ва  $\text{K}^+$  катта

қийинчилик билан комплекслар ҳосил қилгани ҳолда оралиқ металлларнинг кўп зарядли мусбат ионлари комплекс ҳосил қилишга мойиллиги билан ажралиб туради.  $\text{Cr}^{3+}$  ионининг  $\text{Al}^{3+}$  ионига қараганда мустақамроқ комплекс ҳосил қилиши ҳам диққатга сазовор. Металл иони билан лиганд орасида ҳосил бўлувчи боғ аввал лигандга тегишли бўлган электрон жуфтининг улар ўртасида муассамлашуви ҳисобига ҳам амалга ошуви қуйидаги мисолдан кўринади:



Комплекс ион ҳосил бўлганда, лигандлар металл атрофида йиғнапти, деган маъно англанади. Металлнинг марказий иони ва у билан боғланган лигандлар координацион сферани ташкил этади. Шунинг учун координацион бирикмаларни ифодалашда ички координацион сферани бирикманинг бошқа қисмларидан ажратиш мақсадида квадрат қавслардан фойдаланилади.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  формуласига эга бўлган моддада  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  ва  $\text{SO}_4^{2-}$  ионларини ичига олган координацион бирикма ифодаланган. Бу бирикмада тўрт молекула аммиак икки валентли мис билан тўғридан-тўғри бириккандир.

Комплексдаги марказий металл атоми билан тўғридан-тўғри боғланган лиганд атоми донор атоми дейилади.  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  комплексда донор атоми азот атоми ҳисобланади.



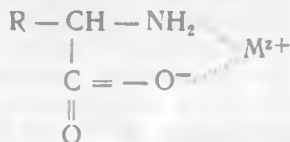
Металл иони билан боғланган донор атоми сони унинг координацион сони деб юритилади. Юқоридаги комплексда платинанинг координацион сони 4 га,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  да эса кобальтнинг координацион сони 6 га тенг. Баъзи металллар ионлари доимий координацион сонга эга бўлади. Уч валентли хром билан кобальтнинг координацион сони 6 га, икки валентли платинаники 4 га тенглиги аниқланган. Координацион сони кўпинча 4 ва 6 га тенг бўлади. Бу сон металл ионининг катта-кичиклиги ва уни ўраб турган лигандларга ҳам боғлиқ бўлади. Лигандлар йирик бўлганда, улар металл иони атрофида камроқ тўпланади. Металлнинг марказий атомига бириккан манфий заряд ташувчи лигандлар ҳам координацион соннинг камайишига сабаб бўлади.  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  комплексида никель (II) атоми атрофида аммиак-

нинг 6 та нейтрал молекуласи тупланса,  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$  комплексида тўртта манфий зарядланган хлорид ион йиғилади. Тўрт координацион сонли комплекслар тетраэдрик ёки текис — квадрат, олти координацион сонлилар эса октаэдрик геометрик тузилишга эга бўлади.

## 9.2. ХЕЛАТЛАР ВА УЛАРНИНГ БИОЛОГИК СИСТЕМАЛАРДАГИ РОЛИ

Биометалларнинг координацион бирикмалари организмда муҳим функцияларни бажаради. Оддий шароитда молекула ёки ионлар биометалл иони ҳамда битта донор атоми билан координацияланади. Бундай заррачалар монодентат («бир тишли») лигандлар дейилади. Буларга  $\text{OH}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}$  каби ва бошқа оддий ионлар киради. Баъзи кўп атомли анион ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  ва бошқа)лар ҳам монодентат усулида координацияланиши мумкинлиги аниқланган. Организмнинг 90%дан ортиқ массаси монодентат лиганд ҳисобланган ва кислород атоми орқали координациялашган сув молекуласига тўғри келади. Сув молекуласи ўзига хос бурчак структурасига ( $\text{O}-\text{H}$  боғлари орасидаги бурчак  $105^\circ$  га тенг) ва 1,87 D га тенг дипол моментига эга. Аминлар ва баъзи азотли бирикмалар ҳам шу монодентат усулида битта донор атоми орқали координацияланади. Бидентат координацияланиш усули ҳам маълум. Бундай усулнинг амалга ошуви учун металл атомлари, икки донор атоми, икки углерод атомларидан беш ёки олти аъзоли ҳалқа ҳосил бўлиши зарур. Бидентат лигандлар орқали комплекс ҳосил бўлишида ҳалқаларнинг вужудга келиши «хелат эффекти» деб юритилади. Хелат координацион бирикмалар шунга ўхшаш монодентат лигандлар билан ҳосил қилинган бирикмаларга нисбатан бирмунча барқарорлиги билан ажралиб туради (5 аъзолилар олти аъзолиларга қараганда барқарор). Баъзи пайтларда беқарор бўлган тўрт ва етти аъзоли ҳалқалар ҳосил бўлиши аниқланган.

Тирик организмда бўлган лиганд (биолиганд)лар яхши хелат ҳосил қилувчилардан ҳисобланади. Буларга  $\alpha$ -аминокислоталарнинг анионлари ( $\text{H}_2\text{NCHRCOO}^-$ ), пирин ва пиридин қаторининг баъзи азотли асослари, нуклеотидлар ва бошқалар киради. Тирик организмда ҳосил бўладиган координацион бирикмалардан металлларнинг аминокислотали комплексларини кўрайтиб ўтиш зарур. Булардан бири беш аъзоли хелат ҳалқаси қуйида кўрсатилган:

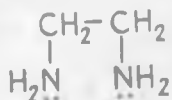


Аминокислота комплекслари барқарорлиги қуйидаги қатордагидек ортади:



Бу ерда донор атомлари сифатида кислород билан амин азоти хизмат қилганда қатор ўз кучини тўла сақлайди.

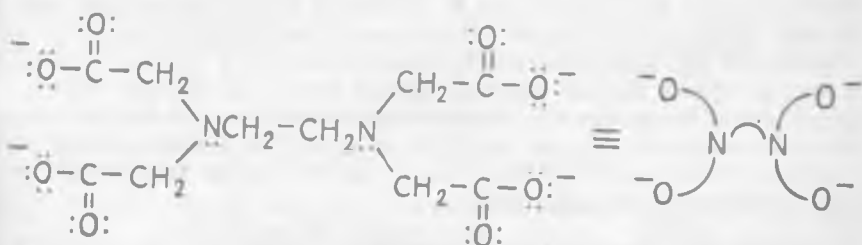
Икки ва ундан ортиқ донор атомига эга бўлган лигандлар металл ионлари атрофида координациялана олади. Булар полидентат лигандлар деб ном олган. Икки ва ундан ортиқ донор атомлари орасидаги металлни ўзларига тортиб олиш хусусиятига эга эканликлари туфайли уларни *хелатловчи* (грекча қисқичбақа панжаси сўзидан) *агентлар ёки қисқача хелатлар* дейилади. Буларнинг оддий вакили диаминлардир.



Ушбу лиганддаги иккита азот атомида (донор атомларида) бўлинмаган электрон жуфтлар бир-бирларидан бирмунча узоқда жойлашган бўлиб, лиганд металл иони атрофида айлана олади, натижада ҳар иккала азот атоми металл билан координацион боғ ҳосил қила олади. Этилендиамин бидентат лиганд бўлиб, оксалат-ион  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  ва карбонат-ион  $\text{CO}_3^{2-}$  ҳам шулар қаторига киради:



Этилендиамин тетраасирка кислота аниони бўлган қуйидаги полидентат лиганд ҳам кенг тарқалган:

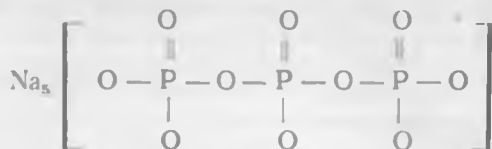


Этилендиа минтетраацетат-ион  
(ЭДТА-4)

Ушбу ион олти донор атомига эга бўлиб, буларнинг ҳаммаси бир вақтнинг ўзида металл иони билан координацион боғ ҳосил қила олади, бунда лиганд металл иони атрофида буралиб қолади. Хелатловчи агентлар лигандларнинг аксича барқарорроқ комплекслар ҳосил қилади.

Комплекс ҳосил қилувчилар анализларда, реакцияни ўтказиш учун халақит берувчи металллар ионларини тутиб қолишда, табиий сувларни қайта ишлашда ва бошқа мақсадларда қўлланилади. Сувдаги катионлар комплексга ўтиб, совун ва синтетик ювувчи воситаларнинг хоссаларига путур етказмайди. Таркибида  $\text{Mg}^{2+}$

ва  $\text{Ca}^{2+}$  ионлар бўлган қаттиқ сувларни юмшатишда ишлатиладиган натрий триполифосфат



муҳим ва арзон синтетик юувчи восита ҳисобланади.

Углерод, водород, кислород ва азот биологик ҳужайраларнинг асосий массасини ташкил этади. Булар билан бир қаторда ҳаёт процессларининг тўла ўтиши учун яна бошқа элементлар — чунончи мис, темир, марганец, рух, кобальт ва молибден каби элементлар зарурлиги маълум. Уларда турли электрон-донор группалар билан комплекслар ҳосил қилиш хусусияти кучли намоён бўлади. Организмда кечадиган турли реакцияларни ўтказишга ёрдам берадиган катализаторлар — ферментлар ҳам металл ионлари туфайли мавжуд бўла олиши аниқланган. Қизиғи шундаки, организм учун зарур химиявий элементлардан бирортаси етишмай қолганда унинг иш функцияси бузилади, киши бетоб бўлади, ўзини ёмон сезади. Бу ҳолнинг чўзилиши инсон ҳаётини тўхтатишгача олиб келган пайтлари қайд қилинган. Организм учун натрий, магний, кальций, калий, фосфор, олтингурут ва хлор ҳам зарурлиги илмий асосда тасдиқланган.

Биологик процессларда катта роль ўйнавчи кўп аъзоли гетероциклик бирикмалардан порфиринлар ҳам комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Турли порфиринлар бир-бирдан таркибига кирган металллар ёки уринбосарлар группаси билан, шунингдек чеккадаги углеродга бириккан лигандлари билан фарқ қилади. Гемоглобин ана шу порфиринлар группасига киради. У қонда кислород ташувчи бўлиб хизмат қилади. Қонда темир ва магний бўлиши гемоглобин билан боғлиқ. Организмда темир етишмаганда киши анемия касаллиги билан оғрийди. Бунда у қувватсизланади ва уйқучан бўлиб қолади. Темир ва шу каби бошқа микроэлементлар ўсимликлар учун ҳам зарур.

### 9.3. КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАР НОМЕНКЛАТУРАСИ ВА ИЗОМЕРИЯСИ

Комплекс бирикмаларни номлашда эмпирик номенклатурадан фойдаланилган. Бундай номларнинг баъзилари ҳозирги кунгача сақланиб қолган. Рейнеке тузи  $\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_4]$  ана шундай комплекслардан биридир. Назарий ва аматий химия Халқаро иттифоқи (ИЮПАК) қабул қилган номенклатура Ватанимизда 1963 йилдан бошлаб жорий этилган бўлиб, комплекс бирикмалар учун у қуйидагича қўлланилади:

1. Тузларда аввало катион номи, сўнгра анион номи айтилади.  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  — пентааминхлорокобальт (II)-хлорид.

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$  — гексаамин кобальт (III)-триоксалат хром (III).

2. Комплекс ионни ёки молекулани номлашда металлларга қаралади. Лигандлар уларнинг зарядларидан қатъи назар алфавит тар-

зида саналади. Комплекс формуласи ёзиб бўлингач, биринчи бўлиб металл кўрсатилади  $K_2[Pt(NO_2)_2Cl_2]$  — калий дихлородинитритоплатинат (II).

3. Анион лигандларга «О» қўшимчасини қўшиб, нейтрал лигандларни эса молекула каби ўқилади. Масалан,  $N_3^-$  — азидо, Br — бром, ON — циано,  $C_2O_4^{2-}$  — оксалато ва х. к.

$K_4[Ni(CN)_4]$  — тетрацианоникелат (O) калий.

$[Al(H_2O)_6]Cl_3$  — гексааквоалюминий (III)-хлорид.

4. Ҳар турга кирувчи лигандлар сонини (1 дан ортиқ бўлганда) грекча сонлар билан белгиланади (ди-, три-, тетра-, пента-, ва гекса-ёзилади, булар тегишлича лигандлар сони 2, 3, 4, 5 ва 6 бўлганда).

Агар лиганд номининг ўзида грек қўшимчаси бўлса, масалан моно-ди- ва х. к., унда лиганд номи қавсга олинб, унга бошқа хилга кирувчи қўшимча қўшиб ёзилади (бис-, грис-, тетракис-, и гексакис- каби ифодаланади, лигандлар тегишлича 2, 3, 4, 5 ва 6 бўлганда).

$[Co(NH_2-CH_2-CH_2-NH_2)_3]Cl$  — хлорид трис (этилендиамин) кобальт (III).

5. Комплекс анионлар номига —ат қўшимчаси қўшиб ўқилади. Масалан:  $K_4[Ni(CN)_4]$  тетрацианоникелат (O) калий.

6. Металлнинг оксидланиш даражаси унинг номи ортига қавсга олинган рим сонлари билан белгиланади. Масалан,  $[Co(NH_3)_6Cl]^{2+}$  да кобальтнинг оксидланиш даражаси плюс учга тенглигини кўрсатиш учун римча (III) дан фойдаланилади.

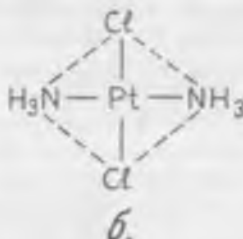
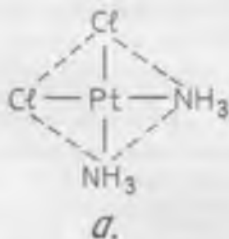
Комплекс бирикмаларда структура (ҳолат ва координацион) изомерия ва стерео (геометрик, оптик) изомериялар бор. Буларнинг биринчисида бирорта лиганд баъзи ҳолларда металл билан координацион боғ орқали тўғридан-тўғри боғланган бўлса, бошқаларида у кристалл тўғрнинг координацион таъсир доирасидан ташқарнда бўлади. Буни қуйидаги комплекс бирикма  $[CrCl_3(H_2O)_3]$  мисолда намоиш қилиш мумкин:

$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$  — бинафша рангли модда

$[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$

$[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$  — кўк рангли моддалар

Стереоизомерлар бир хил химиявий боғланишга эга, лекин бир-биридан фазодаги жойлашуви бўйича фарқ қиладн. Қуйида кўрсатилганидек,  $Pt(NH_3)_2Cl_2$  комплекс бирикмада хлор — лигандлар ёнма-ён ҳолда (а) ёки қарама-қаршн томонларда жойлашиши мумкин.





Координацион сферада донор атомларининг турлича жойлашуви ҳисобиға вужудға келадиган изомерия тури геометрик ёки *цис* ва *транс* изомерия дейилади.

Қуйида:  $Pt(NH_3)_2Cl_2$  комплекс бирикмадаги геометрик изомерларнинг кўринишн тасвирланган а) *цис*-изомер; б) *транс*-изомер.

Бир хил группалар ёнма-ён жойлашган изомер молекулалари *цис*-изомер, бир хил группалар бир-биридан узоқда жойлашганлари эса *транс*-изомер ҳисобланади.

Кўзгуда бир-бирининг аксини ифодаловчи изомерлар оптик изомерлар турига киради. Инсоннинг икки қули бир-бирига жуда ўхшагани билан уни бир-бирига жуда мос келади деб бўлмайди. Оптик изомерларнинг физик ва химиявий хоссалари ўзаро ўхшашдир.

#### 9.4. КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАРНИНГ БАРҚАРОРЛИГИ ВА УЛАРДАГИ БОҒЛАНИШ ТАБИАТИ

Комплекс бирикмаларнинг барқарорлиги анчагина факторларга боғлиқ бўлади. Бундай бирикмаларда ташқи ва ички доира-ларининг барқарорлиги ҳар хил бўлади. Ташқи доирадаги комплекс ион электростатик кучлар орқали боғланиб, сувли эритмаларда осон ажралади. Бундай парчаланиш бирламчи диссоциланиш дейилади ва у кучли электролитлар каби тўла равишда ўтади. Ички сферада бўлган лигандлар марказий атом билан анча кучли боғланган бўлиб, кам даражада ажралади. Комплекс бирикманинг ички сферасидаги парчаланиш иккиламчи диссоциланиш деб юритилади.

$[Ag(NH_3)_2]Cl \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+ Cl^-$  — бирламчи диссоциланиш

$[Ag(NH_3)_2]^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$  — иккиламчи диссоциланиш

Иккиламчи диссоциланиш комплекс заррача, марказий ион ва лигандлар орасида мувозанат вужудға келгандагина мавжуд бўла олади.  $[Ag(NH_3)_2]^+$  ионлар диссоциланиши барча кучсиз электролитлар диссоциланиши каби массалар таъсири қонунига бўйсунди ҳамда мувозанат комплекс константаси ёки беқарорлик константаси дейилади:

$$K = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

Комплекснинг беқарорлик константаси турли комплекс ионлар учун ҳар хил қийматга эга бўлиб, комплекснинг қанчалик барқарорлигини билдиради.

9.1-жадвалда кумушнинг бир турга кирувчи комплекслари учун беқарорлик константаси кўрсатилган:

9.1- жадвал

| Комплекс ионлар       | Беқарорлик константаси |
|-----------------------|------------------------|
| $[Ag(NO_3)_2]^-$      | $1,3 \cdot 10^{-3}$    |
| $[Ag(NH_3)_2]^+$      | $6,8 \cdot 10^{-8}$    |
| $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ | $1 \cdot 10^{-13}$     |
| $[Ag(CN)_2]^-$        | $1 \cdot 10^{-21}$     |

Жадвал маълумотларидан комплекснинг барқарорлиги нитрат ион  $[\text{Ag}(\text{NO}_3)_2]^-$  дан циан  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  ионга ўтиши билан ортиб борапти.  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  иони жуда барқарор бўлгани учун комплекс туз эритмасига калий йодид қўшилганда ҳам кумуш йодид чўкмаси ҳосил бўлмайди. Кумуш сульфиднинг эрувчанлик кўпайтмаси жуда кичик бўлганлиги сабабли водород сульфид қўшилганда кумуш сульфид чўкмаси пайдо бўлганлиги сезилади.

Кейинги вақтларда комплекс бирикмалар мустаҳкамлигини характерлашда беқарорлик константасининг акси бўлган катталик барқарорлик константаси деб аташ таклиф қилинди. Улар орасида қуйидаги нисбат бор:

Масалан

$$K_{\text{барқарор.}} = \frac{1}{K_{\text{беқарор.}}}$$

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  иони учун барқарорлик константаси қуйидагича ифодаланади:

$$K_{\text{барқ.}} = \frac{1}{K_{\text{беқар.}}} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}$$

Эритмаларда кучсиз электролитлар, масалан, кўп негизли кислоталардаги каби комплексларнинг босқичли диссоциланиши учрайди.

Барқарорлик константаси марказий атом билан лигандларга кўп жиҳатдан боғлиқлиги амалда исботланган. Марказий ионлари кучсиз қутблантириш хусусиятига эга комплексларда (ишқорий ва ишқорий ер металллар ионларида) барқарорлик марказий ион билан лигандлар орасидаги электростатик бирикишнинг кучайиши орқали ортиши аниқланган бўлиб, марказий ион ва лигандлар заряди юқори ҳамда уларнинг радиуси кам бўлганда комплекс барқарорлиги юқори бўлади. Бундай катионлар таркибида кичик давр элементлари (кислород, азот) ва  $\text{F}^-$  ионлари бор лигандлар билан бирмунча барқарорроқ бўлган комплекслар ҳосил қилади.

Платина оиласи металлари ҳосил қилган катионлари, симоб, кумуш ва олтин ионлари (буларда қутбланиш кучли намоён бўлади ва марказий атом билан лигандлар орасидаги боғланиш ковалент боғланишга яқин) енгил қутбланувчи лигандлар билан ҳосил қилган комплекслари бирмунча барқарор бўлади. Буларга таркибида фосфор ва олтингугурт атомлари  $\text{I}^-$  ионлари бор лигандлар мисол бўла олади. Ўз лигандларини тез алмаштира оладиган комплекслар лабил ва қийин алмаштирувчилари эса инерт комплекслар деб юритилади. Лабил ва инерт комплекслар орасидаги фарқ вужудга келувчи мувозанатнинг ҳолати билан эмас, балки аксинча, лигандлар алмашингандаги реакция натижасида ҳосил бўладиган мувозанат тезлиги билан белгиланади.

Комплекс бирикмаларнинг асосий қисми металл марказий

иони билан лиганд аниони ёки қутбланган молекула орасидаги электростатик тортишув ҳисобига вужудга келади деб қаралади. Тортишув кучлари билан бир қаторда бир хил зарядланган лигандлар орасида электростатик итарилиш кучлари ҳам мавжуд бўлади. Натижада минимал потенциал энергияга эга бўлган барқарор атомлар (ионлар) группачаси вужудга келади.

Комплекс бирикмалар ҳосил бўлиш назарияси дастлаб асимизнинг йигирманчи йилларида В. Коссел билан А. Магнус томонидан ишлаб чиқилди. Олимлар ионларни деформацияланмайдиган шар зарядланган доираларга ўхшатиб, булар ўзаро Кулон қонуни бўйича бирикади, деган фикрни ўртага ташладилар. Комплекс ҳосил қилувчи ион ўзига тескари зарядланган ионни ҳам, қутбли молекулани ҳам тортаверади. Иккинчи томондан, марказий ион атрофида қанчалик кўп заррачалар тўпланса, комплекс ҳосил қилувчи заррачалар орасидаги ўзаро итарилиш кучлари ҳам шунчалик кўп бўлади.

Коссел билан Магнус ўз тажрибаларига асосланиб, лигандлар билан комплекс ҳосил қилувчилар орасидаги боғланиш энергиясини ҳисоблаб чиқдилар. Шунга кўра лигандлар сони кўпайиб бориши билан улар орасидаги ўзаро итарилиш кучлари кучаяди, бу эса комплекснинг мустаҳкамлиги камайишига олиб келади.

9.2-жадвалда турли зарядли ион-комплекс ҳосил қилувчиларнинг координацион сонлари кўрсатилган бўлиб, бир зарядлилар анча мустаҳкам комплекслардан ҳисобланади:

9.2- жадвал

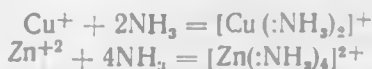
| Тартиб сони | Комплекс ҳосил қилувчилар (ионлар) | Координацион сони |
|-------------|------------------------------------|-------------------|
| 1.          | Бир зарядлилар                     | 2; 3              |
| 2.          | Икки зарядлилар                    | 4                 |
| 3.          | Уч зарядлилар                      | 4; 6              |

Шундай қилиб, электростатик тушунчалар комплекс бирикмалар ҳосил бўлишини тушунтириб, уларнинг мустаҳкамлик даражасини назарий жиҳатдан аниқлашга ёрдам беради ва маълум даражада аниқланган координацион сонларни изоҳлаб беради. Аммо комплексларни деформацияланмовчи зарядланган доира сифатидаги агрегат деб қараш қўпол моделга кўз тутишдир ва шунинг учун бу тушунчалар уларнинг кўпгина ўзига хос хусусиятларини тушунтириб беришга ожизлик қилди. Чунончи, бу тушунчалар координацион сони тўртга тенг бўлган бир қанча комплекслар ( $Pd^{+2}$ ,  $Pt^{+2}$  ва бошқалар) ясси тузилишга эгалигини изоҳлаб бера олмайди. Зарядланган шарлар модели бўйича тушунтириладиган бўлса, бу ерда тўртта лиганд тетраэдрик ҳолда жойлашуви энергетик жиҳатдан осонроқ бўларди.

Электростатик тушунчалар комплекс бирикмаларнинг магнит хоссаларини тушунтиришга ҳам ожизлик қилди.

Ҳозирги вақтда комплекс бирикмалардаги химиявий боғларни тушунтириш ва ҳисоблаш ишларида квант-химия методларидан фойдаланилмоқда. Бунда комплекс ҳосил бўлишининг валент боғлари методи ва кристалл майдон назариясидан фойдаланилади.

$\text{NH}_4^+$  нони аммиак молекуласида бўлинмаган электрон жуфти борлиги туфайли ҳосил бўлиши маълум. Уни аммиак молекуласининг водород иониға бирикиши натижасида ҳосил бўлади деб тушунтирилади. Аммиак молекуласининг металллар билан бирикиб аммиакатлар ҳосил қилиши ҳам шу тариқа боради:

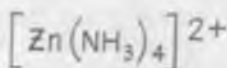


Валент боғлар методи бўйича комплекслар ҳосил бўлишида лигандларнинг бўлинмаган электрон жуфтлари қатнашган ҳолда доноракцептор боғлар вужудга келади. Шу электрон жуфтлар лиганд билан марказий ион орасида комплекс ҳосил қилувчининг эркин гибрид орбиталларини эгаллаган ҳолда умумлашади.

Юқорида келтирилган мисолдаги  $\text{Cu}^+$  ва  $\text{Zn}^{+2}$  ионлари учинчи туғалланган қаватга эга бўлиб, тўртинчи қаватда эса уларда бўш  $s$ - ва  $p$ -орбиталлар бор.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$  комплексида аммиакнинг икки электрон  $sp$ -гибрид орбиталларини эгаллайди, бундай гибридланиш зарра-рачанинг тўғри чизиқли бўлишини белгилайди.  $[\text{Zn}^{+2}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  комплексида эса тўртта электрон жуфт  $sp$ -гибридланган орбитални эгаллайди ва бунда комплекс тетраэдрик тузилишга эга бўлади.

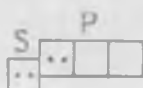
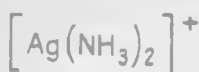
Донор-акцептор боғланиш ҳосил бўлишида комплексларда  $s$  ва  $p$ -орбиталлар билан бир қаторда  $d$ -орбиталлар ҳам қатнашуви мумкин. Бунда валент боғлар назариясига кўра гибридланиш  $d$ -орбиталлар иштирокида боради. Шундай қилиб, комплекслар ҳосил бўлишида  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3d$  ва  $sp^3d^2$ -гибридланиш ҳоллари учрайди. Бунда комплекслар тегишлича чизиқли, тетраэдрик, ясси квадрат ва октаэдрик тузилишга эга бўлади.

Юқорида келтирилган комплекс  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  да рух иони лигандлар учун (схемада шартли равишда нуқталар билан кўрсатилган) электрон жуфтларни битта  $4s$  ва учта  $4p$  орбиталлар узатади.



бунда  $sp^3$ -гибридланиш (тетраэдрик координацияланиш) амалга ошади.

Координацион сони иккига тенг бўлган  $sp$ -гибридланган  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  комплексида лигандлар чизиқли координацияланган бўлади:

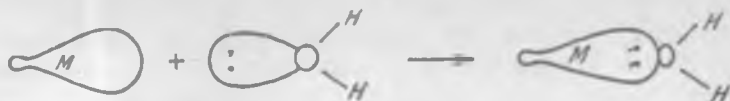


Валент боғлар методи комплекс бирикмаларнинг маълум координацион сонлари ҳамда геометрик шаклларини тушунтириб беради, шунингдек, комплексларнинг реакцияга киришиш-киришмаслигини олдиндан айтиб беришга ҳам имкон беради. Бироқ валент боғлар методи комплексларнинг оптик хоссаларини, улардаги боғланишнинг барқарорлигини миқдорий жиҳатдан ифода-лаш ва стереохимия масалаларини анализ қилишда бирмунча ожизлик қилади.

### 9.5. КРИСТАЛЛ МАЙДОН НАЗАРИЯСИ

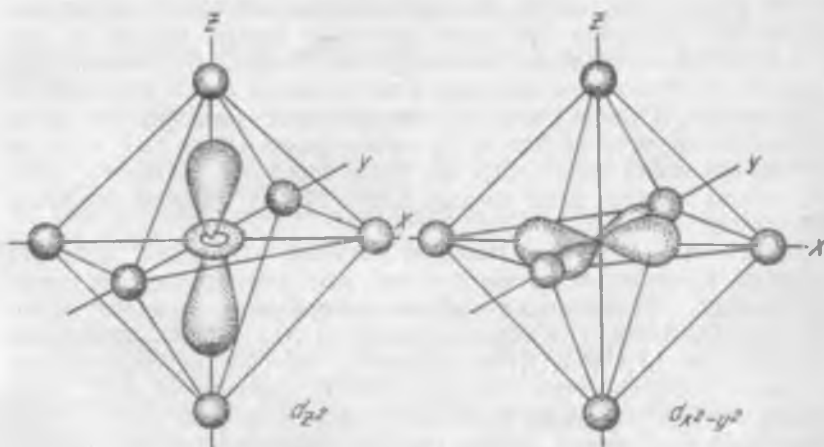
Ушбу назария қаттиқ кристалл моддалар хоссаларини изоҳлашга қаратилган. Бу назарияга мувофиқ барча металллар ионлари комплекс ҳосил қилиш хусусиятига эга бўлиб, бу оралиқ элементларда кучлироқ намоён бўлади. Оралиқ металллар комплексларининг магнит хоссалари ва ранги металллар атомлари орбиталларида *d*-электронлар борлиги билан изоҳланади. Оралиқ металллар комплексларидаги химиявий боғланиш моделини ва бу моддаларга хос бўлган хоссалар кристалл майдон назарияси ёрдамида тушунтирилади. Бу назария марказий ионнинг *d*-орбиталларига лигандлар таъсир этишини кўрсатади. Эркин атом ёки ионнинг битта электрон қобиғига тегишли барча *d*-электронлар энергияси бир хил бўлиб, бу электронлар бир энергетик сатҳни эгаллайди.

Металл ионининг ўз атрофига лигандлар (масалан, сув) тўплаш хусусияти Льюиснинг кислота-асос бирикиши назарияси асосида тушунтирилади. Бунда асосни, бошқача қилиб айтганда лигандни электрон жуфтлари донори деб қараш мумкин. Бу электронларни акцептор ролини ўйновчи металл ионининг вакант гибрид орбитали қабул қилади. Металл иони билан уни ўраб турувчи лигандлар орасидаги тортишиш металл ионидаги мусбат заряд билан лиганддаги манфий зарядлар орасида вужудга келадиган электростатик кучлар ҳисобига амалга ошади, деб фараз қилиш мумкин. Ион ҳолатдаги лигандлар (масалан,  $Br^-$  ёки  $SCN^-$ ) булганда электростатик бирикиш металл марказидаги мусбат заряд билан ҳар бир лиганддаги манфий заряд орасида қарор топади. Лигандлар сифатида нейтрал молекулалар ҳаракатда бўлса (масалан, сув ёки аммиак бўлганда), бу қўтбли молекулаларнинг бўлинмаган электрон жуфтлари жойлашган манфий қисми металл марказга томон йўналган бўлади. 9.1-расмда кўрсатилганидек, лигандлар марказий металл билан кучли равиш-



9.1-расм. Металл атоми билан лиганд орасидаги Льюис кислотаси ва асоси орасида донор-акцептор бирикшнинг вужудга келиши.

да боғланади. Льюис асоси ролини бажарувчи лиганд металлнинг гибрид орбиталига электронни бериб, ўзи электрон донори бўлиб хизмат қилади. Аммо лигандлар бир-биридан қочишга ҳам интилади. Шу сабабли ҳар қандай комплексда ҳам лигандларнинг металлга тортишув кучи билан лигандларнинг ўзаро тортишув кучлари орасида мувозанат вужудга келади. Лигандларнинг металл марказ атрофида геометрик жойлашувчи металл билан лигандлар орасида максимал тортишув кучларининг вужудга келиши лигандлар орасидаги тортишув кучларини минимал ҳолатга келтиради. Бу барқарор комплекс ҳосил бўлишининг асосий шarti ҳисобланади. Бир вақтнинг ўзида металл ионининг ташқи электронлари билан лигандлардаги манфий зарядлар орасидаги итарилиш содир бўлади. Буни кристалл майдон таъсири ёки лигандлар майдони дейилади. Натижада металл ионининг  $d$ -электронлари энергияси ортади. Металл иони  $d$ -орбиталларининг ҳаммаси лигандлар майдони таъсирига бир хилда берилмаслиги ҳам мумкин, албатта.  $d$ -орбиталларнинг шакли беш хил бўлиши мумкинлиги аниқланган ( $x$ ,  $y$ ,  $z$  ўқларида). Кристалл майдон назарияси  $d$ -электрон булутлари лигандлар эгаллаган жойларни банд қилмасликка интилишини назарда тутади. Марказий ионнинг  $d$ -электронлари сони кўпайганда комплекснинг барқарорланиш энергияси ўзгаради.

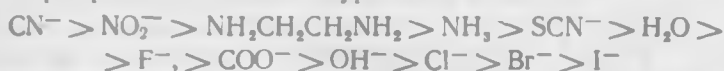


9.2-расм. Октаэдрик комплексда  $d_z^2$  ва  $d_{x^2-y^2}$  орбиталларининг ҳолати.

9.2- расмда лигандлар билан  $d_{x^2-y^2}$  ва  $d_{z^2}$  орбитал орасидаги энг кўп электростатик қаршилиқ кучи пайдо бўлади.  $d_{xy}$ - орбиталга лигандлар таъсири камроқ бўлади. Қолган  $d$ - орбиталлар эса қуйи энергетик ҳолатни эгаллайди.

Тетраэдрик комплексларда лигандлар  $d_{xy}$ ,  $d_{yz}$  ва  $d_{zx}$  орбиталларга энг кўп электростатик қаршилиқ кўрсатади, бу ерда  $d_{x^2-y^2}$  ва  $d_{z^2}$  орбиталлар қуйи энергетик ҳолатни эгаллайди.

Лигандлар ҳосил қилган майдон кучининг лигандлар табиатиға боғлиқлиги аниқланган. Комплекс бирикмалар спектрини ўрганиш лигандлар кристалл майдон кучининг сусайиб бориши бўйича қуйидаги қаторға жойланишини кўрсатган:



Бу кетма-кетлик спектрохимиявий қатор дейлади.

Комплексларнинг чуқурроқ тадқиқ қилиниши натижасида оралиқ металллар ионлари билан лигандлар орасидаги химиявий боғланиш қисман ковалент характерга эга эканлиги аниқланган.

## 10- бo б. ЭЛЕМЕНТЛАРНИНГ УМУМИЙ ХОССАЛАРИ ВА УЛАРНИНГ АСОСИЙ БИРИКМАЛАРИ

### s- элементлар

#### 10. 1. БИРИНЧИ ГРУППА АСОСИЙ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХОССАЛАРИ

Биринчи группа асосий группачаси элементлари ишқорий металллар деб аталиб, улар Li, Na, K, Rb, Cs, ва Fr элементларидан иборат. Бу элементларнинг ташқи электрон қаватларида  $s^1$  электронлари мавжуд. Шунинг учун бу элементлар химиявий реакция пайтида  $s^1$  электронни осонгина йўқотиб кучли қайтарувчи хоссасини намоён қилади ва донмо +1 га тенг оксидланиш даражасига эга бўлади. Бу элементларда Li дан Fr га томон атом радиуслари катталашади, аммо ион зарядлари ўзгармайди. Шунинг учун бу элементларнинг металллик ва қайтарувчилик хоссалари ортиб боради. Бу элементларни ишқорий металллар деб аталишига сабаб, улар сув билан шиддатли реакцияга киришиб, асос ва водород ҳосил қилади. Ҳосил бўлган асослари эса кучли ишқорлардир.

Табиатда учраши. Ишқорий металллар соф ҳолда табиатда учрамайди. Кўпгина элементларга ўхшаб, улар алюминосиликатлар таркибида учрайди. Литийнинг энг муҳим минераллари лепидолит  $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot \text{Fe}(\text{OH})_2$ , сподумен  $\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ , амблигонит  $\text{LiAlPO}_4\text{F}$  ёки  $\text{LiAlPO}_4\text{OH}$  ва бошқалар. Натрий минераллари тош туз  $\text{NaCl}$ , глаубер тузи  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , сільвинит  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ , чили селитраси  $\text{NaNO}_3$ , дала шпати  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  ҳолида учрайди. Калий минераллари сільвинит  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ , дала шпати  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , сільвин  $\text{KCl}$ , карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ва ўсимлик кули таркибида  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ҳолида учрайди.

Рубидий элементи табиатда кенг тарқалган бўлишига қарамай, мустақил минераллар ҳосил қилмайди. Табиатда у калийнинг йўлдоши ҳисобланиб, турли тоғ жинслари айниқса, алюмосиликатлар таркибида учрайди.

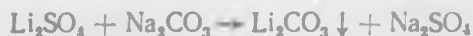
Цезий элементи рубидийга қараганда анча сийрак элемент ҳисобланади. Таркибида энг кўп цезий бўлган минерал — полүцит  $4\text{Cs}_2\text{O} \cdot 4\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 18\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  дир.

Франций элементи минераллари табиатда учрамайди, унинг изотоплари сунъий равишда ҳосил қилинади.

О л и н и ш и. Таркибида бу элементлар бўлган минераллар биринчи навбатда бойитилади. Бойитилган рудалар таркибидаги элементларни эритмага ёки қайта ишлаш учун қулай ҳолга айлантирилиб қуйидаги усуллар билан олинади.



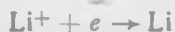
Ҳосил қилинган  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  ни карбонатлар ҳолида чуқртирилади:



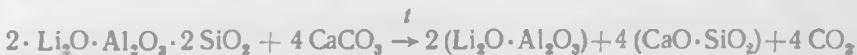
Ҳосил қилинган карбонатлар  $\text{HCl}$  иштирокида эритмага ўтказилади.



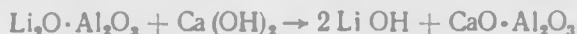
Ҳосил қилинган  $\text{LiCl}$  ни 1:1 нисбатда  $\text{KCl}$  тузи билан аралаштириб суюқлантирилади ва электролиз қилинади. Бунда анод сифатида графитдан, катод сифатида темир электродлардан фойдаланилади. Катодда  $\text{Li}$  метали қайтарилади:



Анодда эса хлор иони оксидланади:  $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2$



Ҳосил қилинган литий минералини ишқор таъсирида эритмага ўтказилади.



Ҳосил қилинган  $\text{LiOH}$  эритмаси  $\text{HCl}$  таъсирида  $\text{LiCl}$  тузига айлантирилади ва электролиз қилинади.

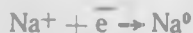
3. Тоza ҳолдаги литий метали литий оксиди  $\text{Li}_2\text{O}$  ни кремний ёки алюминий билан қайтариб олинади:



Натрий метали асосан икки хил усул билан олинади:

1. Натрий гидроксидни суюқлантириб, электролиз қилинади.

Бунда катод темирдан, анод эса никелдан ясалади. Катодда  $\text{Na}$  метали қайтарилади:



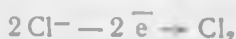


Анодда эса  $\text{OH}^-$  ионлари оксидланиб, кислород ажралиб чиқади:



Бу усул тоза ҳолда натрий олиниши ва процесснинг паст температурада олиб борилиши каби афзалликларга эга. Лекин хом ашё сифатидаги  $\text{NaOH}$  нинг таннархи бирмунча юқорилигини эслатиб ўтиш лозим.

2.  $\text{NaCl}$  тузини суюқлантириб, электролиз қилинади. Бу усулда хомашё сифатида тоза ҳолдаги  $\text{NaCl}$  ишлатилса,  $\text{NaCl}$  билан  $\text{Na}$  металлниң суюқланиш температуралари бир-бирига яқин бўлгани учун натрий металлни соф ҳолда ажратиб олиш анчагина ноқулайдир. Бундан ташқари, натрийнинг тўйинган бўғ босими тахминан ҳавонинг тўйинган бўғ босимига яқин қийматга эга, бу эса натрийнинг кўп йўқолишига сабаб бўлади. Шунинг учун  $\text{NaCl}$  тузига  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaF}$  ёки  $\text{CaCl}_2$  тузлари аралаштирилиб, унинг суюқланиш температурасини камайтириб, электролиз қилинади. Катодда  $\text{Na}$  ва  $\text{K}$  металлари қайтарилади. Бу аралашмани ҳайдаб  $\text{Na}$  ажратиб олинади. Анодда эса  $\text{Cl}^-$  иони оксидланади:



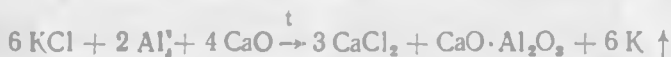
Юқорида кўриб ўтилган усуллари калий металлни олиш учун қўллаш мумкин эмас. Чунки калийнинг реакцияга киришиш хусусияти кучли, яъни ажралиб чиқаётган кислород билан тезда оксидланиб кетади. Шунинг учун калийни олишда қуйидаги усуллардан фойдаланилади:

1. Суюқлантирилган  $\text{KOH}$  ёки  $\text{KCl}$  эригмасидан калийни натрий билан сиқиб чиқарилади:



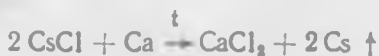
2.  $\text{KCl}$  ва  $\text{NaCl}$  тузлари аралашмасини суюқлантириб электролиз қилинади. Катодда қайтарилган  $\text{Na}$  ва  $\text{K}$  аралашмаларини ҳайдаб калий ажратиб олинади.

3.  $\text{KCl}$  тузини вакуумда алюминий ёки кремний билан қайтариб олинади.



Рубидий ва цезийни олишнинг энг қулай усуллари қуйидагилардан иборат:

1. Хлорли бирикмаларини қиздириб, вакуумда  $\text{Ca}$  билан қайтарилади:



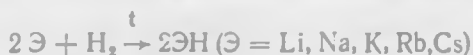
2. Карбонатлари ёки хлоридлари юқори температурада Mg ёки CaCl<sub>2</sub> иштирокида қайтарилади:



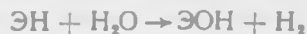
Li, Na, K металлари саноатда герметик беркитилган темир идишларда, лабораторияда эса керосинда сақланади. Rb ва Cs металлари пайвандланган шиша ампулаларда сақланади.

Хоссалари. Li, Na, K, Rb элементлари оқ кумуш рангли ялтироқ, Cs сарғиш тилла рангли, осон суюқланадиган металллардир. Ҳавода ўз-ўзидан оксидланади. Оксидланиши нам ҳавода шиддатли рўй беради. Бу элементлар иссиқликни ва электр токини яхши ўтказади. Калий ва рубидий кучсиз радиоактив хосасини намоён қилади. Францийнинг кўп яшайдиган изотоплари йўқ. Табиатда учрайдиган <sup>223</sup><sub>87</sub>Fr β-изотопининг емирилиш даври 21 минутни ташкил этади. Ҳамма ишқорий металллар кучли қайтарувчилардир. Уларнинг стандарт электрод потенциаллари манфий бўлиб, катта қийматга эга. Ишқорий металллар ҳосил қилган молекулаларда кўпинча ион боғланиш мавжуд. Бу боғланиш литийдан цезийга томон группа бўйича камайиб боради. Суюқлантирилганда элементлар ионлашган ҳолатда бўлиб, электр токини яхши ўтказди. Ишқорий металллар ионлари комплекс бирикмалар ҳосил қилмайди, чунки уларнинг зарядлари кичик, радиуслари эса каттадир. Бундан ташқари уларни ташқи электрон қаватларида d-электронлар мавжуд эмас.

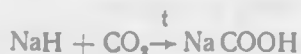
Бирикмалари. Ишқорий металллар водород билан қиздирганда бирикиб гидридлар ҳосил қилади:



Бу гидридлар ионли панжарага эга бўлган қаттиқ кристалл моддалардир. Гидридларда водород иони H<sup>-</sup> анйон ролини бажаради. Буни суюқлантирилган ёки аммиакли эритмаларини электролиз қилиш натижасида водород молекуласи анодда ҳосил бўлиши билан исботлаш мумкин. Гидридларнинг термик барқарорлиги LiH дан CsH га қараб группа бўйича камайиб боради. Ишқорий металлларнинг гидридлари кучли қайтарувчилардир. Сув билан шиддатли реакцияга киришиб водородни сиқиб чиқаради:



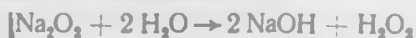
Қиздирилганда гидридлар CO<sub>2</sub> билан бирикиб, органик бирикмалар ҳосил қилади:



Ишқорий металллар гидридларининг реакцияга кириш хусусияти LiH дан CsH га ўтган сари ортиб боради. Ҳамма ишқорий металллар кислород билан осон реакцияга киришади. Ортиқча миқдорда кислород иштирокида литий Li<sub>2</sub>O ва қисман Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ҳосил қилади, натрий эса

$\text{Na}_2\text{O}$  ва  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , K, Rb, Cs лар эса  $\text{Э}_2\text{O}$  ва  $\text{ЭO}_2$  таркибли оксид ва қўш пероксидлар ҳосил қилади.

Литий ва натрий оксидлари рангсиз, калий ва рубидий оксидлари сариқ, цезий оксиди эса қизғиш тусли моддалардир. Бу металлларнинг пероксидлари диамагнит  $\text{O}_2^{2-}$  ионига, қўш пероксидлари эса парамагнит  $\text{O}_2$  ионига эга бўлиб, нейтрал  $\text{O}_2$  молекуласидан боғланиш энергияси билан қисман фарқ қилади. Пероксидлар ва қўш пероксидлар кучли оксидловчилардир. Ишқорий металлларнинг пероксидлари водород пероксиднинг тузлари бўлиб, сувда эриши натижасида тулиқ гидролизланади:



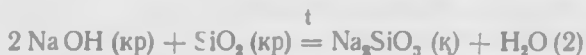
Ҳосил бўлган  $\text{H}_2\text{O}_2$  ишқорий муҳитда тезда сувга ва кислородга парчаланиб кетади. Ишқорий металлларнинг қўш пероксидларига сув таъсир эттирилса, кислород ажралиб чиқади:



Ишқорий металлларнинг оксидлари сув билан яхши реакцияга киришиб, гидроксидлар ҳосил қилади:



Ишқорий металлларнинг гидроксидлари рангсиз, сувда яхши эрийдиган, осон суюқланувчи кристалл моддалардир. Саноатда энг кўп ишлатиладиган ишқорлар асосан ўювчи натрий,  $\text{NaOH}$ , ўювчи калий ( $\text{KOH}$ ) дир. Бу ишқорлар кучли кристаллогидратлар бўлгани учун ҳаводаги намни осон ўзига бириктириб олади. Суюқлантирилган ишқорлар чинни ва шишаларни эрита олади:

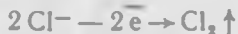


Ўювчи натрий техникада асосан  $\text{NaCl}$  эритмасини электролиз қилиш усули билан олинади. Бунда катод сифатида темирдан, анод сифатида графитдан ясалган электродлар ишлатилади.

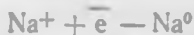
Катодда сув қайтарилади:



анодда хлор иони оксидланади:



Катодда қайтарилмаган  $\text{Na}^+$  ионлари билан  $\text{OH}^-$  бирикиб  $\text{NaOH}$  ни ҳосил қилади. Бу  $\text{NaOH}$  унча тоза бўлмайди, чунки унинг таркибида электролизга учрамаган  $\text{NaCl}$  бўлади. Тоза ҳолдаги  $\text{NaOH}$  олиш учун, катод сифатида симобдан фойдаланилади. У ҳолда катодда водород ажралиб чиқмай, натрий иони қайтарилади:

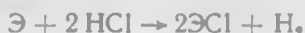


Ажралиб чиққан  $\text{Na}$  металини симоб ўзида эритиб амальгама ҳосил қилади. Амальгамани сувли идишларга солинганда, таркибидаги  $\text{Na}$  эриб,  $\text{NaOH}$  ҳосил қилади.

Баъзи ҳолларда  $\text{NaOH}$  ни, сода эритмасини оҳақли сув билан ишлов бериш усули орқали олиш мумкин:



Ҳамма ишқорий металллар кислоталар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади ва водородни сиқиб чиқара олади:



Ишқорий металллар озгина қиздирилганда галогенлар билан бирикмиб галогенидлар ҳосил қилади:



металлларга олтингугурт таъсир эттириб ёки ишқорларни водород сульфид билан нейтраллаб ишқорий металлларнинг сульфидлари ҳосил қилинади:



Ишқорий металллардан фақатгина  $\text{Li}$  оддий шароитда азот билан бирикмиб нитрид ҳосил қилади.



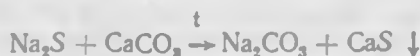
Литийнинг бу нитриди сув билан шиддатли реакцияга киришади:



Бошқа ишқорий металлларнинг нитридлари юқори температурада ва электр учқунлари таъсирида ҳосил қилиниб, улар оддий шароитда беқарор бўлган газлардир. Ишқорий металллар кўп асосли кислоталар қолдиқлари билан ўрта  $\text{Э}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Э}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{Э}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Э}_3\text{PO}_4$  ва нордон  $\text{ЭHCO}_3$ ;  $\text{ЭHSO}_3$ ;  $\text{ЭHSO}_4$ ;  $\text{ЭH}_2\text{PO}_4$ ;  $\text{Э}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{ЭHS}$  тузлар ҳосил қилади. Бу элементларнинг нордон тузлар ҳосил қилиши ва уларнинг термик барқарорлиги группа бўйича  $\text{Li}$  дан  $\text{Cs}$  га қараб ортиб боради. Ишқорий металлларнинг тузлари асосан сувда яхши эрийдиган моддалардир.

Халқ хўжалигининг кўпгина соҳаларида кенг қўлланилувчи сода ҳозирги пайтда қуйидаги уч усул билан олинади:

1. Либлан усули. Бу усулда ош тузига концентранган сульфат кислота таъсир эттириб, натрий сульфат ҳосил қилинади. Ҳосил қилинган натрий сульфат оҳактош ва кўмир билан аралаштириб печда қиздирилади, яъни



2. Сольвей усули. Бу усулда ош тузи аммиак ва карбонат ангидрид билан тўйинтириб  $\text{NaHCO}_3$  чўкмага туширилади.



Чўкмани қиздириб сода ажратиб олинади.



3. Электролитик усул. Сш тузи эритмасини электролиз қилиш натижасида ҳосил бўлган ўювчи натрийни карбонат ангидрид таъсирида чўктириб, сўнгра уни қиздириб сода олинади.



Ҳосил бўлган  $\text{CO}_2$  яна қайта ишлатилади.

Ишлатилиши. Ишқорий металллар ва уларнинг бирикмалари органик моддаларни синтез қилишда, алюминий ишлаб чиқариш, шиша ва керамик моддалар олиш, сунъий тола ишлаб чиқариш ва минерал ўғитлар олишда ишлатилади.

#### 10.2. ИККИНЧИ ГРУППА АСОСИЙ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Иккинчи группа асосий группачаси элементларига Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra лар киради. Бу элементларнинг ташқи электрон қаватларида  $s^2$  электронлари мавжуд. Шунинг учун химиявий реакция пайтида  $s^2$  электронларини бериб,  $+2$  га тенг оксидланиш даражасини намоён қилади.

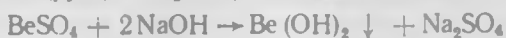
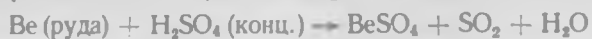
Уларнинг қайтарувчилнк хоссалари ишқорий металлларникига қараганда кучсизроқ ифодаланган. Иккинчи группа асосий группачаси элементларининг ион радиуслари ишқорий металлларнинг ион радиусларидан кичик. Шунинг учун бу элементларнинг гидроксидлари ишқорий металлларнинг гидроксидларига қараганда кучсиз асос хоссасини намоён қилади. Бу элементларнинг гидроксидларини асос хоссалари группа бўйича Be дан Ra га томон ортиб боради, чунки элементларнинг ион радиуслари ортиб боради.  $(\text{Be}(\text{OH})_2)$  амфотер,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  кучсиз асос,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  лар кучли асос хоссасига эга. Be билан Mg бир группада ёнма-ён жойлашганига қарамай, хоссалари бир-биридан кескин фарқ қилади: бериллий оксиди ва гидроксиди амфотер хоссага, Mg элементининг оксиди ва гидроксиди эса асос хоссасига эга. Бунга сабаб шуки, Be нинг ион радиуси Mg нинг ион радиусига қараганда икки марта кичик.

Бериллий. Бериллий иккинчи группа асосий группачасига жойлашган бўлиб,  $1s^2 2s^2$  электрон конфигурациясига эга. Унинг оксидланиш даражаси  $+2$  га тенг. Бериллийни биринчи бўлиб 1827 йилда Велёр бериллий хлоридни калий билан қайтариб олишга муваффақ бўлган.

Табиатда учраши. Бериллий табиатда асосан берилл  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{BeO} \cdot 6\text{SiO}_2$ , феникит  $2\text{BeO} \cdot \text{SiO}_2$ , хризоберилл  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{BeO}$  минераллари ҳолида учрайди.

Олиниши. 1. Таркибида бериллий бўлган рудалар бойитилади.

Ҳосил қилинган концентрат оҳақтош билан аралаштириб куйдирилади, сунгра бу қотишма концентрланган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан ишланади;



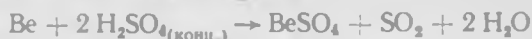
Ҳосил қилинган бериллий хлорид тузини натрий хлорид билан аралаштириб (суюқланиш температурасини пасайтириш мақсадида) суюқлантирилади ва электролиз қилинади. Катодда бериллий металл ҳолида қайтарилади.

2. Бериллийнинг фторли бирикмасининг индукцион электр печларда магний билан қайтариб металл ҳолида олиш мумкин:



Ҳосил бўлган Be металини  $1300^\circ$  да суюқлантириб  $\text{MgF}_2$  шлакидан ажратилади.

Хоссалари. Бериллий гексагонал кристалл тузилишга эга бўлган, кулранг кумушсимон ялтироқ металл. У сувда ва ҳавода  $\text{BeO}$  ҳолида юпқа парда билан қопланади. Оддий шаронгта хлорид, концентрланган сульфат кислоталар ва ишқорлар билан реакцияга киришиб, тузлар ҳосил қилади.



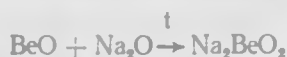
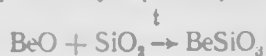
Бериллий концентрланган кислота таъсирида пасивланади, суюлтирилган  $\text{HNO}_3$  да яхши эрийди.



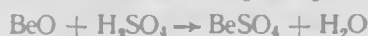
Бериллий қиздирилганда  $\text{N}_2$ , P, S, C ва галогенлар билан  $\text{Be}_3\text{N}_2$ ;  $\text{Be}_3\text{P}_2$ ;  $\text{Be}_2\text{S}$ ;  $\text{Be}_2\text{C}$  таркибли бирикмалар ҳосил қилади.

Бериллий бирикмалари.

Бериллий оксид  $\text{BeO}$  — амфотер хоссасига эга бўлган, юқори температурада суюқланувчи, сувда эримайдиган оқ рангли кукун. Юқори температурада суюқлантирилганда кислотали ва асосли оксидлар билан реакцияга киришиб туз ҳосил қилади:

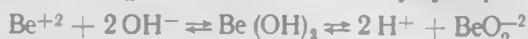


Бериллий оксиди қайноқ кислоталар ва ишқорлар билан реакцияга киришади:





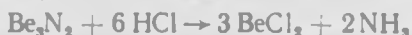
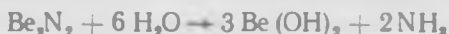
Бериллий оксиди ўтга ва иссиқликка чидамли шиша ва чинни материалларни олишда, атом техникасида, органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади. Бериллий гидроксид  $\text{Be}(\text{OH})_2$  амфотер хоссага эга бўлган, сувда эримайдиган оқ рангли чўкма. Кислота ва асос хос-сасига эга эканлигини қуйидаги схема билан тушунтириш мумкин:



Шунинг учун  $\text{Be}(\text{OH})_2$  кислоталар ва ишқорлар билан реакцияга кири-шади:



Бериллий нитрид —  $\text{Be}_3\text{N}_2$  жуда қаттиқ, юқори температура да суюқланидиган рангсиз кристалл модда. Қиздирилганда сув ва кисло-талар таъсирида парчаланади.



Бериллий гидрид  $\text{BeH}_2$  — кучли қайтарувчи хоссага эга бўл-ган полимер модда. Уни  $\text{BeCl}_2$  га эфир эртмасида  $\text{LiH}$  таъсир эттириб ҳосил қилиш мумкин:



$\text{BeH}_2$  сув таъсирида осон парчланиб водород ажралиб чиқади.



$\text{BeH}_2$  амфотер хоссага эга бўлгани учун ишқорий ва кислотали гидрид-лар билан бирикиб комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Бериллий карбидлар  $\text{BeC}_2$  ва  $\text{Be}_2\text{C}$  — бериллий кукунига юқори температурада ацетилен ёки бериллий оксидига чўғлатилган кў-мир таъсир эттириб ҳосил қилинади:

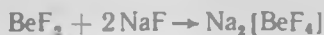


Бериллий карбидлар сув билан шиддатли реакцияга киришади:



Бериллий фторид  $\text{BeF}_2$  — сувда осон эрийдиган, шишасимон бир неча модификацияга эга бўлган модда, у ишқорий металлларнинг

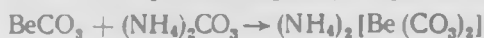
фторидлари билан сувда яхши эрийдиган комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Бериллий хлорид  $\text{BeCl}_2$  сувда яхши гидролизланадиган рангсиз кристаллогидрат модда:



Шунга кўра бериллийнинг кислородли тузлари  $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{BeSO}_4$  мавжуд. Булар купгина тузлар билан қўшалоқ бирикмалар ҳосил қилади:



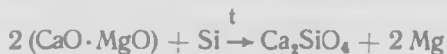
Бериллий тузлари мазаси ширин таъмга эга бўлишига қарамасдан заҳарли моддалардир.

Ишлатилиши. Бериллий ва унинг бирикмалари иссиқликка ва ўтга чидамли, шиша, керамик буюмлар олишда, цемента саноатида, медицинада, қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашишда, туқимачилик ва кондитер саноатида органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

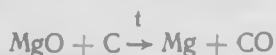
**Магний.** Магнийнинг электрон конфигурацияси  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  дир. Тоza ҳолатда магнийни биринчи бўлиб 1829 йили А. Бюсси ажратиб олган. Тартиб номери 12, атом массаси 24, 312. Магнийнинг учта барқарор изотопи маълум:  $^{24}_{12}\text{Mg}$ ;  $^{25}_{12}\text{Mg}$ ;  $^{26}_{12}\text{Mg}$ . Табиатда магний асосан-силикатлар — оливин  $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$  минерали ҳолида, карбонатлар — доломит  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  ва магнезит  $\text{MgCO}_3$  минераллари ҳолида, хлоридлар — карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  минерали ҳолида учрайди. Бундан ташқари денгиз сувлари таркибида  $\text{MgCl}_2$  ҳолида учрайди.

Олиниши. 1. Тузлари  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ёки  $\text{MgCl}_2$  ни суюқлантириб электролиз қилиш усули билан олинади. Бунда катодда  $\text{Mg}$  эркин ҳолда, анодда эса  $\text{Cl}_2$  ажралиб чиқади.

2. Металлотермик усул. Бу усулда вакуум электр печларида  $1200 - 1300^\circ\text{C}$  да қиздирилган доломитни кремний билан қайтариб олинади:



3. Углеродотермик усул. Бу усулда магний бирикмалари юқори температурада қиздирилиб оксидларга айлантирилади ва чўғлатилган кўмир билан қайтарилади.



Хоссалари. Магний оқ кумуш ранг ялтироқ, асос хоссасига эга бўлган металл, зичлик массаси  $1,74 \text{ г. см}^3$ , суюқланиш температураси  $650^\circ\text{C}$ , қайнаш температураси  $1103^\circ\text{C}$ . Магний ҳавода оксидланиб, хи-

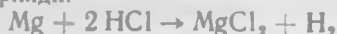


ралашади. Магний ўз бирикмаларида ҳамма вақт икки валентли бўлади, координацион сони 6 га тенг.

Магний совуқ сув билан жуда суст, қайноқ сув билан тезда реакцияга киришади:



Магний HF ва  $\text{H}_3\text{PO}_4$  кислоталарда кам эрийди,  $\text{HCl}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{HNO}_3$  кислоталарда яхши эрийди.

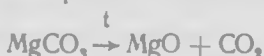


Магний ишқорларда эрмайди. Магний қиздирилганда купгина металллар таъсирида  $\text{Mg}_3\text{Al}_2$ ,  $\text{Mg}_3\text{Sb}_2$ ,  $\text{Mg}_2\text{Pb}$  таркибли интерметалл бирикмалар ҳосил қилади. Бундан ташқари магний қиздирилганда купгина металлмаслар билан бирикиб,  $\text{MgSi}$ ,  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ ,  $\text{MgS}$ ,  $\text{MgCl}_2$  таркибли бирикмалар ҳосил қилади. Магний водород билан оддий шаронгта бирикмайди. Фақат 200 атмосфера босимида ва  $570^\circ\text{C}$  да катализаторлар иштирокида бирикади. Магнийнинг водородли бирикмаси асосан билвосита усул билан олинади. Масалан:



Магний гидрид  $\text{MgH}_2$  кукун ҳолидаги кумуш ранг қаттиқ модда, сув таъсирида осон парчаланаяди. Аллюминий ва бериллий гидридларига қараганда термик барқарор. Бундан ташқари магнийнинг гидрид-борат  $\text{Mg}[\text{BH}_4]_2$  ва гидрид — алюминат  $\text{Mg}[\text{AlH}_4]_2$  бирикмалари ҳам маълум.

Магний оксид  $\text{MgO}$  — юқори температурада суюқланадиган, асос хоссасига эга бўлган оқ тусли кристалл модда. Техникада асосан магний карбонатни термик парчалаш натижасида олинади:



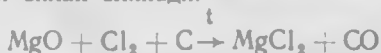
Магний оксид қайноқ сувда жуда оз эрийди, кислоталар билан реакцияга киришиб туз ҳосил қилади:



Магний гидроксид  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  — сувда кам эрийдиган, асос хоссасига эга бўлган кристалл модда. Магний гидроксид аммоний тузларидан аммиакни сиқиб чиқара олади.

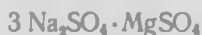
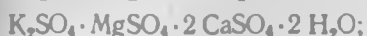


Магний хлорид  $\text{MgCl}_2$  октаэдрик тузилишига эга бўлган, нон боғланишли оқ тусли кристалл модда. Магний оксидни кумир иштирокида хлорлаш усули билан олинади:



Магний хлорид кристалл гидрати  $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  денгиз сувларини қуришиш усули билан олинади.

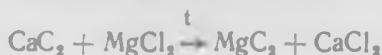
Магний сульфат  $\text{MgSO}_4$  оқ тусли кукун. Сув таъсирида моногидрат  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  ва гептагидрат  $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  ҳосил қилади. Магний сульфат ишқорий металлларнинг тузлари билан қуйидаги қўшалок тузлар ҳосил қилади.



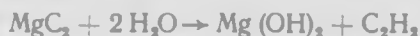
Магний нитрат  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  сувда яхши эрийдиган гигроскопик модда. Термик беқарор бўлгани учун қиздирганда  $\text{MgO}$  ҳосил қилиб парчаланadi;



Магний карбид  $\text{MgC}_2$  кальций карбидга магний хлорид таъсир эттириш натижасида ҳосил бўлади:



Магний карбид сув таъсирида шиддатли парчаланиб ацетилен ҳосил қилади.



Магний нитрид  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  магнийни азот атмосферасида қиздириш натижасида ҳосил қилинади, сув таъсирида аммиак ҳосил қилиб парчаланadi:



Магнийни юқорида келтирилган бирикмаларидан ташқари сувда ёмон эрийдиган тузлари  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{MgF}_2$  ҳам бор.

Ишлатилиши. Магний ва унинг бирикмалари интерметалл бирикмалар ҳосил қилишда, ракета техникасида, керамик, шиша ва цемент олишда, туқимачиликда, аччиқтош олишда ишлатилади.

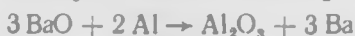
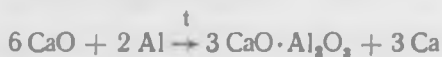
Кальций группачаси элементлари. Кальций группачаси элементларига кальций  $\text{Ca}$ , стронций  $\text{Sr}$ , барий  $\text{Ba}$  ва радий  $\text{Ra}$  киради. Бу элементларнинг ташқи электрон қаватларида  $s^2$  электронлар мавжуд. Группа бўйича элементларнинг атом ва ион радиуслари ортиб боради. Шунинг учун бу элементларнинг активлиги ҳам ортиб боради.

Табиатда учраши. Ер қобиғида кальцийнинг олтита, стронцийнинг тўртта, барийнинг еттита барқарор изотопи бор. Булардан энг кўп тарқалганлари  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{88}\text{Sr}$  ва  $^{138}\text{Ba}$  лардир. Радий радиоактив элемент бўлгани учун унинг барқарор изотоплари йўқ. Лекин сунъий равишда ҳосил қилинган саккизта радиоактив изотоплари маълум.

Кальций ер қобиғида энг кўп тарқалган элементлардан ҳисобланади. Табиатда асосан силикатлар  $\text{CaSiO}_3$  ва алюмосиликатлар  $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{SiO}_2$  ҳолида учрайди. Булардан ташқари кальций карбонат  $\text{CaCO}_3$ , ангидрит,  $\text{CaSO}_4$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$ , апатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ , фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  лар ҳолида учрайди. Барий ва стронцийлар асосан стронцит  $\text{SrCO}_3$ , витерит  $\text{BaCO}_3$ , целистин  $\text{SrSO}_4$ , барит  $\text{BaSO}_4$  минераллари ҳолида учрайди. Радий эса уран рудаси таркибида қисман учрайди.

О л и н и ш и. Кальций, стронций, барий металлари, биринчи марта Хэви томонидан электролиз қилиб олинган. Электролиз қилишда уларнинг тузларини юқори температурада суюқлантирилади. Катодда металл ажралиб чиқади. Бу элементлар тузларини суюқлантиришда уларни суюқланиш температураларини камайтириш учун баъзи тузлардан фойдаланилади.

Бундан ташқари кальций, стронций, барий металлари ва куумда а л ю м о т е р м и я усули билан ҳам олиш мумкин:



Ҳозирги пайтда бу элемент карбидларини юқори температурада парчалаб олиш усули ҳам маълум. Бунда элементлар буғ ҳолида учиб чиқади, углерод эса қаттиқ графит ҳолида қолади. Металл ҳолидаги радийни 1910 йилда Мария Кюри ва Андрэ Дебьерну томонидан  $\text{RaCl}_2$  тузи эритмасини электролиз қилиш усули билан олинган. Бунда симобдан ясалган катод ва платина билан иридий аралашмасидан тайёрланган қотишмадан ясалган аноддан фойдаланилган. Катоддаги симобни  $700^\circ \text{C}$  да водород оқи. ми билан ҳайдаб, радий тоза ҳолда ажратиб олинган.

Ф и з и к х о с с а л а р и. Иккинчи группанинг асосий группачаси элементларн бериллийни истисно қилганда металллик хоссаларга эга. Эркин ҳолда кумуш ранг — оқ юмшоқ моддалар булиб, ишқорний металлларга қараганда қаттиқроқ, эриш ва қайнаш температураси анча юқоридир. Радийдан бошқа элементлар зичлиги бўйича енгил металлларга киради. Бериллий ўз хоссалари билан алюминийга, магний эса хоссалари билан тоқ группача элементларн, айниқса рухга яқин туради.

Кальций  $850^\circ \text{C}$  да эрийди, ҳавода оксид пардаси билан қопланади, қизитилганда қизғиш аланга бериб ёнади. Барий  $710^\circ \text{C}$  да эрийди,  $1638^\circ \text{C}$  да қайнайди, зичлиги  $3,76 \text{ г/см}^3$ . Стронцийнинг эриш температураси  $770^\circ \text{C}$ , қайнаш температураси  $1380^\circ \text{C}$ , зичлиги  $2,63 \text{ г/см}^3$ .

Химиявий хоссалари. Бу металллар актив металлмаслар билан одатдаги шаронтда бирикади. Азот, водород, углерод, кремний каби металлмаслар билан бир оз қиздирилганда реакцияга киришади. Бу реакциялар иссиқлик ажралиб чиқиш билан боради. Бу металллар қиздирилганда купгина металл билан бирикиб интерметалл бирикмалар ҳосил қилади. Металлларнинг реакцияга киришиш хусусияти  $\text{Ca}—\text{Sr}—\text{Ba}—\text{Ra}$  қаторида ортиб боради. Бу элементлар совуқ сув билан ҳам реакцияга киришади. Реакцияга киришиш хусусияти  $\text{Ca}$  дан  $\text{Ra}$  га ўтган сари ортиб боради:



Бу элементлар кислоталар билан шиддатли реакцияга киришади ишқорлар эса таъсир этмайди.

**Бирикмаларни.** Кальций группачаси элементлари химиявий боғланиш ҳосил бўлишида f-орбиталлар катта роль ўйнайди. Шунинг учун бу элементларнинг координацион сонлари 6,8 га тенг бўлади.

Бу элементларни  $\text{ЭН}_2$  таркибли гидридлари маълум. Бу гидридлар ташқи кўриниши ва хоссалари билан ишқорий металлларнинг гидридларига ўхшаш. Лекин уларни парчаланиш температуралари бирмунча юқори. Бу гидридлар сув таъсирида осон парчаланаяди.

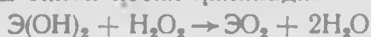


Оксидлари ва гидроксидлари. Бу элементлар  $\text{ЭО}$  таркибли оксидлар ҳосил қилади. Элементларнинг оксидлари уларнинг карбонатларини термик парчалаш усули билан ҳосил қилинади.

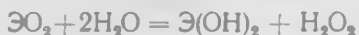


Элементларнинг оксидлари юқори температурада суюқланадиган моддалардир. Суюқланиш температуралари  $\text{CaO}$  дан  $\text{BaO}$  га томон камайиб боради. Бу оксидлар қиздирилганда сувда эриб,  $\text{Э(ОН)}_2$  таркибли асос хоссасига эга бўлган гидроксидлар ҳосил қилади. Бу гидроксидларнинг сувда эриши  $\text{Ca(ОН)}_2$  дан  $\text{Ba(ОН)}_2$  га қараб ортиб боради.

Кальций группачаси элементлари ҳам ишқорий металллар каби кислород билан оқ рангли  $\text{ЭО}_2$  таркибли пероксидлар, сариқ рангли  $\text{ЭО}_4$  таркибли қўш пероксидлар ҳосил қилади. Бу бирикмалар элемент гидроксидларига водород пероксид таъсир эттириш билан ҳосил қилинади:



Уларнинг пероксидлари сув таъсирида осон гидролизланади ва кислоталар билан реакцияга киришади.



Бу элементларнинг галогенидларидан кальций фторид  $\text{CaF}_2$  ни, кристалл ҳолатдаги кальций карбонатни фторид кислота билан нейтраллаб ҳосил қилинади:



$\text{CaF}_2$  сувда қийин эрийдиган осон коллонд эритма ҳосил қиладиган кукун модда. Суюлтирилган кислоталарда эримайди, лекин концентранган кислоталарда эрийди:



$\text{SrF}_2$  ва  $\text{BaF}_2$  ҳам олиниши ва хоссалари билан  $\text{CaF}_2$  га ўхшашдир. Уларнинг хлоридлари  $\text{ЭCl}_2$  таркибга эга. Бу бирикмалар элементларнинг карбонат бирикмаларига хлорид кислота таъсир эттириб ҳосил қилинади.

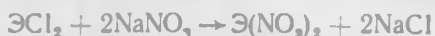


Элементларнинг хлоридлари кучли кристаллгидратлар бўлгани сабабли уларнинг эритмалари буғлатилганда  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ҳолида кристаллланади.

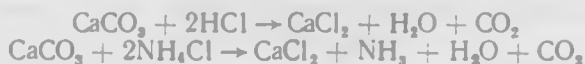
Бу элементлар  $\text{Э}(\text{NO}_3)_2$  таркибли нитратлар ҳосил қилади. Уларнинг карбонатларига нитрат кислота таъсир эттириб ёки оддий алмашнинг реакцияси натижасида нитратлари ҳосил қилинади.



ёки



Кальций карбонат  $\text{CaCO}_3$  оқ тусли сувда жуда кам эрийдиган, термик парчаланадиган модда. Табиатда охактош ва мрамар ҳолида жуда кўп учрайди. Кислоталарда ва аммоний тузларида осон парчаланади:



Ортиқча олинган карбонат кислотада сувда яхши эрийдиган бикарбонат бирикмага айланади.

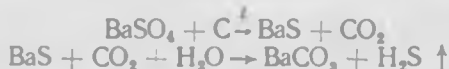


Стронций карбонат  $\text{SrCO}_3$  табиатда ромбик тузилишга эга бўлган стронцианит минерали ҳолида учрайди. Бу минерал техникада асосан  $\text{SrSO}_4$  ни махсус печларда суюқлантириб, сода таъсир эттириш йўли билан олинади:  $\text{SrSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{SrCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ . Тоза ҳолатдаги  $\text{SrCO}_3$  стронций тузлари эритмаларидан аммоний карбонат таъсирида чуқртириб олинади.



Барий карбонат  $\text{BaCO}_3$  табиатда асосан витерит минерали ҳолида учрайди. Техникада  $\text{BaCO}_3$  икки хил усулда олинади:

1.  $\text{BaSO}_4$  га юқори температурада чуғлатилган кумир таъсир эттириб, ҳосил бўлган  $\text{BaS}$  ва  $\text{CO}_2$  ни сув таъсирида конденсатлаб ҳосил қилинади:



2. Кукун ҳолатдаги  $\text{BaSO}_4$  га юқори температура ва босимда калий карбонат таъсир эттириб  $\text{BaCO}_3$  олинади:



$\text{BaCO}_3$  жуда термик барқарор бўлиб юқори температурада парчаланади:



Барий карбонат карбонат кислота таъсирида сувда осон эрийди:



Кальций сульфат  $\text{CaSO}_4$  табиатда сувсиз ангидрит ҳолида ва сувли гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ҳолида учрайди. Стронций сульфат  $\text{SrSO}_4$

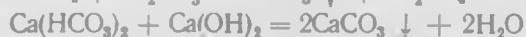
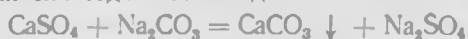
эса табиатда целистин минерали ва барий сульфат  $\text{BaSO}_4$  оғир шпат ҳолида учрайди. Бу бирикмалар сувда кам эрийдиган моддалардир.

Табиий сувларда кальций ва магний тузларининг бўлиши сув қаттиқлигини вужудга келтиради. Бу эса табиий сувни техникада ишлатишга кўпгина тўсқинлик қилади. Табиий сувда асосан доимий ва муваққат қаттиқликлар кузатилади. Табиий сув таркибида кальций ва магний гидрокарбонат ионлар бўлса муваққат қаттиқлик, сульфат ва хлорид ионлари бўлса доимий қаттиқликда вужудга келади.

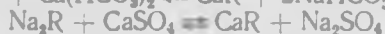
Табиий сувларнинг қаттиқлигини икки хил: физик ва химиявий усуллар билан йўқотиш мумкин. Таркибида гидрокарбонатлар бўлган қаттиқликни сувни қайнатиш йўли билан йўқотилади. Бунда гидрокарбонатлар эримайдиган карбонатларга айланиб, чўкмага тушади:



Сувнинг қаттиқлигини химиявий усул билан йўқотишда таркибида  $\text{CO}_3^{2-}$  ва  $\text{OH}^-$  ионлари бўлган эритмалар билан ишланиб, кальций ва магнийда қийин эрийдиган тузлари ҳолида чўктирилади. Кўпгина ҳолларда сундирилган оҳак ёки сода ишлатилади:



Ҳозирги даврда техникада сувнинг қаттиқлигини йўқотишда ион алмаштириш усулидан фойдаланилмоқда. Бу усул сув таркибидаги ионларни сунъий олинган кўп молекулали ионитлар билан алмаштиришга асосланган. Ўрин алмаштириладиган ионлар табиатига қараб ионитлар катионит ва анионитларга бўлинади. Алюмосиликатлар, масалан,  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O}$  катионитларга, мисол бўла олади. Қаттиқ сув билан алюмосиликатлар орасидаги ионлар алмашинишини қуйидаги схема орқали кўрсатиш мумкин:



Бу ерда R — мураккаб алюмосиликат аниони, яъни  $([\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O})^{-2}$  дир.

Ишлатилиши. Бу элементлар ва уларнинг бирикмалари керамика, шиша, цемент саноатида, қурилиш материаллари олишда, бўёқчиликда, органик моддаларни синтез қилишда, катализатор тайёрлашда, металлургия ва интерметалл бирикмалар олишда ишлатилади. Кальций кўпгина қийин эрийдиган металлларни қайтаришда муҳим аҳамиятга эга. Бу йўл билан торий, ванадий, цирконий, бериллий, ниобий, уран ва тантал каби металллар қайтарилади. Кальцийдан мис, никель, бронза ва махсус пўлат тайёрлашда ҳам фойдаланилади. Стронций металлари тозалашда хизмат қилади. Мисга қўшилганда унинг қаттиқлиги ортади. Радий ва унинг бирикмалари нур қайтарувчи бўёқлар тайёрлашда, медицинада, қишлоқ хужалигида ва радон олишда ишлатилади.

### 10.3. УЧИНЧИ ГРУППА АСОСИЙ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Даврий системанинг учинчи асосий группачасига кўп тарқалган бор В, алюминий Al, бирмунча кам тарқалган галлий Ga, индий Jn ва таллий Tl элементлари киради. Бу элементларнинг ташқи электрон қаватларида  $s^2 \cdot p^1$  электронлари мавжуд. Шунинг учун бу элементлар ўзларининг ташқи электрон қаватларидаги учта электронни йўқотиб,  $+3$  оксидланиш даражасини намоён қилади. Фақат таллий  $+3$ ,  $+1$  оксидланиш даражасини намоён қила олади. Бунинг сабаби элементларнинг атом радиуслари  $B - Al - Ga - Jn - Ta$  қатори бўйлаб ортиб боришидир. Атом радиус ортган сари  $s$ -электронлар билан  $p$ -электронлар орасида энергетик айирма кучая боради. Шунинг учун таллийнинг  $p$ -электрони биринчи навбатда валент электронга айланиб кетади.

Учинчи группа асосий группача элементларининг оксид ва гидроксидларнда асос хоссалар  $Al(OH)_3 - Ga(OH)_3 - Jn(OH)_3 - Tl(OH)_3$  қаторида кучайиб, кислотали хоссалари кучсизланиб боради. Чунки  $Al^{+3}$  дан  $Tl^{+3}$  га ўтган сайин ион радиуслари катталашиб боради.

Таллийнинг  $TlOH$  таркибли гидроксиди кучли асос хоссасини намоён қилади. Чунки  $Tl^+$  иони катта радиус ва кичик зарядга эга.

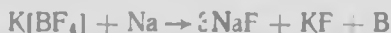
**Бор.** Борнинг ташқи электрон қаватида  $s^2 \cdot p^1$  электронлар мавжуд. Унинг иккита табиий барқарор  $^{10}B$ ,  $^{11}B$  изотопи маълум.

Табиатда учраши. Бор табиатда эркин ҳолатда учрамайди, ҳар доим унинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари учрайди. Бор вулканларнинг портлаши натижасида вужудга келган иссиқ сувлар таркибида  $H_2BO_3$  ҳолида кўп учрайди. Табиатда эса шу кислота ҳосил қилган минераллар ҳолида кенг тарқалган. Бундай бирикмаларга бура  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ , барацит  $2Mg_3B_6O_{15} \cdot MgCl_2$ , пардермит  $Ca_2B_6O_{11} \cdot 3H_2O$ , Colemanит  $Ca_2B_6O_{11} \cdot 5H_2O$ , кернит  $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$  ва бошқалар мисол бўла олади.

Олиниши. Тоza бўлмаган борни биринчи бўлиб 1908 йили Гей-Люссак ва Тенарлар бор ангидридини юқори температурада калий билан қайтариб олишга муваффақ бўлганлар. Ҳозирги пайтда бор асосан металлотермия усули билан олинади:



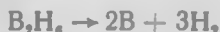
ёки



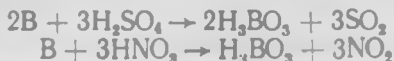
Бу реакцияларда ажралиб чиққан аморф борни термик ишлов бериш натижасида кристалл борга айлантирилади. Металлотермик усул билан олинган бор унча тоza бўлмайди. Тоza ҳолатдаги бор унинг бирикмаларини суюқлантириб электролиз қилиш усули билан олинади. Жуда тоza ҳолдаги борни, буғ ҳолатдаги борбромидни қўғлатилган танталдан ясалган сим иштирокида водород билан қайтариб ҳосил қилиш мумкин:



Шунингдек борни унинг водородли бирикмаларини термик парчалаб ҳосил қилиш ҳам мумкин:



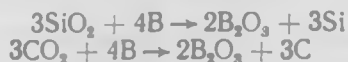
Хоссалари. Тоза ҳолдаги бор икки хил — аморф ва кристалл модификацияга эга. Аморф бор қўнғир тусли, ҳидсиз, мазасиз кукун. Кристал бор қорамтир кулранг тусли қаттиқ модда. Тоза ҳолда бор инерт модда. Оддий шаронтда фақатгина фтор билан бирика олади. Қиздирилганда бор хлор, бром ва олтингугурт билан реакцияга киришади. Борга суюлтирилган кислоталар таъсир этмайди. Қиздирилганда концентранган  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  кислоталарда ва зар сувида эрийди



Бор ишқорлар билан яхши реакцияга киришади:

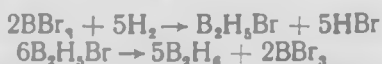


Юқори температурада бор кучли қайтарувчи хоссасига эга.

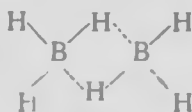


Юқори температурада бор кўпгина металллар билан бирикиб  $\text{Me}_3\text{B}$ ,  $\text{Me}_2\text{B}$ ,  $\text{MeB}$ ,  $\text{Me}_3\text{B}_4$ ,  $\text{MeB}_2$ ,  $\text{MeB}_6$  таркибли иссиқликка ва кислоталарга чидамли интерметалл бирикмалар ҳосил қилади. Айниқса борнинг *d*-оиласи элементлари билан ҳосил қилган бирикмалари ва қотишмалари юқори температурада суюқланадиган қаттиқ моддалардир.

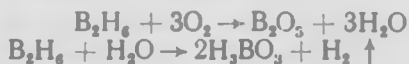
Бирикмалари. Бор  $\text{B}_n\text{H}_{n+4}$  ва  $\text{B}_n\text{H}_{n+6}$  таркибли водородли бирикмаларга эга. Борнинг водородли бирикмаларини боранлар деб аталади. Булар ичида халқ хўжалигида кенг ишлатиладигани диборан  $\text{B}_2\text{H}_6$  дир. Диборан электр заряди таъсирида боргалогенидларга водород таъсир эттириш йўли билан ҳосил қилинади. Бу реакция қуйидаги босқичларда боради:



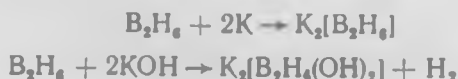
Борнинг водородли бирикмалари ковалент ва водород боғланиш ҳосил қилиб полимерланади:



Диборан қиздирилганда кислород таъсирида ёнади, сув билан шиддатли реакцияга киришади:

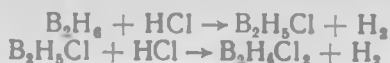


Диборан ишқорий ва ишқорий-ер металллар ҳамда уларнинг гидроксидлари билан реакцияга киришади:

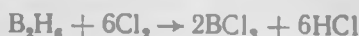




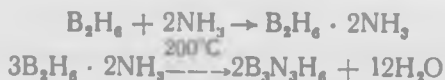
Диборан кислоталар таъсирида босқичли алмашиниш реакцияларига киришади:



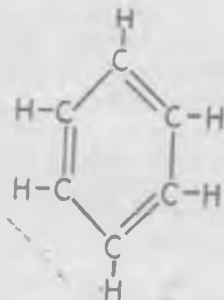
Диборан ортиқча миқдорда олинган галогенлар билан реакцияга киришади:



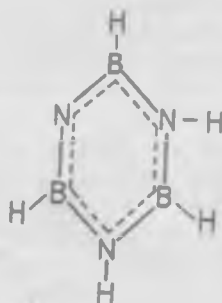
Диборан  $\text{B}_2\text{H}_6$  аммиак билан бирикиб  $\text{B}_2\text{H}_6 \cdot 2\text{NH}_3$  таркибли бирикма ҳосил қилади. Бу бирикма термик ишлов бериш натижасида боразолга айланади:



Боразол структурасининг тузилиш формуласи худди бензолникига ўхшаш бўлгани учун, у «анорганик бензол» деб ҳам юритилади:

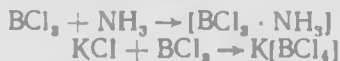


Бензол

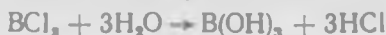


Боразол

Бор қиздирилганда галогенлар билан бирикиб  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BBr}_3$  таркибли газсимон, суюқ ва қаттиқ агрегат ҳолатларга эга бўлган галогенидлар ҳосил қилади. Бор галогенидлари аммиак ва ишқорий металллар галогенидлари билан бирикиб, комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



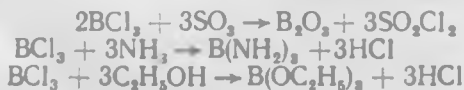
Бор галогенидлари сув таъсирида яхши гидролизланади:



ёки

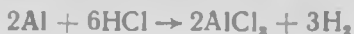


Бор галогенидлари бирикмиш ва алмашиниш реакцияларида иштирок эта олади:

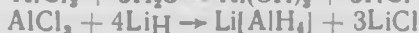




У амфотер хоссага эга бўлгани учун кислоталар ишқорлар билан реакцияга киришади.



Алюминий юқори температурада *d*-оиласи элементлари билан иссиқликка чидамли қотишмалар, қиздирилганда галогенлар билан бирикиб  $\text{AlF}_3$ , таркибли галогенидлар ҳосил қилади. ( $\text{F} = \text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{I}_2$  ва ҳоказо). Алюминийнинг бу галогенидлари яхши гидролизга учрайди ва ишқорий металлларнинг гидридлари билан бирикиб комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Алюминий тўғридан-тўғри водород билан бирикмайди. Унинг водородли бирикмалари билвосита усул билан ҳосил қилинади:

$\text{LiH}$  кўпроқ миқдорда олинса, у  $\text{AlCl}_3$  билан реакцияга киришиб литий алюмогидрид ҳосил қилади.



$\text{AlH}_3$  — алюминий гидрид термик беқарор бирикма, ишқорий металл гидридлари билан комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

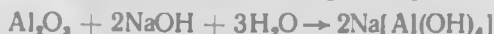
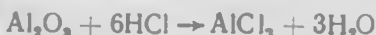


Алюминий қиздирилганда азот билан бирикиб  $\text{AlN}$  алюминий нитрид, олтингугурт билан бирикиб  $\text{Al}_2\text{S}_3$  алюминий сульфид, углерод билан бирикиб  $\text{Al}_4\text{C}_3$  алюминий карбид ҳосил қилади. Алюминийнинг деярли барча тузлари кристаллогидратлардир. Шунинг учун таркибига бир нечта сув молекулаларини бириктириб олади.

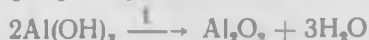
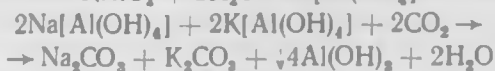
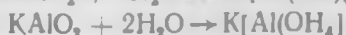
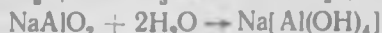
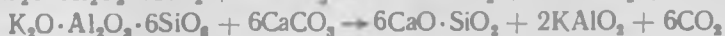
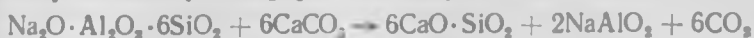


Алюминийнинг бу бирикмалари кўпгина тузлар билан қушалоқ туз аччиқ тош ҳосил қилади. Алюминийнинг саноатда энг кўп ишлатиладиган бирикмалари  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ва  $\text{Al}(\text{OH})_3$  дир.

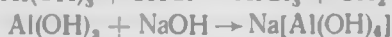
Алюминий оксид  $\text{Al}_2\text{O}_3$  оқ тусли кукун, тўққиз хил модификацияга эга. Булар ичида энг барқарор модификацияси кристалл панжарасига эга бўлган ромбэдрик  $\alpha$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$  ва кубсимон  $\gamma$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$  дир. Кристалл ҳолатдаги  $\text{Al}_2\text{O}_3$  химиявий барқарор сув ва кислоталар таъсирига жуда чидамли, ишқорда узоқ қиздирилганда қисман эрийди. Кукун ҳолатдаги  $\text{Al}_2\text{O}_3$  амфотер хоссага эга бўлгани учун кислота ва ишқорларда эрийди.



Саноатда дала шпатлари махсус печларда қиздириб, оҳактошлар иштирокида пиширилади. Ҳосил бўлган хомашёни сувада эритиб карбонат ангидрид таъсирида  $\text{Al}(\text{OH})_3$  чуқтирилади. Чуқмага термик ишлов бериш йўли билан уни  $\text{Al}_2\text{O}_3$  га айлантирилади.



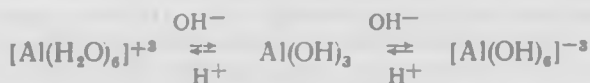
Алюминий гидроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$  — оқ рангли, амфотер хоссага эга бўлган чуқма. Кислота ва ишқорларда яхши эрийди.



ёки



Умуман олганда бу реакцияларни қуйидаги схема асосида тушунтириш мумкин:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  лабораторияда билвосита усул билан олинади.



Ишлатилиши. Алюминий ва унинг бирикмалари электротехникада, турли хил қотишмалар олишда, кондитер ва туқимачилик саноатида иссиқликка ва ўтга чидамли моддалар тайёрлашда, керамика, цемент ва шинча олишда, органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

#### 10. 4. ГАЛЛИЙ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Галлий группачаси элементларига галлий Ga, индий In, таллий Tl киради. Бу элементларнинг ташқи электрон қаватларида  $s^2 \cdot p^1$  электронлари мавжуд. Бу элементларнинг оксидланиш даражаси +3 га тенг, фақат таллий +1 оксидланиш даражасини ҳам намоён қилади. Галлий ва индий  $sp^3d^3$  гибридланган орбиталлар ҳосил қилганида координацион сони 6 га, таллий эса  $sp^3d^3f$  гибридланган орбитал ҳосил қилгани учун координацион сони 8 га тенг бўлади.

Табиатда учраши. Табиатда галлийнинг  $^{69}\text{Ga}$ ,  $^{71}\text{Ga}$ , индийни  $^{113}\text{In}$ ,  $^{115}\text{In}$  ва таллийни  $^{203}\text{Tl}$ ,  $^{205}\text{Tl}$  изотоплари бор. Бу элементлар табиатида галлнт  $\text{CuGaSr}$ , лорандит  $\text{TlAsSr}$ , врбант  $\text{Tl}(\text{As}, \text{Sb})_2\text{S}_2$ , авиценит  $3\text{Tl}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$  минераллари ҳолида алюминий, рух, қўрғошин рудалари таркибида жуда оз миқдорда учрайди.

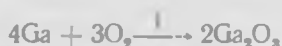
О л и н и ш и. Галлий элементини биринчи бўлиб Буабодран 1875 йили рух рудаларини спектр нуллари билан текшириш натижасида топган. Галлийни ажратиб олиш усули Юнгфлейшем тэмонидан ихтиро қилинган. Бунинг учун лаборатория шаронтида галлийни биринчи навбатда цианаферратлар ҳолида чуқтириб, қиздириш натижасида  $Ga_2O_3$  ва  $Fe_2O_3$  лар аралашмаси ҳосил қилинади. Бу аралашмани калий гидросульфат иштирокида суюқлантириб, ишқорий муҳитда темир бирикмалари чуқтирилади. Эритмада галлий бирикмалари қолади. Эритмадан  $Ga(OH)_3$  ни хлорид кислота ва аммиак иштирокида чуқтириб, қиздирилади. Ҳосил бўлган галлий  $Ga_2O_3$  ни водородли муҳитда қайтариб тоза ҳолда галлий метали ажратиб олинади.

Индий элементини биринчи бўлиб 1863 йили Райх ва Рихтер рух рудалари таркибидан олишга муваффақ бўлганлар. Лабораторияда индийни олишда таркибида индий элементи кўп бўлган қўрғошин ва рух рудаларини хлорид кислота билан ишланади. Натижада у баъзи оғир металллар билан биргаликда қуйқа таркибида қолади. Бу қуйқадаги оғир металллар водород сульфид таъсирида чуқтирилади. Эритмани аммиак таъсирида ишланиб, индий кристаллгидрати ҳосил қилинади. Ҳосил бўлган кристаллгидратга термик ишлов бериб  $In_2O_3$  га айлантирилади. Ҳосил бўлган кристаллгидратга ишлов бериб  $In_2O_3$  га айлантирилади. Ҳосил бўлган индий оксиди водород билан қайтарилди ёки суюқлантириб электролиз қилиш натижасида тоза индий ажратиб олинади.

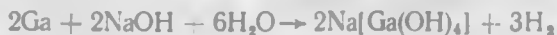
Таллий элементини биринчи бўлиб 1861 йили Крукс сульфат кислота ишлаб чиқарадиган заводлардаги қўрғошин камераларда тупланган қуйқани спектр анализ қилиш натижасида учратган. Лабораторияда таллийни олиш учун таркибида таллий мўл бўлган колчеданлар қайноқ сувда ювилиб, эритмага ўтган таллий хлоридлар ҳолида чуқтирилади. Чуқмани сульфатлар ҳолида эритмага ўтказиб, электролиз қилиш натижасида тоза таллий ажратиб олинади.

Хоссалари. Галлий кумушранг оқ, ялтироқ металл. Галлий даврий системада алюминий жойлашган қаторда тургани учун ўзининг химиявий хоссалари билан алюминийга жуда ўхшаш.

Галлий қиздирилганда кислород билан бирикади.



Галлий алюминийга ўхшаб, амфотер хоссага эга бўлганлиги учун кислота ва ишқорларда эрийди.

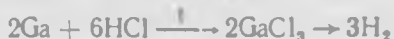
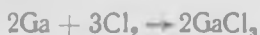


Галлий қиздирилганда кўпгина металллар билан паст температурада суюқланидиган қотишмалар ҳосил қилади.

**Индий** — кумушранг оқ ялтироқ, юмшоқ, паст температурада суюқланадиган металл. Оддий шароитда индий кислород таъсирида ялтироқлигини ўзгартирмайди, қиздирилганда юпқа парда ҳосил қилиб оксидланади. Индий суюқланиш температурасидан юқорида жуда тез оксидланади. Индий —  $\text{In}$  қиздирилганда хлорда шиддатли ёнади. Индий бошқа галогенлар ва олтингугурт билан тўғридан-тўғри бирикмиб,  $\text{InBr}_3$ ,  $\text{InI}_3$ ,  $\text{In}_2\text{S}_3$  таркибли бирикмалар ҳосил қилади. Хлорид кислотада яхши, сульфат ва нитрат кислоталарда қисман эрийди. Қиздирилганда эриш процесси тезлашади. Индий қиздирилганда ишқорларда оз миқдорда эрийди, ҳаво ва сув таъсирида осон коррозияланади.

Тоза ҳолда таллий оқ, ялтироқ, юмшоқ,  $302,5^\circ\text{C}$  да суюқланадиган металл. Ҳавода жуда тез оксидланади, чунки бир валентли таллий бирикмалари ишқорий металлларнинг бирикмаларига ўхшаб, асос хоссага эга. Таллий хлорид ва сульфат кислоталарда ёмон, суюлтирилган нитрат кислотада яхши эрийди. Суюлтирилган ишқорлар таллийга таъсир этмайди. Оддий шароитда таллий галогенлар билан тўғридан-тўғри бирикади. Қиздирилганда олтингугурт группачаси элементлари билан реакцияга киришади. Суюқлантирилганда мишьяк ва сурьма билан бирикади. Таллий бор, кремний, азот, фосфор билан реакцияга киришмайди. Таллий молекуляр водород билан бирикмайди.

**Бирикмалари.** Галлий хлорид  $\text{GaCl}_3$  — оқ кристалл модда. Электр токи таъсирида галлийга хлор таъсир эттириб ёки металлни хлорид кислотада эритиб олиш мумкин:



Галлий хлорид сувда яхши эриши натижасида катта иссиқлик энергияси ажралиб чиқади.



Галлий бромид  $\text{GaBr}_3$ , галлий йодид  $\text{GaI}_3$ , галлий фторид сувда ва суюлтирилган кислоталарда қийин эрийдиган рангсиз кристалл моддалардир. Хоссалари билан  $\text{GaCl}_3$  га ўхшайди.

Галлий оксид  $\text{Ga}_2\text{O}_3$  — оқ рангли кукун. Уни галлий нитрат ва галлий сульфатни термик парчалаш натижасида ҳосил қилинади.  $\text{Ga}_2\text{O}_3$  қиздирилганда кислота ва ишқорларда эриш хоссасини йўқотади  $\text{Ga}_2\text{O}_3$  электр токида водород таъсирида галлий металигача қайтарилади. Бу процесс икки босқичда боради:



Галлий оксид алюминий оксидга ўхшаш  $\alpha$ - $\text{Ga}_2\text{O}_3$ ,  $\beta$ - $\text{Ga}_2\text{O}_3$  модификацияга эга. Галлий гидроксид  $\text{Ga}(\text{OH})_3$  — оч кулранг тусли амфотер хоссага эга бўлган аморф модда. Уч валентли галлий тузларига ишқорлар таъсир эттириш натижасида ҳосил қилинади. Галлий сульфид  $\text{Ga}_2\text{S}_3$ , оч сарғиш тусли кукун. Галлийга юқори температурада олтингугурт

таъсир эттириш натижасида ҳосил қилинади. Сув таъсирида  $\text{H}_2\text{S}$  ажратиб парчаланadi. Қиздирилганда  $\text{Ga}_2\text{S}_3$  ҳосил қилиб қайтарилади. Галлий сульфат  $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$  сувли эритмаларни қуриштиш натижасида таркибида 18 молекула сувни сақлаган ҳолда оқ рангли юмшоқ пластинкасимон кристалланади.  $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$  сувда яхши эрийди, қиздирилганда  $\text{SO}_2$  ҳосил қилиб парчаланadi. Булардан ташқари  $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{Ga}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  таркибли кристаллогидрат бирикмалари мавжуд.

Индий хлорид  $\text{InCl}_3$  — оч кулранг тусли ялтироқ кристалл, қиздирилган индий металига ёки индий оксидига чўғлатилган кўмир иштирокида хлор таъсир эттириб олинади. Индий хлорид сувда яхши гидролизланади. Индий хлорид эритмаси буглатилганда  $\text{InCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  ҳолида кристалланади. Ишқорғий металлларнинг хлоридлари билан  $(\text{NH}_4)_2\text{IrCl}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{IrCl}_6 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$  таркибли кўшмалсқ тузлар ҳосил қилади. Индий йодид ва индий бромид бирикмалари ҳоссалари жиҳатидан индий хлорид бирикмасига ўхшайди.

Индий оксид  $\text{In}_2\text{O}_3$  — оч сариқ рангли амфотер ҳоссага эга бўлган кукун. Индийни қиздириб кислотасд иштирокида ёндириш ёки гидроксид, сульфат ва нитрат бирикмаларини термик парчалаш натижасида  $\text{In}_2\text{O}_3$  ҳосил қилинади.  $\text{In}_2\text{O}_3$  қиздирилганда кислоталарда эрийди, ишқорларда кам эрийди. Узоқ вақт қиздириш натижасида кукун  $\text{In}_2\text{O}_3$  кристалл тузилишга айланади. Индий гидроксид  $\text{In}(\text{OH})_3$  билвосита усулда, унинг тузларига ишқорлар таъсир эттириб олинади. Таллий ўз бирикмаларида +1 ва +3 оксидланиш даражасини намоён қилади. Лекин таллийнинг бир валентли бирикмалари барқарор моддалардир. Уч валентли таллийнинг бирикмалари бир валентли таллий бирикмасига тезда қайтарилади, шунинг учун улар кучли оксидловчи ҳисобланади. Бир валентли таллий бирикмалари ҳоссалари билан ишқорий металлларнинг бирикмаларига, уч валентли бирикмалари эса, алюминий бирикмаларига ўхшайди. Масалан, таллий (I)-гидроксид сувда яхши эриб кучли асос ҳоссасини намоён қилади. Таллийнинг карбонат бирикмаси эрувчанлиги ва ҳоссалари билан  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ва  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  га ўхшайди. Бир валентли таллийнинг кўпгина тузлари рангсиз, қиздирилганда учувчан, эритмалабидан сувсиз кристалланидиган моддалардир. Таллийнинг кучсиз кислоталар билан ҳосил қилган тузлари гидролизга яхши учраб, ишқорий муҳит намоён қилади. Лекин бир валентли таллий бирикмалари комплекс бирикмалар ҳосил қилиш ҳоссасига эга эмаслиги билан ажралиб туради.

Таллийнинг уч валентли бирикмалари комплекс бирикмалар ҳосил қилиш ҳоссасига эга. Уч валентли таллийнинг сульфат ва нитрат бирикмалари, ҳатто нам ҳавода ҳам секин-аста гидроксидга айланиб қолади. Уч валентли таллий тузлари гидролиз натижасида кислотали муҳит намоён қилади.

И ш л а т и л и ш и. Галлий, индий, таллий ва уларнинг бирикмалари юқорн температураларни ўлчашда ишлатиладиган термометрлар, ярим ўтказгичлар, паст температурада суюқланидиган қотишмалар олишда, вакуум асбоблари, электрон най ва фотоэлемент тайёрлашда, медицинада, органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

## 11- Б О Б. УГЛЕРОД

Углероднинг иккита барқарор изотопи  $^{12}\text{C}$  (98,892%) ва  $^{13}\text{C}$  (1,108) бор. Радиоактив изотопларидан  $^{14}\text{C}$  муҳим аҳамиятга эга (унинг ярим емирилиш даври 5600 йил) бўлиб, изотоп индикатори сифатида қўлланилади. Углерод Қуёшда ҳам учрайди. Углерод ва унинг бирикмалари табиатда кенг тарқалган. Бунинг боиси шундаки, углерод бошқа химиявий элементлардан фарқ қиладиган ўзига хос хусусиятларга эга.

1. Углерод купгина элементлар билан бирика олади. Унинг бу хусусияти даврий системадаги ўрни, электронейтраллиги ва ковалент боғ ҳосил қилиш билан боғлиқ.

2. Углерод атомлари бир-бири билан бирикиб, турли хилдаги углерод занжирлари ҳосил қила олади. Тўғри занжирли оддий углеводородлар, тармоқланган юқори молекулали бирикмалар, бир ҳалқали ва кўп ҳалқали ароматик бирикмалар шулар жумласидандир.

3. Органик бирикмаларнинг катта қисми фақат химиявий тузилиши билан фарқ қиладиган изомерларга эга. Бу изомерия ҳодисаси билан боғлиқдир. Шунинг учун ҳам углерод ўзининг бирикмалари куплиги, техника, инсонлар, жониворлар оламида бе-ниҳоя аҳамиятли бўлгани учун барча бошқа элементлардан устун туради. Углерод бирикмаларисиз табиатни, ҳаётимизни ва борлиқ-ни тасаввур қилиб бўлмайди. У ҳаётнинг асоси бўлган оқсиллар, мева, сабзавот, ўсимликлар, кўмир, нефть, газлар олами ўраб турган минглаб хил бойликлар таркибига киради.

Ҳозирги вақтда бир неча миллион органик бирикма маълум, буларнинг катта қисми саноат миқёсида ишлаб чиқарилмоқда. Буларга ҳар йили миллион-миллион тонна ишлаб чиқарилаётган полимерлар, спиртлар, озиқ маҳсулотлари, кислоталар, ёғлар, мойлар, ёқилгилар мисол бўлади. Бу маҳсулотларнинг асосий қисми халқ хўжалиги, медицина, техника ва саноат учун зарур бўлган бирикмалардир. Агар ҳали синтез қилиб олинмаган, лекин олимлар фикрида яшаётган изомер бирикмаларни ҳисобга олсак, бу ҳали математика фанига ҳам маълум бўлмаган улкан сонларни ҳосил қилган бўларди. Буни қуйидаги мисолда исботлаш мумкин: таркибид а йнгирмата углероди бўлган эй коз а н н н н г изомерлар сони 366 319 га, 25 та углероди бўлган углеводород-нинг изомерлар сони 36 797 588 га ва 30 та углероди бўлган бирикмада изомерлар сони 4111846763 га тенгдир. Изомерлар сони шундай тез ўсиб борадиган шаронд а таркибид а 100 та углероди бўлган гектан номли углеводороднинг изомерлар сони қандай улкан бўлиб кетишини кўз олдингизга келтира оласизми?

Углерод даврий жадвалда тўртинчи г р у п п а г а мансуб элемент бўлиб, уни эркин ҳолатда дастлаб А. Лавуазье текширган. Углерод «сагвопшит» деб аталувчи лотинча номидан олинган бўлиб, «сагво» сўзи кўмир демакдир.

Углерод аллотропияси. Углерод табиатда бир неча хил кўр-нишда учрайди. Буни илмий адабиётда углерод аллотропияси деб юритилади. Углерод г р а ф и т, о л м о с, к а р б и н ва л о н с д е й-

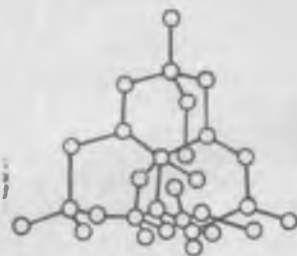
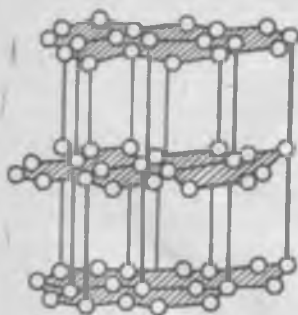


лит сифатида учрайди. Графит табиий минерал бўлиб, кўп нарсалар таъсирига берилмайдиган ва жуда юқори иссиқликка чидайдиган маҳсулотдир. Сунъий графит ҳам яратилган. Графит — минерал бўлиб, грекча, графо — ёзаман сўзидан келиб чиққан. Графит химиявий жиҳатдан жуда пишиқ бўлиб, унга қайноқ ишқор ва кислоталар таъсир этмайди (тутовчи нитрат кислота бундан мустасно). У  $3700^{\circ}\text{C}$  да суюқликка айланмаган ҳолда бугга ўтади. Уни суюқликка айлантириш учун температурани  $3800\text{—}3900^{\circ}\text{C}$  гача етказган ҳолда босимни ошириш зарур бўлади.

Ёр юзидан ишлаб чиқарилаётган графитнинг 4 проценти қалам тайёрлаш учун ишлатилса, қолган қисми атом реакторларида, ёниш камераларида, сополлар тайёрлашда, саноат ва техникада ишлатиладиган конуслар ишлаб чиқаришда қўлланилмоқда. Графит тигелларда рангли металллар эритилади. Графитдан сунъий олмос тайёрланыпти. У электродлар, қаттиқ подшипниклар материали сифатида ишлатилади. Графитдан конструкицион ва ёрдамчи материал сифатида фойдаланаётган техниканинг соҳалари кўп.

Олмос билан графит атом кристалл панжарага эга, аммо улар атомларининг кристалл панжарада қандай жойлашганлиги билан бир-биридан фарқ қилади. Олмос кристаллидаги ҳар бир углерод атоми ўзининг атрофида бир хил масофада жойлашган бошқа тўртта атом билан ковалент боғ орқали боғланган. (11.1-расмга қаранг). Графитнинг кристалл панжараси бошқача тузилган.

Графит кристаллари олти звеноли ҳалқаларнинг бир-бирига туташувидан ҳосил бўлган атом қатламларидан ташкил топган. Бу қатламлар бир-биридан  $0,335\text{ нм}$  га тенг масофада жойлашган бўлиб, ҳаракатчан электронлар воситасида боғланади. Бундай боғ туфайли графитда металл хоссалар мавжуд. Графитнинг тиниқмаслиги, ялтироқлиги, юқори электр ўтказувчанлиги шунга боғлиқ. Алоҳида ажратиб олинган қатламда атомлар кучли боғланган, лекин қатламлар орасидаги боғлар кучсиз бўлиб, кристалл юпқа қатламларга осон ажралади. Моддаларнинг химиявий таркиби бир хил бўлиб, кристалл панжара тузилиши ҳар хил



11.1-расм. Олмос (а) ва графитнинг (б) атом структуралари.

булганда полиморфизм ҳодисаси вужудга келади. Бундай моддалар полиморф модификациялар дейилади. Шундай қилиб, олмос билан графит (шу жумладан, карбин ҳам) углероднинг полиморф модификациялари ҳисобланади. Олмоснинг зичлиги  $3,52 \text{ г/см}^3$  га тенг бўлиб (таркибида аралашма сифатида графит ва бошқалар бўладиган карборундниги  $3,0 \text{ г/см}^3$  атрофида), графитники  $2,23 \text{ г/см}^3$  га тенг. Графит атом структурасининг «пўлаллиги» зичлигини деярли бир ярим марта камайтиришга олиб келади, у Лонсдейлит метеоритларда топилган ва сунъий йўл билан олинган. Унинг тузилиши ва хоссалари ўрганиляпти.

Олмоснинг қаттиқлиги барча минералларникидан юқори туради.

Олмосда углерод атомлари фазони барабар тўлдиради, шу сабабли минералнинг кристалл панжараси тригоналдир. Графитда атомлар ясси тўрсимон бўлиб группаланади.

Олимларни углероднинг атомлари бир чизиқда ётувчи бирламчи молекулалардан тузилган аморф шаклини ҳосил қилиш имкони қизиқтириб келди. Бу мақсад учун назарий жиҳатдан қараганда энг қулай маҳсулот бўлиб ацетилен хизмат қилиши мумкин эди. Ўтган асрда А. Байер ўзида тўртта ацетилен таёқчасини бириктирган чизиқли бирикмани олишга муваффақ бўлган:



Бундай модда ўта беқарорлиги сабабли эркин ҳолда бўлмаслиги маълум бўлди. Химиклар занжирда тўртта эмас, балки юз ёки минглаб ацетилен звенolari бириктирилса, янги модданинг барқарор бўлишига ишончини йўқотмадилар. Академик В. В. Коршак бошчилигидаги бир группа совет олимлари табиатда номаълум бўлган кристалл ҳолдаги углероднинг янги шаклини синтез қилиб олишга муваффақ бўлдилар. Қора рангли кукун карбин (уч боғли бирикмаларни «ин» қўшимчаси қўшиб айтиш қабул қилинган) деб ном олди. Карбин кристалларида полиацетилен



занжирларидан ташқари, поликумулен (кетма-кет келувчи қўшбоғлар)



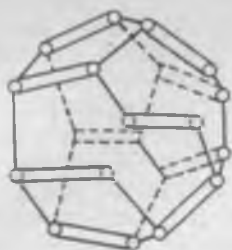
ипларни ҳам борлиги аниқланди. Занжир узунлиги 50 дан 200 нм гача етиши молекулада 2000 тача углерод борлигидан дарак беради. Химиявий жиҳатдан карбин бирмунча инерт эканлиги маълум бўлди. Хона ҳароратида у хлор ва бром билан реакцияга киришмайди. Агар аргон иштирокида уни  $2800^\circ\text{C}$  гача қиздирилса, у графитга айланади. Углерод учинчи модификациясининг физик хоссалари қизиқарлидир. Карбин олмоснинг баъзи хиллари каби ярим ўтказгич хоссасига эга, агар у нурлантирилса, унинг ўтказувчанлиги бир неча барабар ортиб кетади. Карбиннинг очиши яқин келажакда таркиби углеродга сероб бўлган муҳим хоссали маҳсулотларни, шу жумладан, нур таъсирига сезгир по-

лимер материаллар, ўта пишиқ толалар, иссиқликка чидамли материаллар, стабилланган резисторлар, ярим ўтказгичлар ва бошқаларни яратиш имконини беради. Кристалл углеродга хос бўлган юқори химиявий пишиқлик, иссиқликка чидамлилик, бирмунча кам зичлик, абсолют магнитсизлик ва шу каби бошқа ажойиб хоссалар янгидан-янги углеродли материаллар изланишларни давом эттиришни тақозо этади. Бу борада олмос, графит ва карбиннинг алоҳида-алоҳида хусусиятларини ўзида мужассамлаштирган гибрид материалларни яратиш айниқса истиқболли ғоядир. Тошқумирдан олинган углерод шиша ўзида графитга хос иссиқликка чидамлилик ва химиявий пишиқликни мужассамлаштиргани ҳолда ярим ўтказувчанлик хоссасига ва бу билан бир қаторда яна кам зичликка эга бўлди. Бу борадаги изланишлар давом этди ва этмоқда. Етмишинчи йиллар урталарида совет олимлари Д. А. Бочвар билан Е. Г. Гальперн квант механика ҳисобларини ўтказиб, углероднинг янги икки хил молекуласи бор бўлиши мумкинлиги ҳақидаги фикрга келдилар. Булардан бирининг кўриниши гипотетик молекула сифатида 12 та бешбурчакдан иборат бўлиб, қўшбоғлар билан алоҳида ҳолда кетма-кет боғланган. У карбододекаэдр номини олди. Иккинчи молекула яна ҳам мураккаброқ тузилишга эга бўлиши керак. У кўп қиррали бирикма бўлиб, унинг тузилишида 12 та бешбурчак ва 20 та олтибурчак мавжуд. Бунда ҳам баъзи атомлар орасида қўшбоғ бўлади. Бу молекула карбо-S-икосаэдр деб номланди. Карбододекаэдр билан карбо-S-икосадрлар молекулалари углерод полимерлари бўлган олмос, графит ва карбиндан фарқ қилиб, аниқ сонли углерод атомларига эга. Буларнинг биринчисида  $C_{20}$ , иккинчисида  $C_{60}$  та углерод атоми бор.

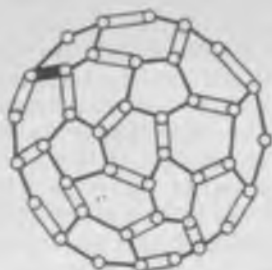
Бу иккала кўп қиррали бирикмалар ҳали синтез қилиб олинганича йўқ. Уларнинг синтези бирмунча мураккаб бўлиб, жуда катта куч, маблағ ва қийинчиликларни енгилни талаб қилади. Шу сабабдан ҳам бу кўп қиррали моддалар қандай хоссаларга эга бўлиши ҳақида ҳозирча ҳаёлий фикрлар юритиш мумкин, деб ёзади В. А. Милашев.

Сунъий олмос олиш. Олмоснинг табиатда кам тарқалганлиги, ноёб хоссалари, саноатнинг ўсиши ва техниканинг ривожланиши унга бўлган талабни янада ошира боради. Олмоснинг оддий углероддан иборат эканлиги маълум бўлса-да, сунъий йўл билан олиш учун кўп ва сермашаққат илмий изланишлар олиб боришга тўғри келди (11.2-расм).

Сунъий олмосни кварцдан, тоғ жинсларидан карбид, ацетилен, водород сульфид, силикатлар, кимберлит ва бошқалардан олинганлиги ҳақидаги хабарлар тарқалди, буларга патентлар, ёрлик ва ишонч қоғозлари берилди. Аммо ҳақиқий сунъий олмосни биринчилар қатори синтез қилиб олган кишилардан бири франциялик олим Фредерик Анри Муассан ҳисобланади. У 1893 йили ўзи ясаган аппаратда суюқ ҳолатдаги чўянда эритилган «шакар кумири» дан сунъий олмоснинг дастлабки майда кристалларини олишга муяссар бўлди. Муассан графитни қисман бўлса ҳам олмосга ай-



*a*



*б*

*11.2-расм. а) карбододекаэдрнинг ҳисоблаб чиқилган атом структурасининг кўриниши — назарий жиҳатдан мумкин бўлган, лекин ҳали синтез қилинмаган углерод кристаллининг модификацияси. б) карбо - S - икосаэдрнинг ҳисоблаб чиқилган атом структурасининг кўриниши назарий жиҳатдан мумкин бўлган, лекин ҳали синтез қилинмаган кристалл углероднинг модификацияси.*

лантира олганлиги улкан илмий жасоратдан далолат эди. Муассан билан деярли бир вақтда тажрибалар қўйиб, сунъий олмос олишга муяссар бўлган россиялик олим Константин Дмитриевич Хрущов камтарлиги туфайли ўзининг олган натижаларини эълон қилмади.

Муассан ва Хрущов ишларидан кейин сунъий олмос яратиш борсидаги уринишлар яна ярим аср давом этди. Бунинг сабаби ҳосил бўлувчи сунъий олмос зарралардангина иборат бўлиб, ўта қимматга тушар ва ўзини оқламасди. Муассан ҳам, Хрущов ва бошқа олимлар ҳам олмос синтезида тўғри, илмий асосланган йўлдан бордилар. Улар бошқа минглаб олимлардан фикрларининг аниқлиги, тўғри ва чуқур изланилганлиги билан ажралсалар-да, ҳарорат қанча бўлиши, қандай босим кераклигини тўла тасаввур эта олмадилар. Бунинг учун вақт ҳали эрта, масаланинг узил-кесил ҳал бўлиши учун техниканинг ҳам ривожланиши зарур эди.

1911 йилга келиб Вальтер Нернст графит ва олмоснинг иссиқлик сгимини, бир йилдан кейин уларнинг ёниш иссиқлигини ўлчади.

1924 йили Леба билан Цикон олмосни вакуумда бир соат давомида 1500°C да қиздирганида ҳеч қандай ўзгариш рўй бермаганини, 1800—1850°C да эса унинг 0,4 қисми, 2000°C ярим соат ичида 0,9 қисми графитга айланганлиги ҳақидаги хабарни эълон қилишди. Демак, маълум бир шароит яратилганида олмос графитга айланиши исботланди. Илгари қўйилган тажрибалар ва кейинги муваффақиятлар графит олмосга, олмос ўз навбатида графитга айланиши мумкинлигини кўрсатди. Шундай қилиб, бу сунъий олмос синтез қилиш назарияси вужудга келадиган вақт яқинлашганидан дарак берди.

Асримиз бошларида юқори босим олиш установкаларининг вужудга келиши, турли ҳисоб ва анализлар сунъий олмос олиш проблемасини ҳал қилиш мумкинлигига ишонч ҳосил қилди. Юқори босим остида моддалар хоссаларининг тамоман ўзгариб

кетиши, газларнинг суюқликка, суюқликларнинг қаттиқ жисмга айланиши, қаттиқ жисмларнинг янада қаттиқлашуви каби фактлар амалда исботланди. Босим қўлланганда реакция тезлигининг ортиши аниқланди, оддий шароитда кетмайдиган процесслар босим остида яхши натижалар берди. О. И. Лейпунскийнинг графитни олмосга айлантириш учун  $2000^{\circ}\text{C}$  иссиқлик билан камда 60—70 минг, аниқроғи 100 минг атмосфера босим зарурлиги ҳақидаги ҳисоби эълон қилинди. Илгари олмосни сунъий равишда синтез қилиб олишга уринган олимлар ишлатган босим ҳақиқатда талаб этиладиган босимдан юзлаб, ҳатто минглаб баравар кам бўлган. Демак, илгариги олимлар ўтказган реакция шароити графитнинг мустаҳкам ва ўзгармас шаклини тақозо этувчи шароитда олиб борилган. Графитнинг бундай шароитда (бошқача қилиб айтганда, термодинамика қонунларига бўйсунмаган пайтда) олмосга айланмаслиги, табиий бир ҳоллиги энди бизга маълум.

1953 йилнинг февраль ойида швед олими Эрик Гуннар Лундблэд бошлиқ группа 80 минг атмосфера ва  $2500^{\circ}\text{C}$  иссиқлик таъсирида графитдан сунъий олмос олган. Мамлакатимизда сунъий олмос СССР Фанлар академияси Юқори босим физикаси институтида академик Л. Ф. Верещагин раҳбарлигида синтез қилиб олинди. Бунинг учун олим бошлиқ бир группа илмий ходимлар Ленин мукофотиغا сазовор бўлдилар. 1966 йилга келиб совет олимлари Бразилияда учрайдиган табиий олмоснинг энг қаттиқ ва пишиқ хили ҳисобланган карбонадони (унда олмоснинг бир неча кристаллари ўзаро бириккан бўлиб, унинг ранги хирароқ ва қорароқ бўлади) синтез қилиб олишга муваффақ бўлганлар. Олмоснинг бу тури токарь станогида қирқиш ишларида ва қазииш пармалари ясашда ишлатилади.

Совет Иттифоқи ҳозир сунъий олмосни чет элларга ҳам экспорт қилади. Саноатимиз халқ хўжалигига керакли миқдорда сунъий олмос ишлаб чиқармоқда. 1970 йили биргина АҚШда саноат эҳтиёжлари учун 3,5 т сунъий олмос ишлатилган. Кўриниб турибдики, табиий олмос ишлаб чиқариш борган сари камая бориб, сунъий олмос дончалари ишлатила боради. Махсус физик хусусиятлар, масалан, ярим ўтказувчанликни ўзида мужассамлаштирган олмос ҳам синтез қилиб олиндики, бу сунъий олмос ишлатиладиган соҳалар сонини янада кўпайтирди.

Олмос қўлланиладиган соҳаларни санаб охирига етиб бўлмайди. У машинасозлик корхоналарида, автомобиль заводларида, самолётсозликда, металлларга ишлов бериш, нефть ва газ қудуқлари қазииш, ойна қирқишда кенг қўлланмоқда. Эндиликда олмос ўлчаш ишларида ҳам ишлатила бошланди. Подшипниклар ишлаб чиқаришда, автотракторлар саноати ва халқ хўжалигининг бошқа ўнлаб соҳаларида кенг фойдаланила бошланди. Украина Фанлар академиясининг ўта қаттиқ материаллар институтида яратилган олмос арра ҳар қандай материални қирқишга қодир. Олмос арра бетонни қирқади. Бир метр қалинликдаги бетон 3 минутда арралаб бўлинади. Олмос ёрдамида хоҳлаган материал юзасига ўйиб расм солиш мумкин.

Олмос ишлатиб ясаладиган асбобларда унинг миқдори турлича бўлади. Қаттиқ қотишмалар, минераллар ва шишаларни ишлашда зарур айланма олмос қайроқтошларнинг бир донаси учун 0,2—80,0 диск учун 0,25—1,8, чуқур қудуқларда қўлланидиган пармага 300—800, олмос металл қаламига 0,5—1, олмос кескичга 0,4—1,3, подшипникка 0,4—0,6 карат миқдорда керак бўлади.

Олмоснинг чархлаш кўрсаткичи бирга тенг бўлганда бор карбидники 0,5—0,6, кремний карбидники 0,25—0,45 ва электрокорундники 0,14—0,16 га тўғри келади. Жуда мустаҳкам материаллардан электрокорунднинг чархлаш кўрсаткичи олмосникидан 6—7 баравар кам.

Олмос ниналари массаси 0,1—0,3 карат атрофида бўлиб, металл стерженларга маҳкамланади. Ниналар қирқиш-силлиқлаш дастгоҳларида нишонлаш учун қўлланилади. Улар турли деталлар юзасининг текислиги ва нотекислигини аниқлайдиган профилометрлар ҳамда профилографларда ишлатилади. Бундай мақсадларда қўлланилаётган тиниқ ёки ярим тиниқ қисмчаларнинг массаси 0,002—0,01 каратга тенг бўлиб, узайган шаклда думалоқроқ кесимда ишланган синиқларсиз бўлиши талаб қилинади.

Металлар қотишма, минераллар ва шу каби бошқа материаллар қаттиқлигини ўлчаш мақсадида ишлатиладиган 120° ли олмос конуслари ости учун ҳам 0,18—0,6 каратли қирраланган ва ярим тиниқ кристаллар ишлатилади.

Сим тортишда ишлатиладиган олмос мосламалари иш унумини тезлаштиради. 1 та олмос мослама қаттиқ қотишмадан ишланган 345 та мосламани алмаштира олади, бунда сим тортиш эса 2—3 баравар ортади.

Бундай мосламалар учун ишлатиладиган кристалл массаси 0,1—0,35 каратга тенг бўлиб, тиниқ, синиқларсиз, аралашмасиз ва уни ўн баравар катталаштириб қўрилганда ҳам ўзгаришсиз қолиши шарт. Олмос мосламалари ёрдамида диаметри 7 мкм ва ундан ҳам ингичка симлар олиш мумкин.

Лазер технологияси ёрдамида ишланиб, олмосдан тайёрланган фильералар тегишлича операцияларда иш унумини электрофизик методларга қараганда 12—15 баравар ва механик усулга нисбатан 200 баравар орттириши катта аҳамиятга эга бўлди — улкан ишлаб чиқариш майдонлари бўшади, меҳнат шаронти яхшиланди, техника ва саноатда агрономияга кенг йўл очилди.

Олмосда сцинтилляция (нур алангаланишлари) ҳодисалар жуда тез боради. Температура —125°С дан +230°С гача бўлган оралиқда ўтказилган тажрибалар олмоснинг ҳисоблаш «хусусияти» ва фотоўтказувчанлиги температура камайиши билан ортиб боришини кўрсатди. Шунинг учун ҳам олмос счётчиклари агрессив муҳитларда ҳам пишиқлиги, стабиллиги, узоқ вақт хизмат қилиши билан ажралиб туради, кучли магнит ва гравитацион майдонларда ишлай олиши билан муҳим аҳамият касб этади.

Автомобиль сурков мойларига олмос кукуни (заррачалар кесими нкки-уч микрометрдан ошмаган ҳолда) қўшиб ишлатилганда самарали бўлиши аниқланди.

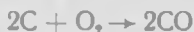
Олмос барча соҳаларга кириб бормоқда. Энди у техника ва саноатдан ўзининг муносиб ўринини эгалламоқда.

Активланган кўмир газларни яхши ютади (адсорбциялайди), учувчан суюқликларни ҳаводан ва газлар аралашмаларидан ютиб олади, противогазларда қўлланилади (буни Н. Д. Зелинский так-лиф қилган) ва кўпгина химиявий реакцияларда катализаторлик ролини бажаради. Кўмир газлар билан бир қаторда суюқликлар-ни ҳам ютиш хусусиятига эга.

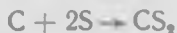
**Углероднинг химиявий хоссалари.** Оддий шароитда углерод (графит, кўмир, олмос) инерт бўлиб, қиздирилганда хоссаси ўз-гаради. Бунда кўмир кислород билан осонгина бирикади ва қай-тарувчи бўлиб ҳисобланади. Рудалардан металлларни эритиб аж-ратиб олиш металллар оксидларини кўмир билан қайтаришга асосланган бўлиб металлургияда кенг қўлланилади:



Углерод кислород билан бирикиб, углерод монооксиди (ис газы) ва углерод диоксиди (карбонат ангидрид) ҳосил қилади:



Юқори температурада углерод металлмаслар билан бирикиб, турли бирикмалар ҳосил қилади:



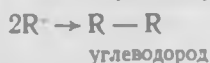
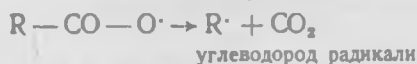
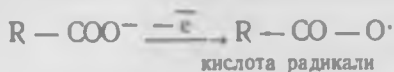
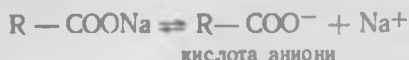
#### УГЛЕВОДОРОДЛАР

Икки химиявий элемент — углерод ва водороддан ташкил топ-ган бирикмалар углеводородлар дейилади. Таркиби ҳаммаси бў-либ икки элементдан иборат бундай бирикмалар хоссалари жи-ҳатдан бир-бирларидан унчалик фарқ қилмаслиги керак эди. Амалда эса бунинг аксини кўрамиз. Углеводородлар тузилиши-нинг ўзига хос хусусияти уларда барқарор углерод-углерод боғ-ларининг борлиги бўлиб, булар оддий, қўшбоғ ва учбоғ билан боғланган бўлади. Бошқа бирор элемент бундай структурали би-рикмалар ҳосил қила олмайди. Шунинг учун ҳам углеводородлар ва уларнинг ҳосилалари беҳад кўп ва турли-тумандир.

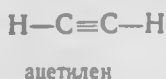
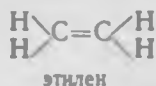
Углеводородлар тўрт синфга бўлинади: алканлар (тўйин-ган углеводородлар, парафинлар), алкенлар (олефинлар, тў-йинмаган углеводородлар); алкинлар (ацетиленлар, уч боғли углеводородлар) ва ароматик углеводородлар.

Алканлар табиий газлар, нефть, кокс газлари ва бошқа би-рикмалардан ажратиб олинади. Улар тўйинмаган углеводород-ларни каталитик гидрогенлаш, галогенли ҳосилаларни қайтариш билан ҳам синтез қилинади. Карбон кислота тузларини электро-

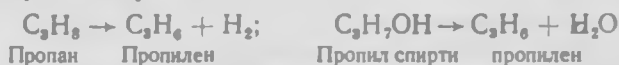
лиз қилганда ҳам алканлар ҳосил бўлади. Бунда кислота анион-лари анодда эркин радикалларга парчаланиб, ўзаро бирикади ва мураккаброқ углеводородлар ҳосил қилади. Бу *Кольбе реакцияси* чоми билан маълумдир:



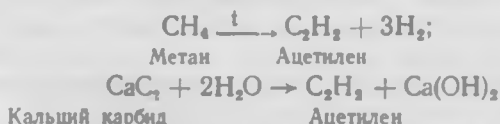
Молекуласида углерод атомлари орасида қўшбоғ мавжуд бўлган бирикмалар олефинлар (тўйинмаган углеводородлар) уч боғ бўлган бирикмалар эса ацетилен углеводородлари дейилади. Этилен ва ацетилен буларнинг оддий вакиллари ҳисобланади:



Этилен қатори углеводородларига пропилен  $C_3H_6$ , бутилен  $C_4H_8$ , амилен  $C_5H_{10}$  ва бошқалар киради. Олефинлар нефть маҳсулотлари, кокс газлари, тўйинган углеводородлардан ва спиртларни дегидрогенлаш ва дегидратлаш йўли билан олинади:



Ацетилен табиий газлар (метан) дан ва кальций карбиддан қуйидаги реакциялар орқали олинади:



Ароматик углеводородлар нефть билан тошқумир смоласидан олинади. Бензол, толуол, ксилол ва бошқалар буларнинг муҳим вакиллари.



бензол



толуол



ксилол

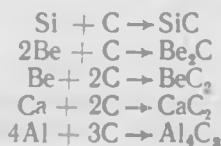


этилбензол



Угледородлар газ, суюқлик ва қаттиқ моддалар сифатида учрайди. Улар муҳим хомашё маҳсулотлари бўлиб, турли синтезларда қўлланилади. Альдегидлар, карбон кислоталар, нитробирималар, спиртлар, галогенли ҳосилалар ҳамда шу каби бошқа унлаб хил бирикмалар угледородлардан синтез қилинади. Синтетик каучук, полимерлар, пластмассалар, металлоорганик бирикмалар, ёнилғилар ҳам угледородлар маҳсулоти ҳисобланади. Қишлоқ хўжалигида қўлланилаётган юзлаб хил пестицидлар, фармацевтик препаратлар, медицина учун зарур маҳсулотлар, кийим-кечаклар, қурилишда ишлатиладиган деталлар ва ҳатто уйлар ҳам ана шу угледородлардан тайёрланади. Угледородлардан олинувчи маҳсулотлар саноғига етиб бўлмайди, улар қўлланиладиган соҳалар жуда кўп. Булар ҳақида органик химияда тўла маълумот берилади.

**Металларнинг карбидлари.** Углероднинг унга нисбатан электромузбат бўлган металлар ва бошқа элементлар билан ҳосил қилган бирикмалари *карбидлар* дейилади. Металлар кўмир билан қнздирилганда карбидлар ҳосил бўлади.



Карбидлар кристалл тузилишга эга бўлиб, уларда химиявий боғланишнинг уч хили маълум: тузсимон (ион боғланишли), металсимон (интерметалл) ва ковалент карбидлар.

Тузсимон карбидлар ион ва ковалент боғлар оралиғидаги боғ табиатига эга бўлиб, буларнинг вакилларига  $\text{Be}_2\text{C}$ ,  $\text{Mg}_2\text{C}$ ,  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{LaC}_2$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{C}$  ва бошқалар киради, улар сув билан ўзаро таъсирлашганда, гидроксидлар ва тегишли угледородлар ҳосил бўлади:



Баъзи металларнинг (айниқса миснинг) ацетилен билан ҳосил қилган карбидлари ташқи таъсир (зарба) натижасида тез парчаланади. Буларга  $\text{Sn}_2\text{C}$ ,  $\text{Ag}_2\text{C}_2$ ,  $\text{Au}_2\text{C}_2$  ва  $\text{HgC}_2$  лар мисол бўлади. Уран карбиди  $\text{U}_2\text{C}_3$  га сув таъсир эттирилганда газ ва суюқ ҳолдаги турли угледородлар аралашмаси ҳосил бўлади.

Металлсимон карбидларда углерод атомлари зич жойлашган металл атомлари орасидаги октаэдрик бўшлиқларда жойлашади. Бундай бирикмалар ўта қаттиқлиги ва эриш температурасининг юқорилиги билан ажралиб туради. Масалан, ниобий карбид  $\text{NbC}$  3500, гафний карбид ( $\text{HfC}$ ) 3890° ва тантал карбид  $\text{TaC}$  3900°С да суюқланади. Булар қийин суюқланадиган моддалардан бўлиб сув, кислота ва зар суви билан ҳам реакцияга киришмайдиган химиявий пассив бирикмалар қаторига киради. Электр токини металлар каби яхши ўтказди.

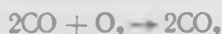
d — қатор элементлари карбидларининг таркиби ўзгарувчан (титан карбидда углерод миқдори 0,6 — 1,0%, ваннадийда 0,58—1,0% атрофида) бўлади.

Кремний карбид SiC ва бор карбид B<sub>4</sub>C лар киради. Бу химиявий тоза бирикмалардаги элементлараро боғланиш ҳақиқий ковалент боғига яқин бўлади. Бунинг сабаби, кремний ва борнинг даврий системада углеродга яқин жойлашганлиги ҳамда атомлар ўлчами ва электроманфийли қиймати жиҳатдан яқинлигидадир.

Металлар карбидлари машинасозликда, шиша қирқишда, металлургия, химия саноати каби ва бошқа соҳаларда қўлланилади.

**Углероднинг кислотодли бирикмалари.** Углероднинг кислотодли бирикмаларидан анчагинаси маълум бўлиб, буларга CO, CO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, C<sub>3</sub>O<sub>2</sub>, C<sub>4</sub>O<sub>2</sub> ва циклик бирикма (эфир) лардан C<sub>12</sub>O<sub>12</sub> билан (C<sub>4</sub>O<sub>2</sub>)<sub>n</sub> лар киради. Булардан углерод моноксид — CO билан диоксид — CO<sub>2</sub> аорганик моддалар, қолганлари эса органик бирикмалар қаторига киритилади.

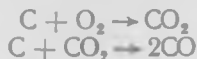
**Углерод моноксид.** Рангсиз, сувда кам эрувчан ҳамда ҳидсиз газ. Уни «ис газ» (кўмир чала ёнганда ёки органик бирикмалар оксидланганда ҳосил бўлади) деб ҳам юритадилар. Углерод моноксид жуда заҳарли газ бўлиб, одам қонидаги гемоглобинни бузади. Унинг ҳаводаги рухсат этилган концентрацияси 0,02 мг/л ни ташкил этади. Углерод моноксид ёниб, диоксидга айланади.



Лабораторияда CO ни чуқоли кислотага сувни тортиб олувчи реагентлар таъсир эттириб олса бўлади (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>):

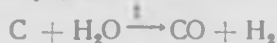


Саноатда углерод моноксид генератор газ, сув газ, ва аралаш газ ҳолда олинади. Генератор газ, ҳавода кўмирни чала ёндириб олинади:



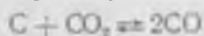
Генератор газда 25% углерод моноксид, 70% азот, 4,0% углерод диоксид, 0,3% миқдорда метан, кислород ва водород бўлади.

Агар чуғланган кўмрдан сув буғи ўтказилса, углерод моноксиднинг водород билан аралашмаси ҳосил бўлади (техникада бу аралашма сув газ, номи билан маълум):



Сув газининг таркиби: CO—40,0%, H<sub>2</sub>—50,0%, CO<sub>2</sub> 5,0%, H<sub>2</sub>O —4,0% ва бошқалар.

Сув газ, олиш реакцияси эндотермик бўлганлиги сабабли кўмир совийди. Кўмирни чуғланган ҳолда сақлаб туриш учун генератор газ, ва сув газ, олиш реакциялари бир вақтнинг ўзида борилиши керак:

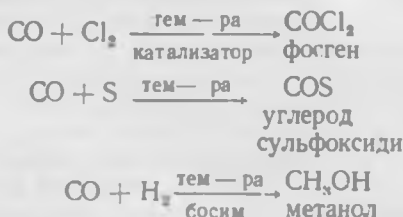


Бу реакцияда мувозанат юқори температурада (>1000°C) ўнгга силжиган бўлади, пастда эса чап томонга силжийди ( $\Delta H^\circ = 172 \text{ кж}$ ,  $\Delta S^\circ = 176 \text{ Ж/к}$ ).

Чўланган кўмирга бир вақтинг ўзида ҳам сув буғи ва ҳаво берилганда аралаш газ ҳосил бўлади. Унинг таркиби қуйидагичадир (ўрта ҳисобда):  $\text{CO}$  — 30,0 %,  $\text{H}_2$  — 15,0 %,  $\text{CO}_2$  — 5,0 %,  $\text{N}$  — 50,0 %.

Углерод монооксид — кучли қайтарувчи. Унинг молекуласидаги химиявий боғланиш кучлилиги сабабли, углерод монооксид иштирокида борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари юқори температурадагина тез боради. Оксидларни углерод монооксид ёрдамида қайтариш металлургияда катта аҳамиятга эга.

Углерод монооксид бириктириб олиш реакцияларига киришади:



Металлар карбониллари. Углерод (II)-оксиднинг металллар билан бирикмаларининг сони мингдан ортади, ҳаммаси заҳарли моддалар ҳисобланади. Металлиганд боғланиши мавжудлиги сабабли улар  $\pi$ -комплексларга яқин туради.  $\text{CO}$  — лигандлар углерод атоми орқали металллар билан оксидланиш даражаси ноль бўлган ҳолатда ковалент боғланган d-элементлари карбониллари енгил, сувда эримайдиган, қўтбланмаган эритмаларда эрийдиган, тез учувчан, кислота ва ишқорларга индифферент бўлган бирикмалардир. Металлар карбонилларини юқори босим ва 100—200°C да кукунсимон металлга углерод монооксид таъсир этириб олинади.

Қуйида баъзи металлларнинг карбонилларидан намуналар берилди:

| Темир                                                                                 | Никель                   | Кобальт                                                                                  | Хром                     | Вольфрам                |
|---------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------|-------------------------|
| $\text{Fe}(\text{CO})_4$<br>$\text{Fe}(\text{CO})_5$<br>$\text{Fe}_2(\text{CO})_{12}$ | $\text{Ni}(\text{CO})_4$ | $\text{Co}(\text{CO})_8$<br>$\text{Co}(\text{CO})_{12}$<br>$\text{Co}_2(\text{CO})_{10}$ | $\text{Cr}(\text{CO})_6$ | $\text{W}(\text{CO})_6$ |

Карбониллар диамагнитлардир.  $\text{CO}$  нинг металл билан боғи жуда мустаҳкамлиги бу ерда донор-акцептор ва датив бирикиш борлиги билан тушунтирилади. Шунга қарамай, карбониллар қиздирилганда металл ва  $\text{CO}$  га осонгина парчаланади. Никель карбонили парчаланиши портлаш билан боради.

Металларнинг карбониллари химиявий реакцияларда  $\text{CO}$  группаларини бошқа лигандлар (тўйинмаган углеводородлар, фосфинлар, фосфитлар, аминлар, изонитриллар,  $\text{NO}$  ва бошқалар) га тўла ёки қисман алмашади. Галогенлар билан реакцияга кири-

шади, карбонилметаллат — анионгача қайтарилади. Металларнинг карбониллари, саноатда гидроформиллаш, карбоксиллаш, гидрогенлаш ва полимерлаш каби реакцияларда катализатор сифатида ҳамда турли металлорганик бирикмалар синтезида ҳамашё сифатида ишлатилади.

Углерод диоксид —  $\text{CO}_2$ . Органик бирикмалар оксидланиши натижасида доимо ҳосил бўлиб туради. Нормал босимда 100 л сувда  $0^\circ\text{C}$  да 171 л,  $10^\circ\text{C}$  да 119 л ва  $20^\circ\text{C}$  да 88 л  $\text{CO}_2$  эрийди. Босим ортиши билан унинг сувда эриши кўпаяди.  $\text{CO}_2$  молекулалари орасидаги ковалент боғ табиати улар орасида донор — акцептор бирикишинин йўққа чиқаради.  $\text{CO}_2$  молекуласидаги углерод — кислород боғи орасидаги масофа (116 нм) чумоли альдегидникига қараганда 6 нм га камроқдир. Уч боғнинг мавжудлиги структура резонанси билан боғлиқдир:



Қаттиқ ҳолдаги углерод диоксиди суюқланмасдан  $-78^\circ\text{C}$  да буғланади. У ҳаводан бир ярим баравар оғир, ҳаводаги 10% ли миқдори нафас олишни тўхтатганлиги сабабли ҳаёт учун хавфли ҳисобланади.

Саноатда  $\text{CO}_2$  оҳактошни қиздириб олинади:



Лабораторияда  $\text{CO}_2$  Кипп аппаратида қуйидаги реакция билан синтез қилинади:



Углерод диоксид сода, карбамид, карбонат кислота олишда, сув ва мева шарбатларини газлаштиришда қўлланилади. «Қуруқ муз» музқаймоқ тайёрлашда ҳамда озиқ-овқат маҳсулотларини сақлашда, совитиш зарур бўлган ишларда кенг қўламда ишлатилади.

Карбонат кислота —  $\text{H}_2\text{CO}_3$  сувли эритмадагина мавжуд бўла олади. Қиздирилганда углерод диоксид учиб кетади,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  нинг ҳосил бўлиш мувозанати чапга сурилади ва охирида сув қолади. У кучсиз кислота-лардан бўлиб,  $K_1 = 4,2 \cdot 10^{-7}$  ва  $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$  га тенг.  $\text{CO}_3^{2-}$  иони ясси учбурчак тузилишга эга ( $sp^2$ -гибридланган ҳолат ва делокалланган  $\pi$ -боғ),  $d(\text{C}-\text{O}) = 129$  нм га тенг.

Икки асосли карбонат кислота ўрта ва нордон тузлар ҳосил қилади. Ўрта тузлар *карбонатлар*, нордонлари эса *гидрокарбонатлар* дейилади. Карбонатлар одатда сувда кам эрийди. Натрий, калий, рубидий, цезий ва аммоний карбонатлар сувда яхши эрийди. Карбонатлар қиздирилганда металл оксиди ва  $\text{CO}_2$  ҳосил қилиб парчланади. Элементнинг металл хоссаси кучли намоён бўлиши билан карбонат тузларининг барқарорлиги ҳам ортиб боради. Натрий карбонат парчаланмасдан суюқланади, кальций карбонат  $825^\circ\text{C}$  да, кумуш карбонат эса  $100^\circ\text{C}$  даёқ парчала-нади.

Ишқорий металллар учун нордон карбонат (гидрокарбонат) лар маълум. Секин қиздирилганда улар осон парчаланадн. Гидрокарбонатлар  $\text{NaHCO}_3$  дан  $\text{CsHCO}_3$  га ўтганда барқарорлиги ортади.

Карбонат кислота тузлари углерод диоксидга ишқор таъсир этиш орқали олиниши мумкин:



Гидрокарбонатлар қиздирилганда карбонатларга ўтиши мумкин:



Сувда эримайдиган карбонатлар тегишли тузларнинг  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  билан алмашилиш реакцияларида ҳосил қилинадн. Сувда эрийдиган карбонатлар таъсирида гидролизланадиган катионлар ( $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  ва бошқалар) асос карбонатларни, кучли гидролизланадиган карбонатлар эса ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$  ва бошқалар) гидроксид қолдиқларини беради.

Беқарор пероксиди карбонаткислота —  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_6$  ва пероксомонокарбонат кислота —  $\text{H}_2\text{CO}_4$  тузлари ҳам учрайди. Пероксокарбонатлар деб аталувчи тузлар пероксид моддаларга кирадн.

Карбонат кислота тузларидан бўлган кальций карбонат  $\text{CaCO}_3$  табиатда оҳактош, бўр ва мрамар сифатида кенг тарқалган. Магний карбонат  $\text{MgCO}_3$  магнезит номи билан маълум бўлган минералдир.

Мис гидроксокарбонат  $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$  табиатда учрайдиган маляхит минералидан иборат. Баъзи карбонатлар, шу жумладан, темир шпати —  $\text{FeCO}_3$  ва гальмей  $\text{ZnCO}_3$  лар қимматли рудалардан ҳисобланиб, металл олишда ишлатилади.

Натрий карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . У сода номи билан юритилиб, бир неча хил маълум:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристаллгидрат

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  — кристалл-карбонат

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  — кальцинациланган сода

$\text{NaHCO}_3$  — ичимлик сода

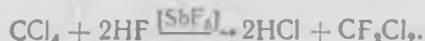
Мамлакатимизда сода уч хил йўл билан ишлаб чиқарилади. Унинг ҳозир йилига ишлаб чиқариладиган миқдори 5 млн т атропофиди бўлиб, кўп соҳаларда қўлланилади. Энг кўп ишлатиладигани кальцинациланган (кристаллизация суви бўлмаган) содадир. Шиша, совун, тўқимачилик, бўёқчилик, сувни юмшатиш каби ва бошқа қатор соҳаларда ишлатилади.

Ичимлик содадан медицина, озиқ-овқат саноати, фармацевтика ва бошқа тармоқларда кенг фойдаланилади.

Углероднинг галогенли бирикмалари. Углерод галогенлар билан кўпгина бирикмалар ҳосил қилади. Фақат фтор углерод билан тўғридан-тўғри бирикиб,  $\text{CF}_4$  — тетрафтор углеродни ҳосил қилади. Графит билан хлорнинг реакциясини паст температурада ўтказиш термодинамик жиҳатдан мумкин бўлса-да, амалда углерод IV-хлорид —  $\text{CCl}_4$  ҳосил бўлмайди, лекин  $\text{CCl}_4$  ни метанга хлор таъсир эттириб олинадн.

**Фреонлар.** Углероднинг галогенли ҳссилаларидан  $\text{CF}_4$  билан  $\text{CCl}_4$  амалий аҳамиятга эга. Углерод IV-фторид  $\text{CF}_4$  газ бўлиб, — 128°C да қайнайди, — 184°C да қотади. Жуда инерт модда бўлиб, ўзи ва унинг ҳлсрли ҳссилалари фреонлар номи билан маълум. Булар совитиш техникасида қўлланилади.

Фреон-12 деб аталувчи дифтордихлорметан —  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$  совитиш машинасининг ишчи суюқлиги (хладоагент) ҳисобланади. Фреонлар жуда барқарор моддалар бўлиб гидролизланмайди, шу сабабли металлрнн коррозияга учратмайди. Улар инсектофунгицидлардан аэрозоллар тайёрлашда эритувчи ва фторли ҳссилалар олишда оралиқ модда сифатида қўлланилади. Кенг тарқалган фреон-12 углерод IV-хлорид  $\text{CCl}_4$  билан  $\text{HF}$  дан олинади (катализатор сифатида  $\text{SbF}_5$  ишлатилади):

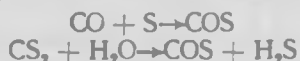


**Фосген** —  $\text{COCl}_2$ . Карбонат кислотанинг дихлорангидриди, қўнғир газ, — 118°C да қотади, 8,2°C да қайнайди.  $d = 1,420$ . Сувда ёмон, органик эритувчиларда яхши эрийди.

Уни углерод оксид билан хлордан активланган кўмир иштирокида олинади. Фосген баъзи эритмалар (масалан, диэтилкарбонат), дифенилметан қатори бўёқлари, даволаш препаратлари поликарбонатлар ва бошқа моддалар олишда ишлатилади. У ўта заҳарли модда. Биринчи жаҳон уруши йилларнда (1914—1918) заҳарловчи модда сифатида қўлланилган. Противогаз орқали ундан сақланиш мумкин.

**Углероднинг олтингугуртли бирикмалари.** Углерод дисульфид —  $\text{CS}_2$ , — 111,9°C да қотадиган суюқлик, 46,2°C да қайнайди. У сувда ёмон, органик эритмаларда яхши эрийди, 150°C атрофида сув таъсирида  $\text{H}_2\text{S}$  ажратиб парчаланади. Уни чуғланган писта кўмирга олтингугурт таъсир эттириб олинади. Углерод дисульфид вискоза саноатида целлюлоза ксантогенати олишда,  $\text{CCl}_4$  синтезида ва бошқа реакцияларда ишлатилади. Ундан қишлоқ хўжалиги зараркундаларига қарши курашда заҳарли ва ўтга хавфли бўлгани сабабли кенг фойдаланилмайди.

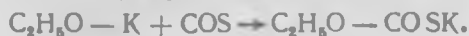
Углерод сульфоксид —  $\text{COS}$ . Бу бирикма углерод (II)-оксидни олтингугурт билан юқори температурада қиздириб ёки 400°C да углерод дисульфидга сув таъсир эттириб олинади:



Изотиоциан кислота эфирига (хантал мойига) сульфат кислота иштирокида сув таъсир эттириб олса ҳам бўлади:



Углерод сульфоксид рангсиз газ, кучсиз қўланса ҳидли бўлиб, асабга таъсир этади. Ишқорларга ютдирилганда  $\text{KO} - \text{CO} - \text{SK}$  тузилишга эга бўлган монотиокарбонат кислота тузини беради. Алкоголятор билан шу кислотанинг нордон тузларини ҳосил қилади:



$\text{COS}$  баъзи синтезларда ҳамда сифат реакцияларида ишлатилади.

**Тиокарбонат кислоталар.** Булардан монотиокарбонат кислота  $\text{SC}(\text{OH})_2$ ,  $\text{OC}(\text{SH})\text{OH}$ , дитиокарбонат кислота —  $\text{SC}(\text{SH})\text{OH}$ ,  $\text{OC}(\text{SH})_2$  ва тритиокарбонат кислота —  $\text{SC}(\text{SH})_2$  лар маълум. Эркин ҳолда фақат  $\text{H}_2\text{CS}_3$  бор бўлиб, қизил суюқлик.  $-30^\circ\text{C}$  да қотади,  $\text{H}_2\text{S}$  ва  $\text{CS}_2$  лар ҳосил қилиб парчаланади. Барча тиокарбонат кислоталарнинг барқарор тузлари маълум бўлиб, пестицидлар, флотореагентлар, вулканизация тезлаткичлари сифатида ишлатилади. Тиомочевнина, тиокарбамин кислоталар, тиофосген, дитиокарбамин кислоталар, тритиокарбонат кислоталар эфирлари ва тузлари ҳам амалий аҳамиятга эга.

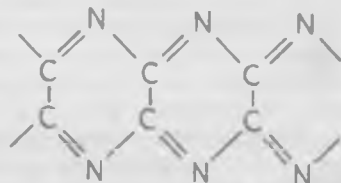
**Углероднинг азотли бирикмалари.** Дициан —  $\text{C}_2\text{N}_2$ . Электр ёйи таъсирида юқори температурада углерод туғридан-туғри азот билан бирикиб дициан ҳосил қилади. Дициан газ,  $-28^\circ\text{C}$  да қотади,  $-21^\circ\text{C}$  да қайнайди, заҳарли тез алангалаанади, унинг кислород билан аралашмаси ёнганда температура  $4500^\circ\text{C}$  гача кўтарилади. Дициан молекуласи чиқиqli тузилишга эга.



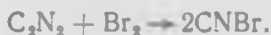
Унда атомлараро масофа  $d_{(\text{C}-\text{C})} = 137 \text{ нм}$ ,  $d_{(\text{C}-\text{N})} = 113 \text{ нм}$ .

Дициан қиздирилганда ( $500^\circ\text{C}$ ) полимерланиб қора-жигарранг тусли суюқланмайдиган парацианга айланади:

Ҳавосиз жойда парациан  $860^\circ\text{C}$  гача қиздирилганда яна дицианга айланади.  $\text{HCN}$  ни кислород,  $\text{NO}_2$  ёки  $\text{H}_2\text{O}_2$  билан каталитик оксидлаб парациан олинади. Унинг оз миқдордагиси  $\text{KCN}$ нинг сувдаги эритмасининг мис (II) сульфат билан ўз-ара таъсиридан ҳосил қилинади.



Парациан химиявий хоссалари жиҳатдан галогенларга яқин туради. Шунинг учун ҳам у реакцияга жуда осон киришадиган моддалардан ҳисобланади. Бунда ҳосил бўладиган бирикмалар ўз таркиби билан галогенлардан олинadиган моддаларникига ўхшаб кетади (унинг таркибида 2 та учбоғ ва азот атомларида электрон жуфтлар бор):



Дициан оксамид, этилендиамин ишлаб чиқаришда, металлarnи қирқишда ва пайвандлашда ёқилғи сифатида ишлатилади.

Дициандиамид  $\text{HN}=\text{C}(\text{NH}_2)$ ,  $\text{NH}_2\text{CN}$  дициан ҳосилаларидан ҳисобланади. У меламина санoатида, дициандиамид — формальдегид смолалари тайёрлашда, барбитурат кислота ва унинг тузларини (фенобарбитал ва циклобарбитал) олишда ҳамда эпоксид смолалари қотиргичлари сифатида ишлатилади.

1,4-дицианбутен-2 —  $\text{NCCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CN}$  ҳам дициан ҳосилаларидан бўлиб, адиподинитрил олишда ишлатилади.

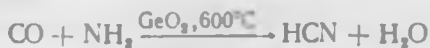
Цианид кислота  $\text{HCN}$ . Рангсиз, енгил, учувчан суюқлик,  $26,5^\circ\text{C}$  да қайнайди, аччиқ бодом ҳидига эга. Энг кучли заҳарли моддалардан бири.

Сувли эритмасида кучсиз кислота хусусиятларини намён қилади ( $K = 2,1 \cdot 10^{-9}$ ).

Сувсиз суюқ цианид кислота кучли ионловчи эритувчи бўлиб, унда эриган электролитлар ионларга диссоциланади. Цианид кислота икки хил кўринишга эга бўлиб, таутомер мувозанатда бўлади:



Саноатда цианид кислота қуйидаги каталитик реакциялар билан олинади:



Цианид кислота қишлоқ хўжалигида, баъзи синтезларда ва комплекс бирикмалар олишда ишлатилади.

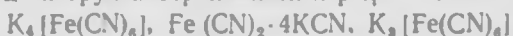
HCN тузлари *цианидлар* дейилади. Булардан KCN, NaCN амалий аҳамиятга эга. Улар сувда яхши эрийдиган заҳарли моддалардан ҳисобланади. Саноатда металлларнинг амидларини юқори температурада кўмир билан қиздириб олинади. Туз сифатида сувда гидролизланади:



Тузларнинг эритмалари ишқорий реакцияга эга бўлиб цианид кислота ҳидига эга бўлади.

KCN билан NaCN кислород иштирокида олтин ва кумушни эритишга қодирлиги сабабли бу металлларни рудалардан ажратиб олишда қўлланилади. Бу тузлар органик синтезларда, гальванопластика ва гальваностегияда ишлатилади.

Таркибида циан группа бор комплекслар ҳам анчагина учрайди:



шулар жумласига кирази.

Роданид кислота — HSCN. Тиоцианат кислота ҳам деб аталади. У икки таутомер ҳолда бўлади:



Тиоцианат  
кислота



Изотиоцианат  
кислота

У мойсимон, учувчан ўткир ҳидли суюқлик, осонгина парчланади. Роданид кислотанинг сувли эритмаси кучли кислота бўлиб,  $K = 0,14$ , шу сабабли ишқорий металлларнинг тузлари бўлган роданидлар гидролизга учрамайди. Роданид кислотанинг алкил ҳосилалари маълум, унинг ўзи тиоцианатлар олишда қўлланилади.

Роданид кислота тузлари (роданидлар) кристаллар бўлиб, кўплари сувда, спирт, эфир ва ацетонда эрийди. Сувдаги эритмаларида кислород билан сульфатлар ва HCN гача оксидланади, хлор ва бром билан бирикиб, циангалогенли ҳосилалар беради. Темир билан металллар роданидларигача, рух билан (HCl эритмасида) эса  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  ва  $\text{H}_2\text{S}$  гача қайтарилади.

Роданидлар металл цианидлари билан олтингургуртнинг ўзаро таъсирида олинади. Металл сульфатлари ёки нитратларининг барий ёки натрий тиоцианатларига алмаштирилиши ҳамда метал-



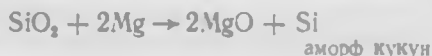
лар гидроксидлари ёки карбонатлари роданид кислота билан реакцияга киритилганда ҳам роданидлар ҳосил бўлади.

Роданидлар гафний билан цирконий экстракциясида реагент сифатида, темир ва пўлатни тоблашда, газламалар ишлаб чиқаришда, гальванотехника, совитиш эритмалари тайёрлашда, фотографияда, металлларни фотометрик усул билан аниқлашда ва шу каби бошқа ишларда кенг қўлланилади.

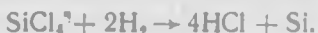
## 12- БОБ. КРЕМНИЙ

Табиатда тарқалиши, олиниши ва физик хоссалари. Кремнийнинг табиатда 3 та барқарор изотопи бор:  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  ва  $^{30}\text{Si}$ . Ер қаърида массаси бўйича 27,6% ни ташкил этади (кислороддан кейин иккинчи ўринда туради). Кремний табиатда  $\text{SiO}_2$  (кремний диоксид, силикат ангидрид, қумтупроқ) ва силикат кислота тузлари (силикатлар) сифатида учрайди. Унинг бирикмаларидан алюмосиликат (дала шпати, слюда, каолин ва бошқа) лар айниқса кенг тарқалган. Кремний минераллар ва тоғ жинслари таркибидаги бош элемент ҳисобланади. Ўсимлик ва ҳайвонлар организмиди ҳам учрайди.

Кремнийнинг электрон конфигурацияси  $KL 3s^2 \cdot 3p^2$ . Дастлаб Ж.Л. Гей-Люссак билан Л. Ж. Тенар томонидан 1811 йили олинган. Эркин ҳолдаги кремний майда оқ қум (кремний диоксид) ни магний билан қиздириб олинади:



Техникада тетраҳлорсилан —  $\text{SiCl}_4$  дан ажратиб олинади:



Кристалл ҳолдаги кремний қўнғир-қулранг бўлиб, смоласиз, мон ялтироқликка эга. Унинг кристалл тўри томонлари марказлашган куб шаклда олмосники каби бўлади.

Кремний ярим ўтказгич бўлиб, УК-спектрларни ўтказидаи (қайтариш хусусияти 0,3, синдириш кўрсаткичи 3,87). Ундан фотоэлемент, кучайтиргич ва ток тўғрилагичлар тайёрланади. Кремний асосида тайёрланган элементларнинг  $250^\circ\text{C}$  гача ишлай олиши ундан фойдаланиш соҳаларини кенгайтиради.

Химиявий хоссалари. Кремний суюқлантирилган металлларда эрийди, аста-секин совитилганда, октаэдрик панжара ҳосил қилиб кристалланади, оксидланиш даражаси — 3, + 2 ва + 4. Паст температурада у химиявий жиҳатдан инерт ҳисобланади. Кислород атмосферасида  $400^\circ\text{C}$  дан юқорида оксидланади. Газ ҳолдаги водород фторид билан оддий шаронтда, водород хлорид ва водород бромидлар билан эса  $400 - 500^\circ\text{C}$  да реакцияга киришади. Кремний галогенлар, водород ва углерод билан бирикиб тегишлича кремний галогенидлар, силанлар ва карбид (карборунд) ҳосил қилади. Олтингугурт ва азот билан ( $600 - 1000^\circ\text{C}$  да) ҳам бирикади. Бор билан  $\text{Si B}_4$  ва  $\text{Si B}_6$  каби бирикмалари маълум.

Кремний водород фторид билан нитрат кислоталар аралашмасида, ишқор ва кўпгина металлларнинг суюқлантирилган эрит-

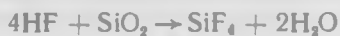
маларида эрийди. Ишқорлар кремний билан реакцияга киришиб, водород ва силикат кислота тузларини ҳосил қилади:



Кремнийнинг купгина металллар билан ҳосил қилган силицидлари ( $\text{Mg}_2\text{Si}$ ,  $\text{FeSi}$ ,  $\text{Cr}_3\text{Si}$  ва ҳ.к.) қийин эрийдиган, электр токини ўтказувчи материаллардан ҳисобланади. Булар хоссалари жиҳатдан интерметалл бирикмаларни эслатади.

**Кварцининг тузилиши ва хоссалари.** Кварц кристалл ҳолдаги кремний диоксиддан иборат бўлиб, табиатда учрайди. Кварцининг тиниқ, рангсиз кристаллари олти қиррали пирамидада жойлашган олти қиррали призма шаклига эга бўлиб, *тоғ хрустали* дейилади. Аралашмалар таъсирида бинафша рангга бўялган тоғ хрустали *аметист*, қўнғир ранглиси *тутунсимон топаз* деб ном олган. Кварц кўринишларидан бири *чақмоқ* — *тошдир*. Майда кристалл ҳолдаги *агат* ва *яшма ҳам* кенг тарқалган. Кварц купгина мураккаб тоғ жинслари (гранит, гнейс) таркибига киради. Оддий қум кварцининг майда қисмчаларидир.

Кварц оддий шаронгта сувда деярли эримайди, лекин босим остида қиздирилган сувда  $100^\circ\text{C}$  дан юқорида эрийди. Мана шу усулдан фойдаланиб, сунъий кварцининг йирик монокристаллари (30 см ва ундан юқори) ўстирилади. Кварц кислоталарда эримайди, бундан фақат водород фторид мустаснодир. Кварц билан  $\text{HF}$  бирикканда қуйидагича реакция боради:



Кварц ишқорлар билан реакцияга киришиб силикатлар ҳосил қилади. Бундай моддалар кварц билан металл оксидларини аралаштириб қиздирилганда ҳам ҳосил бўлади.

Кварц тоза кремний, кварц шиша, силикальцит абразив материаллари, қимматбаҳо тошлар тайёрлашда хомашёдир.

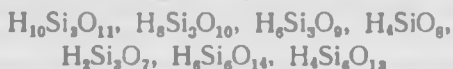
**Кварц шиша.** Кварц шиша ультрабинафша нурларни ўтказди, юқори температура таъсирига чидамли. Унинг термик кенгайиш коэффициенти жуда кичик бўлиб, иситилганда ёки совитилганда ҳажми ўзгармайди. Кварц шишани  $1500^\circ\text{C}$  гача қиздириб туриб, совуқ сувга туширилганда ҳам унга ҳеч нарса қилмайди. Ваҳоланки, оддий шишадан ясалган турли буюмлар сал қизиб турганда сув томчиларидан дарз кетади. Кварц шиша химия саноатида, лаборатория асбобларини яшашда, ўтга ва кучли реагентларга чидамли идишлар, труба ва реакторлар тайёрлашда қўлланилади. Медицина, кино, илмий ишлар ва бошқа қатор соҳаларда кенг қўлланиладиган симоб лампалари ҳам кварц шишадан тайёрланади.

**Силикат кислоталар ва уларнинг тузлари.** Умумий формуласи  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$  бўлиб, бу ерда  $n = 1 - 2$ ,  $m = 1 - 2$  га тенг. Эркин ҳолда метасиликат кислота —  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , ортосиликат кислота —  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  ва диметасиликат кислота —  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  ажратиб олинган. Булар икки негизли

кучсиз кислоталардан ҳисобланади. Тўйинган сувли эритмаларида золлар ҳосил қилади,  $\text{pH} > 5-6$  да булар гелларга айланади, қуриганда силикагеллар ёужудга келади. Янги олинган гел сув, кислота ва ишқорда маълум даражада эрийди. Силикат кислота сувда коллоид эритма ҳосил қилади. Силикат кислота таркибидаги сувнинг камая бориши унинг сувда кислота ва ишқорларда эрувчанлигини пасайтира боради. У қиздирилганда сув билан силикат ангидридга ажралади. Силикат кислота силикатларга  $\text{HCl}$  ёки аммоний хлорид таъсир эттириб олинади. Кремнийнинг полигалогенли бирикмалари ( $\text{SiCl}_4$ ) гидролизланганда ҳам силикат кислота ҳосил бўлади. Ишқорий металллар силикатлари сувда эрийди. Булар эрувчан шишалар дейилади. Эрувчан шишалар кремний диоксид — кварцни ишқорий металллар карбонатларни ёки гидроксидлари билан қиздириб олинади:



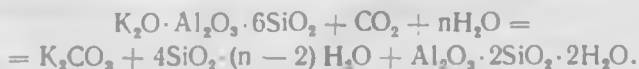
Молекуласида икки ва ундан ортиқ кремний атомлари бўлган кислоталар полисиликат кислоталар дейилади. Булар оддий силикат кислоталар конденсатланишидан ҳосил бўлади.



ва бошқалар шулар жумласидандир. Бундай кислоталар тузлари полисиликатлар деб юритилади. Силикат ва полисиликатлар тузилиши рентген нурлари орқали текширилганда кристалл панжараларида тетраэдр шаклдаги  $\text{SiO}_4^{-4}$  анионлари бир-бири билан кислород атомлари орқали бирикканлигини кўрсатди. Тетраэдр марказида кремний атоми жойлашган бўлиб, унинг чуққиларида кислород атомлари туради. Кристалл тузилишига қараб силикатлар олти синфга бўлинади (якка-якка ортосиликатлар, пиросиликатлар, циклик силикатлар, чексиз занжирлардан ташкил топган пироксин ва амфиболлар ҳамда бошқалар).

Фазовий турлардаги кремний атомлари алюминий атомларига алмашиниши натижасида алюмосиликатлар ҳосил бўлади. Табиий силикатларда кремний билан алюминий атомлари ўзаро кислород билан боғланади. Алюмосиликатларнинг муҳим ва кўп тарқалган вакиллари дала шпатларидир. Булар таркибига кремний ва алюминий оксидлари билан бир қаторда калий, натрий ёки кальций оксидлари киради. Пластинкасимон тузилишга эга бўлган слюда ҳам алюмосиликатлардан ҳисобланади. Унинг таркиби бирмунча мураккаб бўлади.

Турли тупроқлар асосини каолин ташкил қилади. У оддий дала шпати (ортоклаз)дан қуйидаги реакция натижасида ҳосил бўлади:



Тоza каолин кам учрайди. Оқ рангли каолин тоза ҳисобланади ва озгина кварц — қум аралашмасига эга бўлади. Тоza каолин чинни ишлаб чиқаришда ишлатилади.

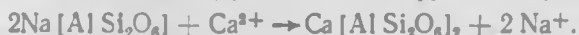
Ситаллар. И. И. Китайгородский билан Н. М. Павлушкинлар саноат миқёсида металлургия саноати ташландиқлари ҳисобланган шлакдан ажойиб хоссаларни ўзида мужассамлаштирган янги материал — *ситаллни* яратди. Қисман кристалланган шишасимон фазодан иборат ситалл жуда юқори механик пишиқлик ва химиявий чидамлилиқка эгадир. Техникада ситаллар *пирокерам*, *девитрокерам* номи билан ҳам маълум. Микрокристаллар катталиги 1 мкм дан кичик бўлади.  $\text{Li}_2\text{O} - \text{Al}_2\text{O}_3 - \text{SiO}_2$  асосида тайёрланган ситаллар оптик тиниқ бўлади.  $\text{MgO} - \text{Al}_2\text{O}_3 - \text{SiO}_2$  асосидагиси радиотиниқлиқка,  $\text{Cs}_2\text{O} - \text{Al}_2\text{O}_3 - \text{SiO}_2$  асосидагиси эса иссиқликка чидамли бўлиб, эритилган металлларга нисбатан инерт радиация таъсирига бефарқ бўлади.

Ситаллардан трубопроводлар, химиявий реакторлар, насос деталлари, фильералар, телескоплар учун астрокўзгулар, электролиз ванналари учун футеровка материаллари, электризоляторлар, антикоррозия қурилиш конструкциялари ва бошқалар тайёрланади. Фотоситаллар эса микромодел плиталари, матбуот схемалари панеллари ва фотоелектрон кўпайтиргичлар тайёрлашда ишлатилади.

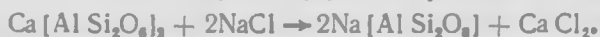
Цеолитлар. Умумий формуласи  $\text{M}_{2/n} \text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$  бўлган алюмосиликатлар бўлиб,  $\text{M}$  — ишқорий ёки ишқорий-ер металл,  $n$  — унинг оксидланиш даражаси. Оддий шаронгда бир хил тузилишли бўшлиқлари сув молекулалари билан тўлган бўлади. Сув бўшлиқлардан чиқарилиб, яна тўлдирилиши мумкин.

Цеолитлар бошқа моддаларни ютиш (адсорбциялаш) хусусиятига эга. Буларнинг баъзилари эритмалардаги ионларни ўз таркибидаги ионларнинг эквивалент миқдорига алмаштириш хусусиятига эга бўлади. Цеолитлар турли катталиқдаги молекулаларни ажратиш хусусиятига эгаллиги туфайли молекуляр элаклар сифатида қўлланилади. Муҳим цеолитлардан бири натролит —  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  бўлиб, саноат ва халқ хўжалигининг кенг соҳаларида ишлатилади.

Синтетик цеолитлар олиш мақсадида натрий силикат ва алюминат аралашмаси  $80 - 100^\circ\text{C}$  да кристалланади. Кристаллитга  $15 - 20\%$  ёпишқоқ лой қўшилади ва диаметри  $2 - 4$  мм бўлган цеолит доналари тайёрланади. Катион алмашиниши натижасида ( $\text{CaCl}_2$  эритмасида) натрий формасидан кальций формасига ўтиши мумкин бўлади. *Пермутит* номли алюмосиликатлар буғ қозонларида ишлатиладиган сувни юмшатиш мақсадида қўлланилади (сувдаги кальций ўрнини натрий эгаллайди):



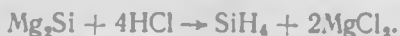
Ҳосил бўлган кальцийли пермутитни  $\text{NaCl}$  эритмасига туширсак, у қайтадан ўзининг дастлабки натрийли формасига ўтади:



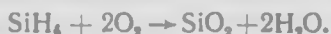
Цеолитларга нон алмаштиргичлар деб қараш мумкин. Оддий цеолитларда  $\text{SiO}_2$  нинг  $\text{Al}_2\text{O}_3$  га моль нисбати 1 дан 2 гача бўлади. Бу нисбат кислоталарга чидамли цеолитларда (эрионит, морденит, клиноптилолитда) 6 дан 10 гача бўлади. Цеолитлар моддаларни қуриштишда, аралашмаларни ажратиш, ионалмаштиргичлар, катализатор сифатида қўлланилади.

Кремнийнинг водородли бирикмалари (силанлар). Умумий формуласи  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$  бўлиб,  $n = 1 - 8$ . Булар кремневодородлар деб ҳам аталади (углеводородларга ўхшаш):  $\text{SiH}_4$  — моносилан,  $\text{Si}_2\text{H}_6$  — дисилан,  $\text{Si}_3\text{H}_8$  трисилан,  $\text{Si}_4\text{H}_{10}$  — тетрасилан ва шу кабилар.  $\text{Si} - \text{Si}$  боғи  $\text{C} - \text{C}$  боғига нисбатан анча кучсизлиги сабабли кремний атомлари ўзаро узун занжирли ( $-\text{Si} - \text{Si} - \text{Si} -$ ) бирикмалар ҳосил қилиш хусусиятига эга эмас. Силанлар углеводородларга қараганда бирмунча беқарор. Дастлабки икки вакили газ, қолганлари енгил учувчан заҳарли суюқликлар бўлиб, сув таъсирида парчаланади. Спирт, бензин, олтингугуртда, водородда эрийди, кислоталар билан ( $\text{HCl}$  бундан мустасно) реакцияга киришмайди, галогенлар билан портлаб реакцияга киришади, ишқорлар билан бирикади.

Моносилан —  $\text{SiH}_4$  триэтоксиланни  $20 - 80^\circ\text{C}$  да натрий иштирокида парчалаб олиниши мумкин. Уни металллар силицидларига кислота ёки ишқорлар таъсир эттириб олиш ҳам мумкин:



Моносилан ҳавода ўз-ўзидан оксидланиб (ёниб), кремний диоксид билан сувга айланади:



Сув таъсирида эса кремний диоксид билан водород ҳосил бўлади:



Ушбу реакция ишқорий муҳитда яна ҳам тезроқ боради:



Кремнийнинг электрумусбат элементлар, асосан, металллар билан ҳосил қилган бирикмалари *силицидлар* дейилади. Ишқорий ва ишқорий-ер металлари, мис ва рух группачалари металлари билан берган силицидлари сув билан парчаланади, кислота ва ишқорлар билан реакцияга киришади. Ҳавода қиздирилганда ва галогенлар буғлари таъсирида алангланади. Буғ ҳолдаги ёки эритилган олтингугурт, фосфор, селен ва теллур билан реакцияга киришади.

Металлларнинг силицидлари кремний ва металллар аралашмаларини қиздириш ( $500 - 1200^\circ\text{C}$ ), металллар оксидларини  $\text{Si}$  ёки  $\text{SiO}_2$  билан аралаштириб қиздириш, металлларни  $\text{SiCl}_4$  ва  $\text{H}_2$  билан реакцияга киритиш ёки  $\text{K}_2\text{SiF}_6$  ҳамда металллар оксидлари аралашмасини электролиз қилиш йўли билан олинади. Темир, марганец, бор силицидлари, вольфрам ва молибден дисилицидлари ана шундай усул билан тайёрланади ва куплаб ишлатилади.

Силицидлар керметлар компоненти, иссиқлик ва коррозияга чидамли футеровкалар тайёрлаш учун хомашё ҳисобланади.

**Кремнийорганик бирикмалар. Силиконлар.** Молекуласида битта ёки бир нечта кремний атоми углерод атоми билан тўғридан-тўғри ёки бошқа элементлар атомлари орқали боғланган бирикмалар бўлиб, моносилан ҳосилалари сифатида қаралади. Кремнийорганик бирикмаларда барча ўринбосарлар кўрсатилади:

$(\text{CH}_3)_2\text{SiClH}$  — диметилхлорсилан

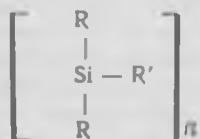
$\text{Cl}_3\text{SiCH}_2\text{SiCl}_2$  — бис — (трихлорсил) метилен

Мономер ҳолдаги кремнийорганик бирикмалар элемент ҳолдаги кремнийни ёки  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{HSiCl}_3$  ёки  $\text{Si}_2\text{Cl}_6$  ни органик бирикмалар билан реакцияга киритиш асосида ҳосил қилинади. Булар кремнийорганик полимерлар (силиконлар) олишда ҳам ашё бўлиб хизмат қилади.

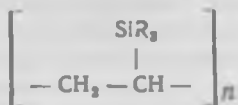
Кремнийорганик полимерлар макромолекула звеносида кремний атомлари бўлади. Асосий занжирнинг тузилишига қараб булар 3 гурппага бўлинади. Биринчи гурппага аорганик занжирда кетма-кет келувчи Si ва органоген элементлар, O ёки N ёки S атомлари бўлган полиорганосилоксанлар (полиорганосилазанлар, полиорганосилтианлар) киради:



Буларда углерод кремний атомлари билан боғланган ён гурппаларда жойлашади. Иккинчи гурппага Si ва C атомлари кетма-кет жойлашган *органоанорганик занжирли бирикмалар*, чунончи, полиорганосилоксанлар (фенилен) силанлар киради:



Сўнги учинчи гурппага эса Si атомлари ён занжирда жойлашган органик занжирли бирикмалар (полиалкиленсиланлар) киради:



Кўрсатилган кремнийорганик полимерларда  $\text{R} = \text{CH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5$  ва  $\text{C}_6\text{H}_5$ ,  $\text{R}' = \text{C}_6\text{H}_4$ ,  $(\text{CH}_2)_x$  ва бошқа гурппалар бўлиши мумкин.

Кремнийорганик полимерлар мономерларни полимерлаб (масалан, анион полимерланиш йўли билан), гидролитик поликонденсациялаб ёки шунга ўхшаш бошқа йўллар билан олинади.

Молекуляр массалари юқори бўлади. Кремнийорганик бирикмалардан бўлган полидиметилсилоксаннинг молекуляр массаси 2 800 000 га боради.

Кремнийорганик бирикмалар ниҳоятда қимматли ва ўзига хос хусусиятларга эгалиги билан ажралади. Ута паст температура таъсирига ҳам, юқори температурага ҳам бардош бера олувчи полимерлар кремнийорганика маҳсулидир. Кейинги йилларгача табиий каучук резина саноати учун энг яхши ҳам ашё ҳисобланар эди. Лекин ҳозир табиий каучук техника талабларига

тўлиқ жавоб бера олмай қолди. —60°C температурада табиий каучук таёқ каби мурт бўлиб қолади —сал букилса синиб кетаверади. Ваҳоланки, кремнийорганик силикон, каучук 70—80°C дан то 500—600°C иссиққача чидай олади.

Кремнийорганик бирикмалар фақат қаттиқ ҳолдагина эмас, балки суюқ ҳолда ҳам ишлатилиши мумкин. Суюқ ҳолдаги бирикмалар ҳам кўпгина қимматли хоссаларга эга. Масалан, махсус кремнийорганик суюқлик билан ишланган автомобиль ойнаси сув юқтирмайди, доимо тоза турадиган бўлиб қолади. Маълумки, чинни, ойна, ёғоч керамикадан ясалган буюмлар нам ҳолида электр токини ўтказиш хоссасига эга. Агар улар юпқа кремнийорганик плёнка билан қопланса, изоляторлик хоссаси ҳар қандай шаронгда ҳам ўзгармайдиган бўлиб қолади. Масалан, пальто материаллари кремнийорганик суюқликлар билан ишланганда кўриниши ўзгармайди.

Этилсилоксан суюқлиги қоғоз, картон, газмол ва бошқа нарсаларга юпқа плёнка сифатида қопланганда уларга сув таъсир этмайдиган бўлади. Шу йўл билан нодир китоблар, қўлёзма ва ҳужжатларни абадий сақлаш мумкин. Бу суюқликларнинг яна бир ажойиб хусусияти шундан иборатки, улар буюмлардаги майда тешикчаларни бекитмайди. Шундай қилиб, кремнийорганик полимерлар билан қопланган буюмлардан ҳаво бемалол ўтаверади, сув эса асло ўтмайди. Бу суюқлик билан ишланган газмол ва бошқа буюмлар жуда майин ва ялтироқ бўлади. Кремнийорганик полимерлар нон ёпиш саноатида ҳам кенг қўлланилмоқда. Кремнийорганик полимер материалларга қуёш нури, озон ва жуда кучли кислота ҳамда ишқор таъсир этмайди. Кремнийорганик полимерларнинг хизмат даври органик полимерлар хизмат давридан камида беш-ўн баравар кўпдир. Кремнийорганик полимерларнинг кўплари очиқ алангада ёнмайди. Улардан ўт ўчирувчилар, металлурглар, химия саноати ходимлари учун кийим-кечаклар, кабеллар, электрогенераторлар, трансформатор ва электротехника асбоб-ускуналарини тайёрлашда муваффақият билан фойдаланилмоқда. Кремнийорганик бирикмалар билан қопланган металл зангламай, унинг хизмат даври бир неча ўн баравар ортади. Кремнийорганик бирикмалар асосида яратилган лаклар жуда юқори температура таъсирига чидамли бўлиб об-ҳаво ўзгаришлари, намлик ва турли реагентларга бардош бера олади.

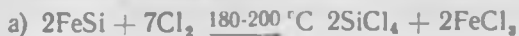
Кремнийорганик бирикмалар медицина ва фармацевтикада кўплаб қўлланила бошланди. Улардан ясалган тиш протезлари нам тортмайди ва овқат юқларини тутмайди.

Кремнийорганик бирикмалар энг қимматли ярим ўтказгич бўлгани сабабли радиотехника саноатида ҳам кенг ишлатилади. Гугурт қутнчасидек келадиган чўнтак радиоприёмникларидан тортиб, космик кемаларда қўлланилаётган радиоприёмникларда ҳам ана шу ярим ўтказгичлардан фойдаланилмоқда.

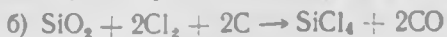
Кремнийорганик бирикмаларни (улар полимерорганосилоксанлар деб ҳам аталади) яратиш ва улардан амалда фойдала-

нишда академик К. А. Андрианов бошлиқ бир группа совет олимлари етакчилик ролини ўйнади.

**Кремнийнинг галогенли бирикмалари.** Кремний галогенлар билан осон реакцияга киришади. Кремнийгалогенидлардан  $\text{SiCl}_4$  билан  $\text{SiF}_4$  муҳим аҳамиятга эга.  $\text{SiCl}_4$  қуйидаги реакциялар асосида олинади:



Ушбу реакцияда  $\text{Si}_2\text{Cl}_6$  ва  $\text{Si}_3\text{Cl}_8$  лар ҳам ҳосил бўлади.



$\text{SiCl}_4$  —  $57^\circ\text{C}$  да қайнаб, —  $65^\circ\text{C}$  да қотадиган рангсиз суюқлик, зичлиги —  $1,5237$  ( $0^\circ\text{C}$ ). Сувда тез гидролизланади:



$\text{SiCl}_4$  асосан кремнийорганик бирикмалар синтезида қўлланилади.  $\text{SiF}_4$  — флюорит  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан кремний диоксиднинг ўзаро таъсиридан олинади:



$\text{SiF}_4$  ўткир ҳидли рангсиз газ бўлиб, сувда гидролизланади. Спирт ва ацетонда эрийди. Фторсиликатларни термик парчалаб олинади.  $\text{SiF}_4$  — гексафторсиликат кислота  $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$  ва анорганик фторидлар олишда хомашёдир.

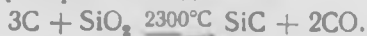
Гексафторсиликат кислота  $\text{SiF}_4$  гидролизидан ҳосил бўлади. Бу кислота эркин ҳолда турганда  $\text{HF}$  билан  $\text{SiF}_4$  га парчланади. Сувли эритмасида барқарор, икки негизли кучли кислоталардан ҳисобланади ( $0,1\text{N}$  эритманинг диссоциланиш даражаси  $76,0\%$  га тенг).

$\text{SiF}_6^{2-}$  — октаэдрик тузилишга ( $sp^3d^2$  - гибридланишга) эга.

Гексафторсиликат кислотанинг анчагина тузлари (фторсиликатлар) маълум. Буларнинг кўплари сувда яхши эрийди, фақат натрий, калий, рубидий, цезий ва барий фторсиликатлари кам эрийди.

Гексафторсиликат кислота ва унинг баъзи бирикмалари дезинфекциялаш ишларида ёғоч консерванти сифатида, шиша тайёрлашда, тупроқларни мустаҳкамловчи реагент сифатида ва бошқа соҳаларда қўлланилади.

**Кремний карбид (карборунд)**  $\text{SiC}$  — қаттиқ, қийин эрийдиган модда. Унинг кристалл панжараси олмосникига ўхшашдир. Кремний карбид электр печларда кремний диоксидни углевод билан юқори температурада қиздириб олинади:



У кислород иштирокида эритилган ишқорлар билан тез реакцияга киришади.  $600^\circ\text{C}$  дан ошганда хлор билан реакцияга киришади,  $1300^\circ\text{C}$  дан юқорида эса гидролизланади.

Унинг қаттиқлиги олмосникига яқинлашади. Карборунд ярим ўтказгич хоссага эга. Тоза карборунд эса электр токини яхши ўтказиши.

Абразив материал сифатида электр печларда, матрицалар тайёрлашда, ўтга чидамли буюмлар ишлаб чиқаришда, диод ва фотодиодларда кенг қўлланилади.



Кремний ва унинг бирикмаларининг қўлланилиши. Улар техникада пўлат ва рангли металллар саноатида легировчи қўшимча материаллар сифатида кенг ишлатилади. Тоza кремний электротехника ва электроникада диодлар, транзисторлар, юқори вольтли тиристорлар фотоўзгарткичлар сифатида қўлланилади. Қотишмалар тайёрлашда ҳам кремний хизматидан фойдаланилади.

Шиша толалар, ситаллар, чинни, цемент керамика буюмлар ва бошқа юзлаб хил материаллар дунёда йилига млн тонналаб ишлаб чиқарилади. Алумосиликатлар, кремний оксидлари, цеолитлар ва бошқа ўнлаб хил мураккаб таркибли бирикмалар турли саноат реакцияларида катализатор бўлиб хизмат қилмоқда. Кремнийорганик бирикмалардан сув ости кабелларида, химиявий реакторларни ҳайдовчи насос ва трубалар тайёрлашда, сунъий қон томирлари ва клапанлар ясашда кенг фойдаланилаётганлиги маълум. Кремний карбид бурғулаш ишлари, станоксозлик, ойнасозлик, дурадгорлик ва бошқа соҳаларда ишлатилмоқда.

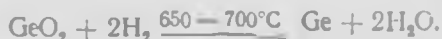
Кремнийнинг кўп бирикмалари минерал хомашёдир. Улар йилига млн тонналаб қазиб олинмоқда ва қўлланилмоқда. Бўёқлар, пигмент ва бошқа шу каби маҳсулотлар ҳам халқ ҳужалигида кенг ишлатилади. Тарихий обидаларимиздаги архитектура деталлари, бўёқларни минг йиллар давомнда ўзгартмай сақлаб келаётган глазур қопламалари ҳам кремний бирикмалари асосида тайёрланган.

### 13-БОБ. ГЕРМАНИЙ, ҚАЛАЙ, ҚУРҒОШИН

Элементларнинг умумий характеристикаси, табиатда учраши. Германийдан қурғошинга ўтган сари бу элементларнинг металллик хоссалари ортиб боради. Ушбу қонуният элементларнинг физик ва химиявий хоссаларида ҳам намоён бўлади. Германийнинг ўзи кўпроқ қўлланилади, бирикмалари эса унчалик кўп ишлатилмайди. Қалай ва қурғошин бирикмаларидан бўлган  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{SnCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SnSO}_4$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Pb}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3)_4$  саноат аҳамиятига эга.

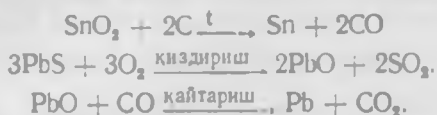
Германий ер қобигида  $1,0 \cdot 10^{-4}\%$ , қалай  $4 \cdot 10^{-3}\%$ , қурғошин  $1,0 \cdot 10^{-4}\%$  учрайди. Булар нисбатан кам тарқалган элементлардан ҳисобланади. Д. И. Менделеев германий элементи хоссаларини у ҳали очилмасданоқ айтиб берган эди (1871). Германий манбаи сифатида унинг сульфиди —  $\text{GeS}_2$  ва баъзи тошқумирларнинг кулидан фойдаланилади. Қалай ва қурғошиннинг касситерит (қалайтош) —  $\text{SnO}_2$ , галенин (қурғошин алтироғи) —  $\text{PbS}$ , англезит —  $\text{PbSO}_4$ , церуссит —  $\text{PbCO}_3$  ва крокоит —  $\text{PbCrO}_4$  лари табиатда учрайди.

Олиниши.  $\text{GeCl}_4$  ни гидролизлаб  $\text{GeO}_2$  ҳосил қилинади, кейин у қуриштилади ва водород билан қайтарилади:



Германий концентрати водород хлорид билан оксидловчи иштирокида парчаланганда ҳам германий ҳосил бўлади. Тоза германий зоналаб эритиш йўли билан (1000°C атрофида) вакуумда монокристалларнинг ўстириб ҳосил қилинади.

Қалай билан қўрғошин олишда аввал табиий рудалар флотация усули билан бойитилади. Сўнгра металллар қуйидаги реакциялар ёрдамида ажратиб олинади:



Кўп миқдордаги қалай ишлатилиб бўлган консерва банкаларини хлор билан қайта ишлаб олинади.

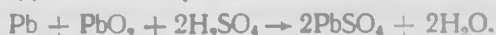
**Хоссалари.** Германий металл ялтироқлигига эга мўрт модда. Қалай билан қўрғошин эса осон суюқланувчан юмшоқ металллардир. Қўрғошин зангори бўлиб товланади, қалай оқ ва кулранг бўлади. Оқ рангли қалай олмос каби тузлишига эга, кулранг қалай эса 13,2°C дан пастда барқарор бўлиб, ярим ўтказгичлик хоссасини намоён қилади. Кулранг қалай оқ ранглигидан фарқ қилиб қаттиқ ва мўртдир. Қалайнинг учинчи шакли 161°C дан юқорида мавжуд бўлади. Суюқлантирилган қалай совутилаётганда металлнинг силлиқ юзаси маълум бир пайтда хиралашиб қолиши унинг шакл ўзгаришига хос белгисидир. Озгина миқдордаги кулранг қалай оқ рангли металл устига қўйиб қўйилганча тезда унинг ҳаммаси кулранг кукун ҳолдаги қалайга айланиб қолади. Бу ҳодисани илгари «қалай вабоси» дейишган. Бу ерда озгина миқдордаги кулранг қалай кристалл «хамиртуруш»лик ролини ўйнайди. Қалай идишларнинг кукунга айланиб қолиши ҳаммани ҳайратда қолдиради.

Элемент атомларининг электрон қобиқлари асосий ҳолатда қуйидаги конфигурацияга эга бўлади:



Ушбу элементларнинг +4 га тенг юқори оксидланиш даражасига эга бўлиши химиявий боғлар вужудга келишида ташқи қаватдаги барча электронларнинг иштирок этаётганлигини билдиради.

$\text{Ge}^{+2}$  кучли қайтарувчи бўлса,  $\text{Pb}^{+4}$  кучли оксидловчи.  $\text{PbI}_4$  ски  $\text{PbBr}_4$  каби бирикмалар бўлмайди.  $\text{PbCl}_4$  — жуда ҳам беқарор бирикма.  $\text{Pb}^{+4}$  нинг оксидловчилик хусусиятини юқорилиги қўрғошин аккумулятор ишида яққол намоён бўлади.



Бу ерда қўрғошин анод, қўрғошин диоксид катод бўлиб хизмат қилади. Оксидловчи бўлмаган кислоталар билан германий реакцияга киришмайди, қалай ва қўрғошин эса реакцияга киришади, бунда водород ажралиб чиқади. Германий, қалай ва қўрғошин оддий шаронда оксидловчилар йўқлигида ишқор эритмалари

билан реакцияга киришмайди. Аммо шу пайтда реакцион муҳитга бироқ  $\text{H}_2\text{O}_2$  киритилса, уларнинг эриб комплексларга айланганлигини аниқлаш мумкин. Бунда қуйидагилар ҳосил бўлади:



Бирикмалари. Германий, қалай ва қўрғошин водород билан бирикмайди. Элементлар гидридлари билвосита йўллар билан олинади. Германоводород (герман) қуйидаги реакция ёрдамида олинади:



$\text{GeH}_4$  — газ, —  $88,5^\circ\text{C}$  да суяқланади, —  $165^\circ\text{C}$  да қотади.  $\text{Ge}_2\text{H}_6$  ва  $\text{Ge}_3\text{H}_8$  суяқликлардан иборат бўлиб, полимер ҳолдаги германий гидридлари:  $(\text{GeH})_x$  ва  $(\text{GeH}_2)_x$  лар ҳам маълум.

Қалай гидрид  $\text{SnH}_4$  газдан иборат бўлиб, беқарор модда. Қўрғошин гидрид жуда беқарор бўлганлиги сабабли уни эркин ҳолда олиб бўлмайди.

Оксидлари  $\text{GeO}_2$ ,  $\text{SnO}_2$  ва  $\text{PbO}_2$  турли йўллар билан ҳосил қилинади. Дастлабки икки оксид элементларни кислород билан оксидлаб олинади. Қўрғошин диоксид —  $\text{PbO}_2$  қўрғошин ацетат ёки сурик ( $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ) дан турли реагентлар ёрдамида синтез қилинади.

$\text{PbO}_2$  — қора жигарранг кукун бўлиб, кучли оксидловчилар қаторига киради. У  $\text{H}_2\text{S}$  билан реакцияга киритилганда ёниб кетади, натижада  $\text{PbS}$  ва  $\text{PbSO}_4$  аралашмаси ҳосил бўлади.  $\text{Pb}_2\text{O}_3$  сувсиз сирка кислота билан реакцияга киритилганда қўрғошин диацетат —  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  ва тетраацетат —  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$  ҳосил бўлади.

Германий (қалай, қўрғошин) оксид ишқорлар билан реакцияга киришиб, гидроксигерманат (гидроксостаннат, гидроксоплюмбат) ҳосил қилади:  $\text{GeO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$

Бу элементларнинг оксидларига мос келадиган кучсиз германий, қалай ва қўрғошин кислоталари маълум. Оксидларда донмо боғланган сув молекулалари бўлгани учун ( $\text{ЭО}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ), буларни бир вақтнинг ўзида кислоталар деб ҳисоблаш ҳам мумкин. Одатда,  $\text{GeO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  ни германий кислотаси,  $\text{PbO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  ни эса қўрғошин диоксиди деб белгилаш қабул қилинган.  $\text{SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  учун  $\alpha$  ва  $\beta$  шакллар маълум.  $\alpha\text{-SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  ишқор ва кислоталарда эрийди,  $\beta\text{-SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  эса уларда эримайди. Маълум вақт ўтиши билан  $\alpha$ -кислота зарралар агрегатланиши ҳисобига  $\beta$ -кислотага ўтади (кислота қолдиғи эскиради).

Германий ва қалай галогенидлари оддий моддаларнинг ўзаро таъсирдан олинади.  $\text{GeCl}_4$  билан  $\text{SnCl}_4$  — оддий шаронгта суяқликлар бўлиб, сувли эритмаларида гидролизланади.  $\text{SnCl}_4$  гидролизиди кўп ядроли гидрокомплекслар ҳосил бўлади. Сувсиз  $\text{SnCl}_4$  ҳавода парчаланиш ҳисобига тутунланади ва кристаллогидрат  $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  ҳосил қилади. Эркин орбиталарга эга бўлган  $\text{SnCl}_4$  Льюис кислотаси бўлиб, аддуктлар ҳосил қилади.  $\text{GeCl}_2$  бирикмаси  $\text{GeCl}_4$  дан олинади.  $\text{SnCl}_4$  билан  $\text{PbCl}_2$  лар металл ёки унинг оксидини қайноқ  $\text{HCl}$  да эритиш йўли билан олинади.  $\text{SnCl}_4$  кучли қайтарувчи бўлиб, олтин ва симобни ажратишда,  $\text{SnCl}_4$  олишда, ацидокомплекслар ҳосил қилишда ишлатилади.

Германий гидроксид  $\text{Ge}(\text{OH})_4$  ва қалай гидроксид  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  амфотер гидроксидлар, аммо уларда кислотали хоссалар равшан намоён бўлади.  $\text{Ge}(\text{OH})_4$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  ва  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  — амфотер моддалар бўлиб,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  да асосли хоссаси кучлироқ намоён бўлади.

Германий, қалай ва қўрғошин сульфидлар ёки дисульфидлар элементларнинг олтингугурт билан тўғридан-тўғри бирикишидан ёки галогенли бирикмаларга  $\text{H}_2\text{S}$  таъсир эттириш йўли билан олинади:



$\text{GeS}_2$  — оқ,  $\text{SnS}_2$  — сариқ рангли модда. Майда қалай, олтингугурт ва аммоний хлоридни қўшиб қиздириш натижасида ҳосил бўлган бирикма «бронза» бўёғи тайёрлашда ишлатилади. Қўрғошин дисульфид аммоний тиостаннат олишда хомашё ролини бажаради:



Бу реакциядан аналитик химияда  $\text{Sn}^{4+}$  ионини бошқа катионлардан ажратиш мақсадида фойдаланилади. Қалай моносульфид  $\text{SnS}$  концентранган  $\text{HCl}$  да ва бошқа оксидловчи кислоталарда эрийди.  $\text{GeS}$  — металл ялтироқликка эга,  $615^\circ\text{C}$  да эрийди, сувда эрмайди.  $\text{PbS}$  — қора рангли модда,  $1120^\circ\text{C}$  да эрийди, ярим ўтказгич хоссага эга. У водород пероксид билан реакцияга киришиб, оқ рангли қўрғошин сульфат ҳосил қилади:



Ушбу реакциядан қадимий амалий санъат асарларини реставрация қилишда фойдаланилади.  $\text{SnSO}_4$  — эрувчан модда бўлиб, кенг қўлланилади.

IV группанинг бош группачаси элементларидан углерод билан кремний металлмаслар, қалай билан қўрғошин типик металллардан ҳисобланади. Булар орасида бўлган германий соф металл, аммо у амфотер хоссаларга эга. Қаторда германий, қалай ва қўрғошин икки валентли бирикмаларининг барқарорлиги  $\text{Ge}$  дан  $\text{Pb}$  га қараб ортиб бориши маълум. Умуман олганда, икки валентли қўрғошин бирикмалари кўпроқ учрайди ва барқарор бўлади. Тўрт валентли қўрғошин бирикмалари кучсиз кислота хоссаларига, икки валентли бирикмалари эса асос хоссаларига эгалиги ҳам бу борада роль ўйнайди. Шундай қилиб, германийдан қўрғошинга томон элементлар атомларининг радиуси катталаша боради, бу эса металлмас хоссаларнинг камайиб, металл хоссаларнинг кучайишига олиб келади. Бу қонуният элементларнинг физик хоссаларида ҳам, химиявий хоссаларида ҳам ўз аксини топади.

И ш л а т и л и ш и. Германий ярим ўтказгич материал, диодлар, транзистор, термо- ва фоторезисторларда, қотишмалар тайёрлашда, линзалар ишлаб чиқаришда ишлатилади. Германатлар ва германий — органик бирикмалар турли соҳаларда кенг қўлланилади.

Қалай купгина қотншмалар — латунь, бронза, баббит, оқ ту-  
нука ва шу каби материаллар тайёрлашда уларга қўшилади.  
Электролизда, металлургияда, газларни тозалашда, фольга тай-  
ёрлашда, трубалар, бадий буюмлар, шиша идиш — товоқлар  
ишлаб чиқаришда ва бошқа қатор соҳаларда кенг қўллани-  
лади.

Қўрғошин электр кабеллар тайёрлашда, химиявий аппарат-  
ларни қоплашда, ионлаштирувчи нурлардан сақловчи мослама-  
лар ишлаб чиқаришда, нашриётларда ва аккумуляторлар саноа-  
тида кенг қўлланилади. Пигментлар (сурик  $Pb_3O_4$ , хром сариги  
 $PbCrO_4$  ва бошқалар) тайёрлашда, оптик шиша ва биллур ишлаб  
чиқаришда, ярим ўтказгичлар саноатида, ядро техникасида ҳамда  
бошқа соҳаларда қўрғошин ва унинг бирикмаларидан кенг фой-  
даланилади. Қўрғошиннинг органик бирикмалари (органоплюм-  
батлар) ҳам маълум. Қўрғошин йилига 2 млн т атрофида ишлаб  
чиқарилади.

## 14-БОБ. АЗОТ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХА- РАКТЕРИСТИКАСИ

Д. И. Менделеев даврий системасининг бешинчи группаси асосий  
группачаси элементларининг хоссалари кескин ўзгариши билан характер-  
ланади. Масалан, азот барқарор газ бўлса, фосфор қаттиқ ҳолдаги  
металлмаслардан ҳисобланади. Висмут эса металлдир. Асосий группача  
элементларида азотдан висмутга ўтган сари нисбий электрманфийлик  
бирмунча камайиб боради. Элементлар сиртқи қаватидаги беш элек-  
тронини ( $s^2p^3$ ) берганда оксидланиш даражаси  $+5$ , элементлар билан  
ковалент боғланганда уч валентли ва уч электрон бириктириб олганда  
эса оксидланиш даражаси  $-3$  га тенг бўлади. Бошқача қилиб айтган-  
да, бу элементларнинг ўз бирикмаларидаги оксидланиш даражаси  $+5$   
дан  $-3$  га қадар ўзгаради. Азотдан фосфорга ўтилганда уларнинг  $+5$   
га тенг оксидланиш даражага эга бўлган бирикмаларнинг мустаҳкам-  
лиги ортиши ва аксинча фосфордан висмутга ўтган сари  $+5$  га тенг  
оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмаларнинг мустаҳкамлиги ка-  
майиши тажрибаларда исботланган.

Буни уларнинг оксидлари,  $N_2O_5 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow As_2O_5 \rightarrow Sb_2O_5 \rightarrow Bi_2O_5$ ,  
қаторида, кислотали хоссаларнинг сусайиб, асосли хоссаларнинг кучайиб  
бориши ҳам тасдиқлайди.

### 14. 1. АЗОТ.

Азот, N — атом массаси 14,0067, электрон конфигурацияси  $K-2s^2 \cdot 2p^3$ . Табиатда икки барқарор изотоп  $^{14}N$  ва  $^{15}N$  лар сифатида тарқал-  
ган. Бу элемент 1772 йили Д. Резерфорд томонидан очилган бўлиб,  
икки йилдан кейин А. Лавуазье унга «азот» номини берган. Азотнинг  
асосий қисми атмосферада (массаси бўйича 75,6%) эркин ҳолатда бў-  
либ, бирикмалар, минераллар таркибида ва тирик организмларда учрай-  
ди. Унинг молекуласи икки атомдан тузилган,  $N_2$  —  $196^\circ C$  да суюқла-

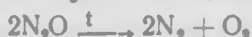
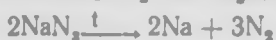
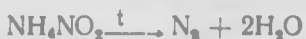
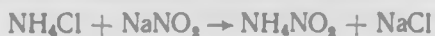
нади ва — 210°C да қотади. Ўзи рангсиз ва ҳидсиз газ, суюқ ҳаводан фракцион ҳайдаш (ректификация) йўли билан ажратиб олинади. Одатдаги шаронгта химиявий инерт ҳисобланади (фақат литий билан бирикadi). Юқори температурада (400 — 500°C) ишқорий ва ишқорий-ер металллар билан нитридлар ҳосил қилади, платинна иштирокида кислород билан, 27 — 34 МПа га тенг босимда водород билан реакцияга киришadi. Электр разряди таъсирида бор, титан, магний ёки кальций нитридлари парчаланганда ҳосил бўлувчи актив азот кислород ҳамда водород билан, олтингургурт, фосфор буғи ва баъзи металллар билан шиддатли реакцияга киришadi.

Атмосферада бўладиган кучли электр разрядлари таъсирида (чақмоқ чаққанда) азот билан кислород бирикadi:



Бу реакция чақмоқ чаққанда ажралган иссиқлик ва ҳавонинг ионланиши таъсирида  $\text{N}_2$  молекулалари узилиши туфайли боради. Молекуляр ҳолдаги азот ( $\text{N}_2$ ) дан таркибида азот бор бирикма ҳосил бўлишини ўз ичига олувчи ушбу оддий реакция азотни боғлашга (фиксациялашга) мисол бўла олади. Саноатда азотни боғлашнинг дастлабки мисоли Габер усули (аммиак олиш) ҳисобланади. Боғланган азот тупроқ унумдорлигини сақлаш билан боғлиқ бўлганлиги учун ҳам аҳамиятлидир.

Лабораторияда азотни қуйидаги реакциялар ёрдамида олиш мумкин:



Электрманфийлиги жиҳатдан азот фтор билан кислороддан кейинда туради, шу сабабли азот атоми кислород ва фтор атомлари орасидаги боғларда мусбат қутбланган бўлади. Хлор, бром ва баъзи бошқа элементлар билан ҳосил қилган бирикмаларда қутбланмаган ковалент боғга яқин бўлади. Бошқа элементлар билан бирикканда азот манфий қутбланади.

Азотнинг кўпгина бирикмалари саноат миқёсида ишлаб чиқарилади ва халқ хўжалигининг турли соҳаларида қўлланилади.

Бирикмалари. Азот водород билан қатер бирикмалар ҳосил қилади. Булардан муҳими аммиак  $\text{NH}_3$  ҳисобланади:



Лабораторияда аммиак одатда аммоний хлоридга ишқор таъсир этириб олинади:

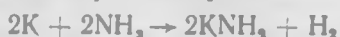


Аммиак саноатда пўлат колонкаларда 450°C 30 МПа босимда синтез қилинади. Реакцияда ғовак темир катализатор бўлиб хизмат қилади. Реакция учун зарур бўлган азот-водород аралашма-

си табиий газни конверсия қилиб олинади. «Чирчикэлектрхим. пром» бирлашмасида аммиак шу йўл билан олинади.

Нормал шароитда газ ҳолатдаги 1 л аммиак массаси 0,77 граммга тенг. Аммиак — 33,4°C да суюқланади, —77,8°C да қотилади. Сувда яхши эрийди: бир ҳажм сув 700 ҳажм аммиакни эрилади. Концентрланган эритмасида массаси бўйича 25% аммиак бўлади. Бу эритма н а ш а т и р (новшадил) с п и р т деб ҳам аталади.

Суюқ аммиакда унинг молекулалари водород боғлари ҳисобига ассоциланиди. Суюқ аммиак яхши эритма бўлиб, унда қатор актив металллар (ишқорий, ишқорий-ер металлари, Al, Eu ва бошқалар) эрийди. Металларнинг аммиакдаги суюлтирилган эритмалари зангори рангга, концентрланган эритмалари металл ялтироқликка ва рангига кўра бронзани эслатади. Аммиакда эриган металл аста-секин амид бирикмага ўтади:



Металламмиак эритмалари электр токини ўтказиши, унда металл атомлари мусбат ионлар ва электронларга парчаланади, булар аммиак молекулалари томонидан солватланади. Боғланмаган («сузувчан») электронларга эга металламмиак эритмалари кучли қайтарувчилардан ҳисобланади. Аммиакда азотнинг оксидланиш даражаси —3 га тенг бўлганлиги учун аммиак қатор реакцияларда қайтарувчи бўлади.

У кислородда оч-кўкиш ранг ҳосил қилиб ёнади.



Аммиак ҳавода ёнмайди, платина катализатори иштирокида эса азот (II)- оксидгача оксидланади:



Аммиак хлор билан реакцияга киришади:



Аммиак асосида амидлар ( $NH_2^-$ ), имидлар ( $NH^{2-}$ ) ва нитридлар ( $N^{3-}$ ) слинади. Булар одатда қаттиқ моддалар бўлиб, сув билан реакцияга киришганда яна аммиак ва металлларнинг гидроксидлари ҳосил бўлади. Баъзи нитридларда ( $BN$ ,  $Si_3N_4$  ва бошқалар) химиявий боғланиш ковалент боғланишга яқинлашади *d* ва *f*-элементлар нитридлари карбидларга ўхшайди. Бундай нитридлар қийин эрийдиган, қаттиқ ва химиявий жиҳатдан инерт бўлади.

Аммиакнинг галогенли ҳосилалари маълум. Аммиакда учала водороди галогенларга алмашган бирикмалар (бундан  $NF_3$  мустасно) портлаш билан азот ва галогенларга ажраладиган сеқарор моддалардир. Азот фторид —  $NF_3$ , рангсиз газ, оддий шароитда сув билан реакцияга киришмайди, қиздирилганда водород билан водород фторид ҳосил қилади.

Хлорамин —  $NH_2Cl$ , фторамин —  $NH_2F$ , хлоримин —  $NHCl_2$  ва фторимин —  $NHF_2$  лар мавжуд. Хлораминлар оқартгич, де-

инфекцияловчи воситалар ва заҳарли моддаларни дегазациялашда қўлланилади.

Аммиакнинг сувдаги эритмаси аммоний гидроксид деб аталади. У кучсиз асослар хоссасига эга. Аммиак эритмасининг ишқорий реакцияси кучсиз асос  $\text{NH}_4\text{OH}$  молекулаларининг диссоциланиш натижаси сифатида изоҳланади:



Аммиакнинг  $18^\circ\text{C}$  даги диссоциланиш константаси қуйидагича:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

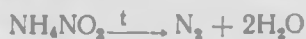
Аммиакнинг сув билан ўзаро таъсирида аммиак молекулаларининг озроқ қисми сувдан протон бириктириб олади, натижада аммоний катиони —  $\text{NH}_4^+$  ва гидроксид-ион ҳосил бўлади. Аммоний катионида туртта ковалент боғланиш бор, улардан биттаси донор-акцепторли механизм бўйича ҳосил бўлган:



Кўпгина аммоний тузлари маълум, улар аммиак билан кислоталарнинг ўзаро таъсиридан ҳосил бўлади. Таркибда  $\text{NH}_4^+$  иони бўлган бу тузлар асосан қаттиқ моддалардан иборат бўлади. Учувчан кислоталар тузлари қиздирилганда газ ҳолга ўтиб парчаланади, совитилганда яна бириқади. Бунга аммоний хлорид мисолида кўриш мумкин:



Таркибда оксидлаш хусусияти кучлироқ бўлган аниони бор аммоний тузларининг парчаланиши қайтмас реакциядр. Бунга сабаб шуки, бундай тузлар қиздирилганда оксидланиш-қайтарилиш реакцияси рўй бериб, аммоний иони оксидланади, анион эса қайтарилади. Бунга аммоний нитрид ёки аммоний нитратнинг парчаланиши мисол бўла олади:



Аммиакнинг электрон донорлик хусусиятини лиганд таркибига кирвчи кўпгина комплекс бирикмаларда кўриш мумкин.

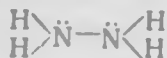
Аммиак ва унинг бирикмалари кенг қўлланилади. Унинг сувли эритмаси саноатда, қишлоқ хўжалигида, медицина ва турмушда қўлланилади. Унинг асосий қисми минерал ўғитлар, бирикмалар олишда ишлатилади. Совитиш техникасида аммиакдан кенг фойдаланилади. Аммоний сульфат —  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , аммоний, нитрат —  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  муҳим ўғитлар сифатида кенг қўлланилади. Аммоний хлорид —  $\text{NH}_4\text{Cl}$  бўяш ишларида, чит ва газмот ишлаб чиқаришда, гальваник элементларда, қўрғошин ва қалай билан уланадиган металллар юзасини тозалашда ишлатилади.

Суюқ аммиак ўғитининг афзаллиги шундаки, унинг таркибда азот кўп. Бундай ўғитлар республикаимиз химия корхоналарида



(Навойдаги «Азот» ишлаб чиқариш бирлашмаси ва бошқа корхоналарда) кўплаб ишлаб чиқарилмоқда ва пахта далаларида қўлланилмоқда.

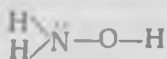
**Гидразин.** Гидроксиламин. Азидоводород. Аммиакнинг водородли бирикмаларидан бўлган гидразин —  $N_2H_4$  рангсиз суюқлик бўлиб,  $113,5^\circ C$  да қайнайди.



Унинг тузилиш формуласидан азот атомларида бўлинмаган электрон жуфтлари борлиги кўриниб турибди. Бу гидразинни бириктириб олиш реакцияларига мойиллигидан дарак беради. Гидразин сувда яхши эрийди, турли нисбатларда аралашади. Сувдаги эритмасида кучсиз асос хоссаларини намоён қилади, кислоталар билан донор-акцептор механизм бўйича реакцияга киришиб, битта ёки иккита водород ионини бириктиради, натижада икки қатор тузлар (гидразоний хлоридлари —  $N_2H_4 \cdot HCl$  ва  $N_2H_4 \cdot 2HCl$ ) ни ҳосил қилади. Гидразин натрий гипохлорит билан аммиакнинг ўзаро таъсирдан олинади. Гидразин сув молекуласини бириктириб гидрат —  $N_2H_4 \cdot H_2O$  ҳосил қилади. Гидразингидрат суюқлик,  $52^\circ C$  да суюқланади,  $119^\circ C$  да қайнайди, кучсиз асос хоссасига эга.

Гидразин ва унинг ҳосилалари қайтарувчи ҳисобланади. Ҳаво атмосферасида ёки кислородда ёнганда кўп иссиқлик ажралиб чиқади, шунинг учун у ракета двигателлари ёнилғисининг таркибий қисми сифатида ишлатилади. Гидразин ва унинг бирикмалари заҳарли моддалар қаторига киради.

Гидроксиламин —  $NH_2OH$  молекуласида азот атоми бўлинмаган электрон жуфтига эга:



Гидроксиламин  $33^\circ C$  да суюқладиган рангсиз кристалл бўлиб, сувда яхши эрийди, кислоталар билан реакцияга киришиб тузлар беради. У аммиакка ўхшаш бириктириб олиш реакцияларига киришади. Гидроксиламинда азотнинг оксидланиш даражаси — I га тенг. Шунинг учун у бир йўла қайтарувчи ва оксидловчи хоссаларини намоён қила олади.

Гидроксиламин нитрат кислотада электролиз йўли билан олинади:



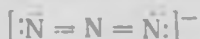
Гидроксиламин ва унинг ҳосилалари кўпроқ қайтарувчи сифатида маълум. Гидроксиламин сқсиллар олишда ва карбонил бирикмаларни титрметрик аниқлашда реагент сифатида қўлланилади.

Азидоводород, азид кислота (азсимид)  $NN_3$ , нитрат кислота билан гидразиннинг суғли эритмасидан олинади:



Азидоводород  $36^\circ C$  да қайновчи, —  $80^\circ C$  да қотадиган ўткир ҳилли рангсиз суюқлик. У кучсиз кислота бўлиб, саноатда натрийли туздан

фойдаланилади. Азидоводород суви эритмада  $\text{H}^+$  ва  $\text{N}_3^-$  ионларига диссоциланиди.  $\text{N}_3^-$  аниони чиқиқли тузилишга эга бўлиб, унинг электрон тузилишини қуйидагича ифодалаш мумкин:



Азидоводороднинг ўзи ва тузлари бўлган азидлар ҳам тез портлайдиган моддалардан ҳисобланиди. Қўрғошин азид  $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$  портловчи моддалар учун детонатор сифатида ишлатилади. Азидоводород билан кучли водород хлорид аралашмасидан олтин ёки платинани эритиш мақсадида фойдаланилади.

Азот оксидлари. Азот электроманфийлиги жиҳатдан фтор билан ксилороддан кейинда туриши маълум. Унинг оксид ва оксанионларидаги оксидланиш даражаси +1 дан +5 га боради. Азотнинг олти оксиди маълум бўлиб, булар қуйидагилардир:

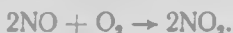


Азот оксидлари газ, суюқлик ва кристалл ҳолда учрайди, рангсиз ёки қўнғир рангга эга. Азот гипоксиди —  $\text{N}_2\text{O}$  ёқимли ҳидга эга, уни хушнуд қилувчи газ деб ҳам аталади. Водород аммиак, углерод (II)-оксид ва органик бирикмалар билан портлашга мойил аралашмалар ҳосил қилади. Уни аммоний нитрат —  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ни термик парчалаш йўли билан олинади:



$\text{N}_2\text{O}$  — ҳозирги вақтда медицинада, аэрозол ва кўпик ҳосил қилувчи моддалар ишлаб чиқаришда қўлланилади.

Азот (II)-оксид (моноксид)  $\text{NO}$  сувда ёмон эрувчи рангсиз ва заҳарли газ (асабни бузади). Лабораторияда уни суюлтирилган нитрат кислотани мис ёки темир иштирокида қайтариб олинади. Азот (II)-оксид ксилород билан реакцияга киришиб, азот IV-оксидга айланади:



Азот (II)-оксид нитрат кислота ишлаб чиқаришда оралиқ модда бўлиб хизмат қилади. Азот (IV)-оксид —  $\text{NO}_2$  қўнғир рангли газ, заҳарли, ҳиди кишини бўғади. Паст температурада ўзидан ўзи димерига ўтади:



$\text{N}_2\text{O}_4$  — шарситга қараб суюқ ва қаттиқ ҳолда ҳам бўлиши мумкин. Азот диоксид моноксидни платина катализатори иштирокида оксидлаб ёки сғир металллар нитратларини термик парчалаб олинади. Нитрат кислота олишда хомашё, суюқ ракета ёнилғиси учун оксидловчи сифатида нефть маҳсулотларидан олтингугуртни ажратишда ва органик бирикмаларни каталитик оксидлашда ишлатилади.

Нитрит кислота  $\text{HNO}_2$  суюлтирилган эритма ҳолида мавжуд бўла олади. Туз ва эфирлари нитритлар дейилади. Уни нитритларнинг сувдаги эритмасига кислота таъсир эттириш йўли билан олинади. Кучсиз кислота, беқарор, парчаланганда нитрат кислота, азот оксид ва

сув ҳосил қилади. Ишқорий металллар нитритлари нитратларни ( $\text{C}, \text{Fe}$  ишгирироқида) қиздириб олинади:



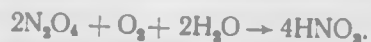
$\text{HNO}_3$  нитрат кислотагача оксидланиши ва азот оксидгача қайтарилиши мумкин.

Нитрат кислота  $\text{HNO}_3$ . Рангсиз суюқлик, сувдан 1,5 барабар оғир,  $86,0^\circ\text{C}$  да қайнайди. Сув билан аралашади, азеотроп ва кристалл-гидратлар ҳосил қилади. Кучли оксидловчи, бошқа моддаларни оксидлаганда азотнинг оксидланиш даражаси  $+4, +3, +2, +1$  ва  $-3$  гача ўзгаради.

Буни қуйидаги схема орқали ифодалаш мумкин (нордон эритмада):



Нитрат кислота аммиакни ҳаво кислороди ёрдамида  $750^\circ$  да оксидлаб олинади. Уни диазот тетраоксиддан қуйидаги реакция орқали олиш усулини нитрат кислотанинг бевосита синтези дейилади:



СССРда 97 — 98%, 58 — 60% ва 47% ли (массаси бўйича) нитрат кислоталар ишлаб чиқарилади.

Нитрат кислотанинг маълум оксидланиш даражагача қайтарилиши унинг концентрациясига ва қайтарувчи модданинг активлигига боғлиқ бўлиши кўп тажрибаларда кўрилган. Унда қўроғошин ва қалай эриганда  $\text{NO}_2$  ажралади, кумуш эритилса  $\text{NO}$  билан  $\text{NO}_2$  нинг аралашмаси ҳосил бўлади. Суюлтирилган нитрат кислота мис билан темирга таъсир эттирилганда  $\text{NO}$  газ и ажралади. Кислотага  $\text{Zn}$  таъсир эттирилганда концентрацияга қараб  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  ва  $\text{NH}_3$  ҳосил бўлади. Нитрат кислота, олтингурут, фосфор ва углерод билан ўзаро таъсир этиб, сульфат кислота, фосфат кислота ва карбонат ангидрид ҳосил қилади.

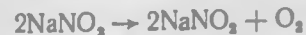
Нитрат кислота пластик массалар саноатида, дори-дармонлар ишлаб чиқаришда, бўёқчиликда, портловчи моддалар, азотли ва комплекс ўғитлар тайёрлашда кенг қўлланилади.

Нитрат кислота кўп металлларни ўзида эритиш хусусиятига эгаллиги туфайли ундан саноат миқёсида фойдаланилади. Сульфат кислота билан аралашмаси нитратловчи аралашма сифатида ишлатилади.

Бир ҳажм нитрат кислотанинг уч ҳажм хлорид кислота билан аралашмаси «зар суви» деб юритилади. У ўзида олтин, платина ва бошқа металлларни эритади. Аналитик химияда оксидловчи сифатида қўлланилади.

Нитрат кислота тузлари бўлган нитратлар асосан оқ рангли кристаллар бўлиб, сувда яхши эрийди. Натрий, калий, кальций, барий ва аммоний нитратлар *селитралар* деб ҳам аталади. Нитратлар металлларга, оксидлар, гидроксидлар ва баъзи тузларга  $\text{HNO}_3$  билан таъсир этиб олинади. Нитратлар юқори температура таъсирида парчаланadi. Кумуш группачаси элементлари нитратлари қиздирилганда парчаланмай суюқланиш хоссасига эга. Ак-

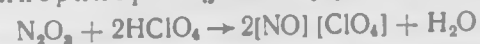
тив металллар нитратлари парчаланганда нитритларга айланади:



Азот оксигалогенидлардан бўлган нитрозилхлорид —  $\text{NOCl}$  қизғиш сариқ рангли газ бўлиб,  $-61^\circ\text{C}$  дан пастда қизил қон рангли кристаллар ҳосил қилади. Нитрозилхлорид сув таъсирида нитрит кислота ва  $\text{HCl}$  га парчаланadi:



Нитрозилперхлорат қуйидаги усул билан олинади:



Нордон нитрозилсульфат (нитрозилсульфат кислота) ҳам  $\text{N}_2\text{O}_5$  га сульфат кислота таъсир эттириб олинади.

Нитрилхлорид  $\text{NO}_2\text{Cl}$  беқарор модда бўлиб, бир оз иситилганда азот диоксид билан хлорга парчаланadi. Нитрозилфторид —  $\text{NOF}$  ва нитрилфторид —  $\text{NO}_2\text{F}$  лар ҳам маълум. Азот оксигалогенидлари баъзи синтезларда қўлланилади.

Азот бирикмаларининг қўлланилиши. Азот аммиак олишда, совитиш аппаратларида, химиявий ва металлургия жараёнларида инерт муҳит сифатида, электр лампалари ҳамда газ термометрларида қўлланилади. Таркибида азот бўлган хилма-хил минерал ўғитлардан қишлоқ хўжалигида кенг фойдаланилади. Азот бирикмаларидан бўлган нитрат кислотанинг йилига 50 млн тоннадан ортиқ ишлаб чиқарилиши унинг нақадар катта аҳамияти борлигига далил бўла олади. Азот ва унинг бирикмалари қишлоқ хўжалиги учун зарурдир.

Йилига ердан олинadиган экин ҳисобига ҳар гектардан 0,8—250 килограммгача азот тупроқдан йўқолади. Унинг ўрни минерал ўғитлар ҳисобига тўлдириб борилади. Ҳаводаги электр разряди пайтида азот билан кислороддан азот оксидлари ҳосил бўлади. Улар қор ва ёмғир сувларида эриб, ҳар гектар ерни 15 кг азот бирикмалари билан бойитади. Тупроқда бўладиган бактериялар ҳам ер қувватини боғланган азот билан кучайтиради. Бундай бактерияларнинг маълум турлари атмосфера азотини ўзлаштириб, ҳар гектар ерда 150 килограммгача боғланган азот йиға олади.

Таркибида азот бўлган гетероциклик бирикмалар ўнлаб хил дори-дармонлар, юқори молекулали бирикма (полимер)лар, ўсимликларни ҳимоя қилувчи ва металллар коррозиясига қарши ишлатилувчи воситалар тайёрлашда кенг қўлланилади.

#### 14. 2. ФОСФОР

Фосфор  $\text{P}$  — атом массаси 30,9737, электрон конфигурацияси  $\text{KL } 3s^2 \cdot 3p^3$ . Табиатда фосфор ягона изотопи  $^{31}\text{P}$  ҳолида учрайди. Фосфор ўз бирикмаларида — 3 дан + 5 га қадар оксидланиш даражасига эга бўлади. Электр манфийлиги азотга нисбатан пастлиги туфайли фосфор кўпроқ мусбат оксидланганлик ҳолатида учрайди.

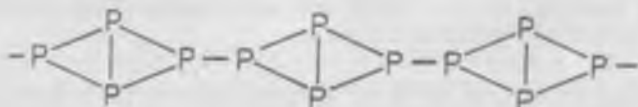
Фосфор 1669 йили Х. Бранд томонидан очилган. Ер қобиғидаги миқдори (масса бўйича)  $9,3 \cdot 10^{-2} \%$ . Табиатда асосан фосфат минераллари — апатит  $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3(\text{F}, \text{Cl})$  ва фосфоритлар —  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3(\text{OH}, \text{CO}_3)$  сифатида учрайди. Унинг аллотропик модификациялари маълум. Оқ фосфор ( $\alpha$ - ва  $\beta$ - шакллари бор) қаттиқ ва суяқ ҳолатда  $\text{P}_4$  таркибли тетраэдр шаклдаги молекулалар ҳосил қилади.



Фосфор атомлари орасидаги боғ узунлиги 0,221 нм га, валент бурчаклари  $60^\circ$  га тенг.

Оқ фосфор ҳавода  $44^\circ\text{C}$  да ўзидан-ўзи алангаланиб кетади. У жуда заҳарли. Қиздирганда платина билан реакцияга киришади. Ҳаво кислороди, S ва металллар билан бевосита бирикади. Оқ фосфор  $\text{CS}_2$  да эрийди.

Ҳавосиз жойда  $400^\circ\text{C}$  да 1 соат давомида қиздирилган оқ фосфор қизил фосфорга ўтади. Қизил фосфор алангаламайди, у бирмунча заҳарсиз ҳисобланади. Қизил фосфор занжирсимон тузилишга эга:



Қизил фосфорнинг зичлиги  $2,4 \text{ г/см}^3$ , углерод сульфид  $\text{CS}_2$  да эримайди.

Қора фосфор оқ фосфорни  $220 - 370^\circ\text{C}$  да юқори босим остида саккиз кун давомида қиздириш орқали олинади. Зичлиги  $2,7 \text{ г/см}^3$ ,  $\text{CS}_2$  да эримайди, электр токини ўтказиши.

Фосфор саноат миқёсида кальций фосфатни  $\text{SiO}_2$  иштирокида кокс билан қайтариб олинади:



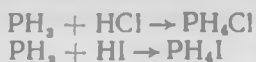
Фосфорнинг водородли бирикмалари. Фосфин ва унинг хоссалари. Булар фосфор гидридлари деб ҳам юритилади. Фосфин —  $\text{PH}_3$  (газ), дифосфин —  $\text{P}_2\text{H}_4$  (суяқлик),  $\text{P}_2\text{H}_6$  ёки  $\text{P}_2\text{H}_4$  (қаттиқ моддалар) шулар жумласига киради. Фосфин ёқимсиз ҳидга эга бўлиб, сувда,  $\text{CS}_2$  да, бензол, эфир ва циклогексанолда эрийди. Кучли қайтарувчилардан ҳисобланади. Қизитилганда парчаланайди,  $100^\circ\text{C}$  дан юқорида ҳавода алангаланиб кетади. Фосфиннинг кислород билан аралашмаси портлайди. Фосфинни дастлаб Ж. Жандр қуйидаги реакция ёрдамида олган:



Фосфинни кальций ёки алюминий фосфиддан ҳам олса бўлади.

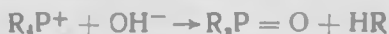
Фосфиннинг сувдаги эритмалари ўзига хос хусусиятларга эга. Уларда кислота ва асос хоссалари борлиги сезилмайди. Аммо

фосфин кучли кислоталар билан фосфоний тузларини ҳосил қила олади:



Фосфин тоза фосфор олиш мақсадида ҳамда фосфорорганик бирикмалар синтезида ишлатилади. Фосфиннинг ҳосилаларидан бўлган фосфиналкиленлар, фосфинатлар, фосфинитлар, фосфиноксидлар ва фосфитлар турли соҳаларда қўлланилади.

Фосфоний бирикмалари. Умумий формуласи:  $\text{R}_4\text{P}^+\text{X}^-$  ( $\text{R} = \text{H}$ , алкил, арил;  $\text{X}^- = \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{OH}^-, \text{OR}^-$ ) бўлган кристаллар. Қутбли эритмаларда эрийди. Фосфоний тузлари, бирламчи ва иккиламчи фосфоний бирикмалари уларнинг оддий вакиллари ҳисобланади. Булар осон гидролизланади ва қиздирилганда диссоциланади. Тўртламчи фосфоний бирикмалари барқарор бўлиб, гидроксидлари асос хоссаларига эга. Қиздирилганда учламчи фосфинлар оксидини беради:



Фосфоний литийорганик бирикмалар билан бирикканда илidlар ҳосил бўлади.

Фосфоний тузлари фосфиннинг ҳосилаларига алкил (арил) галогенидлар таъсир эттириб ёки фосфорнинг галогенидлари ( $\text{PG}_3$ ) га Гриньяр реактиви қўшиб олинади.

Тўртламчи фосфоний бирикмалари экстрагент, эмульгатор ва фотореагентлар сифатида қўлланилади.

Металларнинг фосфидлари улар нисбий электр мусбатлиги юқори бўлган элементларнинг фосфор билан бирикмалари бўлиб, 600—1200°C да вакуумда ёки инерт атмосферада олинади.

Ишқорий ва ишқорий-ер металллар фосфидлари осон гидролизланади ва кислоталар билан реакцияга киришади. *d*-элементлар оиласига мансуб кўпгина элементлар фосфидлари 2000°C дан юқорида эрийдиган бирикмалар бўлиб сувда эримайди, кислоталар таъсирига берилмайди.

Фосфидлар ярим ўтказгич материаллар сифатида ва металлларни оксидланишдан сақлайдиган ҳимоя қопламалари тайёрлашда ишлатилади.

Фосфорнинг кислородли бирикмалари. Фосфорнинг  $\text{P}_2\text{O}_3$  (димери),  $\text{P}_4\text{O}_6$  ва  $\text{P}_2\text{O}_5$  (димери  $\text{P}_4\text{H}_{10}$ ) каби оксидлари бор. Буларда фосфорнинг оксидланиш даражаси +3 ва +5 га тенг. Субоксиди  $\text{P}_2\text{O}_4$  ҳам маълум.

Фосфор (V)-оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$  ( $\text{P}_4\text{H}_{10}$ ) кучсиз уч негизли фосфат кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  нинг ангидриди бўлиб, сувни шиддатли бириктириб олишга мойил бўлади. Шунинг учун ҳам у сувсизлантирувчи восита сифатида ишлатилади. Фосфор (III)-оксид  $\text{P}_2\text{O}_3$  ( $\text{P}_4\text{O}_6$ ) эса кучсиз уч асосли фосфит кислота  $\text{H}_3\text{PO}_3$  нинг ангидриди ҳисобланади.  $\text{P}_2\text{O}_5$ —қорсимон масса бўлиб, 420°C да суюқланади уни қуруқ ҳавода фосфорни ёндириш йўли билан олинади. Газ ва суюқликларни қуритишда, органик ва анор-

ганик синтезларда конденсацияловчи агент, изобутилен синтезида катализатор ва фосфат шишалар олишда қўшимча сифатида ишлатилади. Фосфор оксидлари кислоталар олиш учун хомашё бўлиб ҳисобланади.  $P_2O_5$  бир молекула сув билан мета фосфат кислота —  $HPO_3$ , икки молекула сув билан пирофосфат кислота —  $H_4P_2O_7$  ва уч молекула сув билан бирикканда эса ортофосфат кислота —  $H_3PO_4$  ҳосил бўлади. Булар ичида муҳими ортофосфат кислота ҳисобланади. Фосфат кислота  $42^\circ C$  да суюқланидиган ва ҳавода буғланувчи қаттиқ модда. Саноатда ишлаб чиқариладиган фосфат кислота қовушқоқ суюқлик бўлади. У табиий фосфоритни  $H_2SO_4$  да эритиш йўли билан олинади. Фосфат кислотани буғ ҳолатдаги фосфорни сув иштирокида каталитик оксидлаш йўли билан олиш ҳам мумкин.

Ортофосфат кислота тузлари фосфатлар дейилади. Буларга  $KH_2PO_4$  (калий дигидрофосфат),  $K_2HPO_4$  (калий гидрофосфат) ва  $K_3PO_4$  (калий фосфат) мисол бўлади. Пирофосфатлар ( $Na_4P_2O_7$ ,  $B_2P_2O_7$  ва бошқалар) ҳам маълум, Фосфат кислота ва унинг тузлари синтетик юувчи воситалар ва фосфорли ўғитлар ишлаб чиқаришда ишлатилади.

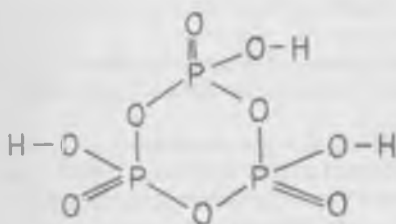
Фосфит ва фосфат кислоталар қиздирилганда конденсация реакцияларига киришувчи ўзига хос хусусиятларидан ҳисобланади. Бу кислоталарнинг икки, уч ёки ундан ортиқ молекулалари бирикиб, йирикроқ молекулалар ҳосил қилганда сув ажралиб чиқади.



Конденсация давом эттирилганда эмпирик формуласи  $HPO_3$  бўлган фосфатлар ҳосил бўлади:



Ана шундай кислоталардан бўлган триметафосфат кислота  $(HPO_3)_3$  циклик тузилишга эга:



Фосфор галогенидлари.

Булар қаторига  $PF_3$ ,  $PF_5$ ,  $PCl_3$ ,  $PCl_5$ ,  $PBr_3$ ,  $PBr_5$  ва  $PI_3$  лар киради.  $P-X$  ( $X$  — галоген) да боғларнинг қутбланганлиги қуйидаги қаторда ортади



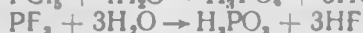
Бу қатор фосфор билан галогенлар орасидаги электроманфийлик фарқига мос келади.

Фосфор уч фторид  $PF_3$  қуйидаги реакция ёрдамида олинади



$PF_3$  элементлардан тўғридан-тўғри олиниши ёки  $CaF_2$  ни  $P_4H_{10}$  билан қиздириб синтез қилиниши мумкин.  $PCl_3$  оқ ёки қизил фосфорга хлор таъсир эттириб олинади. Бошқа галогенлари ҳам шу йўл билан ҳосил қилиниши мумкин.

Фосфор галогенидлари сув билан гидрoлизланади. Сув мўл бўлганда реакция маҳсулотлари сифатида фосфорнинг кислотадли кислоталари ва водород галогенидлар ҳосил бўлади.



Юқоридаги реакциялардан лабораторияда сувни камроқ ишлатиб галогенводород олиш мақсадида фойдаланилади. Фосфор галогенидлари спиртлар ва карбон кислоталарни галогенлашда ва металллар коррозиясига қарши курашда ишлатилади.

Фосфор оксихлорид (фосфор хлороксид, хлорли фосфорил)  $\text{POCl}_3$ ,  $107,2^\circ\text{C}$  да қайнайди. У хлороформа, углерод (IV)-хлорид ва бензолда эрийди.  $\text{PCl}_5$  ни кислотад билан  $20 - 50^\circ\text{C}$  да оксидлаб ёки  $\text{PCl}_5$  ни сув етишмаган ҳолда гидролизлаб олинади. У трибутилфосфат олишда ва баъзи реакцияларда катализатор сифатида ишлатилади.

Фосфор окситрифторид  $\text{POF}_3$  газ ҳолатдаги модда бўлиб, сув билан гидролизланади.  $\text{POCl}_3$  ёки  $\text{P}_2\text{O}_5$  га фтор таъсир эттириб олинади. Спирт, ацетон углерод (IV)-хлоридда яхши эрийди. Фторфосфат кислоталар ва фторфосфатлар олишда оралиқ модда ҳисобланади.

Фосфор ва унинг бирикмаларининг ишлатилиши. Фосфор фосфат кислоталар олишда, соатсозликда, металл қотишмалари тайёрлашда ва гугурт саноатида кенг қўлланади. Унинг ўнлаб хил бирикмалари минерал ва микрофитлар ишлаб чиқаришда, полимерлар саноатида ишлатилади. Консерва ва гўшт саноатида ишлаб чиқарилувчи балиқ ва гўшт фосфорга бой маҳсулотлардан ҳисобланади.

Фосфор ва унинг бирикмалари биологик системаларда катта роль ўйнайди. Фосфор РНК ва ДНКдаги фосфат группалари таркибига кирадики, у оқсил синтези ва насл информациясини сақлашда иштирок этади. У биологик ҳужайраларда энергия запасини яратувчи аденозинтрифосфат молекулалари таркибига киради. Равшанки, таркибида фосфор бирикмалари бор моддалар биохимиявий процессларда катта роль ўйнайди.

#### 14.3. МИШЬЯК, СУРЬМА, ВИСМУТ

Элементларнинг умумий характеристикаси. Табиатда учраши. Инсониятга илгаридан маълум бўлган бу элементларнинг ҳоссаларида ўзига хос хусусиятлар билан бир қаторда кўп яқинликлар бор.

Мишьяк ўз бирикмаларида кўпроқ — 3, + 3, + 5, сурьма + 3 ва + 5, висмут эса + 3 оксидланганлик даражасини намоён қилади. Элементларнинг муҳим бирикмалари арсин —  $\text{AsH}_3$ , галлий арсенид —  $\text{GaAs}$ , арсин оксид —  $\text{As}_2\text{O}_3$ , хлориди —  $\text{AsCl}_3$ , олтингугуртли бирикмаси —  $\text{As}_2\text{S}_3$ , стибин хлоридлари  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{SbCl}_5$ , олтингугуртли бирикмаси —  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , оксиди  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ , комплекс бирикмаси —  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ , висмут оксиди —  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ , нитрати —  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  аҳамиятлидир.

Ер қобиғида мишьяк  $1,7 \cdot 10^{-4} \%$ , сурьма  $5,10^{-6} \%$  ва висмут  $2 \cdot 10^{-6} \%$  ни ташкил этади. Табиатда мишьяк асосан металллар ёки олтингу-

гурт билан биргалликда учрайди. Эркин ҳолда кам бўлади. Сурьма эса эркин ҳолда ва олтингугурт билан бирикмаси сифатида учрайди. Висмут табиатда нисбатан кам тарқалган бўлиб, висмут охраси —  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  (бисмит) ва висмут ялтироғи —  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  сифатида учрайди. Мишьякнинг минералларидан арсенопирит —  $\text{FeAsS}$ , реалгар —  $\text{As}_4\text{S}_4$  ва аурипигмент —  $\text{As}_2\text{S}_3$  лар маълум. Сурьманинг сульфиди булган антимонит —  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  (сурьма ялтироғи) ҳам табиатда тарқалган.

Мишьяк ва унинг бирикмалари кучли заҳарли моддалардан ҳисобланади. Стибин —  $\text{SbH}_3$  ҳам шундай заҳарли бирикмалардан биридир.

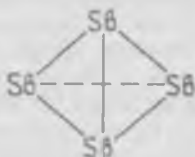
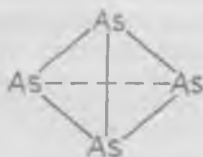
Олиниши ва хоссалари. Мишьяк арсенопирит —  $\text{FeAsS}$  ни юқори температурада парчалаб олинади.

Сурьма антимонитни темир билан қиздириш орқали ҳосил қилинади:



Қумир билан қайтарилган оксидларидан ҳам ўз навбатида мишьяк билан сурьма ажратиб олинади. Висмут эса висмутинит ( $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ) ни оксидлаб ёки висмут (III)-оксидни ( $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ) ни қайтариб (углерод билан) олинади. Висмутнинг асосий қисми қўроғошин ва мис олишда қоладиган саноат чиқиндиларидан ажратиб олинади.

Мишьяк билан сурьманинг ҳам фосфор каби аллотропик ўзгаришлари маълум. Юқори температурагача қиздирилган элементлар буғлари тез совитилганда иккала элемент юмшоқроқ сариқ рангли металлмас хоссаларга эга бўлган қаттиқ моддаларга айланади. Буғ ҳолатида элементлар ҳам оқ фосфор каби тетраэдрик молекулалар  $\text{As}_4$  ва  $\text{Sb}_4$  га эга бўлади:



Булар иситилганда ёки нур таъсир этилганда кулранг ҳолдаги металл хоссали атомлардан тузилган қаватларга эга бўлади. Висмут буғ ҳолида  $\text{Bi}_2$  тузилишда ҳам бўлади. Висмут кўпроқ оқ-қизғиш рангли металл хоссали элементдир. Мишьяк билан сурьма мўрт, висмутники эса нисбатан камроқ бўлади. Висмутнинг суяқ ҳолатдаги зичлиги қаттиқ ҳолатдаги зичлигидан ортиқ бўлади.

Асосий ҳолатда элементларнинг ташқи электрон қобиқлари конфигурацияси қуйидагича бўлади:



Оддий шароитда ҳавода мишьяк секин оксидланади, қаттиқ қиздирилганда ёниб, оқ рангли оксид —  $\text{As}_2\text{O}_3$  га айланади. Мишьяк сувда эримайди. Юқори температурада мишьяк кўпгина элементлар билан туғридан-туғри бирикади:





Мишьяк одатдаги шароитда концентрланган  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан қиздирилганда зар суви ва ишқор эритмалари билан реакцияга кириш-  
ишди.

Сурьма одатдаги шароитда галогенлар (F бундан мустасно) билан, қиздирилганда кислород, концентрланган  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  ва зар суви билан реакцияга киришади:



Висмут одатдаги шароитда сув ва кислород билан реакцияга кириш-  
майди, қиздирилганда галоген ва халькогенлар, концентрланган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ва  $\text{HNO}_3$  билан реакцияга киришади. У ишқорий, ишқорий-ер ва нодир металлар билан реакцияга киришиб висмутидлар ҳосил қилади.

Мишьякнинг металлар билан ҳосил қилган бирикмалари ар-  
сенидлар дейилади. Булар юқори температурада эрийдиган зич моддалар бўлиб, баъзилари гидролизланади. Оксидловчилар таъсирида арсенидларга айланади. Арсенидлар элементларни ва-  
куумда ёки инерт атмосферада қиздириш билан ҳосил қилинади. С т и б н и д л а р (антимонидлар) сурьманинг металлар билан бирикмаси бўлиб, кристалл тузлишга эга. Ишқорий металлар-  
нинг стибнидлари сув билан парчаланди. Концентрланган кисло-  
талар ва зар суви ҳам стибнидларга таъсир қилади.

Арсенидлар билан стибнидлар ярим ўтказгичлик хоссасига эга. Улар қуёш батареяларида, инфрақизил — детекторларда, Холл датчиклари, туннель диодлари, нур диодлари, транзисторлар ва лазер установкаларида қўлланилади.

Бирикмалари ва уларнинг хоссалари. Мишьяк, сурь-  
ма ва висмут водород билан туғридан-туғри реакцияга киришмайди. Арсин  $\text{AsH}_3$  ва стибин  $\text{SbH}_3$  қўланса ҳидли газ бўлиб, сувда эри-  
майди, тез парчаланади ва ўта заҳарли. Висмутин  $\text{BiH}_3$  эса стибин-  
га қараганда ҳам беқарордир. Булар элементларнинг турли бирикма-  
ларини актив металлар билан қайтариш орқали олиниб «қўзғу» ҳосил  
қилади.

Мишьяк, сурьма ва висмут оксидларини ( $\text{As}_2\text{O}_3$ ) тегиш-  
лича элементларнинг кислород билан реакциясидан ҳосил бўладиган кри-  
сталлардан иборат. Буғ ҳолдаги  $\text{As}_2\text{O}_3$  ва  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  лар димер молекулалар  
 $\text{As}_4\text{O}_6$  ва  $\text{Sb}_4\text{O}_6$  шаклида бўлади.

Мишьяк ангидрид  $\text{As}_2\text{O}_3$  маргумуш номи билан ҳам маълум. Сувда эрийди, бунда арсеник кислота ҳосил бўлади.  $\text{As}_2\text{O}_3$  амфо-  
тер хоссаларга эгаллиги сабабли ҳам кислота, ҳам ишқорлар билан реак-  
цияга киришиб, тузлар ҳосил қилади.  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  ва  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  лар сувда эри-  
майди. Гидроксидлари  $\text{Sb}(\text{OH})_3$  ва  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ , Sb ва Bi тузлари эритмасига  
ишқорлар таъсир эттириб олинади.

Мишьяк гидроксид  $\text{As}_2\text{O}_3$  ни сувда эритиб олинади:



Мишьяк гидроксиди ҳам амфотер хоссаларини намоён қилса-да кисло-  
талик хоссалари устунроқ туради.  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  асос хоссаларига эга. У кон-  
центрланган ишқор эритмаларида жуда оз эрийди, ишқорий муҳитда  
қалай бирикмалари  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  ни металлгача қайтаради.

Оқ рангли гидратланган оксид модда  $Sb_2O_3 \cdot xH_2O$  ни KOH билан кидрилганда калийнинг гексагидроксостибиати  $K[Sb(OH)_6]$  ҳосил бўлади.

Мишьяк ва сурьма кислоталари нитрат ва фосфат кислоталарига қараганда кучсиз ҳисобланади. Масалан,  $HAsO_4$  ( $K = 6 \cdot 10^{-10}$ ), эритмасида мувозанат чапга сурилган бўлади:



$H_3AsO_3$  кислота фосфит кислота  $H_3PO_3$  дан фарқи ўлароқ As — H боғига эга эмас, тузилиши  $As(OH)_3$  дир. Арсенит кислота ва унинг тузлари кучли қайтарувчилардан ҳисобланади.

Арсенит кислота  $H_3AsO_4$  ўртача кучли, аммо фосфат кислотадан кучсизроқ. Уч негизли бу кислотанинг ионланиш константаси

$$K_1 = 5 \cdot 10^{-3}, K_2 = 4 \cdot 10^{-6} \text{ ва } K_3 = 6 \cdot 10^{-10} (25^\circ C).$$

Метафосфат ва пирофосфат кислоталар каби мишьякнинг ҳам мета ва пиро кислоталари  $HAsO_3$ ,  $H_4As_2O_7$  мавжуд.  $H_3SbO_3$  ёки  $Sb(OH)_3$  — антимонит кислота ёки стибий (III)-гидроксид дейилиб, оқ аморф моддадан иборатдир. У амфотер хоссаларга эга. Сурьманинг пироантимонит кислота  $H_4Sb_2O_7$  си ҳам мавжуд.  $H_3SbO_3$ ,  $HSbO_3$  ва  $H_4Sb_2O_7$  лар кучсиз кислоталардан ҳисобланади.

Ҳали эркин ҳолда ажратиб олинмаган висмут кислотанинг тузлари мавжуд бўлиб, улар висмутатлар номи билан аталади. Буларга  $KBiO_3$ ,  $NaBiO_3$ ,  $AgBiO_3$  мисол бўла олади. Висмутатлар кучли оксидловчилардан ҳисобланади. Арсенатлар эса фосфатларга ўхшайди. Мишьяк (III), сурьма (III) ва висмут (III) нинг галогенли бирикмалари юқори температурада қайновчи суюқлик ёки кристалл моддалардир. Улар элементларнинг бирикишидан ёки бошқа бирикмаларидан ҳосил қилинади:  $AsCl_3$ ,  $AsI_3$ ,  $AsF_3$ ,  $SbCl_3$ ,  $SbBr_3$ ,  $SbI_3$ ,  $BiCl_3$ ,  $BiBr_3$ ,  $BiI_3$  ва  $BiF_3$  лар реакцияларда катализатор, аналитик реактив, ярим ўтказгич бирикмалар синтези, керамик буюмлар хомашёсига қўшимча сифатида, газмолларни бўяшда ва бошқа соҳаларда қўлланилади.

Пентагалогенидлардан фақат  $AsF_5$ ,  $SbCl_5$  ва  $BiF_5$  лар маълум. Буларнинг баъзиларни гидролизланади. Пентагалогенидлар галогенолчи агент бўлиб реакцияларда катализатор, тоза As, Sb ва Bi ларни олишда хомашё бўлиб хизмат қилади.

Антимоний тузлари умумий формуласи  $(SbO)_nX$  бўлиб, бу ерда  $X = Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$  дир.  $Sb^{+3}$  тузларига  $Sb_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$ ;  $Sb(NO_3)_3$ ;  $SbPO_4$  ва  $Sb_2S_3$  киради. Калий антимоний тартрат  $K_2[Sb(C_4H_4O_6)_2] \cdot 3H_2O$  кристалл модда бўлиб, сувда эрийди, медицинада «қустирадиган тош» сифатида маълум.

Висмутил тузлари  $(BiO)_nX$  (бу ерда  $X = F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $J^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ) сувда эримайди.  $BiOClO_4$  — сувда эрийди. Висмутил карбонатнинг гемигидрати  $(BiO)_2 \cdot CO_3 \cdot H_2O$  кристалл бўлиб, сув ва спиртда эримайди. У водород хлорид ва нитрат кислота таъсирида парчаланади. Сода ёки  $(NH_4)_2 \cdot CO_3$  билан висмут тузлари эритмаларининг реакцияси натижасида олинади. Бу туз сил ва ошқозон касалликларини даволашда қўлланилади.

Элемент бирикмаларининг олтингугурт билан ўзаро таъсирдан  $As_4S_3$ ,  $As_4S_4$ ,  $As_2S_3$ ,  $As_2S_5$ ,  $Sb_2S_3$ ,  $Sb_2S_5$ ,  $Bi_2S_3$  каби қатор сульфидлар ҳосил бўлади. Мишьяк сульфидлари сариқ, сурьманики зарғалдоқ ва висмутники қора бўлганлиги туфайли уларни бир-биридан осон фарқ қилиш мумкин. Аморф ҳолдаги зарғалдоқ  $Sb_2S_3$  шаклга ўтади. Қора рангли сурьма сульфиди  $Sb$  ва  $S$  лар бирикканда ҳам ҳосил бўлади.

Юқорида формуласи келтирилган сульфидлар сувда ва оксидловчи бўлмаган кислоталарда эримайди, чунончи  $As_2S_3$  концентрланган нитрат кислотада эриш реакцияси қуйидагича боради:



Мишьякнинг  $As_2S_3$  ва  $As_2S_5$  ҳамда, сурьманинг  $Sb_2S_3$  каби сульфид бирикмалари бошқа сульфидлардан фарқ қилиб, аммоний сульфид  $(NH_4)_2S$  эритмасида эрийди, бунда тиокислоталарнинг  $(NH_4)_2As_2S_3$ ,  $(NH_4)_2As_2S_5$ ,  $(NH_4)_2Sb_2S_3$  каби тузлари ҳосил бўлади. Бу реакциядан анализларда мишьяк ва сурьмани бошқа элементлардан ажратиб олиш мақсадида фойдаланилади. Тиокислота тузларининг нордон эритмасидан эркин тиокислоталар ажралади. Булар тегишли металллар сульфидлари билан  $H_2S$  га осон парчаланади.

**Ишлатилиши.** Мишьяк қотишмалар ва ярим ўтказгич материаллар таркибига киради. Мишьяк бирикмалари махсус шишалар ишлаб чиқаришда, чарм-мўйна буюмларини консервашда, ёғоч антисептиги, физиологик актив ва заҳарли моддалар тайёрлашда ишлатилади.

Сурьма ҳам кўпинча қотишмалар таркибига киради. У ярим ўтказгичлар техникасида ишлатилади. Қўрғошин аккумулятори пластинкалар тайёрлашда сурьма ва мишьякдан фойдаланилади. Сурьма бирикмалари пигмент, бўёқ, глазурь ва эмаль ишлаб чиқаришда ишлатилади. Сурьма сульфат ва сульфид (V)-пиротехникада ишлатиладиган қотишмаларга қўшилади.

Висмут турли қотишмалар, шу жумладан енгил суюқланадиган Вуд қотишмаси таркибига киради. Бундай қотишмалардан пластмасса буюмлари ва абразив материаллар учун қолиплар тайёрланади. Термоэлектрик генераторларда ва ядро реакторларида висмутдан фойдаланилади. Висмут титанат оптик модулятор ва акустик тузаткичларда ишлатилади. Висмут молибден катализаторларидан саноатда борадиган реакцияларда фойдаланилади. Висмуталлар бир қанча элементларни фотометрик ва экстракцион-фотометрик усул билан аниқлашда ишлатилади. Висмут бирикмаларидан медицинада, қишлоқ хўжалиги, косметика ва шу каби бошқа кўпгина соҳаларда фойдаланилади.

## 15-Б ОБ. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ VI ГРУППА АСОСИЙ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

**Умумий характеристикаси.** Даврий системанинг олтинчи группаси асосий группача элементларига кислород O, олтингугурт S, селен Se, теллур Te ва полоний Po киради. Бу элементлар атом-

ларининг ташқи электрон қаватларида  $s^2p^4$  электронлар мавжуд. Шунинг учун (кислороддан бошқа) бу элементлар валентликлари —2 дан +6 гача ўзгаради. Кислород атомининг ташқи электрон қаватида олти электрон бўлишига қарамасдан, у ҳар доим бошқа атомлардан иккита электрон қабул қилиб, оксидланиш даражаси манфий иккига тенг бўлади. Чунки кислород атомининг ионланиш потенциали катта қийматга эга бўлгани учун атомда электронлар жуда мустаҳкам жойлашган. Шунинг учун кислород атомидан электрон тортиб оладиган элемент фақат фтор атомидир. S, Se, Te, Po элементлари эса Коссел назариясига осон ўз ташқи электрон қаватларидаги электронлар сонини саккизга етказиш учун бошқа элементлардан иккита электрон қабул қилиб манфий зарядланади. Бундан ташқари бу элементлар ташқи қаватда жойлашган олти электронини йўқотиб мусбат зарядга эга бўлади. Олтинчи группа асосий группача элементларининг металлмаслик хоссалари, группа бўйича юқоридан пастга қараб камайиб боради. Шунинг учун кислород ва олтингугурт кучли металлмаслик хоссасини, селен ва теллур эса металл ва металлмаслик хоссаларини, полоний эса кучли металл хоссасини намоён қилади.

### 15.1. КИСЛОРОД

Кислород атоми  $1s^2 2s^2 2p^4$  электрон формулага эга. Кислород табиатда эркин ва химиявий бирикма ҳолида учрайди. Унинг учта  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$  барқарор изотоплари маълум. Бундан ташқари сунъий равишда ҳосил қилинган  $^{14}\text{O}$ ,  $^{15}\text{O}$ ,  $^{19}\text{O}$ , беқарор изотоплари ҳам бор. Кислород эркин ҳолда ҳаётининг таркибида 20,9% учрайди. Химиявий бирикма ҳолида сув ва Ер қобиғидаги кўпгина моддалар таркибида учрайди.

**О л и н и ш и.** Кислородни биринчи бўлиб бир-бирларига боғлиқ бўлмаган ҳолда Шил ва Пристлилар олишга муваффақ бўлганлар. Шил биринчи марта селитраларни термик парчалаб кислород олган. Пристли эса пиролюзитга концентрланган сульфат кислота таъсир эттириб кислород олишга эришган. Кислород лабораторияда бертолле тузини ва нитратларни термик парчалаб олинади. Бундан ташқари лаборатория шаронтида сувни, ишқорларни электролиз қилиб ҳам кислород олинади.

Ҳозирги вақтда техникада кислород Линде усулида суюқ ҳавони фракциялаб ва сувни электролиз қилиш усули билан олинади. Сувни электролиз қилиш натижасида катодда водород, анодда эса кислород ажралиб чиқади.

**Х о с с а л а р и.** Кислород газ ҳолатда рангсиз, мазасиз, ҳидсиз модда. Унинг молекуласи икки атомдан тузилган. Суюқ ва қаттиқ ҳолатда кислород оч ҳаво ранг, парамагнит хоссасини намоён қилиб, электр токини ўтказмайди.

Қаттиқ ҳолатда кислород гексагонал кристалл тузилишга эга. Жуда тез совитиш натижасида кристалл структураси ўзгариб, янги фазага ўтади. Молекула ҳолатдаги кислородда Полинг назариясига асосан, иккита электрон жуфти ҳисобига вужудга кел-

ган иккиламчи боғланишга эга бўлмасдан, иккита уч электронли боғланиш билан ўралган битта оддий боғланиш мавжуддир. Шу нуқтан назардан  $O_2$  молекуласининг тузилишини қуйидагича ифодалаш мумкин:  $[O \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\parallel}} O]$ . Кислороднинг ўзига хос хоссаларидан бири элементлар билан бирикма ҳосил қилишида ёруғлик ва иссиқлик ажралиб чиқаришидир. Кислород оддий шароитда пассив модда, лекин қиздирилганда ва катализаторлар иштирокида деярли барча элементлар билан бирика олади. Элементларнинг кислородли бирикмаларини оксидлар деб аталади. Элементлар кислородли бирикмаларининг асосли хоссалари Д. И. Менделеев элементлар даврий системасида давр бўйича чапдан унгла қараб сусайиб, кислотали хоссалари ортиб боради. Чунки элементлар билан кислород бирикиши натижасида химиявий боғланиш табиати ҳам ўзгариб боради. Агар кислород билан элемент орасида ион боғланиш вужудга келса бирикмалар асос хоссасига, ион-ковалент боғланиш вужудга келса, бирикмалар амфотер хоссага, ковалент боғланиш вужудга келса, бирикмалар кислотали хоссага эга бўладилар:

$Na_2O, K_2O, CaO$   
асосли оксидлар

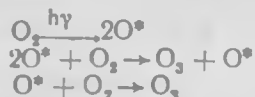
$Al_2O_3$   
амфотер  
оксид

$P_2O_5, SO_3, Cl_2O_7$   
кислотали оксидлар

Асосли оксидлар сувда эриб ишқорлар, кислотали оксидлар сувда эриб кислоталар ҳосил қилади. Амфотер оксидлар сувда ёмон, лекин кислоталарда ва ишқорларда яхши эрийди. Кислороднинг элементлар билан ҳосил қилган бошқа бирикмаларини, ҳар қайси элементнинг умумий хоссаларини ўрганишда батафсил тушунтириб берилади. Кислороднинг аллотропик шаклларида бири озондир.

Озон. 1785 йилда ван Марум электр машиналари ишлаётган вақтда ёқимсиз ҳид пайдо бўлганини пайқайди. Кейинчалик 1840 йилда Шёнбайн суюлтирилган сульфат кислотани электролиз қилиш натижасида ажралиб чиққан ёқимсиз ҳидли газ озон эканлигини аниқлайди. Озон сўзи грекча «ҳидли» сўзидан олинган. Озон нам оқ фосфорнинг ҳавода оксидланишида, кислородга бой бўлган перманганат ва бихромат бирикмаларининг концентранган сульфат кислотада парчаланишида ҳам ҳосил бўлади. Бундан ташқари озон фторга сув таъсирида ва ҳаво таркибидаги кислородга ультрабинафша нурлари таъсир эттирилганда ҳам ҳосил бўлади.

Кислороддан озон ҳосил бўлиш занжир реакцияси қуйидаги схема бўйича боради:



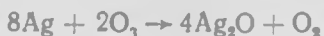
Техникада озон махсус озонаторларда олинади.

Озоннинг молекуляр тузилишини қуйидагича тушунтириш мумкин. Озон молекуласидаги марказий кислород атоми  $sp^2$ -гибридланган ҳо-

латда бўлади. Марказий атомнинг икки  $sp^2$ -гибридланган орбитали иккита  $\sigma_{60^\circ}$  орбиталь ҳосил қилишда иштирок этади. Учинчи гибридланган  $sp^2$ -орбиталь бўлинмаган электрон жуфтига эга бўлади. Марказий атомнинг 2р-орбитали четдаги атомларнинг 2р-орбиталлари билан  $\pi_{60^\circ}$ -орбиталь ҳосил қилишда иштирок этади. Қолган электронлар эса бўшаштирувчи орбиталларга жойлашади. Олтита боғловчи электронлар ҳисобига боғланиш тартиби 1,5 га тенг бўлади. Шунинг учун озон молекуласи структура формуласини қуйидагича изоҳлаш мумкин.



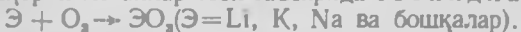
Одатдаги шароитда озон ҳаво ранг тусли газ. Кислородга нисбатан молекуляр массаси, қутбланувчанлиги ва қутбловчилиги катта бўлгани учун қайнаш температураси ҳам юқори. Суюқ ҳолатда озон тўқ ҳаво ранг, қаттиқ ҳолатда тўқ бинафша рангли кристалл модда. Озон молекуласи бир мунча беқарор, юқори концентрацияда портлаб парчаланади. Озоннинг оксидловчилик хоссаси кислородникига қараганда кучли. Шунинг учун одатдаги шароитда кўпгина химиявий пасив элементларни оксидлай олади:



Озонни аниқлаш учун калий йодид эритмасидан фойдаланиш мумкин:



Ишқорий металллар озон таъсирида озонидлар ҳосил қилади.



Озонидлар мусбат зарядланган металл ва манфий зарядланган  $\text{O}_3^-$  ионидан ташкил топган қизил рангли моддалардир.

Озон кучли оксидловчи бўлгани учун ичимлик сувларни тозалашда, ҳавони дезинфекция қилиш ва органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

Сув. Сув  $\text{H}_2\text{O}$  кислороднинг водород билан ҳосил қилган асосий бирикмаси ҳисобланади. Сув таркибида массаси жиҳатдан 11,19% водород ва 88,81% кислород бор. Сув табиатда ҳеч қачон тоза ҳолда учрамайди. Сув таркибида ҳар доим кўпгина моддалар эриган бўлади. Дарё ва булоқ сувларида асосан кальций ва магний бикарбонатлар эриган бўлиб, сув «қаттиқлигини» ташкил этади. Баъзи ҳолларда сувда тоғ жинслари таркибига кирувчи моддалар эриган бўлади. Сувда темир, марганец, азот, кислород, карбонат ангидрид, водород сульфид ва бошқа моддалар эриган бўлса, бундай сувни минерал сувлар дейилади. Табиий сувлар ичида энг тоза сув ёмғир, қор, кўл сувлари ҳисобланади. Бундан ташқари сув кўпгина химиявий моддалар таркибида ҳам учрайди.

Бундай сувлар қуйидагилардан иборат:

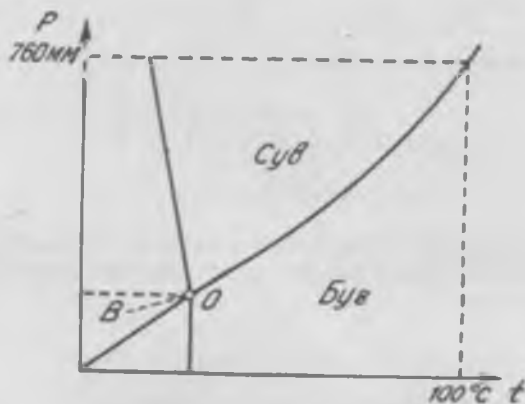
1. Гигроскопик сув — бундай сувлар химиявий моддалар юзасига абсорбцион куч ҳисобига жойлашган бўлади. Бундай сувларни йўқотиш учун катта энергия талаб қилмайди.

2. Кристаллизацион сув — бундай сув химиявий моддалар таркибига водород боғланиш ҳисобига ёки донор-акцептор боғланиш ҳисобига стехиометрик нисбатларда жойлашган бўлади. Бундай сувни ажратиш, чиқариб юбориш учун анчагина энергия сарфланади. Бундай бирикмаларга  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  мисол бўла олади.

3. Конституцион сув — химиявий моддалар билан жуда қаттиқ боғланган. Бундай сувларни ажратиш учун жуда катта энергия сарфланади ёки химиявий процесс вужудга келтириш керак. Бунга  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  лар мисол бўла олади.

Сувнинг физик хоссалари. Сув ҳидсиз, мазасиз, рангсиз модда. Ҳч хил: газ, суюқ, қаттиқ агрегат ҳолатда бўлади. Сувнинг  $+4^\circ\text{C}$  даги зичлиги  $1 \text{ г/см}^3$  га тенг. Температуранинг  $14^\circ\text{C}$  дан ортиши ёки камайиши натижасида сувнинг зичлиги  $1 \text{ г/см}^3$  дан кам қийматга эга бўлади. Бу ҳодиса сувнинг зичлик аномалияси дейилади. Тоза сувнинг солиштирма иссиқлик сифими ҳамма суюқ ва қаттиқ моддаларникидан катта бўлиб  $1 \text{ ккал/г}$  ёки  $4,18 \text{ кЖ/г}$  га тенг. Демак,  $1 \text{ г}$  сувни  $1^\circ\text{C}$  иситиш учун бошқа моддаларни иситишда кетадиган иссиқликка қараганда кўпроқ иссиқлик талаб этилади. Бу сувнинг иссиқлик сифими аномалияси деб аталади.

Сув доим буғланиб туради. Сувнинг буғланиши натижасида вужудга келган босим буғ босими дейилади. Сувнинг буғ босими температура ортиши билан ортади. Сув берк идишда буғлатилса — молекулаларининг буғ фазасига ўтиши ва молекулаларнинг буғ фазадан сув фазасига ўтиш процесслари вужудга келади. Бу икки процесс тенглашганда вужудга келган мувозанат динамик мувозанат дейилади. Суюқлик билан мувозанат ҳолатда бўлган буғнинг ўзгармас температурадаги босими, ўша суюқликнинг тўйинган буғ босими дейилади. Маълум температурада ва босимда сув бир агрегат ҳолатдан бошқа агрегат ҳолатга ўтиши мум-

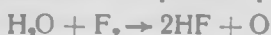


15.1-расм. Сувнинг ҳолат диаграммаси.

кин, яъни муз  $\rightleftharpoons$  суюқ  $\rightleftharpoons$  буғ. Сув, буғ, муздан иборат мувозанат ҳолатдаги система гетероген система учун мисол бўла олади. Гетероген система қайси фазанинг мавжуд бўла олиш шароитини ҳолат диаграммаси орқали характерлаш мумкин. Бундай диаграмма тузиш учун сув, буғ, босимлари ва музнинг турли суюқланиш температураларини ўзгаришидан фойдаланилади (15.1-расм).

Бу диаграммадаги ОА чизиғига тўғри келадиган босим ва температураларда сув ва буғ ўзаро мувозанатда бўлади. Бу чизикдан юқорида ётувчи босим ва температураларда сув суюқ ҳолатда бўлади, пастки нуқталарга тўғри келадиган босим ва температураларда сув фақат буғ ҳолатдагина мавжуд бўла олади. ОВ чизигининг устидаги нуқталарга тўғри келадиган босим ва температураларда муз, бу чизикнинг тагидаги нуқталарга тўғри келадиган босим ва температураларда буғ мавжуд бўлади. ОВ чизиғига тўғри келадиган босим ва температураларда муз билан буғ мувозанатда бўлади. Икки чизик кесилган О нуқтада уч фаза ўзаро мувозанатда бўлади.

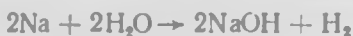
Сувнинг химиявий хоссалари. Сув молекулалари ҳосил бўлишида жуда катта миқдорда иссиқлик ажралиб чиқади. Шунинг учун сув молекуласи иссиққа чидамлидир. Сув газ ҳолидаги фтор билан одатдаги шароитда реакцияга киришади.



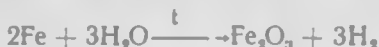
Хлор паст температурада сувда эрийди:



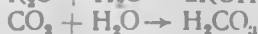
Сув турли шароитларда ишқорий ва ишқорий-ер металллар билан реакцияга киришади.



Юқори температурада сув буғи бошқа металллар билан реакцияга киришади.



Сув кўпгина мураккаб моддалар билан реакцияга киришади. Асосли оксидлар билан бирикиб ишқорлар, кислотали оксидлар билан бирикиб кислоталар ҳосил қилади.



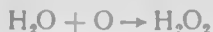
Сув кўпгина тузлар билан реакцияга киришиши натижасида гидролиз процесси вужудга келиб кислоталар ёки асослар ҳосил бў-



лади. Сув кўлгина бирикмалар билан реакцияга киришишида ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи вазифасини бажара олади.

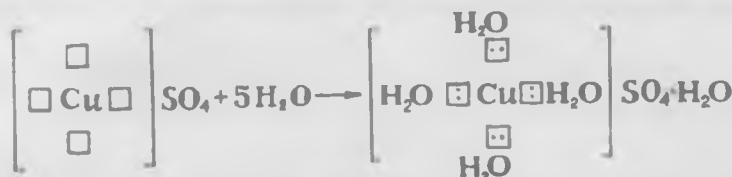


оксидловчи



қайтарувчи

Кўлгина химиявий моддалар ўзларида бир нечта сув молекулаларини бириктирган ҳолда мавжуд бўлади. Бундай моддалар кристаллгидратлар деб аталади. Кристаллгидратлар ҳосил бўлишида бир вақтнинг ўзида бир неча химиявий боғланиш мавжуд бўлади. Сув молекулалари химиявий моддалар билан донор-акцептор ва водород боғланиш натижасида бирикади:



Сувда жуда кўп тузлар гидролизланиб кислоталар ва асослар ҳосил қилади. Сув қутбли модда бўлганлиги учун кўп моддаларни ўзида эрита олади.

Водород пероксид. Водород пероксид  $\text{H}_2\text{O}_2$  ни 1818 йилда Тенар кашф этган. Водород пероксид атомар водородга молекуляр кислород таъсир эттириш натижасида ҳосил бўлади.



Агар бу процесс секинлик билан совитилса, ҳосил бўлган  $\text{H}_2\text{O}_2$  тезда сувга ва кислородга ажралиб кетади. Шунинг учун водород ёниши натижасида ҳосил бўлган маҳсулотни тез совитилиб водород пероксид ҳосил қилинади. Водород алангасини муз сиртига юбориш натижасида ҳосил бўлган суюқлик таркибида водород пероксид ҳосил бўлишини кузатишимиз мумкин. Бундан ташқари нам кислородни  $2000^\circ\text{C}$  да қиздириш натижасида, нам кислород билан водород аралашмасидан электр заряди ўтказилганда, сувга ультрабинафша нурлари ёки озон таъсир эттирилганда ҳам водород пероксид ҳосил бўлади.

О л и и ш и. Илгари саноатда водород пероксид, барий пероксид тузига кислота таъсир эттириб олинар эди.



Ҳозирги вақтда саноатда асосан персульфат кислота ёки унинг тузларига сув таъсир эттириб олинади.



Хоссалари. Тоza водород пероксид қиёмсимон, рангсиз суюқлик. Одатдаги босимда қайнатиб бўлмайди, чунки осон парчаланиб кетади. Шунинг учун водород пероксид паст босимда қайнатилади. Водород пероксид музлаганда игнасимон кристаллар ҳосил қилади. Водород пероксиднинг электрон формуласи  $\text{H} : \ddot{\text{O}} : : \ddot{\text{O}} : \text{H}$ , структура

тузилиши  $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$  дир. Демак водород пероксидда водород атомлари  $-\text{O} - \text{O}-$  кўприк орқали бирикади. Оптик усул билан водород пероксид структура тузилиши тўғри чиқиқли бўлмасдан, балки  $\text{O} - \text{O}$  боғланиш  $95^\circ$  бурчак остида эканлиги аниқланган. Водород пероксид структурасида боғланишлар симметрик бўлмагани учун, молекуласи кучли қутбланган. Водород пероксид молекулалари ўзаро кучли водород боғланиш орқали мустаҳкам боғланган бўлади.

Ниҳоятда тоза ҳолда водород пероксид барқарор модда, лекин озгина бошқа моддалар таъсирида осон парчаланadi. Водород пероксид сувдаги эритмаларда қуйидаги ионларга диссоциланади.



Диссоциланганда  $\text{H}^+$  ионлари ҳосил қилгани учун кучсиз кислотадир. Шунинг учун  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  каби тузларни ҳосил қила олади.



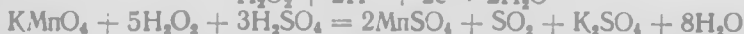
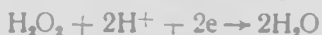
Водород пероксид оксидлаш ва қайтариш хоссаларига эга



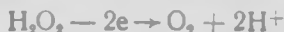
Бунга қуйидаги реакция тенгламалари мисол бўла олади:



бу реакцияда  $\text{H}_2\text{O}_2$  оксидловчи сифатида иштирок этади.



бу реакцияда  $\text{H}_2\text{O}_2$  қайтарувчи сифатида иштирок этади.



Лекин водород пероксидда оксидлаш хоссаси унинг қайтариш хоссасига қараганда кучли намоён бўлади.

Концентрланган  $\text{H}_2\text{O}_2$  эритмасини қоғозга, қипиқ ва бошқа моддаларга таъсир эттирилса, улар ўз-ўзидан ёниб кетади.

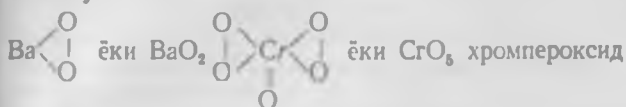
Водород пероксид медицинада дезинфекция мақсадларида, тўқимачилик санъатида, бўёқ олишда ёқилғиларнинг ёнишини кучайтиришда ишлатилади.

Пероксид бирикмалар. Молекулаларида пероксид боғ бўлган бирикмаларга пероксибирикмалар дейлади. Пероксибирикмаларни асосан водород пероксид ҳосилалари деб қараш мумкин. Водород пероксид молекуласидаги водородни металллар ёки металлмаслар билан алмаштириб пероксибирикмалар, ёки

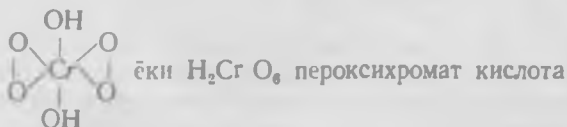
кислота қолдиги билан алмаштириб пероксикислоталар ҳосил қилинади.



Пероксибирикмаларнинг структура тузилишини қуйидагича ифодалаш мумкин:



барий пероксид



Пероксибирикмалар кучли оксидловчи сифатида ишлатилади.

## 15.2. ОЛТИНГУГУРТ

Олтингугурт атомнинг ташқи электрон қаватида  $s^2p^4$  электронлар мавжуд. Олтингугуртнинг ташқи электрон қаватида кислородга ўхшаб олтига электрони бўлишига қарамасдан, хоссалари билан кескин фарқ қилади. Бунинг сабаби олтингугуртда 3d-орбиталлари мавжудлигидир. Шунинг учун олтингугуртнинг оксидланиш даражаси  $-2, 0 + 2$ , ва  $+4$  ва  $+6$  бўла олади. Олтин-

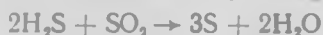
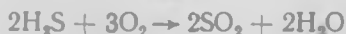
гугуртнинг тўртта  $\begin{array}{ccccc} 32 & 33 & 34 & 36 & 31 & 37 \\ \text{S} & \text{S} & \text{S} & \text{S} & \text{S} & \text{S} \end{array}$  табиий ва иккита  $\begin{array}{cc} 16 & 16 \\ 16 & 16 \end{array}$  сунъий ҳосил

қилинган радиоактив изотоплари маълум.

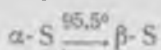
Табиатда учраши. Олтингугурт табиатда эркин ҳолда, сульфидлар:  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{CuFeS}_2$ ,  $\text{Cu}_2\text{S}$  ҳолида ва сульфатлар  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{SnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ҳолида учрайди.

Олиниши. 1. Олтингугурт саноатда табиий манбалардан шахта усулида қазиб олинади. Агар олтингугурт тоғ жинслари билан аралашган бўлса, жойида суюқлантириб, ажратиб олинади.

2. Таркибида колчеданлар ва металл ялтироқлари бўлган рудалар бойитилади. Бойитилган концентрат қайноқ хлорид кислотада ишланади. Олтингугурт водород сульфид ҳолида ажратиб ёндирилади ва олтингугурт (IV)-оксид таъсирида қайтариб, ажратиб олинади:



Хоссаларни. Олтингургурт кристалл ҳолатда икки хил —  $\alpha$ -олтингургурт ва  $\beta$ -олтингургурт аллотропик модификацияга эга.

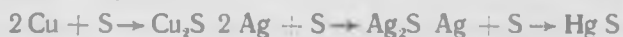


Бу аллотропик шакл ўзгаришда ҳажм ортиши кузатилади.  $\alpha$ -S саккиз бурчакли ҳалқасимон  $S_8$  молекулалардан тузилган. Олтингургурт қиздирилса  $112,8^\circ\text{C}$  да суюқланади. Агар суюқ олтингургуртни қиздириш давом этаверса,  $160^\circ\text{C}$  да ранги қўнғир тусга кириб қовушоқ бўлиб қолади, чунки бу температурада саккиз бурчакли ёпиқ занжирлар узилиб, улар ўрнини очиқ занжирлар эгаллай бошлайди. Температура  $250^\circ\text{C}$  дан ошганда очиқ занжирлар ҳам узила бориб,  $448^\circ\text{C}$  да олтингургурт қайнаб, буғлана бошлайди. Олтингургурт буғлари температура кўтарилишига қараб  $S_8$ ,  $S_6$ ,  $S_4$ ,  $S_2$  молекулалардан ташкил топган бўлади.

Лабораторияда кўпгина химиявий реакциялар натижасида олтингургурт эритмада чўкади. Бундай олтингургурт ниҳоятда майда суспензиялардан иборат бўлиб, аморф олтингургуртни ташкил қилади. Аморф олтингургурт қиздирилиб кристалл олтингургуртга айлантирилади. Олтингургурт паст температурада реакцияга киришиш хусусияти жуда суст бўлиб, қиздирилганда активлашади. Олтингургурт қиздирилганда ҳавода ёнади:



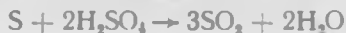
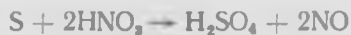
Оддий шароитда олтингургурт ишқорий металллар, мис, кумуш ва симоб билан реакцияга киришади:



Олтингургурт углерод ва темир билан юқори температурада бирикади:



Олтингургурт қайноқ концентрланган кислоталар билан реакцияга киришади:

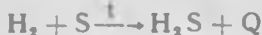


Олтингургурт қиздирилганда ишқор таъсирида диспропорцияланади:



**И ш л а т и л и ш и.** Олтингургурт ва унинг табиий бирикмалари табиий каучук олишда, порох тайёрлашда, медицинада, қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашишда, тўқимачилик саноатида ишлатилади.

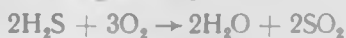
**Б и р и к м а л а р и.** Олтингургуртнинг халқ хўжалигида энг кўп ишлатиладиган бирикмаларидан бири водород сульфиди р. Табиатда водород сульфид минерал сувлари ва вулкан газлари таркибида учрайди. Водород сульфид юқори температурада водородга олтингургурт таъсир эттириб ҳосил қилинади:



Лабораторияда водород сульфид Кипп аппаратида олинади:



Водород сульфид — рангсиз, қўланса ҳидга эга бўлган заҳарли газ, молекуласининг тузилиши худди сувникига ўхшашдир. Водород сульфид қаттиқ қиздирилганда парчаланаяди, кислород таъсирида ёнади:



Агар кислород етишмаса ёки реакция паст температурда олиб борила олтинигургут эркин ҳолатда ажралиб чиқади:



Водород сульфиднинг сувдаги эритмаси икки негизли кучсиз кислота хоссасига эга:



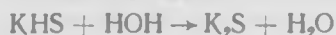
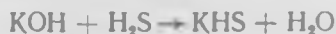
Водород сульфид кучли қайтарувчи бўлганлиги учун оксидловчилар таъсирида оксидланади:



Агар оксидловчилар оз миқдорда олинса, водород сульфид фақат  $\text{S}^0$  гача оксидланади:



Водород сульфид асос ва тузларнинг эритмаларига юборилганда металл сульфидлар ҳосил бўлади. Ишқорий металлларнинг сульфидлари сувда эрийдиган моддалардир. Калий сульфид икки босқичда ҳосил қилинади:



Натрий сульфид натрий сульфатни кўмир ёрдамида қайтариш усули билан олинади.



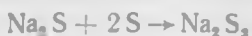
Калий ва натрий сульфидларининг сувли эритмалари кучли ишқорий реакция намоён қилади:



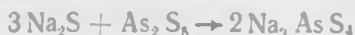
Водород сульфид кўпгина металллар тузларининг сувдаги эритмаларига юборилса, металллар сульфидлар ҳолида тезда чўкади. Чунки бу металлларнинг сульфидлари сувда ёмон эрийдиган моддалардир.

Масалан,  $\text{HgS}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{NiS}$  ва ҳоказолар бунга мисол бўла олади.

Металларнинг сувда эрийдиган сульфидлари олтингугурт таъсирида полисульфидлар ҳосил қилади:



Асосли сульфидлар кислотали ва амфотер сульфидлар билан бирикмиб комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

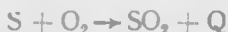


Кучсиз асосларнинг катионларини сульфидлар ҳолида чуқтириш мумкин эмас, чунки реакция натижасида биргаликда гидролиз процесси вужудга келади.

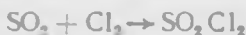
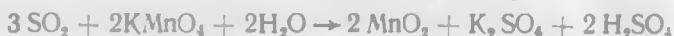


Олтингугурт кислород билан асосан  $\text{SO}_2$  ва  $\text{SO}_3$  оксидларини ҳосил қилади.

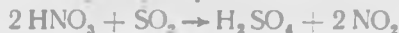
Сульфит ангидрид олтингугуртни ҳавода ёндириш натижасида ҳосил бўлади:



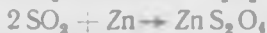
Сульфит ангидрид рангсиз, ўткир ҳидли заҳарли газ, сувда яхши эрийди, кучли қайтарувчидир:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$



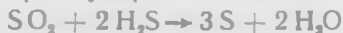
Ҳатто нитрат кислотани ҳам қайтаради:



Сульфит ангидрид кучли қайтарувчилар таъсирида оксидловчи хос-салини намоён қилади:



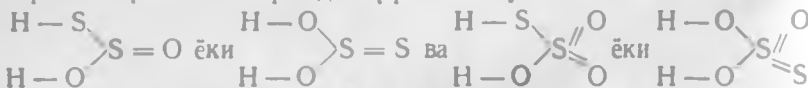
Сульфит ангидрид водород сульфидни оксидлайди:



Бу реакция суви эритмада олиб борилса оралиқ маҳсулот сифатида тиосульфит  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_2$  ва тиосульфат  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  кислоталар ҳосил бўлади:

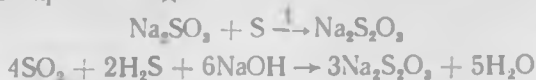


Бу кислоталарнинг структура тузилишлари сульфит ва сульфат кисло-таларининг ҳосилалари деб қаралиши мумкин.



Бу кислоталар жуда беқарор бўлиб, фақат эритмалардагина мавжуддир. Лекин уларнинг тузлари барқарор моддалардир. Масалан, натрий тиосульфат тузи  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  барқарор кристалл бирикма. Сано-атда натрий тиосульфат тузи натрий сульфит тузининг суви эритма-

сига олтингугурт аралаштириб қайнатиш, ёки ишқорий муҳитда  $\text{SO}_2$  га  $\text{H}_2\text{S}$  таъсир эттириб олинади:



Химиявий реакцияларда  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  фақат кучли қайтарувчи ҳисобланади. У ҳолда молекуладаги ҳар иккала олтингугурт атоми электрон йўқотиб, ўз оксидланиш даражаларини  $\text{S}^{+6}$  га етказди.



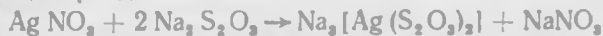
Тиосульфат кислота тузлари кучли кислоталар таъсирида  $\text{SO}_2$  ва  $\text{S}$  ҳосил қилиб парчаланади.



Баъзи ҳолларда тиосульфат тузлар парчаланиши натижасида сульфид ва сульфат бирикмалар ҳосил бўлади.



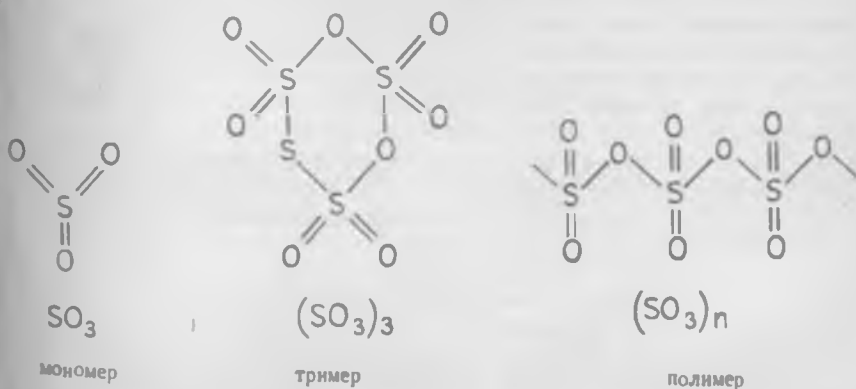
Агар ортиқча миқдорда натрий тиосульфат олинса, эрийдиган комплекс бирикма ҳосил бўлиши ҳисобига, олтингугуртнинг оксидланиш даражаси стабил ҳолида қолади.



Бу реакция фотографияда кенг қўлланилади. Сульфат ангидрид  $\text{SO}_3$  олтингугуртнинг мўл кислород иштирокида ёндириш ёки сульфит ангидриднинг ёндириш натижасида ҳосил бўлади.



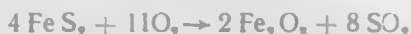
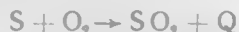
Сульфат ангидрид ҳосил бўлишида  $sp^2$ -гибридланган валент орбиталлар иштирок этиши характерлидир. Шунинг учун  $\text{SO}_3$  молекулалари осон полимерланади. Сульфат ангидрид молекуласи буг ҳолатда мономер,  $\text{SO}_3$  — суюқ ҳолатда циклик тример  $(\text{SO}_3)_3$ , қаттиқ ҳолатда турли узунликка эга бўлган занжирсимон полимердан иборат. Бу молекулаларнинг структура тузилишларини қуйидагича кўрсатиш мумкин:



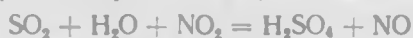
Сульфат ангидридин сувда бевосита эритиб бўлмайди, чунки бу процесс катта иссиқлик ажралиб чиқиш билан боради.

Сульфат кислота. Сульфат кислота саноатда икки хил — нитроза ва контакт усулларида олинади.

Сульфат кислотани нитроза усули билан олиш дастлаб VIII асрда қўлланилган бўлиб, қуйидаги реакция тенгламаларига асосланади. Олтингургурт ёки пиритни ёндириб  $\text{SO}_2$  ҳосил қилинади.



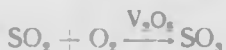
Ҳосил бўлган сульфит ангидридга азот (IV)- оксид таъсир эттирилади.



Реакция натижасида ҳосил бўлган азот (II)- оксидни кислород таъсирида  $\text{NO}_2$  га айланади.



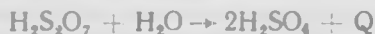
Ҳосил бўлган  $\text{NO}_2$  яна сульфат кислота олишда фойдаланилади. Демак, сульфат кислота олишда  $\text{NO}$  кислород ташувчи, яъни катализатор ҳисобланади. Бу усул билан олинган сульфат кислота унча тоза бўлмасдан 80% ли бўлади. Бундай таркибли сульфат кислота, асосан минерал ўғитлар ишлаб чиқаришга кетади. Контакт усулида эса сульфит ангидрид катализаторлар таъсирида оксидланади.



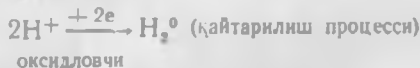
Ҳосил бўлган  $\text{SO}_3$  концентрланган сульфат кислотага ютдирилади:



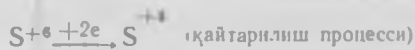
Ҳосил бўлган маҳсулотни «олеум» деб аталади ва сув таъсир эттириб, сульфат кислота олинади:



Химиявий тоза сульфат кислота, мойсимон, рангсиз суюқлик, икки негизли кучли кислоталардан ҳисобланади. Сульфат кислота кучли оксидловчидир. Суюлтирилган сульфат кислотани металлларга таъсир эттирганда оксидловчи родини  $\text{H}^+$  ионлари, концентрланган сульфат кислота таъсир этганда эса  $\text{SO}_4^{2-}$  ионлари бажаради:







окислдовчи



қайтарувчи

Сульфат кислота икки негизли сўлгани учун ўрта ва нордон тузлар ҳосил қилади. Сульфат кислота аччиқтош олишда, аккумулятор тайёрлашда, конденсация реакцияларида, органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

Олтингугуртнинг галогенли бирикмалари. Олтингугурт фтор билан туғридан-туғри бирикканда асосан  $SF_6$  ҳосил бўлади. Лекин жуда оз миқдорда қўшимча сифатида  $SF_4$  ва  $S_2F_{10}$  лар ҳосил бўлади.  $SF_6$  рангсиз жуда барқарор газ, химиявий инерт. Ҳатто суюқлантирилган  $KOH$ , сув буғи билан ҳам реакцияга киришмайди. Лекин суюқлантирилган натрий метали билан  $250^\circ C$  да, водород билан электр учқуни таъсирида реакцияга киришади. Олтингугурт гексафторид натрий билан диаметил эфир эритмасида яхши реакцияга киришади:



Олтингугурт вакуумда  $AgF$  билан бирикиб  $S_2F_2$  ҳосил қилади.  $S_2F_2$  рангсиз, икки хил модификацияга эга бўлган газ.  $SCl_2$  ни  $NaF$  га ацетонитрил иштирокида  $70 - 80^\circ$  да таъсир эттирилса олтингугурт тетрафторид  $SF_4$  ҳосил бўлади:



$SF_4$  — химиявий актив, сув таъсирида тез  $SO_2$  ҳосил қилиб гидролизланади, турли металлларни фторлашда ишлатилади. Олтингугуртни суюқлантириб, хлор газни ўтказилса,  $S_2Cl_2$  ҳосил бўлади. Олтингугурт монохлорид қовсқ рангли қўланса ҳидга эга бўлган суюқлик, сув таъсирида осон парчаланади:



$S_2Cl_2$  ўзида олтингугуртни яхши эритади, шунинг учун каучукни вулканлашда ишлатилади. Агар олтингугуртга хлорни ортиқча миқдорда ва катализаторлар  $FeCl_3$ ,  $SnCl_4$ ,  $I_2$  иштирокида таъсир эттирилса,  $SCl_2$  ҳосил бўлади. Олтингугурт диҳлорид  $SCl_2$  қизил тусли суюқлик, ўз ўзидан парчаланиб кетади:



Олтингугурт монохлоридга паст температурада хлор билан ишлов берилса сарик рангли олтингугурт тетраҳлорид  $SCl_4$  кристаллари ҳосил бўлади. Олтингугурт тетраҳлорид —  $30^\circ$  дан юқори температурада осон парчаланиб кетади.

Олтингугурт асосан уч хил типдаги оксогалогенидлар ҳосил қилади:

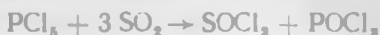
1. Тионилгалогенидлар — умумий формуласи  $SO_2G_2$
2. Сульфурилгалогенидлар — умумий формуласи  $SO_2G_2$
3. Мураккаб олтингугурт оксогалогенидлар —  $HSO_3G$

Олтингугуртнинг  $SOF_2$ ,  $SOCl_2$ ,  $SOBr_2$ ,  $SOCl$  тионил галогенидлари маълум. Бу тионил галогенидлардан тионилфторид

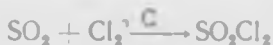
сув билан жуда секин реакцияга киришади, қолганлари эса шиддатли реакцияга киришади:



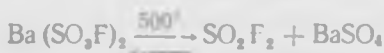
Олтингугуртнинг тионилгалогенидлари асосан қуйидаги усуллар билан олинади:



Тионилгалогенидлар вакуумда оддий ва паст температураларда барқарор, қиздирилганда  $\text{SO}_2$  ва эркин галогенлар ҳосил қилиб парчеланади. Тионилгалогенидлар металлларнинг сувсиз галогенидларини уларни оксидларидан, кристаллгидратларидан, гидроксидларидан ажратиб олишда ишлатилади. Олтингугуртнинг  $\text{SO}_2\text{F}_2$ ,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_2\text{FCl}_2$ ,  $\text{SO}_2\text{FBr}$  таркибли сульфурилгалогенидлари маълум. Буларнинг ичида энг аҳамиятлилари  $\text{SO}_2\text{F}_2$  ва  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  дир. Сульфурилхлорид сульфит ангидридга катализатор иштирокида туғридан-туғри хлор таъсир эттириб ҳосил қилинади.



Сульфурилфторид эса барий фторсульфатни термик парчалаб ҳосил қилинади.



Сульфурилхлорид қиздирилганда парчеланади, сув билан осон реакцияга киришади:



Нам ҳаво таъсирида тутаб ёнади. Сульфурилфторид химиявий инерт газ сув билан реакцияга киришмайди, концентрланган ишқорларнинг сувли эритмаларида осон гидролизланади.

Олтингугуртнинг мураккаб оксохлорид  $\text{S}_2\text{O}_5\text{Cl}_2$  ва оксофторидлари  $\text{SO}_2\text{O}_3\text{F}_2$ ,  $\text{SOF}_4$ ,  $\text{SO}_3\text{F}_2$  маълум. Олтингугуртнинг  $\text{HSO}_3\text{F}$  ва  $\text{HSO}_3\text{Cl}$  таркибли оксогалогенид кислоталари маълум. Бу кислоталарни сульфат кислотанинг ҳосилалари деб қараш мумкин. Агар сульфат кислота молекуласидаги иккита  $\text{OH}^-$  иони ўрнини галогенлар эгалласа сульфурилгалогенидлар, агар битта  $\text{OH}^-$  группасини ўрнини эгалласа оксогалогенид кислоталар ҳосил бўлади. Саноатда фторсульфон кислотани  $\text{KHF}_2$  ёки  $\text{CaF}_2$  ларни  $250^\circ$  ишлаш ва сульфат ангидридини сувсиз  $\text{HF}$  билан реакцияга киритиб олиш мумкин.



Фторсульфон кислота тузларини сульфат ангидридга  $\text{CaF}_2$  ни таъсир эттириб осон олиш мумкин:



Фторсульфон кислота рангсиз суюқлик фторлашда қулай реагент ҳисобланади. Бундан ташқари у купгина барқарор тузлар ҳосил қилади.

Фторсульфон кислота жуда кучли кислота, сув таъсирида қисман гидролизланади. Хлорсульфон кислота эса рангсиз ўз-ўзидан туйтдиган суюқлик, сув таъсирида портлаш билан гидролизланади, барқарор тузлар ҳосил қилмайди. Хлорсульфон кислотани сульфат ангидридга газсимон водород хлорид таъсир эттириб ҳосил қилинади.

### 15.3. СЕЛЕН, ТЕЛЛУР, ПОЛОНИЙ

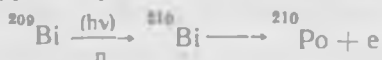
*Умумий характеристикаси.* Селен, теллур, полоний элементлари группа бўйича уларнинг хоссалари, атом ўлчамлари ўзгариши билан маълум қонунят асосида қуйидагича ўзгариб боради. Бу элементлар водородли бирикмаларининг термик барқарорлиги  $\text{Se} - \text{Po}$  қатори бўйича камайиб боради. Бу элементларда  $\text{Se} - \text{Te} - \text{Po}$  га ўтган сари металллик хоссалари,  $\text{SeBr}_6^{-2}$ ,  $\text{TeBr}_6^{-2}$ ,  $\text{PoI}_6^{-2}$  таркибли комплекс анионларини ҳосил қилиш хусусияти ортиб, катион характериға эға бўлиши камайиб боради.

*Табиатда учраши.* Селен табиатда селенидлар ҳолида сульфидлар билан аралашган бўлади. Теллур табиатда жуда оз миқдорда учрайди. Теллур ҳам сульфидлар билан аралашган ҳолда бўлиб, муҳим бирикмалари  $\text{Ag}_2\text{Te}$  теллурид ва  $\text{AgAuTe}_4$  — олтин теллуридлардир. Теллур металл сульфидларини қайта ишлашда ва электролитик тоза мис олишда қўшимча маҳсулот сифатида ажралиб чиқади. Полоний радиактив элемент бўлгани учун асосан уран рудаси таркибида қисман учрайди. Бу элементлардан селеннинг 6 та, теллурнинг 8 та барқарор изотоплари маълум.

*Олиниши.* Таркибида селен ёки теллур бўлган рудалар бойитилади. Бойитилган селен рудаси концентрланган сульфат кислота ва натрий нитрат аралашмаси билан ишлов берилади. Натижада руда таркибидаги селен оксидланиб селенит кислотаға айланиб эритмага ўтади. Сўнгра бу эритма орқали сульфит ангидрид ўтказиб қизил тусли эркин селенға қадар қайтарилгач, чўкмага туширилади:

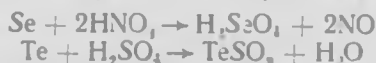


Таркибида теллур бўлган руда дастлаб мўл кислород таъсирида ёндирилади, натижада теллурнинг кислота ёки ишқорда эрийдиган бирикмаси ҳосил қилинади. Бу эритмага сульфит ангидрид юборилса, теллур эркин ҳолда чўкмага тушади. Полоний бирикмаларининг сувдаги эритмаларни кумуш, никель ва платинадан тайёрланган электродлар иштирокида электролиз орқали катодда чўктирилади. Сўнгра вакуумда ҳайдаш йўли билан тоза полоний ажратиб олинади. Сўнгий усулда полоний висмутин ядро реакторларида нурлантириш натижасида ҳосил қилинади:

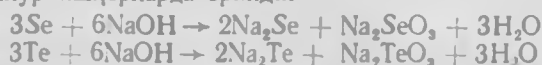


*Хоссалари.* Селен ва теллур бир нечта модификацияға эға. Селеннинг иккита металлмас ва битта металлсимон модификацияси бор. Теллурнинг эса битта кумушсимон оқ кристалл ёки кулранг тусли кукун

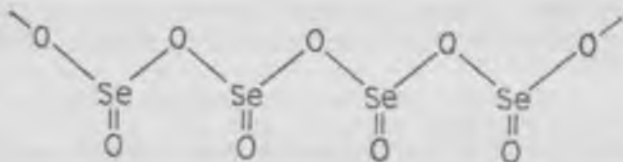
модификацияси бор. Сууюқлантирилган селенни тез совитиш натижасида қизғиш-жигарранг яттироқ селен олиш мумкин. Аморф селен сувда эримайди, углерод (IV)-сульфидда озроқ эрийди, қиздирилганда, узундан кўп иссиқлик чиқариб металсимон селенга айланади. Селеннинг бу модификацияси барқарор бўлиб, электр токини ўтказиши, ёруғлик таъсирида электр ўтказувчанлиги ортади. Теллур ҳам қиздирилганда кукун ҳолатдан кристалл ҳолатга ва кристалл ҳолатдан кукун ҳолатга айланади. Теллур жуда мўрт модда бўлиб, ярим ўтказгич хоссасини намоён қилади. Селенга оддий шаронгта ҳаво таъсир этмайди, теллур эса одатдаги шаронгта  $\text{TeO}_2$  ҳосил қилиб оксидланади. Селен ва теллур кучли оксидловчи хоссасига эга бўлган концентрланган кислоталарда эрийди:



Селен ва теллур ишқорларда эрийди:



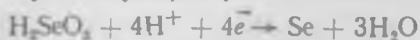
Селен ва теллур галогенлар билан бирикиб галогенидлар, металллар билан эса селенид ва теллуридлар ҳосил қилади. Селен ва теллурнинг галогенли бирикмалари заҳарли моддалардир. Селен ва теллур тетрафторид кучли фторлаш хоссаларига эга, ишқорий ва бошқа актив металллар билан  $\text{SeF}_6^-$  ва  $\text{TeF}_6^-$  таркибли анионларга эга бўлган тузлар ҳосил қилади. Селен ва теллурнинг  $\text{SeF}_6$  ва  $\text{TeF}_6$  бирикмалари  $\text{SF}_6$  га қараганда реакцияга кириш хусусияти кучли бўлиб, сув таъсирида тўлиқ гидролизланади. Селен ва теллурнинг  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{TeO}_2$ ,  $\text{SeO}_3$  ва  $\text{TeO}_3$  таркибли оксидлари маълум.  $\text{SeO}_2$  оқ тусли учувчан қаттиқ модда, газ ҳолатда симметрик молекулали ташкил қилади, бошқа ҳолатда занжирсимон полимерланади:



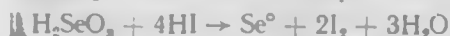
$\text{SeO}_2$  сувда осон эриб, селенит  $\text{OSe}(\text{OH})_2$  кислотани ҳосил қилади. Бу кислота эритмаларида  $\text{HSeO}_3^-$  ва  $\text{SeO}_3^{2-}$  ионлар ҳосил қилиб босқичли диссоциланади. Бу кислота концентрланган ҳолатда пироселенит иони ҳосил бўлади:



Селенит кислота ва унинг тузлари кучли оксидловчи хоссасига эга.



Шунинг учун  $\text{SO}_2$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  ва бошқа моддаларни оксидлайди.

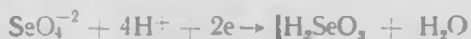


$\text{TeO}_2$  — оқ рангли ўчмайдиган қаттиқ модда, ион панжаралари ҳосил қилиб кристалланади, сувда эримайди, тўйинган эритмаси теллуригид

кислота бўлиб, ~~факт~~ эритмалардагина мавжуд.  $\text{TeO}_2$  кучли асосларда эриб теллуригидрат, бителлуригидрат ва полителлуригидрат ҳосил қилади.

$\text{SeO}_2$  ни эркин ҳалатда ажратиш сориш жуда қийин. Чунки  $\text{SeO}_2$  кучли оксидловчи ҳоссага эга бўлгани учун купгина эритувчилар билан портлаш ҳосил қилиб реакцияга киришади. Лекин вакуумда диэтил эфирда,  $\text{SO}_2$  ва сирка ангидригидда эрийди.  $\text{SeO}_2$  гидрооксидик, сувда осон эриб селенат кислота ҳосил қилади, кристалл ҳалатда шарсимон молекуладан иборат бўлади.

Селенат кислота ва унинг тузларини селенитларга кучли оксидловчилар ёки сульфидантирилган селенга калий нитрит таъсир эттириб олиш мумкин. Теса ҳалдаги селенат кислота рангсиз кристалл гидратлар ҳосил қилади, ҳоссалари билан сульфат кислотага ўхшайди. Қиздирилганда кислорос ажратиш парчеланади, кучли оксидловчи:



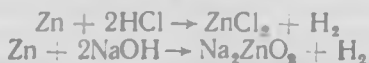
$\text{TeO}_2$  — теллуригидрат кислотани сувсизлантириш натижасида ҳосил қилинади, сувда секин эрийди, кучли асослар билан биригиб теллуригидрат бирикмалар ҳосил қилади.

Теллуригидрат кислота селенат ва сульфат кислоталардан кескин фарқ қилиб, таркиби  $\text{Te}(\text{OH})_6$  формула билан ифодаланади. Бу кислота ва унинг тузларини, теллуригидрат ёки  $\text{TeO}_2$  ни кучли оксидловчилар  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{CrO}_3$  билан оксидлаб олиш мумкин. Селен, теллуригидрат ва уларнинг бирикмалари ярим ўтказгичлар тайёрлашда, металлургияда, каучукларни вулканизацияда, шина ишлаб чиқаришда, резина саноатида, органик моддаларни синтез қилишда катализатор сифатида ишлатилади.

## 16-БОБ. ВОДОРОД

Водород бошқа элементларга қараганда энг оддий структура тузилишига эга. Водороднинг ядроси +1 га тенг бўлиб, битта  $s^1$  электрон мавжуд. Водороднинг 3 та изотопи бор. Протий  $^1\text{H}$ , дейтерий  $^2\text{H}$  ва тритий  $^3\text{H}$ . Водород изотоплари протий — бир протон ва бир электрон, дейтерий — бир протон, бир нейтрон ва бир электрон, тритий — бир протон, икки нейтрон ва бир электрондан ташкил топган. Водород табиатда эркин ҳолда ва сув, нефть, тошқумир, органик бирикмалар таркибида учрайди.

Олинниши. Водород лабораторияда рух ёки алюминий металига кислота ёки ишқорлар таъсир эттириб олинади.



Водород саноатда қуйндаги усуллар билан ҳосил қилинади.

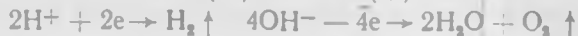
1. Табиий органик моддалардан олинади:



2. Чуглатилган коксга сув буғи таъсир эттириб олинади;



3. Сувни электролиз қилиб олинади:



Хоссалари. Водород атоми узидан бир электрон бериб,  $\text{H}^+$  ионига айланади. Бундай мусбат зарядланган водород иони кўпгина ковалент боғланишли бирикмаларда кузатилади. Оддий шароитда бундай бирикмалар газсимон, суюқ ва қаттиқ моддалардир. Бундай бирикмаларнинг хоссалари водород билан боғланган элементларнинг табиятига боғлиқ бўлади.  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  лар қўтбланган бўлгани учун улар суюқ ҳолатда яхши эритувчи ҳисобланади. Водород иони  $\text{H}^+$  ҳолатда ҳеч қачон эритмада мавжуд бўла олмайди. Фақат сольватланган  $\text{H}_3\text{O}^+$  мавжудлиги аниқланган. Маълум эритмаларда сольватланган водород иони ҳосил қилган бирикмалар кислоталар деб аталади. Эритмалардагина мавжуд бўла оладиган гидроксоний  $\text{H}_3\text{O}^+$  иони кўпгина ҳолларда водород иони деб юритилади.

Водород атоми ўзи билан бирикаётган элемент табиятига қараб бир электрон қабул қилиб  $\text{H}^+$  иони ҳосил қилиши мумкин. Агар водород химиявий реакцияда оксидловчи ролин бажарса, у худди галогенлар каби бирикма ҳосил қилади. Бундан ташқари водород молекуласини электр разряд орқали ўтказиш натижасида атом ҳолатдаги водород ҳосил бўлади. Атомар водород — водород молекуласига қараганда бир неча марта активдир. Атомар водород битта тоқ электронли система бўлгани учун кўпгина бошқа элементлар билан ковалент боғланиш ҳосил қилиб осон бирикadi. Атомар водород кўпчилик металлларда осонлик билан эрийди. Бунинг натижасида қотишмалар, интерметалл бирикмалар ва қаттиқ эритмалар ҳосил бўлади. Атомар водородлар бир-бири билан ковалент боғланиш орқали молекуляр водород ҳосил қилади. Молекуляр водород жуда мустаҳкам, кам қўтбланувчан, енгил ва ҳаракатчан кичик молекуладир. Шу сабабли водород паст температурада суюқланади ва қайнайди. Молекуляр водород сувда ва органик эритувчиларда кам эрийди, юқори температурада атомларга парчаланadi. Қаттиқ ҳолатда водород гексагонал кристалл панжарага эга. Водород молекуласи оксидловчи ва қайтарувчи хоссасини намоён қилади. Одатдаги шароитда водород актив эмас, у фақатгина фтор билан бирика олади. Қиздирганда ёки ёруғлик таъсирида кўпгина металлмаслар — хлор, бром, кислород билан реакцияга киришади. Водороднинг қайтарувчи хоссасидан фойдаланиб, уни металл оксидларидан металлни қайтаришда ишлатилади:



Актив металллар билан водород оксидловчи сифатида реакцияга киришади:



Водород юқори температурада қўлгина металлларда эриши натижасида қотишмалар ҳосил қилади. Булардан ташқари водород мусбат зарядли молекуляр ион  $\text{H}_2^+$  ва манфий зарядли молекуляр  $\text{H}_2^-$  ион ҳолида ҳам мавжуд бўла олади. Лекин водороднинг бу ионлари беқарор бўлиб, жуда қисқа вақт мавжуд бўла олади.

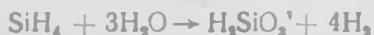
Таркибида бирор элемент ва водород бўлган мураккаб бирикмалар гидридлар деб аталади. Гидридлар водород билан элемент орасидаги боғланиш табиатига қараб тузсимон, учувчан ва полимер гидридларга бўлинади.

**Тузсимон гидридлар.** Водород ишқорий ва ишқорий-ер металлари билан  $\text{MH}$ ,  $\text{MH}_2$  таркибли тузсимон гидридлар ҳосил қилади. Бу гидридларда металл билан водород орасида ион боғланиш мавжуд. Бу гидридлар оқ кристалл моддалар бўлиб, кучли реакцияга киришиш хусусиятига эга. Тузсимон гидридлар металллар билан водородни юқори температурада туғридан-туғри таъсир этиши натижасида ҳосил бўлади. Тузсимон гидридлар суякклантирилган ишқорий металлларнинг галогенидларида яхши эрийди. Бундай эритмалар электролиз қилинганда анодда водород молекулалари ажралиб чиқади. Тузсимон гидридлар термик беқарор, қиздирилганда металл билан водородга осон парчаланади, сув билан шиддатли реакцияга киришади.



Шунинг учун тузсимон гидридлар химиявий реакцияларда асос ҳолатини намоён қилади.

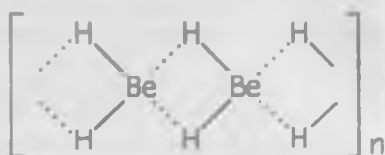
**Учувчан гидридлар.** Водород IV, V, VI группаларга сид металлмаслар билан сириқиши натижасида ҳосил бўлган гидридлар учувчан гидридларга мисол бўла олади. Учувчан гидридларда водород билан элемент орасида ковалент боғланиш мавжуддир. Бундай гидридларнинг гидролизи натижасида кислотали муҳит намоён бўлади.



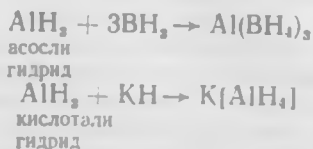
Учувчан гидридлар тузсимон гидридлар билан эфирлар иштирокида комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Бундай гидридларнинг нисбий молекуляр массаси ортиши билан суяккланиш ва қайнаш температуралари ортиб боради. Лекин  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{PH}_3$  бирикмалар бу қондага бўйсунмайди. Чунки бу бирикмалар кучли қўтланган бўлгани учун қўшимча боғланиш ҳосил қилиб  $(\text{HF})_n$ ,  $(\text{H}_2\text{O})_n$ ,  $(\text{NH}_3)_n$ ,  $(\text{PH}_3)_n$  полимерланган бўлади. Шунинг учун  $\text{NH}_3$  ва  $\text{PH}_3$  бирикмаларда кучсиз асос ҳолатини намоён бўлади.

**Полимер гидридлар.** Полимер гидридларда водород билан элемент орасида қисман ион, қисман ковалент боғланиш мавжуд бўлади. Бундай бирикмаларни асосан амфотер хоссага эга бўлган металллар ҳосил қилади. Бу бирикмалар оқ рангли, учмайдиган,

органик эритувчиларда эримайдиган моддалардир. Полимер гидридларнинг бундай хоссаларга эга бўлиши, водород кўприкчаси орқали бир-бирлари билан бирикнб полимерланишидандир:



Амфотер гидридлар асосли ва кислотали гидридлар билан реакцияга киришади. Алюминий гидрид реакцияга киришаётган модданинг табиятига қараб ҳам донор, ҳам акцептор вазифасини бажаради:



Бундан ташқари, водород оралиқ металллар билан ҳам гидридлар ҳосил қилади.

Водороднинг оралиқ металллар билан ҳосил қилган гидридларида асосан металл боғланиш мавжуд бўлиб, улар кулранг ёки қора рангли қаттиқ мўрт моддалардир.

Водород ва унинг бирикмалари аммиакни синтез қилишда, водород хлорид олишда, синтетик суюқ ёқилғилар ишлаб чиқаришда, нефть маҳсулотларини тозалашда, ёғларни гидрогенлашда, металлларни пайвандлашда, вольфрам, молибден ва бошқа элементларни оксидларидан қайтариб олишда, термоядро ёқилғи сифатида, органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

Элементларнинг умумий хоссаларини ўрганишда уларнинг водородли бирикмалари тўғрисидаги яна қўшимча маълумотлар берилади.

## 17-Б О Б. ЕТТИНЧИ ГРУППА АСОСИЙ ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Еттинчи группа асосий группачаси элементларига фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I ва астат At киради. Бу элементлар атомларининг ташқи электрон қаватларида  $s^2p^5$  электронлари мавжуд. Бу элемент атомлари ўзига битта электрон бириктириб олиб, ўзларининг сиртқи қаватларидаги электронлар сонини саккизтага етказиб, инерт газлар конфигурациясига эга бўлишга интилади. Улар эркин ҳолатда кучли оксидловчилардир. Бу элементларни галогенлар деб юритилади. Галоген сўзи юнонча сўз бўлиб, туз ҳосил қилувчи деган маънога эга. Галогенлар ичида фтор ўз хоссалари билан қисман фарқ қилади. У ўз бирикмаларида фақатгина — I оксидланиш даражасини намоян қилади. Чунки фтор



атомининг электрманфийлиги катта қийматга эга бўлгани учун, ҳатто кислороддан ҳам электронни тортиб олиб,  $\text{OF}_2$  таркибли химиявий бирикма ҳосил қилади. Хлор, бром ва йоднинг водородли  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  бирикмаларининг сувдаги эритмалари кучли кислоталар бўлиб,  $\text{HCl}$  дан  $\text{HI}$  га ўтган сайин кислотали хоссалари кучайиб боради,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  ларнинг қайтарувчанлик хоссалари ҳам  $\text{HCl}$  дан  $\text{HI}$  га томон кучайиб боради, чунки галогенларнинг нон заряди ўзгармаган ҳолда ион радиуслари ортиб боради. Хлор, бром, йод ўзларини ташқи электрон қаватларидаги етти та электронни бериб, оксидланиш даражаларини  $-1$  дан  $+7$  гача ўзгартира олади. Астат эса табиий радиоактив емирилишларнинг оралиқ маҳсулотлари сифатида, ядро реакциялари ёрдамида сунъий равишда ҳосил қилинади. Қисман радиоактив хоссасига эга.

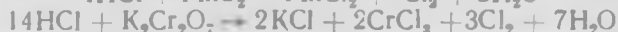
**Галогенларнинг табиатда учраши.** Фторнинг битта —  $^{19}\text{F}$ , хлорнинг иккита —  $^{35}\text{Cl}$ ,  $^{37}\text{Cl}$ , бромнинг иккита —  $^{79}\text{Br}$ ,  $^{81}\text{Br}$  ва йоднинг битта —  $^{127}\text{I}$  барқарор изотоплари мавжуд. Бундан ташқари бу элементларнинг сунъий равишда ҳосил қилинган Сир нечтадан беқарор изотоплари ҳам маълум. Бу элементларни табиатда учрайдиган асосий минераллари қуйидагилардан иборат:

$\text{CaF}_2$  — флюорит,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{F}$  — фторапатит,  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — криолит,  $\text{NaCl}$  — ош тузи,  $\text{KCl}$  — сильвин,  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  — сильвинит,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит,  $\text{AgBr}$  — бромаргирит.  $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br})$  — эмболит,  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$  — лаутарит,  $\text{AdI}$  — йодэргерит ва бошқалар. Булардан ташқари бу элементлар денгиз сувлари таркибида ҳар хил бирикмалар ҳолида учрайди.

**Олиниши.** Фтор элементини 1886 йилда А. Муассан, хлорни 1774 йилда К. Шил, бромни 1826 йилда Ж. Бэлар, йодни 1811 йилда Б. Куртуа, астатни 1940 йилда Д. Карсон, К. Мак-Кензи ва Э. Сегрелар ажратиб олганлар.

Ҳозирги вақтда фтор  $\text{CaF}_2$  ёки  $\text{KF} \cdot \text{HF}$  таркибли тузларни юқори температурада суюқлантириб электролиз қилиб олинади. Электрод сифатида графитдан фойдаланилади. Лабораторияда хлор қуйидаги усуллар билан олинади:

1. Водород хлорид эритмасига оксидловчи таъсир эттирилади:

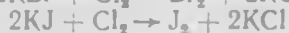
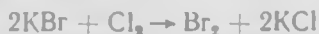


2. Табиий ош тузига концентрланган сульфат кислота иштирокида оксидловчилар таъсир қилинади:



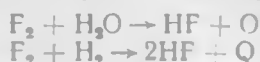
Техникада хлор  $\text{NaCl}$  эритмасини электролиз қилиш натижасида олинади. Бунда катод сифатида чўян ёки симоб ишлатилади. Анодда хлор оксидланади, катодда эса водород қайтарилади.

Бром ва йод, бромид ва йодидларга хлор таъсир эттириб олинади.



Астат металл висмутни  $\alpha$ -заррачалари билан нурлантириб, экстракция қилиб ажратиб олинади.

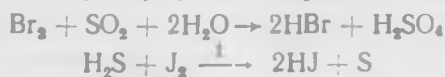
Хоссалари. Фтор оч сарғиш, ўткир ҳидга эга бўлган газ. Эркин ҳолатда фтор молекулалардан иборат бўлади. Паст температурада моноклиник панжара ҳосил қилиб кристалланади, юқори температурада кубсимон панжарали  $\beta$ -F<sub>2</sub> модификациясига айланади. Фтор сувда яхши эрийди, водород билан жуда шиддатли реакцияга киришади.



Фтор инерт газлардан ташқари кўпгина кукун ҳолатдаги металллар билан ва C, Si, P, S каби металлмаслар билан қиздирилганда реакцияга киришиб фторидлар ҳосил қилади. Кислород ва азот билан бевосита бирикмайди. Қўрғошин, никель ва мис металлари ва уларнинг қотишмалари фтор атмосферасида қиздирилганда, сирти барқарор фторид пардаси билан қопланади. Фтор кўпгина оксидлар, гидроксидлар ва уларнинг тузлари, углеводородлар ва сув билан шиддатли реакцияга киради. Хлор оч сарғиш тусли ўткир ҳидга эга бўлган газ. Хлор сувда CCl<sub>4</sub>, TiCl<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub> ларда эрийди. Хлорда d-орбиталлари мавжуд бўлгани учун унинг оксидланиш даражаси — 1 дан + 7 гача ўзгаради. Хлор кучли оксидловчи бўлгани учун кўпгина металллар ва металлоидлар билан реакцияга киришади. Водород хлор атмосферасида ёруғлик таъсирида шиддатли ёниши натижасида оқ тусли водород хлорид газы ҳосил қилади.

Бром тўқ қизғиш-қора тусли суюқлик, буғлари ўткир ҳидли тўқ сарғиш рангли, бўғувчи газ. Бромнинг электронга мойиллиги хлорникидан кичик. Шунинг учун бром хлорга қараганда сустроқ реакцияга киришади.

Йод — қорамтир бинафша рангли, металлсимон ялтироқ, ромбик кристалл панжарага эга бўлган модда. Қиздирилганда тўғридан-тўғри бугланади. Буг ҳолатда йод икки атомли молекулалардан иборат. Йод сувда ёмон эрийди, CS<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub> ларга ўхшаш қутбланмаган эритувчиларда яхши эриб, бинафша рангли эритмалар ҳосил қилади. Тўйинмаган углеводородларда, суюқ SO<sub>2</sub>, спирт ва кетонларда йод эриб жигарранг тусли эритмалар ҳосил қилади. Йод оддий шароитда фтор билан, қиздирилганда водород, кремний, олтингугурт ва бошқа кўпгина металлмаслар билан реакцияга киришади. Йод нам таъсирида кўпгина металллар билан бирикиб йодидлар ҳосил қилади. Йоднинг сувдаги эритмаси бошқа галогенлар билан бирикади. Йоднинг оксидловчи хоссаси хлор ва бромникига қараганда кучсизроқ намоён бўлади:

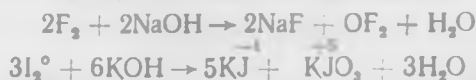


Астат ўз хоссалари билан бирмунча йодга ўхшаш, лекин радиоактив металл хоссасига ҳам эга. Одатдаги шароитда ўз-ўзидан бугланади.

Астат органик эритувчиларда яхши эрийди, унинг оксидланиш даражаси — 1 дан + 7 гача ўзгаради. Бу элементларда группа бўйича F — Cl — Br — I — At қаторида чапдан ўнгга томон электронга мойиллик камайгани учун, молекулаларининг электрод потенциаллари ҳам камайди,

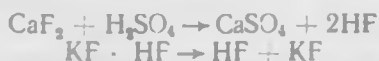
лекин қайтарувчи хоссалари кучайиб боради. Бу элементларни термик барқарорлиги фтордан хлор молекулаларига ўтган сари ортиб боради, кейин хлордан йод молекуласи томон секин-аста камайиб боради. Чунки хлордан йодга томон атом радиуслари ортиб боргани учун, атомлар бир-бири билан кучсизроқ химиявий боғланиш ҳосил қилади. Фтордан хлор молекуласи томон мустаҳкам химиявий боғланиш ҳосил бўлишига сабаб, фтор молекуласи фақатгина валент электронлар жуфти ҳисобига ҳосил бўлса, хлор, бром ва йод молекулаларида, бу электрон жуфтдан ташқари донор акцептор боғланиш ҳам мавжуд бўлади. Бунга сабаб, фтор атомида бўш *d*-орбиталлари мавжуд эмас, хлор, бром ва йод атомларида эса, бўш *d*-орбиталлари мавжуд.

Хлор, бром ва йод элементлари ишқор эритмаларида диспропорцияланиш хоссасини намоён қилади:



### 17.1. ГАЛОГЕНЛАРНИНГ ВОДОРОДЛИ БИРИКМАЛАРИ

Водород фторид. Газ ҳолдаги водород фторид саноатда  $CaF_2$  га концентрланган сульфат кислота таъсир эттириб, ёки нордон фторидларни қиздириб олинади:



Тоза водород фторид рангсиз, ўткир ҳидли заҳарли газ, паст температурада рангсиз, ҳавода шиддатли тутайдиган қутбли молекулалардан иборат бўлган суюқлик. Водород [фторид ўртача кучдаги бир асосли кислота хоссасини намоён қилади.



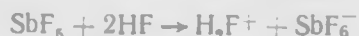
Сувдаги эритмасида мувозанатда бўлади:



Водород фторид шиша таркибидаги  $SiO_2$  ни эритиб газсимон  $SiF_4$  ҳосил қилади.



Акцептор фторид иони бўлган баъзи  $BF_3$ ,  $AsF_5$ ,  $SbF_5$  ва  $SnF_4$  таркибли моддаларнинг HF даги эритмалари жуда кучли кислота хоссасини намоён қилади. Чунки бу моддалар HF да эриши натижасида  $H_2F^+$  ионининг концентрацияси ортади:



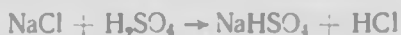
Шунинг учун бундай эритмалар кўпгина металлларни эритади. Ҳатто нитрат кислота ҳам HF эритмаси билан ўзаро таъсирлашганда асос хоссасини намоён қилади:



Водород фторид эритмаси сувда ёмон эрийдиган  $\text{NaF}$ ,  $\text{KF}$ ,  $\text{CaF}_2$  таркибли тузларни ҳосил қилади. Темир, алюминий, хром, титан ва бошқалар металлларнинг фторидлари ишқорий металлларнинг фторидлари билан комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



**Водород хлорид.** Водород хлорид, асосан ёруғлик нури таъсирида водородга хлор таъсир эттириб олинади. Ҳосил бўлган газ ҳолдаги водород хлоридни адсорбцион камераларида сувга ютдириб, концентранган хлорид кислота олинади. Водород хлоридни ош тузига концентранган сульфат кислота таъсир эттириб ҳам олиш мумкин. Бу процесс икки босқичда давом этади.



Ҳозирги вақтда водород хлорид органик моддаларни хлорлашда ва гидрохлорлашда қўшимча маҳсулот сифатида ҳосил қилинмоқда. Бундан ташқари  $\text{MgCl}_2$  ни гидролизи натижасида ҳам водород хлорид ҳосил бўлади.

Оддий шароитда водород хлорид рангсиз, ўткир ҳидга эга бўлган газ, сувда яхши эриб, хлорид кислота ҳосил қилади. Водород хлорид эритмаси ишқорий ва ишқорий-ер металлари билан реакцияга киришиб водород ажратиб чиқаради, кислород таъсирида эркин хлор ҳосил қилиб оксидланади. Водород хлоридни турли усуллар билан ҳосил қилган  $\text{ЭCl}_x$  таркибли хлорид бирикмалари маълум. Бу бирикмалар асос, амфотер ва кислота хоссасига эга. Бундай хоссаларга эга бўлиши элемент билан хлор орасида вужудга келган химиявий боғланиш табиатига боғлиқ бўлади. Ионли хлоридлар асос хоссасига эга бўлиб, юқори температурада суюқладиган, сувда яхши эрийдиган қаттиқ кристалл моддалардир. Ковалент боғланишли хлоридлар эса кислота хоссасига эга бўлган осон суюқладиган ёки газ ва суюқ моддалардир. Ион ковалент боғланишли хлоридлар эса амфотер хоссага эга бўлиб, оралиқ ҳолатни эгаллаган, сувда яхши эрувчан моддалардир. Асосли хлоридлар гидролизга учрамайди, кислотали хлоридлар тўлиқ гидролизланади:



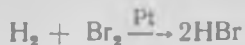
Асос хоссасига эга бўлган хлоридлар кислотали хлоридлар билан реакцияга киришиб, комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Комплекс бирикмалар ҳосил бўлишида асосли хлоридлар донор вазифасини, кислотали хлоридлар акцептор вазифасини бажаради:



Амфотер хлоридлар кислотали ва асосли хлоридлар билан бирикиб, комплекс бирикмалар ҳосил қилади.



Водород бромид — ўткир ҳидга эга бўлган, ҳавода ўз-ўзидан тутайдиган газ. Водород бромид 200 — 300°C да платинадан тайёрланган катализатор иштирокида водородга бром таъсир эттириб олинади:



Водород бромид  $\text{PBr}_3$  ни гидролиз қилиб ҳам олинади:



Водород бромид органик моддаларни бромлашда ҳам қушимча маҳсулот сифатида ҳосил қилинади. Водород бромиднинг сувдаги эритмаси кучли кислота. Водород бромид этанолда ҳам яхши эрийди. Водород бромид эритмаси металлларга, металл оксидлари ва гидроксидлари билан яхши реакцияга киришади. Бромид кислотанинг тузлари металл бромидлар сувда яхши эрийдиган моддалардир.

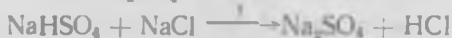
Водород йодид — рангсиз бўғувчи газ, ҳавода ўз-ўзидан кучли тутайди. Водород йодид юқори температурада катализатор иштирокида водородга йод таъсир эттириб, ёки  $\text{PI}_3$  ни гидролиз қилиб олинади. Водород йодид сувда яхши эрийди. Сувдаги эритмаси кучли кислота, ёруғлик таъсирида ўз-ўзидан йод ҳосил қилиб парчаланadi.

Водород йодиднинг сувдаги эритмаси ҳосил қилган тузлари — мет а л л й о д и д л а р кучли қайтарувчи хоссага эга:



Ишқорий ва ишқорий-ер металлларининг йодидлари сугда яхши эрийдиган, қиздирилганда га ёруғлик таъсирида о'он парчеланадиган моддалардир. Галогенларнинг водородли бирикмаларини термик барқарорлиги ва ҳосил бўлиш иссиқликлари  $\text{HF}$  дан  $\text{HI}$  га ўтган сари камайиб боради. Бунга сабаб галогенларнинг атом радиуслари ортиб, водород билан ҳосил қилган химиявий боғланиш энергияси камайиб боришидир. Галогенид кислоталарининг кучи  $\text{HF} — \text{HCl} — \text{HBr} — \text{HI}$  қатор бўйлаб ортиб боради. Водород галогенидларнинг қайтарувчилик хоссалари  $\text{HCl} — \text{HBr} — \text{HI}$  қатор бўйлаб кучайиб боради.

Натрий хлоридга концентрланган сульфат кислота таъсир эттирилса, газ ҳолда водород хлорид ҳосил бўлади:



Водород бромид ва водород йодидни бу усул билан олиб бўлмайди. Чунки улар кучли қайтарувчилар бўлгани учун эркин бром ва йодгача оксидланади:



Водород йодид жуда кучли қайтарувчи бўлгани сабабли ҳатто суюлтирилган сульфат кислотани водород сульфидгача қайтаради:



## 17. 2. ГАЛОГЕНЛАРНИНГ КИСЛОРОДЛИ БИРИКМАЛАРИ

Галогенлар кислород билан туғридан-туғри бирикмайди, лекин уларнинг оксидлари, кислородли кислоталари, ҳосил қилган тузлари халқ хўжалигида катта аҳамиятга эга. Кислород фторид. Фторнинг  $\text{OF}_2$ ,  $\text{O}_2\text{F}_2$ ,  $\text{O}_3\text{F}_2$  ва  $\text{O}_4\text{F}_4$  таркибли кислородли бирикмалари маълум. Кислород фторид  $\text{OF}_2$  водород фторид ва калий фторид аралашмаси эритмасини электролиз қилиб олинади.

Кислород дифторид — оч сарғиш тусли, захарли, унча актив бўлмаган газ. Кислород дифторидни  $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$  ва  $\text{CO}$  билан аралашмаси учқун таъсирида кучли портлайди,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  ва  $\text{I}_2$  билан аралашмаси оддий шарситда ўз-ўзидан портлайди.  $\text{OF}_2$  ишқорлар таъсирида парчалашади:



Сув билан секин реакцияга киришади, лекин сув буғи таъсирида эса портлайди:



Кислород фторид бошқа галоген кислоталар ёки тузларида эритмаларидан галогенларни сиқиб чиқаради:



Кислород дифторид таъсирида металллар ва металлмаслар оксидланади.

Диоксидифторид  $\text{O}_2\text{F}_2$  — оч сарғиш — қизил тусли қаттиқ модда, термик беқарор, кучли оксидловчи ва фторловчи хоссага эга. Қўлгина моддалар диоксидифторид билан аралаштириш натижасида портлайди.  $\text{O}_3\text{F}_2$  ва  $\text{O}_4\text{F}_2$  лар ёпишқоқ, оч қизғиш тусли суюқликлар бўлиб, фақат паст температурадагина мавжуд бўла оладиган, термик беқарор моддалардир. Хлорнинг  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  ва  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  таркибли кислородли бирикмалари маълум.

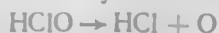
Хлор (I)-оксид  $\text{Cl}_2\text{O}$  — янги тайёрланган симоб (II)-оксидга хлор газни юбориш билан ҳосил қилинади.  $\text{Cl}_2\text{O}$  — оддий шароитда сарғиш қизил тусли газ, қиздирилганда ёки электр учқуни таъсирида  $\text{Cl}_2$  ва  $\text{O}_2$  ҳосил қилиб портлайди. Хлор (I)-оксиди сувда эритилганда сарғиш қизил тусли, маълум миқдорда гипохлорит кислота  $\text{HClO}$  бўлган эритма ҳосил қилади. Хлор (I)-оксиди ишқорлар таъсирида гипохлорит тузлар ҳосил қилади. Гипохлорит тузлар кучли оксидловчилардир.



Хлор (I)-оксидга туғри келадиган кислоталар гипохлорит кислота, тузлари эса гипохлоритлар деб аталади. Гипохлорит кислота  $\text{HClO}$  хлорнинг гидролизи натижасида ҳосил бўлади:



Гипохлорит кислота бир негизли кучсиз кислотадир, осси парчеланади:



Гипохлорит кислота тузларини ишқор эритмаларига хлор таъсир эттириш усули билан ҳосил қилинади:



Хлорит кислота ангидриди  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  олинган эмас. Лекин уни фақатгина эритмалардагина мавжуд бўлган барқарор хлорит кислотаси олинган. Хлорит кислота кучсиз кислота, кучли оксидловчи. Унинг ҳосил қилган тузларини хлоритлар деб аталган бўлиб, сувда яхши эрийдиган рангсиз моддалардир. Хлоритлар кислотали муҳитда оксидловчи хоссасига эга. Қиздирилганда портлаш ҳосил қилиб парчаланади:



Хлор (IV)-оксиди  $\text{KClO}_3$  га қайтарувчи сифатида оксалат кислота иштирокида суюлтирилган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  таъсир эттириб олинади. Бу реакцияда ажралиб чиқаётган  $\text{CO}_2$ ,  $\text{ClO}_2$  ни суюлтиришда ишлатилади.

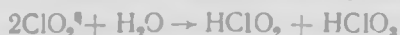
Саноатда  $\text{ClO}_2$  натрий хлорат тузига қайтарувчи сифатида сульфит ангидрид иштирокида сульфат кислота таъсир эттириб олинади:



$\text{ClO}_2$  — сарғиш-яшил тусли, ўткир ҳидли, симметрик структурага эга бўлган газ.  $\text{ClO}_2$  — қутбلى модда бўлгани учун реакцияга киришиш кучли, ҳавода ўз-ўзидан шиддатли портлайди, кучли оксидловчи. Иш-қорлар билан хлорит ва хлоратлар ҳосил қилади:



Сув битан хлорит ва хлорат кислота эритмаларини ҳосил қилади:

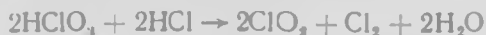


Хлор (IV)-оксид эритмаси қоронғида барқарор, ёруғлик таъсирида секин-аста  $\text{HCl}$  ва  $\text{HClO}_2$  ҳосил қилиб парчаланади. Хлор (IV)-оксид  $\text{ClO}_2$  га мувофиқ келадиган кислота олинган эмас.

Хлорат ангидрид  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  олинган эмас. Лекин унга мос келадиган хлорат кислота  $\text{HClO}_4$  мавжуд. Хлорат кислотани барий хлоратга сульфат кислота таъсир эттириб олинади.



Хлорат кислота бир негизли кучли кислота, ўз хоссалари билан  $\text{HNO}_3$  кислотага ўхшайди. Хлорат кислотани хлорид кислота билан аралашмаси худди зар суви каби кучли оксидловчидир.



Хлорат кислота тузлари хлоратлар деб аталади. Улар хлорга иш-қор эритмасини таъсир эттириб, ёки гипохлоритларни термик парчалаб ҳосил қилинади.



Хлоратлар  $\text{KCl}$  ёки  $\text{NaCl}$  эритмаларини электролиз қилиш натижасида ҳам ҳосил бўлади. Хлоратлар сувда яхши эрийдиган, рангсиз, қиздирилганда кистород ажратиб парчаланадиган моддалардир:



Хлоратлар кучли оксидловчи бўлгани учун қайтарувчилар билан аралаштирилганда портловчи моддалар ҳосил бўлади.

Х л о р (VI)-о к с и д паст температурада  $\text{ClO}_2$  га озон таъсир эттириш натижасида ҳосил қилинади. Хлор (VI)-оксид оддий шаронтда қизил-қорамтир тусли суюқлик, тоза ҳолда барқарор, органик моддалар таъсирида кучли портлайди, Хлор (VI)-оксид сувда эриши натижасида хлорат ва перхлорат кислоталари ҳосил қилади.

Х л о р (VII)-о к с и д  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ — рангсиз мойсимон суюқлик, сувда яхши эрийди, қиздирилганда ва зарб таъсирида портлайди. Пшқорлар таъсирида перхлорат тузлар ҳосил қилади. Хлор (VII)-оксидга мос келадиган перхлорат кислота перхлорат тузларга вакуумда сульфат кислота таъсир эттириб олинади. Перхлорат кислота ҳавода ўз-ўзидан тутайдиган, термик беқарор, сувда яхши эрийдиган органик моддалар таъсирида тез парчаланадиган суюқлик. Бу кислота тузларини хлоратларни катализаторсиз парчалаб олинади. Хлорнинг кислородли кислоталарининг кучи хлорнинг оксидланиш даражаси ортиши билан ортади, оксидлаш хусусияти эса камаяди.

Бромнинг  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{BrO}_2$ ,  $\text{BrO}_3$  ва  $\text{Br}_2\text{O}_7$  таркибли кислородли бирикмалари маълум.

Б р о м (I)-о к с и д  $\text{Br}_2\text{O}$  — қўнғир қизғиш тусли суюқлик, қиздирилганда шиддатли парчеланади. Бром (IV)-оксид сариқ рангли қаттиқ модда, юқоғи температурада беқарор, маълум шаронтда вакуумда  $\text{Br}_2\text{O}$  ҳосил қилиб парчеланади. Бром (VI)-оксид  $\text{BrO}_3$  оқ рангли, қаттиқ беқарор модда. Бром (VII)-оксид  $\text{Br}_2\text{O}_7$  оқ рангли, сувда яхши эрийдиган қаттиқ модда.

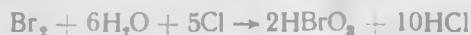
Бромнинг гипобромит  $\text{HBrO}$  ва бромат  $\text{HBrO}_3$  кислоталари бор. Гипобромит кислота бромни симоб (II)-оксид иштирокида сувда эритиб олинади. Гипобромит кислота гипобромитлари термик беқарор бўлгани учун қиздирилганда диспропорцияланади:



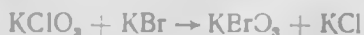
Бромат кислота барий броматга суюлтирилган сульфат кислота таъсир эттириб олинади:



Бундан ташқари бромли сувга хлор таъсир эттириб ҳам бромат кислота олиш мумкин.



Бромат кислотага мос келадиган тузлар броматлар деб аталади. Броматлар бромитларни термик парчалаб ёки хлоратларга бромидлар таъсир эттириб олинади:



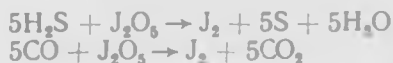
Техникада броматлар  $\text{KBr}$  ва  $\text{NaBr}$  эрнтмаларини электролиз қилиб олинади.



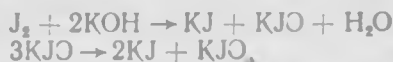
Йоднинг  $J_2O$  ва  $J_2O_3$  таркибли кслородли бирикмалари маълум.  $J_2O_3$ —оқ рангли кристалл тузилишга эга бўлган барқарор модда. Перйодат кислотани термик парчалаш натижасида ҳосил қилинади.  $J_2O_3$ —  $300^\circ$  гача барқарор, кейин йод ва кслород ҳосил қилиб суюқланади. У сув билан шиддатли реакцияга киришади:



$J_2O_3$  — кучли оксидловчи бўлгани учун  $H_2S$ ,  $HCl$  ва  $CO$  лар билан реакцияга киришади:



Йоднинг гипойодит  $HJO$ , йодат  $HJO_2$  ва перйодат  $HJO_4$  таркибли кслородли кислоталари бор. Гипойодит кислотанинг тузлари гипойодитлар жуда беқарор моддалар бўлиб, осонлик билан йодатларга айланади. Лекин гипойодитлар, кислотага қараганда барқарор моддалардир. Агар йодга ишқор таъсир эттирилса, аввал гипойодатлар, сўнг улар йодатларга ва йодидларга парчаланади:



Гипойодит кислота ва унинг тузлари оксидловчилардир.

Йодат кислотани  $HIO_3$  йодга ниграт кислота ёки хлорли сув таъсир эттириб ҳосил қилинади:



Йодат кислота сувда яхши эрийдиган рангсиз кристалл модда. Йодат кислотанинг тузлари йодатлар, броматлар ва хлоратлар каби нейтрал ва ишқорий эритмаларда оксидловчи хоссасини намоён қилмайди, зарба таъсирида портлайди.  $HClO_3$  —  $HBrO_3$  —  $HJO_3$  қаторида кислоталарнинг барқарорлик даражаси чапдан унга томон кучаяди, оксидланиш хоссаси ва кислотанинг кучи пасайиб боради.

Галогенлар бир-бирлари билан бирикиб, асосан бирламчи ва учламчи бирикмалар ҳосил қилади. Булардан  $BrCl$ ,  $JCl$ ,  $JCl_3$ ,  $JBr$  лардан бошқа барча бирикмалар фтор галогенлардир.

Бирламчи галогенли бирикмаларнинг реакцияга киришиш хусусияти кучли бўлиб, оксидловчи хоссасига эга, кўпгина эркин ҳолатдаги элементлар билан бирикиб галогенидлар аралашмасини ҳосил қилади. Улар сув таъсирида гидролизланади:



Учламчи галогенлараро бирикмалар сув таъсирида кучли портлаш ҳосил қилиб парчаланади. Галогенлараро бирикмалар ичида энг кўп тарқалганлари галогенфторидлардир.  $ClF$  ва  $ClF_3$  ни тўғридан-тўғри мис идида  $250^\circ$  да хлорга фтор таъсир эттириб олиш мумкин.

$\text{ClF}_5$  ни  $\text{ClF}_3$  га 250 атмосфера босимда  $350^\circ$  да  $\text{F}_2$  таъсир эттириб Олинади. Галогенфторидлар реакцияга киришиш хусусияти кучли бўлгани учун органикада фторлашда кенг қўлланилади. Галогенфторидларнинг активлиги  $\text{ClF}_3 - \text{BrF}_5 - \text{IF}_7 - \text{ClF} - \text{BrF}_3 - \text{IF}_5 - \text{BrF}$  қатор бўйича чапдан ўнгга ўтган сари камайиб боради. Галогенлар ва уларнинг бирикмалари медицинада, фотографияда, озик-овқат саноатида, қишлоқ хўжалик зараркундаларига қарши курашишда, дезинфекция мақсадларида, портловчи моддалар олиш органик моддаларни синтез қилиш ва спектроскопияда ишлатилади.

## 18-БОБ. d-ЭЛЕМЕНТЛАР

### 18.1. ҚУШИМЧА ГРУППАЧА ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМий ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

d-элементлар ҳар қайси катта даврда s- ва p- элементлар орасидаги ўрта катакни ишғол қилади. Бу элементларнинг умумий сони 33 та бўлиб, тўртинчи, бешинчи, олтинчи даврларда ўнтадан ва еттинчи даврда эса учтадир. Қушимча группача элементларини оралиқ элементлар деб ҳам юритилади.

d-элементларда бир элементдан иккинчисига ўтилганда атомнинг сиртқи қаватидан битта ичкари қаватига ортиб борувчи бир электрон жойлаша боради. Бу элементларнинг химиявий хоссалари сиртқи ва ундан битта ичкаригн қаватларга жойлашган электронлар сонига боглиқ бўлади. d-элементларнинг ўзига хос хусусияти улар атомларининг электрон тузилишига — сиртқи электрон қаватда кўпинча иккита s-электрони (баъзан, битта s-электрон) бўлиши билан характерланади. Бу элементлар атомларининг ионланиш энергия миқдори камлиги сабабли сиртқи электронлар ядро билан ҳисбатан бушроқ боглангандир. Шунга кўра оралиқ элементлар ҳосил қилган бирикмаларида мусбат оксидланганлик намоён қилади, бу уларнинг асосий группача металлари каби металллик хусусиятларга эга бўлишини тақозо қилади. Аммо асосий ва қушимча группача металлари орасида маълум фарқлар ҳам мавжуд. Оралиқ элемент атомларининг сиртқидан олдинги электрон қаватларида электронлар билан тўлмаган d-сатҳча мавжуд бўлади. Оралиқ элементлар атомлари химиявий боғланиш ҳосил қилганда фақат ташқи электронлар эмас, балки d-электронлари ҳам иштирок этади. Шу сабабли оралиқ элементлар учун асосий группача металларига қараганда ўзгарувчан валентлик характерли бўлади. Бунинг натижасида оралиқ элементларда барқарор комплекс бирикмалар ҳосил қилишга мойиллик кўпроқ сезилади.

Ҳар бир даврда асосий группача элементлари, яъни s- ва p-элементларида уларнинг тартиб номери орта борган сари атомлар ташқи электрон қаватида электронлар сонн кўпая боради, бу типик металлдан металлмасларга ўтишга олиб келади. Оралиқ элементларда эса тартиб номерининг ортиши билан ташқи элект-

рон қаватларининг тузилишн деярли ўзгармайди, шунинг учун элементлар хоссалари ҳам асосий группача элементларига қараганда жуда секинлик билан ўзгаради. Скандий, титан, ванадий, хром ва марганецларда юқори оксидланганлик тартиб номери билан баравар бўлса, темирники олтига, кобальт, никель ва мисники учга ва рухники 2 га тенг бўлади. Бунга қараб моддалар барқарорлиги ҳам ўзгаради.  $TiO$  ва  $VO$  оксидларида титан билан ванадийнинг оксидланганлик даражаси  $+2$  бўлиб, кучли қайтарувчи ҳисобланади. Лекин уларга ўхшаш мис ва рух оксидлари қайтариш хусусиятига эга эмас.

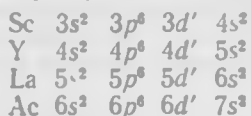
## 18. 2. СКАНДИЙ ГРУППАЧАСИ

III группанинг қўшимча группачасига скандий (Scandium) Sc, итрий (itrium), лантан (Lantanium) La ва актиний (Actinium) Ac киряди.

Скандийнинг мавжудлигини Д. И. Менделеев 1870 йилда олдиндан айтиб берганди. Орадан тўққиз йил ўтгач, уни Л. Нильсон очади.

Скандий группачаси элементлари атомлари ташқи электрон қаватларида иккитадан ва ундан кейинги қаватда эса тўққизтадан электрон сақлайди

Қуйида группача элементлари атомларининг ташқи ва ундан олдинги электрон қаватлари тузилиши келтирилган:



Буларда тартиб номери ошган сари ионланиш энергияси (6,66 эВ дан 5,51 эВ гача) камайиб боради, ион радиуси эса (0,083 дан 0,11 нм гача) ортади. Группачанинг ҳар бир элементи ўзидан кейин тегишлича  $d$ -элементлар декадасини вужудга келтиради. Скандий группачаси элементларининг ўз бирикмаларидаги оксидланганлик даражаси кўпинча  $+3$  га тенг бўлади.

Скандий, итрий ва лантан ер қобиғида массаси бўйича 10–30% ни ташкил этади. Актиний анча кам тарқалган бўлиб, массаси бўйича 6.10<sup>-10</sup>% атрофидадир.

Скандий группачаси элементлари уларнинг фторидларини (баъзан, хлоридларини) қайтариб олинадил. Бирикмалари эса тузлари ёки оксидларидан турли йўллار билан синтез қилинади.

Скандий группачасининг элементлари эркин ҳолатда юқори температурада суюқланадиган оқ — қумушранг металллар бўлиб, суюлтирилган анорганик кислоталар ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$  ва  $HNO_3$ ) да эрийди. Қиздирилганда кўпгина металлмаслар билан реакцияга киришади.

Гидроксидлари асосли хоссага эга. Қиздирилганда оксидларга ўтади. Лантан гидроксиди  $La(OH)_3$  кучли асослардан ҳисобланади. Скандий гидроксиди концентрланган ишқор эритмасида гидроксоскандиатга (масалан,  $Na_2[Sc(OH)_6]$ ) айланади. Группача элемент гидроксидларидан баъзилари

аморф ҳолда ҳам учрайди. Гидроксидлари элементлар тузларининг сувли эритмаларидан аммиак ёки ишқорлар билан чуқутириб олинади. Булар элементларнинг бешқа бирикмаларини олишда хомашё бўлиб хизмат қилади.

Скандий группаси элементлари комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Масалан, скандий оксалат гексагидрати  $\text{Sc}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ёки  $\text{MeSc}(\text{C}_2\text{O}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ва  $\text{Me}_2\text{Sc}(\text{C}_2\text{O}_4)_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{Me}$  — ишқорий металл) каби комплекслари скандийнинг галоидли бирикмалари нейтрал ёки нордон эритмаларига оксалат кислота таъсир эттириб ҳосил қилинади.

Скандий группачаси элементлари бирикмалари лазер материаллари, электрон асбобларда катодлар, ЭХМ ларда ишлатилувчи ферритлардан ясалувчи ёдлаб қолиш мосламалари каби ва бошқа соҳаларда қўлланилади.

### 18. 3. ТИТАН ГРУППАЧАСИ

Бу группача титан (Titanium) Ti, цирконий (Zirconium) Zr, гафний (Hafnium) Hf ва сунъий равишда олинган курчатовий (Kurchatovium) (Ku) ларни ўз ичига олади. Тўртинчи группа асосий группачаси металлари булган қалай ва қўрғошинларникига қараганда титан группачаси элементларида металллик хусусиятлар кучлироқ бўлади.

Титан группачаси элементлари атомлари ташқи қаватда икки-тадан, ташқаридан иккинчи қаватда 10-тадан электрон ушлайдики, буларнинг иккитаси *d*-сатҳчада жойлашади. Шу сабабли ҳам титан группачасида металллар учун характерли оксидланганлик даражаси +4 га, кам ҳолларда +3 ва +2 га тенг бўлади. Цирконийда +1 ҳам бўлади.

Титан группачаси элементлари эркин ҳолатда типик металллар бўлиб, кўринишидан пўлатга ўхшайди. Буларнинг ҳаммаси қийин суюқланувчан ҳаво ва сув таъсирига берилмайдиган оқ-кумушранг ялтироқ металллардир.

Титаннинг табиатда масса сони 46 — 50 булган бешта изотопи маълум. Асосий минераллари рутил —  $\text{TiO}_2$ , ильменит —  $\text{FeTiO}_3$ , титаномагнетит —  $\text{Fe}(\text{Fe}^{+3}\text{Ti})_2\text{O}_4$ , перовскит —  $\text{CaTiO}_3$ , лопарит —  $(\text{Na}, \text{Ge}, \text{Ca})_2 \times (\text{Nb}, \text{Ta})_2\text{O}_6$ , ва титанит —  $\text{CaTiO}(\text{SiO}_4)$  лардир.

Цирконнинг икки минерали бор бўлиб, булар циркон  $\text{ZrSiO}_4$  ва бадделент  $\text{ZrO}_2$  деб аталади.

Гафний изоморф аралашма сифатида цирконий минералларида учрайди.

Титан унинг руда ёки концентратларидан диоксидига ўтказилиб, кейин хлорланади ва магний билан қайтариб ҳосил қилинади. Магний ўрнида баъзан натрий ҳам қўлланади. Цирконий, циркон рудасини  $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$  билан қиздириб ёки хлорлаб, кейин қайтариб олинади. Мана шу усул билан гафний ҳам ажратилади.

Хона температурасида титан  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , иссиқ ҳолдаги  $\text{CCl}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $(\text{COOH})_2$ , қиздирилганда эса кислород (400 — 500°C), азот (600°C дан юқори) ва галоидлар (200°C) билан реакцияга киришади. Водород ва атмосфера газларини ютади.

Цирконий  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ва ишқорлар таъсирига чидам-ли. Кислород галогенилар билан реакцияга киришади, водород ва азот-ни ютади. Қиздирилганда  $\text{HF}$  эритмаси, концентрланган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ва зар суви билан реакцияга киришади. Гафний химиявий хоссалари буйи-ча цирконийга яқин туради, курчатовий эса гафний аналогидир.

Титан группачаси элементлари антикоррозион материаллар тайёр-лашда, ядро реакторларида, геттер сифатида, қотишмалар тайёрлашда, ракетасозлик, кemasозлик, химиявий аппаратлар ишлаб чиқариш каби ва бошқа соҳаларда кенг қўлланилади.

Титан диоксиди  $\text{TiO}_2$  — сувда ва суюлтирилган кислота-ларда эримайдиган оқ кристалл модда. Кислота ва ишқорлик хос-салари кучсиз намоён бўлувчи амфотер оксиддир. Табиатда рутил, анатаз ва брукит номида уч модификацияда учрайди. Титан бели-лалари, эмаллар, шиша, глазурь, тўлдиргич ва пигмент тайёрлаш-да кенг қўлланилади.

Цирконий диоксиди  $\text{ZrO}_2$  — химиявий реагентлар таъсирига берилмовчи ва термик кенгайиш коэффициенти ўта кичик бўлган би-рикма. Керамик ва ўтга чидамли буюмлар, эмаллар, махсус шиша глазурь, лазер материаллари ва қимматбаҳо тошлар бўлган фианитлар олишда қўлланилади. Қаттиқ ҳолдаги электролит ва пьезоэлектрик си-фатида хизмат қилади.

Гафний диоксиди  $\text{HfO}_2$  —  $2780^\circ\text{C}$  да эрувчи ва  $5400^\circ\text{C}$  да қайнайдиган бирикма.  $\text{HF}$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да эрийди. Ядро реакторларида бошқарувчи стержень, ҳимоя экранлари, махсус шиша ва ўтга чидам-ли буюмлар тайёрлашда қўлланилади.

Цирконий гидроксидлари кристалл ёки гелсимон моддалар бўлиб, ўзгарувчан таркибли бўлади:



бу ерда:  $n = 0 \div 4$

Булар  $\text{ZrO}_2$  ва тоза цирконий олишда хомашё сифатида ишлати-лади.

Метатитанат кислота  $\text{H}_2\text{TiO}_3$  ва ортотитанат ки-слота  $\text{H}_4\text{TiO}_6$  нинг тузлари титанатлар деб номланади. Ишқорий металллар титанатлари  $800 - 1000^\circ\text{C}$  атрофида эрийди, сув билан гид-ролизланади. Икки валентли элементлар титанатлари янада қийинроқ эрийди, сувда эримайди ва фақат концентрланган кислоталардагина пар-чаланади.

Титан, цирконий ва гафний галогенидларида  $+2$ ,  $+3$  ва  $+4$  га тенг бўлган оксидланганлик даражасини намоён қилади. Ме  $\text{G}_4$  ҳолат-ларида барқарор бўлади. Дигалогенидлари беқарор бўлиб, қайтарувчи-лик хусусиятига эга. Галогенидлар тутун шашкалари, Циглер — Натта катализаторлари компоненти, махсус шишалар тайёрлашда ва пайванд-лаш ишларида флюс сифатида қўлланилади.

#### 18. 4. ВАНАДИЙ ГРУППАЧАСИ

Бу группачага бешинчи группанинг қўшимча группачаси элементла-ри бўлган ванадий (Vanadium) V, ниобий (Niobium) Nb ва тантал (Tan- talum) Ta киради. Атомларининг ташқи электрон қаватларида иккита

ёки битта электрон сақлаган ҳолда улар асосий группача элементларидан металл хоссалари юқорилиги ҳамда водородли бирикмалари йўқлиги билан фаркланади.

Ванадий группачаси элементлари ўз бирикмаларида кўпинча +5 га тенг оксидланганлик даражасини намоён қилишади. Табиатда бу элементлар — патронит  $VS_2$ , карнотит  $K_2(UO_2)_2(VO_4)_2 \cdot 3H_2O$ , роскоэллит  $KV_2(AlSi_3O_{10})(OH)_2$ , колумбит — танталит  $(Ca, Na) \cdot (Nb, Ta)_2O_6$ , пирохлор  $(Fe, Mn)(Nb, Ta)_2O_6$ , лопарит  $(Na, Ge, Ca)_2(Ti, Nb, Ta)$  ва микролит  $(Na, Ca)_2(Ta, Ti)_2O_6(F, OH)$  каби минераллар таркибларида учрайди.

Ванадий шу элемент бўлган шлаклардан, ниобий ва тантал эса оксидларини углерод билан қайтариб ёки электролиз қилиб олинади. Эркин ҳолдаги ванадий, ниобий ва тантал химиявий реагентлар таъсирига унча берилмайди. Эриш температураларн юқорилиги сабабли улар қийин эрувчан металллар ҳисобланади.

Ванадий. Атом номери 23, атом массаси 50,9414. Табиатда икки барқарор изотопи  $^{50}V$  ва  $^{51}V$  маълум. 1869 йили Г.Э. Роско томонидан олинган. Ер пўстлоғидаги массаси бўйича миқдори 0,015% ни ташкил этади.

Совет Иттифоқида ванадий таркибида ванадий бўлган темир ва полиметалл рудалардан олинади. Одатда, рудаларда ванадийнинг темир билан қотишмаси бўлган феррованадий ёки ванадий ангидриди  $V_2O_5$  ҳолида олинади. Тоза ванадий металнини  $V_2O_5$  ёки  $VCl_3$  ларни қайтариб ёки  $VCl_3$  ни термик диссоцилаб ҳосил қилинади.

Тоза ҳолда ванадий кумуш куранг пластик металл,  $1900^\circ C$  да эрийди. Сув, денгиз суви, ишқорлар эритмалари унга таъсир қилмайди. Туз ва суюлтирилган кислоталар эритмалари ( $HCl$ ,  $HNO_3$  ва  $H_2SO_4$ ) га ҳам бефарқдир.  $300^\circ C$  дан юқорида ванадий ҳаво кислороди, галогенлар водород билан,  $700^\circ C$  дан юқорида эса азот ва углерод билан реакцияга киришади. Ванадий фторид кислота, нитрат кислота ва зар сувида эрийди. У ўз бирикмаларида икки, уч ва беш валентли бўлади.

Ванадийнинг  $VO$ ,  $V_2O_3$ ,  $VO_2$  ва  $V_2O_5$  каби оксидларн маълум. Юқори оксиди бўлган  $V_2O_5$  кислотали характерга эга, диоксиди  $VO_2$  эса амфотердир. Қуйн оксидлари бўлган  $VO$  ва  $V_2O_3$  лар асос хоссаларига эга. Оксидлари орасида  $V_2O_5$  ва унинг ҳосилалари аҳамият касб этади.

Ванадий (V) оксиди ёки ванадат ангидрид  $V_2O_5$  тўқ сариқ рангли ишқорларда эриб, метаванадат кислотаси ( $HVO_3$ ) ни ҳосил қилади.

Ванадат ангидрид сульфат кислота олиш процессида катализатор сифатида, махсус шишалар, глазурь ва люминофорлар тайёрлашда қўлланилади.

Ванадий гидроксид  $V(OH)_3$  яшил рангли ипир-ипир чўкма ҳолида бўлади. Қиздирганда оксидга ўтади. Тузларидан ванадий сульфат  $V_2(SO_4)_3$  сариқ рангли кукун бўлиб, сувда эримайди, ишқорий металллар сульфатларн билан қўш тузлар ҳосил қилади. Умуман уч валентли ванадий бирикмалари тез оксидланувчи моддалардан ҳисобланади.

Ванадий галогенлар билан қатор тузлар беради. Буларга  $VCl_2$ ,  $VCl_3$ ,  $VCl_4$ ,  $VF_3$  мисол бўла олади. Суюқ ёки кристаллар бўлиб, элементлардан ёки ҳосилаларидан олинади. Ванадий окситрихлорид  $VOCl_3$  сариқ суюқлик бўлиб, — 78°C да қотади, 126,7°C да қайнайди. Бензолда, петролей эфери, ацетон, спирт, сирка ангидрида эрийди, сувада гидролизланади.  $V_2O_5$  билан  $SOCl_2$  олинади. Ванадий окситрихлорид (ванадий хлороксида) эпитакиал плёнкалар тайёрлашда қўлланилади.

Метаванадат кислота  $HVO_3$  тузлари ванадатлар номи билан маълум. Пированадат, метаванадат ва ортованадатлар ҳосил бўлиши эритмадаги водород кўрсаткичига боғлиқ бўлади. Эритмада водород ионлари ошганда (РН камайганда) ванадатлар полимерланиши ва конденсатланиши натижасида уларнинг таркиби мураккаблашади.

Ванадатлар кучли ишқорий муҳитда водород пероксид билан реакцияга киришиб пероксованадатлар ҳосил қилади.

Ванадий қуйи оксидлари кислоталар билан тузлар ҳосил қилади. Булар ванадиллар номи билан маълум бўлиб, вакиллари сифатида ванадил сульфат  $VOSO_4$ , ванадил хлорид  $VOCl_2$  ларни кўрсатиш мумкин.

Ниобий ва тантал. Ниобийнинг атом номери 41, атом массаси 92,9064. Унинг ягона табиий изотопи  $^{93}Nb$  маълум. Ниобий ер қобиғида массаси бўйича  $2 \cdot 10^{-3}\%$  ни ташкил этади. Танталнинг атом номери 73, атом массаси 180,948. Табиатда икки изотопи — бири барқарор  $^{181}Ta$  ва иккинчиси радиоактив  $^{180}Ta$  бор. Кейинги изотопнинг ярим емирилиш даври  $10^{12}$  йилдан ортиқроқдир.

Танталнинг ер қобиғидаги массаси бўйича миқдори  $2 \cdot 10^{-4}$  ни ташкил қилади.

Ниобий 1801 йилда Ч.Хатчет, тантал эса бир йилдан кейин А.Г. Экеберг томонидан очилган. Аммо тоза ниобий 1903 йили, тоза тантал эса 1907 йили олинди. Бу элементлар табиатда колумбиттанталит группасидаги (Fe, Mn)  $(Nb, Ta)_2O_5$ , пирохлор, (Ca, Na)  $(Nb, Ta)_2O_5$  (ОН, F), лопарит (Na, Ce, Ca),  $(Ti, Nb, Ta) O_3$  минераллар таркибида учрайди.

Ниобий ва тантал оксидлардан юқори температурада қайтариш ёки электролиз йўли билан олинади. Бу борада металлларнинг комплекс фторидларидан ҳам хомашё сифатида фойдаланиш мумкин.

Ниобий билан тантал хоссалари жиҳатдан ванадийга ўхшайди. Ниобий ва тантал атом ва ион радиусларининг бир хиллиги улар хоссаларининг ҳам ўзаро яқинлигидан дарак беради. Бу ҳар иккала элемент кулранг пластик металл бўлиб, юқори температурада суюқланади. Механик хоссалари уларнинг тозаллиги билан боғлиқ бўлади. Водород, азот ва кислород каби аралашмалар бу металлларнинг мўртлигини ошириб юборади.

Ниобий билан тантал агрессив муҳит таъсирига берилмайди. Уларга  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$  ва зар суви таъсир қилмайди. Металлар юзасида ҳосил бўлувчи ўта пишиқ ва химиявий мустаҳкам юпқа оксид плёнкалар уларни ҳимоя қилади. Шу сабабдан шу оксид плёнка ( $Ti_2O_3$ ) билан реакцияга кириша олувчи ёки унинг орадан ўта олувчи бирикмаларгина танталга таъсир кўрсата олади. Бундай реагентларга фтор, водород фторид ва фторид кислота киради.

Ниобий ва танталнинг оксидланганлик даражаси асосан  $+5$  га тенг, баъзан  $+1$  дан  $+4$  гача боради. Ҳар иккала элемент юқори температурада кислород, азот, углерод ва галоидлар билан реакцияга киришадди. Ниобий ва танталнинг юқори оксидлари  $Nb_2O_5$  ва  $Ta_2O_5$  кислота характериға эға. Ишқорлар билан қиздирилганда ниобат ва танталатлар ҳосил бўлади. Ушбу оксидлар сувда эримайди. Улар қотишмалар тайёрлашда ярим хомашё, ўтға чидамли буюмлар, керметлар, ИК-нурларини ўтказмайдиған юқори синдириш коэффициентига эға бўлған шишалар компоненти сифатида қўлланилади.

Ниобий ва тантал галоидлари уларнинг оксидларига  $SOCl_2$ ,  $SCl_4$  ва  $S_2Cl_2$  лар билан таъсир эттириб олинади. Олинған галоидлар қисман гидролизланганда оксигалоидлар ҳосил бўлади (масалан,  $NOOCl_3$ ). Галоидли бирикмаларида  $NbJ_5$ ,  $NbCl_5$ ,  $NbF_5$ ,  $TaCl_5$ ,  $TaF_5$  ва қатор комплекс бирикмалари —  $Na [NbF_6]$ ,  $K_2 [NbF_7]$ ,  $K_2 [NbOF_5] \cdot H_2O$ ,  $Na [TaF_6]$ ,  $K_2 [TaF_7]$ ,  $Na_3 [TaF_6]$  ҳамда бошқалар маълум. Булар металларни қоплашда ва тоза металлар олишда ишлатилади.

Ниобий ва танталнинг  $NbS_2$ ,  $NbS_4$ ,  $NbN$ ,  $NbC$ ,  $NbSi_2$ ,  $NbGe$ ,  $NbGa$ ,  $TaS_2$ ,  $TaSi_2$ ,  $TaB_2$ ,  $TaC$ ,  $TaN$  каби ва бошқа бирикмалари маълум. Булар юқори иссиқлик таъсирига чидамли қотишмалар, ўта сезувчан барометрлар тайёрлашда, телевизор трубкалари узатувчи нишонлари ишлаб чиқаришда ва бошқа соҳаларда қўлланилади.

Ниобий ва тантал ҳамда уларнинг бирикмаларидан яна электротехникада, машинасозликда, ядро энергетикасида, юқори температурали печларда, сунъий тоалар саноатида ва медицинада фойдаланилади.

## 19 БОБ. ХРОМ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Хром группаси Д.И. Менделеев даврий системасининг олтинчи қўшимча группасига жойлашған бўлиб, хром  $Cr$ , молибден  $Mo$  ва вольфрам  $W$  ларни ўз ичига олади. Булар  $d$ -элементлар оиласига киради. Бу элементларнинг  $Cr — Mo — W$  қатори бўйига чапдан ўнгға ўтған сари ионланиш энергияси, атом ва ион радиуслари ортиб боради. Группача элементларининг оксидланиш даражалари 0 дан  $+6$  гача ўзгаради. Хромнинг оксидланиш даражаси  $+3$ ,  $+6$  тенг бўлған бирикмалари анча барқарор, молибден ва вольфрамда  $+6$  оксидланиш даражасига эға бўлған бирикмалари барқарор моддалардир. Хром, молибден, вольфрамнинг координацион сонларн 6 ва 4 га тенг. Бу сонлар молибден ва вольфрамда 8 гача етади. Кўпгина  $d$ -элементларига ўхшаш  $Cr$ ,  $Mo$ ,  $W$  паст оксидланиш даражасига эға бўлганда катион комплекс бирикмалар, юқори бўлганда эса анион комплекс бирикмалар ҳосил қилиш хусусиятиға эға. Шунинг учун уларнинг бирикмаларини кислотали хоссалари оксидланиш даражаси ортиб бориши билан кучаяди.

Табиатда учраши.  $Cr$ ,  $Mo$ ,  $W$  лар табиатда асосан  $Fe(CrO_4)_2$ , хромит,  $Pb(CrO_4)_2$  — хромат,  $MoS_2$  — молибдениг,  $Pb(MoO_4)_2$  молибдат,  $CaWO_4$  — шеелит ва  $(Fe, Mn)WO_4$  — вольфрамит минераллари ҳолида учрайди. Хромни тўртта, молибденни иккита, вольфрамни бешта табиий изотоплари маълум.



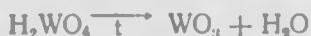
Олиниши. Таркибида хромитлар бўлган рудаларни қайтариб олинади.



Хром тузларининг концентрланган эритмалари электролиз қилинганда катодда тоза хром ажралиб олинади.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ни водород атмосфера-расида алюминий силан қайтариб хром олиш мумкин:

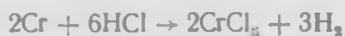


Хром галогенидларини ( $\text{CrI}_2$ ,  $\text{CrI}_3$ ) чуғлатилган хром сими орқали ҳайдаш усули силан ҳам олинади. Таркибида молибден бўлган рудалар бойити-лади. Ҳосил қилинган концентрат таркибида 40 — 50% молибден бўлади. Концентратлар кислород иштирокида оксидланади, натижада  $\text{MoO}_3$  ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган  $\text{MoO}_3$  руда билан аралашган бўлади. Бу аралашмани аммиакли сувда эритиб,  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  ҳосил қилинади. Ҳосил бўлган  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  ни термик парчалаб, тоза  $\text{MoO}_3$  ажратиб олиб, водород билан қайтарилади. Ҳосил бўлган Мо кукун ҳолда бўла-ди, уни юқори температурада суюқлантирилиб металл ҳолига айланти-рилади. Вольфрам слиш учун сойитилган вольфрам рудаси сода билан аралаштирилиб, юқори температурада суюқлантирилади, натижада ҳосил бўлган  $\text{Na}_2\text{WO}_4$  чуқутирилади. Чукма ажратилгач, кислотада эритилиб  $\text{H}_2\text{WO}_4$  га айлантирилади. Ҳосил бўлган вольфрамат кислотани термик парчаланеди:



Сўнгра  $\text{WO}_3$  га чуғлатилган кўмир таъсир эттириб ёки водород оқимида қайтариб вольфрам ажратиб олинади.

Хосса лари. Хром группачаси элементлари қаттиқ, юқори темпе-ратурада суюқланадиган металллардир. Бу элементларнинг химиявий активлиги  $\text{Cr} - \text{Mo} - \text{W}$  қаторида чапдан ўнгга томон камайиб боради. Масалан: хром суюқтирилган  $\text{HCl}$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  дан водородни сиқиб чиқара олади. Вольфрам эса фақатгина қайноқ фторид ва нитрат кислоталар аралашмасида эрийди:



Хром концентрланган  $\text{HNO}_3$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоталарда пасивланади.

Кукун ҳолатда хром, молибден ва вольфрам оксидловчилар ишти-рокида суюқлантирилган ишқорлар билан реакцияга киришади:

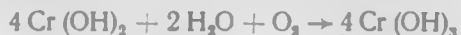


Одатдаги шарситда бу группача элементлари пасив бўлиб, фақат фтор силан реакцияга киришади. Қиздирилганда купгина металлмаслар билан сирикади.

Бирикмалари. Хромнинг асосан  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CrS}$ ,  $\text{CrCl}_2$  тар-кибли икки валентли бирикмалари маълум. Лекин бу моддалар беқарор, кислород таъсирида тезда оксидланади:



Икки валентли  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  асосли хоссага эга бўлиб, сувни ҳам қайтарди, нам ҳавода оксидланади, фақат кислоталар билан реакцияга киришади:

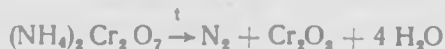


Икки валентли хромнинг галогенли бирикмалари аммиакда эриб аммиакат комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Хромнинг валентлиги учга тенг бўлган бирикмалари барқарор моддалардир.  $\text{Cr}(\text{III})$  нинг комплекс бирикмаларида ички сферанинг алмашinish реакцияси жуда шиддатли кузатилади.

Хром (III)-оксид  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  яшил рангли, юқори температурада суюқланадиган кукун, структура тузилиши корундникига ўхшаш. Хром (III)-оксиди хром металлани қиздириб, кислород таъсир эттириш натижасида ҳосил бўлади:



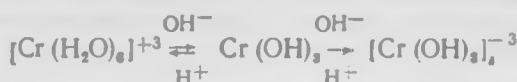
Хром (III) тузларига ишқор таъсир эттириб, ҳосил бўлган чўкмани қиздириш орқали ҳам  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ҳосил қилиш мумкин. Юқори температурада  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  инерт, лекин одатдаги шаронгда амфотер хоссага эга. Шунинг учун кислота ва ишқорлар билан реакцияга киришади:



Хром (III) тузлари эритмасига ишқор таъсир эттириб, хром (III)-гидроксидини чўктириш мумкин.  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  -- амфотер хоссага эга, кислота ва ишқорлар билан реакцияга киришади:



Бу реакцияларни қуйидаги умумий тенгламалар билан ифодалаш мумкин:



Хром (III) нинг тузлари рангли моддалар бўлиб эритмалардан кристалл гидратлар ҳолида ажралиб чиқади, буларга  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ ; ва  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_4$  мисол бўла олади. Хром (III)-сульфид  $\text{Cr}_2\text{S}_3$  хоссалари жиҳатидан худди алюминий сульфидга ўхшайди. Хром (III)-сульфидни сувли эритмада чўктириб ҳосил қилиш мумкин эмас, чунки у осонгина  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  ва  $\text{H}_2\text{S}$  ҳосил қилиб гидролизга учрайди.

Хром (III) валентли тузлари амин, ацидо— ва аквакомплекс бирикмалар ҳосил қилади. Бу бирикмалар эритмада ҳам, кристалл ҳолатда ҳам барқарор моддалардир. Аквакомплекс бирикмаларда ички сферадаги сув молекулаларининг жойланишига қараб уларнинг ранги ўзгариб боради:



Хром (III)-аммиакат комплекс бирикмалари қаттиқ ҳолатда барқарор, сувли эритмаларда эса секин-аста парчаланади:



Хром (III) нинг жуда кўп анион комплекс бирикмалари маълум бўлиб, улар хромитлар деб аталади. Хромит комплекс бирикмалар, асосан қуйидаги усуллар билан ҳосил қилинади:



Молибден (III) ва вольфрам (III) бирикмалари беқарор моддалардир. Хром (VI)-оксид  $\text{CrO}_3$  — тўқ қизил тусли кристалл модда, сувда эриши натижасида фақат эритмалардагина мавжуд бўлган хромат ва бихромат кислоталар ҳосил қилади:



$\text{CrO}_3$  — юқори температурада беқарор, кислород ажратиб  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  га айланади, органик бирикмаларни оксидлайди, спиртлар билан хромат кислотанинг эфирларини ҳосил қилади. Бу моддалар кучли портловчилардир.

Хромат ва бихромат кислоталар ҳосил қилган тузлари барқарор моддалар бўлиб, хроматлар ва бихроматлар деб аталади. Хром (VI) бирикмалари кучли оксидловчилар бўлиб, қайтарилганда уч валентли хром бирикмаларига айланади:



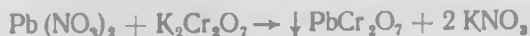
Хроматлар нейтрал ва ишқорий муҳитда барқарор бўлиб, кислотали муҳитда бихроматларга айланади.



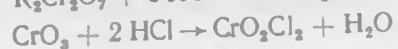
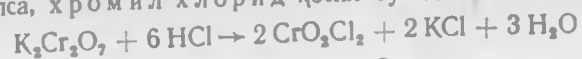
Бихроматлар ишқорий муҳитда ёки ишқорий металлларнинг карбонатлари таъсирида хроматларга айланади:



Ишқорий металлларнинг хромат ва бихроматлари сувда яхши эрийдиган кристалл моддалардир. Лекин оғир металлларнинг хроматлари ва бихроматлари сувда ёмон эрийдиган моддалар бўлгани учун уларни алма-шиниш реакцияси орқали ҳосил қилинади:



Агар бихроматларга ёки хром (VI)-оксидга газ ҳолдаги водород хлорид юборилса, хромил хлорид ҳосил бўлади:



Хромил хлорид ҳавода ўз-ўзидан тутайдиган, туқ-қизил рангли суюқлик, сув таъсирида осон гидролизланадиган модда. Уни концентранган сульфат кислота иштирокида бихроматларга ишқорий металллар хлоридларини таъсир эттириб ҳам олиш мумкин:



Молибден (VI)-оксид  $\text{MoO}_3$  оқ-сарғиш тусли модда бўлиб, унинг хоссалари жиҳатидан  $\text{CrO}_3$  дан фарқ қилади. Вольфрам (VI)-оксид  $\text{WO}_3$  сариқ тусли кристалл модда, сувда эримайди. Шунинг учун уларни молибден ва вольфрамат тузларини, оксидларини ишқорларда эритиб ҳосил қилинади.



Молибдат ва вольфраматларга кислота таъсир эттириб молибдат  $\text{H}_2\text{MoO}_4$  ва вольфрамат  $\text{H}_2\text{WO}_4$  кислоталарини ҳосил қилиш мумкин. Хромат, молибдат ва вольфраматлар ва уларнинг эритмалари заҳарли моддалардир.

Хром, молибден, вольфрам ва уларнинг бирикмалари металлургияда аъло сифатли пўлат ишлаб чиқаришда, юқори температурада суюқланадиган иссиқликка ва ўтга чидамли буюмлар олишда, ракета техникасида, электр вакуум асбобларидаги катод тайёрлашда, коррозияга чидамли химиявий асбоблар олишда, бўёқчилик, медицина ва органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

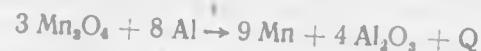
## 20-БОБ. МАРГАНЕЦ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Марганец группачасини марганец  $\text{Mn}$ , технеций  $\text{Tc}$  ва рений  $\text{Re}$  ташкил қилади. Бу элементларнинг ташқи электрон қаватларида  $d^5.s^2$  валент электронлари мавжуд. Шунинг учун бу элементларнинг оксидланиш даражаси 0 дан +7 гача ўзгаради. Марганец учун характерли оксидланиш даражаси +2, +4 ва +7 га тенг. Технеций ва ренийда характерли оксидланиш даражаси +7 дир. Бу группача элементларининг бошқа оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмалари беқарор моддалардир. Бу группача элементларининг координацион сонлари, асосан 6 ва 4, бундан ташқари технеций ва ренийда 7,8 ва ҳатто 9 га тенг бўлиши мумкин. Бу элементларнинг оксидланиш даражаси ортиши билан, уларнинг анион комплекс бирикмалар ҳосил қил

иш хусусияти кучаяди. Технеций ва ренийларнинг атом ва ион радиуслари бир-бирига яқин бўлиб марганецдан фарқ қилади.

Табиатда учраши. Бу группача элементлари табиатда, асосан  $\text{MnO}_2$  — пиролюзит,  $3\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{MnSiO}_3$  — браунит,  $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  манганит,  $\text{MnCO}_3$  — родохрозит,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  — гаусманит,  $\text{CuReS}_4$  жезказгенит ва бошқа минераллар ҳолида учрайди. Технецийнинг табиатда учрайдиган минераллари маълум эмас, фақат сунъий усулда ҳосил қилинади.

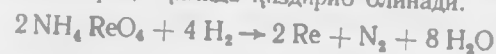
Олиниши. Марганец электр печларида алюминотермик ва силикотермик усуллар билан олинади:



Бундай усул билан олинган  $\text{Mn}$  унча тоза бўлмай, оксидлар билан аралашган бўлади. Лекин бундай аралашмалар саноатда ўтга ва иссиқликка чидамли материаллар олишда асосий хомашё ҳисобланади. Тоза ҳолдаги марганец унинг икки валентли тузларини электролиз қилиб олинади. Технеций элементи фақат сунъий усулда олинади. Рений эса унинг оксидларини юқори температурада водород билан қайтариб олинади:

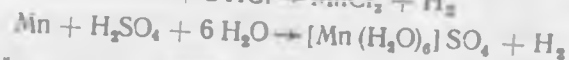
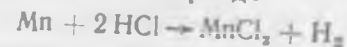


Бундан ташқари рений элементини унинг перренат тузларини электролиз қилиб ёки водород оқимида қиздириб олинади.



Қўл миқдорда рений олишда атом саноати чиқиндиларидан фойдаланилади.

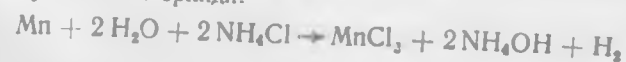
Хоссалари. Марганец — оч-қулранг тусли мўрт металл. У тўртта кристалл тузилишли модификацияга эга. Технеций — кумушсимон ялтироқ металл, гексагонал структурада кристалланади. Рений — қулранг кумушсимон, ялтироқ эластик металл, гексагонал структурада кристалланади. Бу элементларнинг химиявий активлиги  $\text{Mn} - \text{Tc} - \text{Re}$  қаторида чапдан ўнгга ўтган сари камайиб боради, чунки кучланишлар қаторида  $\text{Mn}$  водородгача жойлашган бўлса,  $\text{Tc}$  билан  $\text{Re}$  ундан кейин жойлашган. Марганец сулфатрилган  $\text{HCl}$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоталар билан актив реакцияга киришиб, водородни сиқиб чиқариши билан бирга катион аквакомплексларини ҳосил қилади:



Технеций ва рений элементлари нитрат кислотада эриб, анион комплексларини ҳосил қилади:



Марганец нитрат кислота таъсирида пасивланади, у аммоний хлорид қушилган сувда яхши эрийди:



Марганец айниқса кукун ҳолатда химиявий актив металл, қиздирилганда кислород, олтингугурт, фосфор, углерод, азот ва галогенлар билан реакцияга киришади. Аллюминий, сурьма, мис ва ҳоказо металллар марганец билан ферромагнит қотишмалар ҳосил қилади.

Технеций ўзининг химиявий хоссалари жиҳатидан ренийга кўпроқ, марганецга камроқ ўхшайди. Технеций зар сувида ва  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2$  аралашмасида эрийди, кислород оқимида оксидланиб,  $\text{Tc}_2\text{O}_7$  ҳосил қилади. Технеций ва рений юқори температурада қиздирилганда кислород, олтингугурт ва галогенлар билан реакцияга киришади.

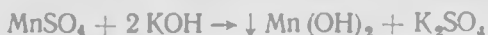
**Бирикмалари.** Марганец ва рений элементлари карбонил бирикмаларида оксидланиш даражалари нолга тенг бўлади. Бундай бирикмалар ковалент боғланишнинг донор-акцептор механизми асосида ҳосил бўлади. Бундай химиявий боғланиш ҳосил бўлишида элементлар ўзларининг буш  $d$  — орбиталларига, карбонил молекуласидаги боғланишда иштирок этмаган электрон жуфтларини жойлаштиради. Бу элементларнинг одатдаги шароитда барқарор бўлган сариқ рангли  $\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}$  рангсиз  $\text{Tc}_2(\text{CO})_{10}$  ва  $\text{Re}_2(\text{CO})_{10}$  таркибли осон ҳайдаш мумкин бўлган карбонил бирикмалари маълум. Марганецни паст валентлик намоён қиладиган бирикмалари ичида икки валентли бирикмалари энг кўп тарқалган. Бирикмаларнинг кўпчилиги сувда яхши эрийдиган моддалардир. Марганец (II) тузлари сувда эриши натижасида  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$  таркибли аква комплекслар ҳосил қилиб диссоциланади. Марганец (II) оксид ва гидроксиди химиявий хоссалари жиҳатидан амфотер моддалардир. Улар оксидланиш даражасини ўзгартирмасдан, кислоталар билан реакцияга киришиб комплекс бирикмаларни ҳосил қилади.



Ишқорлар билан узоқ вақт қаттиқ қиздирилганда реакцияга киришиб анион комплекс бирикмалар ҳосил қилади.



Бу комплекс бирикмалар сувли эритмаларда тулиқ диссоциланади. Шунинг учун бу реакцияни оддий шароитда вужудга келтириш мумкин эмас.  $\text{MnO}$  — кулранг яшил тусли, ярим ўтказгич хоссага эга бўлган модда. Уни  $\text{MnO}_2$  ни водород атмосферасида қиздириб ёки  $\text{MnCO}_3$  ни термик парчалаб ҳосил қилинади.  $\text{MnO}$  сувда эримайдиган модда бўлгани учун унинг гидроксидини билвосита усулда, яъни марганец (II) тузларига ишқорлар таъсир эттириб ҳосил қилинади.



Ҳосил бўлган  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  чўкмаси, қайтарувчи хоссага эга бўлгани учун ҳаводаги кислород молекуласи таъсирида тезда қорайиб қолади:



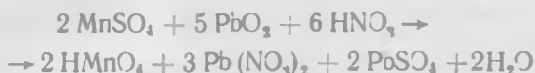
Марганец (II) бирикмалари аммиак таъсирида аммиакат комплекс бирикмалар ҳосил қилади. Бундай комплекс бирикмалар сув таъсирида осон парчаланади.



Марганец (II) бирикмалари ишқорий металллар тузлари билан комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



Марганец (II) бирикмалари кислотали муҳитда кучли оксидловчилар таъсирида марганец (VII) гача қайтарилади:



Технеций ва ренийнинг икки валентли бирикмалари беқарор моддалардир. Марганецнинг тўрт валентли бирикмаларидан энг барқарорлари  $\text{MnO}_2$  ва  $\text{MnF}_4$  лардир.

Марганец (IV)-оксиди  $\text{MnO}_2$  — тўқ қорамтир тусли кукун мода, оддий шароитда сувда эримайди, жуда инерт, қиздирилганда кислоталар ва ишқорлар билан реакцияга киришаді. Марганец (IV)-оксид кучли оксидловчи хоссага эга бўлгани учун қиздирилганда кислоталарни оксидлайди:



Марганец (IV)-оксид ишқорлар ёки асосли оксидлар билан аралаштириб суюқлантирилганда манганитлар ҳосил қилади:



Марганец (IV)-оксид кучли оксидловчилар билан манганатлар ва перманганатлар ҳосил қилади;



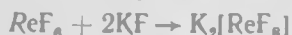
Технеций ва ренийларнинг  $\text{TeO}_2$ ,  $\text{ReO}_2$ ,  $\text{TeF}_4$ ,  $\text{ReF}_4$ ,  $\text{M}_2\text{TeO}_3$ ,  $\text{M}_2\text{ReO}_3$  таркибли барқарор бирикмалари маълум. Марганецнинг (VI) валентли бирикмалари беқарор моддалардир. Лекин манганат  $\text{MnO}_4^{2-}$  иони ҳолида анчагина барқарорлашади. Манганатларнинг сувдаги эритмалари кучли ишқорий муҳитдагина мавжуд бўла олади, лекин суюлтирилганда диспропорцияланади:



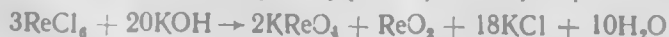
Марганец (VI)-бирикмалари кучли оксидловчи. Лекин кучли оксидловчилар таъсирида перманганатларга айланади.



Технеций ва ренийнинг олти валентли бирикмалари анчагина барқарор моддалардир. Уларнинг кислота хоссасига эга бўлган фторид, хлорид, оксид ва оксигалогенид бирикмалари мавжуд. Бу элементларнинг олти валентли галогенидлари ишқорий металлларнинг галогенидлари билан анион комплекс бирикмалар ҳосил қилади;



Бу галогенидлар ҳатто ишқорий муҳитда ҳам диспропорцияланади:



Технеций ва ренийнинг олти валентли бирикмалари марганец бирикмаларига қараганда осон оксидланадиган моддалар бўлгани учун, ҳатто нам ҳаво таъсирида ҳам оксидланади:



Марганецни  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  ва  $\text{MnOF}_6$  таркибли етти валентли бирикмалари мавжуд. Технеций ва ренийлар эса галогенид, оксигалогенид бирикмалар ҳосил қилади.

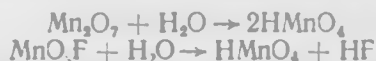
Марганец (VII)-оксид  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  — яшил қора тусли, ёғсимон су-  
юқлик. Марганецнинг перманганат тузларига концентрланган сульфат кис-  
лота таъсир эттириб ҳосил қилинади:



Бу реакцияда эҳтиёт чоралари курилмаса, ҳосил бўлган  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  кучли портлаш ҳосил қилиб парчаланади.



Технеций (VII)-оксид  $\text{Te}_2\text{O}_7$  ва рений (VII)-оксид  $\text{Re}_2\text{O}_7$  анчагина барқарор, кристалл тузилишга эга бўлган сариқ рангли мод-  
далардир. Уларни металлларга кислород таъсир эттириб, туғридан-туғри  
олиш мумкин. Марганец, технеций ва ренийлар  $\text{MnO}_3\text{F}$ ,  $\text{TcO}_3\text{F}$ ,  $\text{ReO}_3\text{F}$   
таркибли етти валентли оксигалогенид бирикмалар ҳосил қилади. Бу би-  
рикмалар кислота хоссасига эга бўлган моддалардир. Бу элементларнинг  
оксидлари ва оксигалогенидлари сув таъсирида кислоталар ҳосил қила-  
ди:

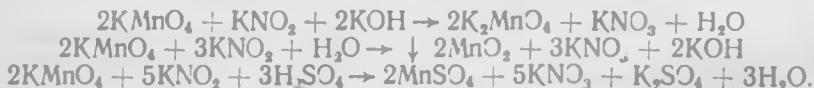


Бу элементлар кислоталарининг кучи  $\text{HMnO}_4$  —  $\text{HTcO}_4$  —  $\text{HReO}_4$  — қа-  
тор бўйича чапдан ўнгга ўтган сари кучсизланиб боради. Бу кислота-  
лар ҳосил қилувчи тузлар сувада яхши эрийдиган моддалар бўлиб, кучли  
оксидловчилардир. Булар ичида  $\text{KMnO}_4$  лабораторияда ва техникада кенг  
қўлланилади.

Калий перманганат  $\text{KMnO}_4$  — сувсиз ҳолатда ромбик системада крис-  
талланади, қиздирилганда осон парчаланади;



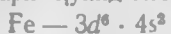
Калий перманганат кучли оксидловчи бўлгани учун, муҳитга қараб тур-  
лича қайтарилади:



И ш л а т и л и ш и. Марганец, технеций, рений ва уларнинг би-  
рикмалари олий сифатли пўлатлар олишда, электротехникада, ме-  
дицинада, вакуум техникада, органик моддаларни синтез қилиш-  
да, иссиқликка ва ўтга чидамли буюмлар олишда қўлланилади.

## 21-БОБ. ТЕМИР ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

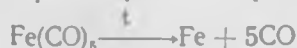
Темир группачаси элементларига темир — Fe, кобальт — Co, никель — Ni ва платина — Pt киради. Бу группача элементларининг характерли ташқи электрон қаватлари қуйидагича тузилган:



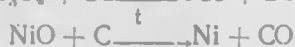
Бу группача элементлари ичида платина баъзи хоссалари билан қолган элементлардан фарқ қилгани сабабли уни алоҳида кўриб ўтамиз. Темир, кобальт ва никелнинг оксидланиш даражаси +2 ва +3 бўлиб Fe — Co — Ni қаторида чапдан ўнгга томон +3 даражали бирикмаларнинг мустахкамлиги пасаяди. Fe<sup>2+</sup> ионидан Ni<sup>2+</sup> га ўтганда радиуси кичиклашади. Шунинг учун Ni(OH)<sub>2</sub> нинг асослик хоссаси Fe(OH)<sub>2</sub> га қараганда кучсиздир. Fe(OH)<sub>2</sub>, Co(OH)<sub>2</sub> ва Ni(OH)<sub>2</sub> лар амфотер хоссаларга эга бўлган моддалардир. Fe<sup>2+</sup> — Co<sup>2+</sup> — Ni<sup>2+</sup> қаторида чапдан ўнгга ўтган сари бирикмаларининг қайтарувчилик хоссалари камаяди. Fe<sup>3+</sup> — Co<sup>3+</sup> — Ni<sup>3+</sup> қаторида чапдан ўнгга ўтган сари бирикмаларнинг оксидловчилик хоссалари кучаяди.

**Табиатда учраши.** Темир табиатда асосан Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — гематит, Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> — магнетит, HFeO<sub>2</sub> · nH<sub>2</sub>O — лимонит, FeCO<sub>3</sub> — сидерит, FeS<sub>2</sub> — пирит минераллари ҳолида учрайди. Кобальт CuCoS<sub>4</sub> — корролит, Co<sub>2</sub>S<sub>4</sub> — линнеит, CoAsS — кобальтин минераллари ҳолида, никель эса (Fe, Ni)<sub>9</sub>S<sub>8</sub> — пентландит, NiAs — никелин, Ni<sub>4</sub>Si<sub>4</sub>O<sub>10</sub>(OH)<sub>2</sub> · 4 · H<sub>2</sub>O — гарниерит минераллари таркибида учрайди.

**Олиниши.** Тоза ҳолдаги темир, унинг карбонил бирикмаларини термик парчалаб ёки тузлари эритмаларини электролиз қилиб олинади:



Кобальт ва никель оксидларига чуғлатилган кумир таъсир эттириш ёки уларнинг хлорид ва сульфат тузларини электролиз қилиш йўли билан соф ҳолда ажратиб олиниши мумкин:



Бундан ташқари, бу элементлар гидроксидларининг аммиакли эритмаларига юқори босимда водород таъсир эттирилганда ҳам бу металллар эркин ҳолатда ажратиб чиқади.

**Хоссалари.** Тоза ҳолдаги темир-кумуш кулранг тусли ялтироқ металл, α-Fe ва γ-Fe модификацияга эга. Темир 910°C гача ҳажмий марказлашган кристалл панжара тузилишига, ундан юқори температурада эса ёқлари марказлашган кристалл панжара тузилишига эга.

Кобальт — оч сарғиш-кўкимтир тусли металл. Паст температурада (430°C гача) гексагонал кристалл панжара тузилиши ундан юқори температурада эса ёқлари марказлашган куб системада кристалланади.



Никель — оқ-кумушсимон ялтироқ металл, ёқлари марказлашган куб системада кристалланади.

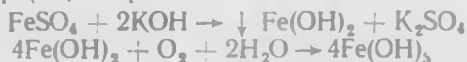
Тоза ҳолда темир нам ҳавода занг ҳосил қилиб оксидланади, галогенлар билан биригиб галогениллар ҳосил қилади. Темир концентрланган  $\text{HNO}_3$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоталарда пассивланади. Қиздирилганда S, P, C, Si, As,  $\text{NH}_3$  лар билан реакцияга киришади.

Кобальт — оддий шароитда ҳаво таъсирига чидамли, қиздирилганда  $\text{CoO}$  парда ҳосил қилиб оксидланади. Кукун ҳолдаги кобальт суюлтирилган кислоталарда эрийди, одатдаги шароитда фтордан ташқари ҳамма галогенлар билан реакцияга киришади, қиздирилганда S, P, As билан бирикмалар ҳосил қилади.

Никелнинг сирти  $800^\circ\text{C}$  да оксидланади, суюлтирилган  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоталарда секин эрийди,  $\text{HNO}_3$  кислотада тез эрийди, концентрланган  $\text{HNO}_3$  да пассивланади, галогенлар билан реакцияга киришади. Темир, кобальт ва никель элементларига ишқорлар таъсир этмайди.

Бирикмалари. Темир  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  таркибли оксидлар ҳосил қилади.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — одатдаги шароитда барқарор модда, қиздирилганда  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ва  $\text{FeO}$  га айланади. Кобальт ва никель кислород таъсирида оксидланганда  $\text{CoO}$  ва  $\text{NiO}$  таркибли барқарор оксидлар ҳосил қилади. Лекин улар  $\text{Co}_2\text{O}_3$  ва  $\text{Ni}_2\text{O}_3$  таркибли оксидларга эга.

Бу элементларнинг оксидлари сувда эримайдиган моддалар бўлгани учун уларнинг  $\text{Э(ОН)}_2$  ва  $\text{Э(ОН)}_3$  таркибли гидроксидлари билвосита усулда олинади. Темир, кобальт ва никель элементларининг (II)-оксидлари асос хоссага эга бўлиб, қайтарувчи хоссалари  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  — қаторида камайиб боради. Шунинг учун темир (II)-гидроксидни фақатгина кислородсиз муҳитда чуқтириш мумкин, чунки кислород таъсирида оксидланиб, темир (III)-гидроксидга айланади:



Кобальт (II)-гидроксид ҳосил бўлиш реакцияси икки босқичда боради. Биринчи босқичда сувда эримайдиган кўк рангли асосли туз ҳосил бўлади:



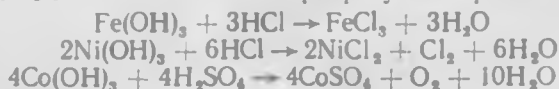
Иккинчи босқичда тўйинган ишқор таъсирида пушти рангли кобальт(II)-гидроксид чуқмага тушади. Ҳосил бўлган чуқма ҳаво таъсирида секин-аста оксидланиб  $\text{Co(III)}$  гидроксидга айланиши туфайли қорамтир рангга эга бўлади. Никель (II) ва кобальт (II)-гидроксидлар кислотали муҳитда оксидловчи таъсирга чидамли, ишқорий муҳитда галогенлар таъсирида оксидланади:



Темир (II) бирикмалари эса кислотали муҳитда ҳам оксидланади:



Темир (III), кобальт (III), никель (III)-гидроксидларнинг оксидлаш хоссалари  $\text{Fe}^{3+}$  —  $\text{Co}^{3+}$  —  $\text{Ni}^{3+}$  қатор бўйича ортиб боради:



Темир (II)-гидроксидни, унинг уч валентли тузлари эритмасига ишқорлар таъсир эттириб ҳосил қилиш мумкин. Кобальт (III) ва никель (III)-гидроксидларни эса уларнинг икки валентли гидроксидларини оксидлаб ҳосил қилинади. Темир(III)-гидроксид сувда амалда эрнмайдиган, кислоталарда ва қайноқ концентрланган ишқорларда эрийдиган оқ рангли модда:



Темир, кобальт, никель металлари юқори температурада водородни ўзида эритади. Бу металллар таркибида водород бўлиши, уларни механик хоссаларини камайишига сабаб бўлади. Лекин темир, кобальт ва никелларни  $\text{ЭН}_2$  ва  $\text{ЭН}_3$  таркибли беқарор гидридлари маълум.

Темир, кобальт, никель қиздирилганда галогенлар билан бирикиб  $\text{ЭГ}_2$  ва  $\text{ЭГ}_3$  таркибли галогенидлар ҳосил қилади. Бу галогенидлар, ишқорий металлларнинг галогенидлари билан қўшалоқ тузлар ва комплекс бирикмалар ҳосил қилади.

Темир, кобальт, никель элементларининг азот билан ҳосил қилган бирикмалари барқарор бўлмаган моддалардир. Булардан энг барқарори темир нитридир. Темир, кобальт, никель юқори температурада углерод билан бирикиб  $\text{Fe}_3\text{C}$ ,  $\text{Co}_3\text{C}$ ,  $\text{Ni}_3\text{C}$  таркибли металл карбидлар ҳосил қилади. Булардан темир ва углерод системаси суюқланиш диаграммасида углероднинг массаси 5% гача етади. Темирга секин-аста углерод қўшиб борилса, унинг суюқланиш температураси аввал камайди, кейин углерод миқдори ортиши билан яна кўтарилади, натижада эвтетик қотишма ҳосил бўлади. Эвтетик қотишма ҳосил бўлган ҳолатда, унинг таркиби 4,2% C, ва 95,8% Fe га тўғри келади. Таркибидаги углерод миқдори 4,2% дан ортиқ бўлган суюқ қотишма совитилса, цементит —  $\text{Fe}_3\text{C}$  ҳосил бўлиб, кристалланади.

Темир таркибидаги углероднинг массасига қараб ҳар хил таркибли пўлатларнинг турлича механик хоссаларга эга бўлишини изоҳлаш мумкин. Fe, CO, Ni лар ва пўлат таркибида олтингугурт ва фосфорнинг бўлиши уларнинг механик хоссаларига салбий таъсир кўрсатади. Шунинг учун металллар олтингугурт ва фосфордан яхши тозаланади.

*Ишлатилиши.* Темир, кобальт, никель ва уларнинг бирикмалари металлургияда, ўтга ва иссиқликка чидамли қотишмалар олишда, ракеталарнинг газ турбиналарини тайёрлашда, атом техникаси, бўёқчилик, медицина, қишлоқ хўжалиги, керамика, шиша ва цемент саноатида ва органик моддалар синтезида қўлланилади.

## 21.1. ПЛАТИНА ОИЛАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Платина оиласи элементларига рутений — Ru, осмий — Os, родий — Rh, иридий — Ir, палладий — Pd ва платина — Pt киради. Бу элементларнинг ҳаммаси тарқоқ оғир металллардир. Бу элементларда қуйидагича характерли электронлар мавжуд:

Ru —  $4d^7 \cdot 5s^1$

Rh —  $4d^8 \cdot 5s^2$

Pd —  $4d^{10}5s^0$

Os —  $5d^6 \cdot 6s^2$

Jr —  $5d^7 \cdot 6s^2$

Pt —  $5d^9 \cdot 6s^1$

Бу элементларнинг электрон формулаларидан кўриниб турибдики, улар уэлларининг  $d$ -орбиталларидаги электронлар сонини 10 тага етказишга интилиб боради.

Платина оиласи элементлари жуда кўп сунъий радиоактив изотоплар ҳосил қилади. Бу металллар табиатда туғма ҳолда ёки кўпгина нодир металллар билан аралашган қотишмалар ҳолида учрайди. Бундан ташқари, PtAs<sub>2</sub>, (Pt, Pd, Ni)S таркибли минераллари ҳам маълум.

О л и н и ш и. Платина оиласи элементларини олишда асосан мис, никель, сульфид рудаларилан фойдаланилади. Бу рудалар флотация усули билан бойитилади. Ҳосил қилинган концентратдан мис ва никель ажратиб олинади. Қолган аралашмани куйдириб, концентратланган сульфат кислота билан ишлов берилади. Ҳосил бўлган чўкmani зар суви таъсирида эритиб, қиздирилади. Натижада чўкма таркибидаги металллардан платина  $H_2[PtCl_6]$ , олтин  $H[AuCl_4]$ , иридий  $H_2[IrCl_6]$ , рутений  $H_2[RuCl_6]$ , палладий  $H_2[PdCl_6]$ , родий  $H_2[RhCl_6]$  эритмага ўтади, осмий эса оксид ҳолида чўкмада қолади. Эритма филтрланади, чўкмага юқори температурада кучли оксидловчи таъсир эттириб  $OsO_4$  газини ҳосил қилинади. Ҳосил бўлган газни ишқорнинг сувдаги эритмасида йиғилади. Эритмага аммиак ва аммоний хлорид аралашмаси таъсир эттириб, осмийни  $[OsO_2(NH_3)_4]Cl_2$  ҳолида чўктирилади. Чўкмага  $H_2$  таъсир эттириб, эркин осмий қайтарилади.

Рудага ишлов бериш натижасида ҳосил бўлган филтратга қайтарувчи таъсир эттириб биринчи навбатда олтин ажратиб олинади. Қолган маҳсулотга  $NH_4Cl$  таъсир эттириб платинанинг  $(NH_4)_2[PtCl_6]$  таркибли қийин эрийдиган комплекс тузи ҳосил қилинади, сўнгра қиздириб тоза платина, ажратиб олинади:



Филтратга нитрат кислота қўшиб эритма буғланилади ва иридий хлорид ҳолида чўктирилади. Қолган эритмага қайтарувчи таъсир эттириб палладий ва родий  $[Pd(NH_3)_4Cl_2]$ ,  $[Rh(NH_3)_2Cl_3]$  ҳолида ажратиб олинади. Бу комплекс бирикмалар қиздириб эркин металллар ҳосил қилинади.

Х о с с а л а р и. Платина оиласи элементлари оқ-қулаган тусли ялтироқ металллардир. Осмий ва иридий юқори температурада суюқланади. Рутений ва осмий жуда қаттиқ, лекин мўртдир. Родий, палладий ва платина у қадар қаттиқ эмас, лекин жуда қовушқоқ, осон яссиланади. Шунинг учун улардан юпқа пластинкалар ва ингичка симлар тайёрлаш мумкин. Рутений — оддий шаронгта кислота ва ишқорлар таъсирига чидамли, қиздирилганда кислоталар билан реакцияга киришади. Кукун ҳолатда  $NaOCl$  эритмаси билан реакцияга киришади. Қиздирилганда  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $S$ ,  $Se$ ,  $Te$ ,  $Po$  лар билан бирикади. Осмий қаттиқ ҳолатда кислота ва ишқорлар таъсирига чидамли, суюқлантирилган ишқорлар билан сувда эрийдиган би

рикмалар ҳосил қилади. Кукун ҳолатдаги осмий қиздирилганда  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Se}$ ,  $\text{Te}$ ,  $\text{Po}$  лар билан реакцияга киришади. Родий — қаттиқ ҳолатда ҳамма кислоталар, ишқорлар ва зар суви таъсирига чидамли. Кукун ҳолатда қайноқ  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaClO}$  лар билан реакцияга киришади,  $600^\circ\text{C}$  дан юқори температурада  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Se}$  лар билан бирикади.

Палладий —  $600 - 800^\circ\text{C}$  да ҳавода  $\text{PdO}$  ҳосил қилиб оксидланади,  $\text{H}_2$  ни ўзига ютиб олади. Палладий қайноқ концентрланган  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  ва зар сувида эрийди,  $400 - 600^\circ\text{C}$  да галогенлар,  $\text{B}$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{P}$  лар билан бирикади.

Иридий — ҳавода  $2300^\circ\text{C}$  температурада ҳам барқарор, кислоталар, ишқорлар ва зар суви таъсирига чидамли. Кукун ҳолатда суюқлантирилган  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  лар билан, қиздирилганда эса  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Se}$ ,  $\text{Te}$ ,  $\text{Po}$  лар билан реакцияга киришади.

Платина — ҳаво таъсирига чидамли, юқори босим ва юқори температурада қимман оксидланади, кислота ва ишқорларда эримайди. Фақатгина зар сувида эрийди, суюқ  $\text{Br}_2$  да секин эрийди,  $400 - 500^\circ\text{C}$  дан юқори температурада галогенлар,  $\text{P}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{Se}$  лар билан бирикади.

**Биринкмалари.** Платина оғласи элементларининг қуйидаги кислотали бирикмалари маълум.

$\text{RuO}_2$  — кўкиш қорамтир тусли кристалл модда, рутенийга юқори температурада кислород таъсир эттириб, ёки  $\text{RuS}_2$  ва  $\text{RuCl}_3$  ларни оксидлаб ҳосил қилинади. Рутений (IV)-оксид  $700^\circ\text{C}$  да кислород ажратиб парчланади.

$\text{RuO}_4$  — оч-сарғиш тусли, учувчан кристалл, жуда заҳарли, ўткир ҳидга эга бўлган модда. Бу оксид, рутений тузларига кислотали муҳитда кучли оксидловчилар  $\text{HJO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KBrO}_3$  таъсир эттириб ҳосил қилинади.  $\text{RuO}_4$  —  $\text{CCl}_4$  ва суюқтирилган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да яхши эрийди,  $180^\circ\text{C}$  дан юқори температурада қиздирилганда кучли портлаш ҳосил қилиб  $\text{RuO}_2$  ва  $\text{O}_2$  га парчланади, ишқорларда қуйидаги реакция асосида эрийди:



$\text{OsO}_2$  — жигарранг-қорамтир тусли модда. Осмий метални  $\text{NO}$  билан ёки  $\text{OsO}_4$  ни қиздириб ҳосил қилинади.  $\text{OsO}_2$  қиздирилганда  $\text{OsO}_3$  ва  $\text{O}_2$  ҳосил қилиб диспропорцияланади.

$\text{OsO}_4$  — рангсиз, учувчан кристалл, ўткир ҳидга эга бўлган жуда заҳарли модда. Органик моддалар таъсирида осон қайтарилади. Бу оксид кислоталарда оз миқдорда эрийди, кучли оксидловчи, ишқорларда эриб  $[\text{OsO}_4(\text{OH}_2)]^{-2}$  таркибли ионлар ҳосил қилади:



$\text{Ru}_2\text{O}_3$  — жигарранг тусли корунд типдаги модда. Рутений (I.I)-нитратларини қиздириш натижасида ҳосил бўлади, кристаллгидрат бўлгани учун  $\text{Ru}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  таркибга эга. Бу оксид ишқорий муҳитда кучли оксидловчилар таъсирида  $\text{RuO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  га айланади.

$\text{JrO}_3$  — тўқ қорамтир-жигарранг тусли кукун, кристаллгидрат бўлгани учун  $\text{Jr}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  таркибга эга. Бу оксидни иридийни  $\text{K}_2[\text{JrCl}_6]$  таркибли комплекс бирикмаларини  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  билан аралаштириб қиздириш натижасида ҳосил қилинади.

$\text{JrO}_2$  — қора рангли кристалл,  $\text{Jr}(\text{OH})_4$  ни азот атмосферасида қиздириб ёки  $\text{Na}_2[\text{JrCl}_6]$  таркибли комплекс бирикмаларига ишқор таъсир эттириб ҳосил қилинади. Бу оксид сувда, кислота ва ишқорларда,  $800^\circ\text{C}$  дан юқори температурада парчаланади.

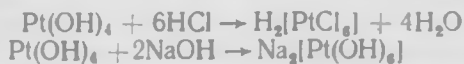
$\text{PdO}$  — яшил-қорамтир тусли кристалл, кислота ва ишқорларда эримади, фақат концентрланган  $\text{HBr}$  билан реакцияга киришади. Палладий металига  $800 - 850^\circ\text{C}$  да кислород таъсир эттириб ёки  $\text{Pd}(\text{OH})_2$  ни  $500^\circ\text{C}$  да қиздириб ҳосил қилинади.  $\text{PtO}_2$  — туқ жигарранг-қора тусли кристалл, сувда, кислоталарда эримади. Термик беқарор,  $200^\circ\text{C}$  дан юқори температурада парчаланади. Бу оксид  $\text{Pt}(\text{OH})_4$  ни термик парчалаб ҳосил қилинади.

$\text{Ru}(\text{OH})_4$ ;  $\text{Os}(\text{OH})_4$  — қора рангли аморф моддалар, сувда, суюлтирилган кислота ва ишқорларда, концентрланган  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$  ларда эримади, зар сувида парчаланади.  $\text{Rh}(\text{OH})_3$  — сариқ рангли аморф мода, термик беқарор,  $200^\circ\text{C}$  дан юқори температурада парчаланади, сувда эримади. Родийнинг (III) валентли тузларига ишқор таъсир эттириб олинади.

$\text{Jr}(\text{OH})_2$  — қўнғир тусли, қисман кристалл хоссага эга бўлган мода, сувда эримади, суюқлантирилганда кислота ва ишқорлар билан реакцияга киришади. Бу оксид палладий (II) тузларини гидролиз қилиб ёки палладийни суюқлантириб,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  таъсирида ҳосил қилинади.

$\text{Pt}(\text{OH})_2$  — қоға рангли чўкма, сувда эримади, кислоталар таъсирига чидамли, суюқлантирилган ишқорлар билан қисман реакцияга киришади.

$\text{Pt}(\text{OH})_4$  — туқ қўнғир рангли чўкма, сувда эримади, амфотер хоссага эга, лекин кислотаси бирмунча устун туради. Кислота ва ишқорлар билан реакцияга киришиб, анион комплекс бирикмалар ҳосил қилади:



$\text{RuS}_2$  — туқ яшил тусли кристалл,  $1000^\circ$  да парчаланади, ишқорлар ва қайноқ  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан реакцияга киришмайди. Юқори температурада инерт газ атмосферасида рутенийга олтингугурт таъсир эттириб ёки  $\text{K}_2[\text{Ru}_2\text{Cl}_{10}]$  ва  $\text{K}_2[\text{RuCl}_6]$  таркибли комплекс бирикмаларига  $80^\circ\text{C}$  да  $\text{Na}_2\text{S}$  таъсир эттириб ҳосил қилинади. Рутенийнинг  $[\text{Ru}_3(\text{CO})_{12}]_n$  таркибли зангори рангли кристалл ва  $\text{Ru}(\text{CO})_5$  таркибли суюқ учувчан карбонил бирикмалари маълум. Бу бирикмалари сувда эримайдиган, органик эритувчиларда яхши эрийдиган моддалар бўлиб, металлар, керамика, шиша сиртларини рутений билан қоплашда ишлатилади.

$\text{RuCl}_3$  — туқ қорамтир тусли кристалл, сувда эримади, карбонилатмосферасида рутенийга хлор таъсир эттириб олинади.

$\text{OsS}_2$  — туқ қорамтир тусли кристалл, сувда, кучсиз кислоталар, ишқорлар ва концентрланган  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HClO}_4$  ларда эримади, зар сувида парчаланади. Органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.  $\text{OsCl}_4$  — қизғиш — қорамтир тусли кристалл, гигроскопик сув ва водород хлоридда гидролизланиб, комплекс бирикмалар ҳосил қилади, органик эритувчиларда эримади.



$\text{PtCl}_2$  — қўнғир-яшил тусли кристалл,  $550^\circ\text{C}$  да парчланади, сувда ва органик эритувчиларда эримайди. Юқори температурада платинага хлор таъсир эттириб ёки  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ни термик парчалаб ҳосил қилинади. Органик моддаларни синтез қилишда катализатор сифатида ишлатилади. Платина силаси элементлари халқ хўжаллигида аҳамиятли комплекс бирикмалар ҳосил қилиш хусусиятига эга.

Ишлатилиши. Платина силаси элементлари ва уларнинг бирикмалари аммиакни оксидлашда, парафин ва олефин углеводородларни гидроизомерлашда, газларни  $\text{CO}$  ва  $\text{N}_2$  дан тозалашда, юқори температурани ўлчашда ишлатиладиган термопаралар олишда, химиявий чидамли идишлар олишда, медицина асбоблари тайёрлашда, конденсатор ва резистор материалларини ясашда, металллар сиртини қоплашда ишлатилади.

## 22-БОБ. МИС ГРУППАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

Мис группаси элементларига  $\text{Cu}$  — мис,  $\text{Ag}$  — кумуш,  $\text{Au}$  — олтин киради. Бу группача элементлари атомларининг ташқи электрон қаватида  $s^1$  электронлари мавжуд бўлишига қарамасдан  $d$ -элементлар оинасига киради. Чунки бу элементларни валент электронлари фақатгина  $s$ -электронлар бўлмасдан  $d$ -электронлари ҳам иштирок этади. Шунинг учун бу элементларнинг оксидланиш даражаси фақат  $+1$  бўлмасдан, мисники  $+1$ ,  $+2$ , олтинники  $+3$ , кумушники эса  $+1$  га тенг бўлган бирикмалари барқарордир. Кумушнинг  $+1$  валентли бирикмалари барқарор бўлишига сабаб  $4d^{10}$  электрон конфигурацияси мис ва олтин элементлариникига қараганда анча мустаҳкам бўлганлигидандир.

Табиатда учраши. Мис табиатда асосан  $\text{Cu}_2\text{S}$ —мис ялтироғи,  $\text{CuFeS}_2$  — колчедан,  $\text{Cu}_2\text{O}$  — куприт,  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  — малахит, соф кумуш қурғошин, рух, кадмий ва бошқа металлларнинг сульфидли минераллари билан аралашган ҳолда ёки  $\text{Ag}_2\text{S}$  — аргентит,  $\text{AgCl}$  — кумуш хлорид,  $\text{Ag}_3\text{SbS}_3$  — праргирит,  $\text{Ag}_3\text{AsS}_3$  — прустит минераллари ҳолида учрайди. Олтин бу группача элементлари ичида энг тарқоқ ва нодир металл ҳисобланади. Шунинг учун олтин асосан туғма ҳолда ёки  $\text{Au}_2\text{Te}$  — калаверит минерали ҳолида учрайди.

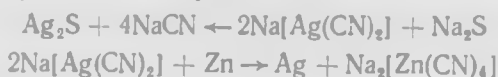
Олиниши. Таркибида мис бўлган рудалар флотация қилиб бойитилади. Ҳосил бўлган концентратни кислород атмосферасида куйдирилади. Концентрат таркибидаги темир оксидлари ва кераксиз жинсларни шлак ҳолида ажратиб олинади. Таркибида мис куп бўлган аралашма қайта кислородли атмосферада суюқлантирилади. Натижада мис рудасининг оксидланган қисми билан оксидланмаган қисми реакцияга киришиб хомаки мис қайтарилади. Ҳосил бўлган хомаки мис рафинация қилиб, электролиз қилиш натижасида мис метали ажратиб олинади:



Бундан ташқари, мис гидрометаллургия усулида ҳам олинади. Бу усулда таркибида мис бўлган рудани қайноқ сульфат кислота ёки уни аммиакли аралашма билан ишланади. Натижада руда таркибидаги мис  $\text{CuSO}_4$  ёки  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  ҳолида эритмага ўтади. Эритмага темир

таъсир эттириб ёки уни электролиз қилиб, эркин ҳолда мис метали ажратиб олинади.

Кумуш рудаси асосан қўрғошин рудалари билан аралашган ҳолда бўлади. Шунинг учун таркибида кумуш бўлган рудалар суюқлантирилиб, усти очиқ ванналарда кислород таъсирида оксидланади. Натижада қўрғошин  $PbO$  ҳолида суюқлантирилган аралашма юзига қалқиб чиқади, кумуш эса оксидланмай металл ҳолида чўкмага тушади. Бундан ташқари, суюқлантирилган рудаларга рух таъсир эттирилади. Кумуш рухда қўрғошнидагига қараганда яхши эриб,  $Ag_2Zn$  ҳолида чўкмага тушади. Ҳосил бўлган чўкмани дистилляция қилиб кумуш ажратиб олинади. Сульфидли рудалардан кумуш ажратиб олишда, суюқлантирилган массага натрий цианид таъсир эттириб, ҳосил бўлган кумуш комплекс бирикмасини рух билан қайтариб металл ажратиб олинади:

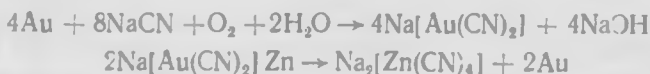


Олтин асосан қуйидаги усуллар билан олинади:

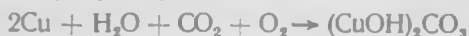
1. Таркибида олтин бўлган қумдан олтин олишда, қумни бир неча оскичда ювилади. Натижада солиштира массаси кам бўлган қум ювилиб, олтин эса чўкиб қолади.

2. Таркибида олтин бўлган рудани суюқлантириб симоб билан аралаштирилади. Симоб ўзида фақат олтинни эритиб, амальгама ҳосил қилади. Ҳосил бўлган амальгамани термик парчалаб, эркин металл ҳолида олтин ажратиб олинади.

3. Таркибида олтин бўлган рудалар бойитилади. Ҳосил бўлган концентратни  $KCN$  ёки  $NaCN$  эритмаси билан ишланади. Натижада руда таркибидаги олтин комплекс бирикма ҳолига айланади. Унга рух таъсир эттириб, ҳосил бўлган олтинни рафинация қилиб металл ҳолида ажратиб олинади:



Хоссалари. Мис — қизғиш тусли эластик металл, ёқлари марказлашган куб системадаги кристалл панжарага эга. Оддий шаронгта қуруқ ҳавода оксидланмайди. Лекин нам ҳавода,  $CO_2$  иштирокида усти кўкариб қолади:



Мис қиздирилганда кислород таъсирида оксидланиб,  $Cu_2O$   $CuO$  таркибли бирикмалар ҳосил қилади ва галогенлар, олтингугурт, селенлар билан реакцияга киришади. Мис  $HNO_3$  ва  $H_2SO_4$  кислоталарда эрийди:



Кумуш — оқ рангли ялтироқ юмшоқ металл, оддий шаронгта ҳавода оксидланмайди, озон ва водород сульфид эритмаси билан реакцияга киришади. Кумуш қиздирилганда концентранган  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $KCN$  ва  $H_2O_2$  аралашмаси ҳамда суюқлантирилган  $KOH$  ва  $KNO_3$  аралашма-

лари билан реакцияга киришади, галогенлар, олтингугурт, селен, теллур буғлари билан бирикади.

**О л т и н** — сарғиш рангли юмшқ металл, одатдаги шарситда оксидланмайди. Қиздирилганда галогенлар билан реакцияга киришади. Олтин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан  $\text{HNO}_3$  ва  $\text{HNO}_3$  билан  $\text{NaCl}$  аралашмаларида, зар сувда, селенат кислотада эрийди:



**Б и р и к м а л а р и.** Мис бромид  $\text{CuBr}$  — рангсиз кристалл, нам таъсирида яшил рангга эга, сувда эрмайди. Қайноқ  $\text{CuSO}_4$  ва  $\text{KBr}$  ёки  $\text{NaBr}$  эритмасига  $\text{SO}_2$  таъсир эттириб ҳосил қилинади. Органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

**М и с (I)-о к с и д и**  $\text{Cu}_2\text{O}$  — қизил рангли кристалл, сувда эрмайди. Чўғлатилган мис металига кислород таъсир эттириб ёки мисни сир вазелентли тузларига ишқор эритмасини таъсир эттириб ҳосил қилинади.  $\text{Cu}_2\text{O}$  — мис купороси олишда, шиша, керамика ва глазуурлар тайёрлашда пигмент сифатида ишлатилади.

**М и с (I)-с у л ь ф и д**  $\text{Cu}_2\text{S}$  — қора рангли кристалл, сувда эрмайди, юқори температурада суюқланадиган булгани учун металлургияда ишлатилади.

**М и с (II)-г и д р о к с и д**  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — кўкиш-яшил тусли аморф модда, қиздирилганда парчаланади, сувда эрмайди. Мис тузларига ишқор эритмаси таъсир эттириб ҳосил қилинади. Шиша, керамика, эмаль, глазуурлар таркибда пигмент сифатида ишлатилади.

**М и с (II) б р о м и д**  $\text{CuBr}_2$  — қора рангли кристалл, сувда, ацетонда яхши эрийдиган гигроскопик модда. Водород бромид эритмасига  $\text{Cu}$  ёки  $\text{CuCO}_3$  таъсир эттириб олинади. Фотографияда, органик моддаларни синтез қилишда ишлатилади.

**М и с (II)-х л о р и д**  $\text{CuCl}_2$  — жигарранг-сарғиш тусли, сувда, спиртда, ацетонда яхши эрийдиган кристалл модда. Мис (II)-оксидга хлорид кислота ёки  $\text{CuSO}_4$  ва  $\text{BaCl}_2$  таъсир эттириб ҳосил қилинади. Органик моддаларни синтез қилишда, газламаларни бўйишда ишлатилади.

**М и с (II)-о к с и д**  $\text{CuO}$  — қора рангли кристалл, сувда эрмайди, электролитлар тайёрлашда пигмент сифатида ишлатилади.

**М и с (II)-с у л ь ф и д**  $\text{CuS}$  қора рангли кристалл, сувда эрмайди. Мис тузлари эритмасига водород сульфид таъсир эттириб ҳосил қилинади. Бўёқлар таркибда пигмент сифатида ишлатилади.

**М и с (II)-с у л ь ф а т**  $\text{CuSO}_4$  — кўкиш тусли кристалл, сувда яхши эрийди. Мис (II)-оксид ёки мис (II)-гидроксидга сульфат кислота таъсир эттириб ёки  $\text{CuS}$  ни кислород иштирокида пишириш натижасида ҳосил қилинади.  $\text{CuSO}_4$  гальванотехникада, газламаларга ва терига ишлов беришда, бўёқчиликда, электрситлар тайёрлашда, фотографияда ишлатилади.

**К у м у ш б р о м и д**  $\text{AgBr}$  — оч сарғиш тусли кристалл, сувда эрмайди. Кумушга бром таъсир эттириб ёки  $\text{AgNO}_3$  га  $\text{KBr}$  нинг суви эритмасини аралаштириб олинади. Фотографияда ёруғликка сезгир қоғозлар олишда ишлатилади.



К у м у ш (I)- оксид  $\text{Ag}_2\text{O}$  — жигарранг- қорамтир тусли кристалл, сувда эримайди, ёруғлик таъсирида тезда парчаланаяди. Кумуш нитратга суюлтирилган ишқор таъсир эттириб чўктирилади. Органик моддаларнинг синтез қилишда, газларни СО дан тозалашда фойдаланилади.

К у м у ш н и т р а т  $\text{AgNO}_3$  — оқ рангли, сувда, спиртда яхши эрийдиган кристалл, органик бирикмалар таъсирида кумуш металига осон қайтарилади. Кумуш нитрат фотографияда, медицинада ва аналитик химияда ишлатилади,

К у м у ш х л о р и д  $\text{AgCl}$  — оқ рангли чўкма, сувда эримайди, ишқорий металлларнинг цианидларида, тиосульфат ва  $\text{NH}_4\text{OH}$  эритмаларида, концентранган нитрат кислотада яхши эрийди. Кумуш хлорид фотографияда, детекторлар олашда, спектрометрияда ишлатилади.

О л т и н (III)- х л о р и д — қизил рангли кристалл, термик беқарор, сувда, хлорид кислотада яхши эрийди, эфирларда ёмон эрийди. Металларнинг сиртини олтин билан қоплашда, керамика ва шишаларга пардоз беришда қўлланилади.

### 23- БОБ. РУХ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИНИНГ УМУМИЙ ХАРАКТЕРИСТИКАСИ

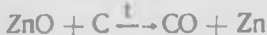
Рух группачаси элементларига рух—Zn, кадмий—Cd ва симоб—Hg киради. Бу элементлар атомларининг ташқи электрон қаватида  $s^2$  электронлари мавжуд. Шунинг учун бу элементларнинг оксидланиш даражаси +2 га тенг. Лекин симобнинг оксидланиш даражаси +2 га тенг бўлган жуда кўп бирикмалари маълум. Бундай бирикмалари димерланган бўлиб, —  $\text{Hg}-\text{Hg}$ —боғланиш мавжудлиги исботланган. Рух, кадмий ва симоб атомлари ўзларининг сиртқи қаватидан олдинги қаватидаги электронларини бермайди. Бу жиҳатдан мис группачаси элементларидан фарқ қилади. Рух, кадмий ва симоб II группанинг асосий группача элементлари каби актив эмас. Бунга сабаб, асосий группача элементлари билан қўшимча группача элементларининг ионланиш потенциали ва ион радиуслари бири-биридан кескин фарқ қилишидир. Металларнинг кучланишлар қаторида рух билан кадмий водороддан олдинда турган бўлишига қарамасдан, сувдан водородни сиқиб чиқара олмайди, чунки бу металларнинг сиртида мустақкам оксид парда мавжуд. Бу элементларнинг рух- кадмий- симоб қаторида металл хоссалари камайиб боради.

Т а б и а т д а учраши. Рух табиатда асосан вулцит  $\text{ZnS}$ , смитсонит  $\text{ZnCO}_3$ , каламин  $\text{Zn}_3(\text{Si}_2\text{O}_7)(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , цинкит —  $\text{ZnO}$ , кадмий гриконит  $\text{CdS}$ , отавит  $\text{CdCO}_3$ , симоб эса туғма ҳолда ва киноварь  $\text{HgS}$ , лингитонит  $\text{HgS} \cdot 2\text{Sb}_2\text{S}_3$ , келорадоит  $\text{Hg Te}$  минераллари ҳолида учрайди.

О л и н и ш и. Рух рудаси флотация усули билан бойитилиб, концентрат ҳосил қилинади. Ҳосил бўлган рух концентратини ёндириб рух оксид олинади:

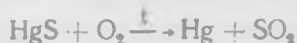


Рух оксидини углевод билан қайтариб рух ҳосил қилинади:

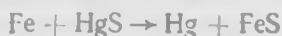


Гидрометаллургия усули билан рух олишда, куйдирилган рух рудаси сульфат кислотада эритилади. Натижада ҳосил бўлган  $ZnSO_4$  эритмасини электролиз қилиб, рух ажратиб олинади.

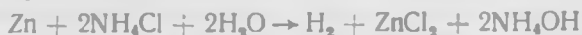
Кадмий техникада рух билан бирга олинади. Таркибида кадмий бўлган руда сульфат кислотада эритилади. Ҳосил бўлган  $CdSO_4$  ни рух билан қайтариб ёки уни электролиз қилиб кадмий ажратиб олинади. Симоб техникада пирометаллургия усулда  $HgS$  дан олинади. Бунинг учун симоб рудаси кислород таъсирида куйдирилади. Натижада ҳосил бўлган  $HgS$  термик беқарор бўлгани учун, у эркин симобга парчаланиб кетади:



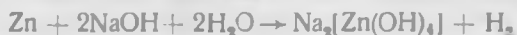
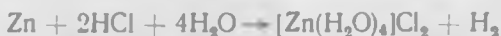
Буг ҳолида ҳосил бўлган симоб махсус идишга йиғилиб, кейин ҳайдаш йўли билан тозаланади. Симобни олишда баъзан  $HgS$  га темир ёки кальций таъсир эттириш реакциясидан фойдаланиш мумкин:



Хоссалари. Рух кумуш ранг оқ металл, одатдаги шаронт-да мўрт, ҳаво ва сув таъсирига чидамли. Қиздирилганда рух сувни парчалайди. Эритмада водород ионларининг ортиши билан рухнинг сиртидаги оксид парда емирилади, натижада унинг химиявий реакцияга киришиши активлашади. Ҳатто аммоний хлорид тузининг гидролизи натижасида ҳосил бўлган водород ионлари рухнинг эриш процессини тезлатади:



Рух амфотер металл бўлгани учун кислоталар ва ишқорлар билан реакцияга киришди:



Рух нитрат ва концентранган сульфат кислоталар билан жуда актив реакцияга киришади. Рух жуда суюлтирилган нитрат кислотани аммоний ионигача қайтаради:



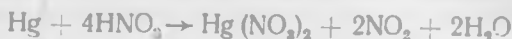
Кадмий оқ рангли ялтироқ, юшоқ металл. Кадмий ҳавода оксидланганда унинг сирти оксид парда билан қопланади. Кадмий юқори температурада жуда актив металл, кислоталарда яхши эрийди, ишқор-

ларда эрмайди. Чунки  $H_2 + 2OH^- \xrightleftharpoons{2e^-} 2H_2O$  системанинг стандарт ок-

сидланиш потенциали  $Cd + 2OH^- \xrightleftharpoons{2e^-} Cd(OH)_2$  системанинг стандарт оксидланиш потенциалидан катта. Шунга асосланиб водород кадмийга нисбатан кучли қайтарувчидир. Шунинг учун кадмий ишқорий муҳитда  $H^+$  ионини эркин водородгача қайтара олмайди. Юқори температурада

кадмий актив металл, галогенлар билан бирикиб галогенидлар ҳосил қилади.

Симоб одатдаги температурада суяқ ялтироқ металл, қаттиқ ҳолатда  $\alpha$ -Hg ва  $\beta$ -Hg модификацияга эга. Симоб буги ниҳоятда заҳарли. Симоб, рух ва кадмийдан сирмунча фарқ қилади. У рухга қараганда секин оксидланади. Лекин олтингургурт ва галогенлар билан одатдаги шарситда бирикади. Симоб қайноқ сульфат кислотада, зар сувида ва нитрат кислотада эрийди:



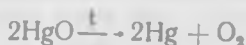
Симоб ортиқча миқдорда олинса суюлтирилган нитрат кислота таъсирида  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ҳосил бўлади.



Симоб кўп металлларни ўзида эритади. Бундай эритмалар — амальгамалар деб аталади. Амальгамалар одатдаги температурада суяқ ёки юмшоқ бўлиши билан бошқа қотишмалардан фарқ қилади. Амальгамаларни физик-химиявий текшириш натижасида уларнинг баъзилари интерметалл бирикмалар эканлиги, баъзилари қаттиқ эритма, баъзилари суяқ эритма эканлиги аниқланган.

Бирикмалари. Рух оксид  $\text{ZnO}$  — оқ рангли кукун,  $\text{ZnCO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  ларни термик парчалаб ёки  $\text{ZnS}$  ни куйдириб ҳосил қилинади. Рух оксид ниҳоятда термик барқарор амфотер модда, кислота ва ишқорларда яхши эрийди. Рух оксид косметикада, бўёқ тайёрлашда, медицинада, резина, шиша, керамика саноатида, электроникада ярим ўтказгичлар тайёрлашда ишлатилади.

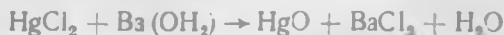
Кадмий оксид  $\text{CdO}$  — жигарранг тугли аморф ва кристалл модификацияга эга бўлган модда, сувда эримайди. Ҳавода аста-секин оқаради, чунки ҳаводан  $\text{CO}_2$  ни ютиб  $\text{CdCO}_3$  га айланади. Кадмий оксид, кадмийни ёки  $\text{CdS}$  ни оксидлаб ҳамда  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CdCO}_3$  ларни термик парчалаб ҳосил қилинади. Пулат сиртини қоплашда ишлатилади. Симоб (II)-оксид —  $\text{HgO}$  сариқ ёки қизил рангли модификацияларга эга бўлган кристалл модда, сувда эримайди. Қиздирилганда парчланади:



Сариқ модификацияга эга бўлган  $\text{HgO}$  химиявий актив, уни симоб тузлари эритмасига  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ёки ишқор таъсир эттириб ҳосил қилиш мумкин:



ёки



Қизил симоб (II)-оксид  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ни термик парчалаб ҳосил қилинади:

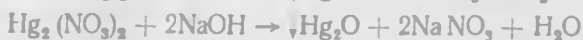


Симоб (II)-оксид химиявий препаратлар олишда оксидловчи сифатида, бўёқчиликда пигмент тайёрлашда ишлатилади.

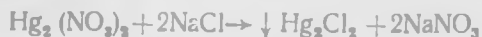
Рух ва кадмий гидроксидлари оқ рангли, сувда эримайдиган чўкма. Уларни рух ва кадмий тузларига ишқор таъсир эттириб ҳосил қилинади. Кислоталарда, ишқорларда ва аммиак эритмасида яхши эрийди:



Симоб гидроксидларини, унинг тузларига ишқор таъсир эттириб ҳосил қилиб бўлмайди, чунки парчаланиб, оксид ҳолида чўкади:



Рух, кадмий ва симоб (II) нинг нитратлари, сульфатлари, перхлоратлари, ацетатлари сувда яхши эрийдиган моддалардир. Бу моддаларнинг эритмалари *заҳарлидир*. Симоб (I) тузларининг кўпчилиги сувда эримайдиган моддалардир. Фақатгина сувда эрийдиган ва симобнинг бошқа тузларини слишда ишлатиладиган бирикмаси  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  дир.



Симоб (I) тузларини, симоб (II) тузларини қайтариб ҳам олиш мумкин:



Симоб (I) тузлари диспропорцияланиш хоссасига эга бўлиши билан характерлидир. Парчаланиш тезлиги анион характерига боғлиқ. Масалан,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  анчагина барқарор, фақатгина ёруғлик таъсирида қиздирилганда парчаланади, сульфид эса оддий шэронгда шиддатли парчаланади.



Кадмий ва симоб (II) галогенидлари, цианидлари рух ва бошқа элементларнинг тузларига қараганда кам диссоциланиб, бу хосса  $\text{Cl}^-$  —  $\text{Br}^-$  —  $\text{I}^-$  —  $\text{CN}^-$  қаторида камайиб боради. Бунга сабаб, бундай бирикмаларда элементлар орасидаги ковалент боғланиш кучи ортиб боришидир. Кадмий ва симобнинг хлорид, бромид, йодид, цианид ва роданид бирикмаларининг комплекс бирикма ҳосил қилиш хусусияти  $\text{Cl}^-$  —  $\text{Br}^-$  —  $\text{I}^-$  қаторида ортиб боради, рухда эса камайиб боради. Масалан, симоб (II)- нитрат эритмасига калий йодид таъсир эттирилса, симоб (II)- йодид чўкмага тушади:

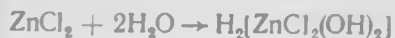


Чўкмага калий йодидни ортиқча миқдорда таъсир эттирилса, у комплекс бирикма ҳосил қилиб эриб кетади:

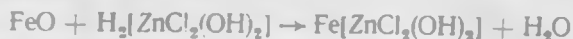


Симоб (I) галогенидлари сувда эримайдиган моддалардир.

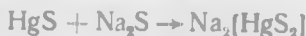
Рух хлориднинг концентрланган эритмаси гидролиз натижасида комплекс бирикма ҳосил қилади:



Шунинг учун рух хлорид эритмаси металлларни пайвандлашда, сиртидаги оксид пардасини тозалашда ишлатилади:



Рух, кадмий ва симоб (II) сульфидлар сувда эрмайдиган моддалардир. Бу эритмаларнинг сульфидларини эрувчанлик кўпайтмалари  $\text{Zn} - \text{Cd} - \text{Hg}$  — қаторида камайиб бориши билан уларнинг кислоталарда эриши камайиб боради. Масалан, рух сульфид суюлтирилган хлорид кислотада,  $\text{CdS}$  эса фақат концентрланган  $\text{HCl}$  да,  $\text{HgS}$  эса қайноқ концентрланган сульфат кислотада эрийди. Рух, кадмий сульфидларидан симоб (II) сульфид ишқорий металлларнинг сульфидларида эриши билан фарқ қилади.



**И ш л а т и л и ш и.** Рух, кадмий, симоб ва уларнинг бирикмалари металлларнинг сиртини рухлашда, медицинада, тўқимачилик, шиша, керамика саноатида, паст температурада суюқланидиган қотишмалар тайёрлашда, атом техникасида, барометр, термометр, люменатор лампалар ишлаб чиқаришда, гальваник элемент ҳосил қилишда, нодир металлларни рудадан ажратиш олишда ишлатилади.

## 24- БОБ. f- ЭЛЕМЕНТЛАР

### 24. 1. ЛАНТАНОИДЛАР (ЛАНТАНИДЛАР)

Даврий системанинг олтинчи даврига кирувчи 14 элемент оиласи шундай ном билан аталади. Буларга церий (атом номери 58), празеодим (59), неодим (60), прометий (61), самарий (62), европий (63), гадолиний (64), тербий (65), диспрозий (66), гольмий (67), эрбий (68), тулий (69), иттербий (70) ва лютеций (71) киради. Иттрий билан лантаноидлар биргаликда сийрак-ер элементлари группасини ташкил этиб, церий ва иттрий группачаларига ўлинади. Церийдан гадолинийгача бўлган элементлар енгил лантаноидлар, тербийдан лютецийгача бўлганлари оғир лантаноидлар дейилади. Енгил лантаноидлар группасида бир элементдан иккинчи элементга ўтилганда 4f- орбиталга биттадан электрон қўшилади. Оғир лантаноидлар группасида элементлари атомларида 4f- орбиталларга аввалги еттитадан ташқари яна биттадан электрон қўшила боради.

Лантаноидлар атомларида 4f- поғоначалар электронлар билан тўлиб боради. Улар атомларининг ташқи олтинчи қаватида иккигачан s- электрон бўлади. Гадолиний билан лютеций атомларининг бешинчи қаватида иккита s-, олтига p- ва ситтадан d- электрон бор бўлиб, булар бу борада лантанга ўхшайди. Церийдан гадолинийга ўтилганда 4f- поғонадаги электронлар сони иккидан еттига қадар ортади. Лантаноидлар туркуми лютеций билан якунланади, унинг 4f- поғоначасидаги электронлар сони 14 тадир:  $\text{Lu} - 5s^2 \cdot 5p^6 \cdot 5d^1 \cdot 6s^2$

Лантаноидларнинг характерли оксидланиш даражаси + 3. Лантаноид атомиининг валентлик ҳолати кўпинча унинг таркибидаги  $5d\ 6s^2$  электронларга боғлиқлиги билан аниқланади. Шу сабабдан лантаноидлар кўпинча уч валентли ҳолатни намоён қилади. Лантан, гадолиний ҳамда лютецийга яқин элементларда ўзгарувчан валентлик сезилади. Церийнинг уч ва тўрт валентлик ҳолат намоён қилиши 4f-ҳолатдаги бир электронининг  $s\ d$ -ҳолатга ўтиши билан тушунтирилади.

Лантаноидлардан самарий, европий ва иттербий икки валентли ҳолатларини ҳам намоён қилиши мумкинлиги аниқланган.

Лантаноидлар қаторидан атом сони орта борган сари (Ge дан Lu га қараб) ион радиуси камайиб боради. Бу ҳодиса лантаноидлар киришиши (сиқилиши) дейилади.

f-элементлар оралиқ элементлар жумласига киради. Уларнинг икки туркуми маълум. Биринчиси 4f-элементлар, яъни лантаноидлар бўлиб, улар VI даврда лантандан кейинги ўн тўртта ўринни эгаллайди. Иккинчи туркумга 5f-элементлар яъни актиноидлар киради. Булар VII даврда актинийдан кейинги 14-ўринни эгаллайди. Жами 28 та элементи маълум бўлиб, металллар жумласига киради. Ер қобиғидаги массаси бўйича миқдори  $1,6 \cdot 10^{-2}\%$  га тенг.

Табиятда учрайдиган муҳим минераллари бастнезит (Ce, La...) $\cdot$ CO<sub>2</sub>F, лопарит (Na, Ca, Ce...) $_2$  (Ti, Nb, Ta<sub>2</sub>O<sub>6</sub>), монацит (Ce, La...) $\cdot$ PO<sub>4</sub> лар бўлиб, улар апатитларда, шунингдек, тантал, титан ва уран минералларида ҳам учрайди.

Лантаноидларни ўзларининг рудали концентратларига анорганик кислоталар (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>) ёки ишқорлар таъсир эттириб ажратиб олилади. Гидроксидларидан ҳам хомашё сифатида фойдаланса бўлади.

Химиявий хоссалари жуда яқинлиги туфайли лантаноидларни бирикмаларидан тозалаб ажратиб олиш анча мушкул. Аммо кейинги йилларда уларни бир-биридан ажратувчи эффектив методлар ишлаб чиқилганки, ҳар бир металл тоза ҳолда олинмоқда.

Лантаноидлар оқ — кумушранг типик металллар, химиявий хоссалари жиҳатдан ишқорий-ер элементларига яқин туради. Улар анорганик кислоталарда эрийди, сув билан ўзаро таъсирлашиб, водород ажратади ва эримайдиган гидроксидлар ҳосил қилади. Лантаноидлар одатдаги шаронгта кислород билан, 200°C дан юқорида галогенлар, галоген-водород, углеводород, бор ва олтин-гургурт билан реакцияга киришади. Лантаноидлар оксидлари, фторидлари, оксифторидлари, сульфид ва оксисульфидлари сувда эримайдиган қийин суюқланувчи моддалардир. Галогенидлари (фторидлар бундан мустасно), нитратлари ва перхлоратлари сувда яхши эрийди, сульфатлари камроқ, фосфатлари, карбонат ва оксалатлари эса эримайди. Оксалатлари билан карбонатлари 800—900°C оксидларгача парчаланadi.

Европий, иттербий, самарий, тулий ва неодимнинг ванадатлари, вольфрамат, гексаборид, метафосфат, ортофосфат, ультрафосфат, молибдат ва ниобатлари, оксалат, сульфид, сульфат, танталат, фторид ва хлоридлари маълум бўлиб, турли соҳаларда ишлатилади. Бу бирикмалар тегишлича синтез қилиб олинади. Люминесценцияланувчи шишалар тайёрлашда активаторлар сифатида, лазер

материаллари, ўтга чидамли буюмлар, атом реакторлари стерженлари тайёрлашда, компонентлар, чўян модификаторлари, ярим ўтказгич, қотишма ва бошқалар тайёрлашда қўлланилади.

Церий, празеодим, тербий, неодим ва диспрозий фторидлари ва бошқа бирикмаларидан кальцийтермик қайтариш, хлоридларини электролиз қилиш каби ҳамда бошқа йўллар билан олинади. Улар мишметалл (қотишма) ларда компонент, алюминий ва магний қотишмаларида легирловчи қўшимча, лазер материаллари ва плёнкалари тайёрлашга ишлатилади.

Лантаноидлар рангли металллар саноатида, электрон асбобларда геттерлар, магнит материаллари тайёрлашда компонентлар, ёндирувчи таркиблар, водород аккумулятори, бошқа металлارни қайтарувчилар ва пулат тайёрлаш саноатида қўлланилмоқда.

#### 24.2. АКТИНОИДЛАР (АКТИНИДЛАР)

Даврий системанинг еттинчи даврига мансуб ўн тўрт элемент оиласи актиноидлар номи билан аталади. Буларга торийдан — лоуренсийгача бўлган (атом номери 90—103) элементлар киради. Торий билан уран изотоплари узоқ яшайди. Бу элементлар табиий минераллар таркибиде учрайди. Протактиний, нептуний ва плутоний изотоплари ҳам табиатда озроқ миқдорда бўлса-да учрайди. Ўзга актиноидлар табиатда учрамайди, улар уран ва баъзи трансуран элементларни ядро реакторларида нейтронлар билан нурлантириб ёки енгил элементлар ядролари тезлатичлариде олинади.

Актиниоидларнинг химиявий хоссалари ва бошқа жиҳатлардан лантаноидларга яқинлиги бу икки оила элементларининг ташқи қобиқлари бир хиллиги сабаблидир. Бу оилаларга мансуб элементлар ташқи учинчи қобиқларини тулдириш — актиноидларда 5f-қобиқларда ва лантаноидларда эса 4f-қобиқларда боради. Актиниоидлар лантаноидлардан оксидланганлик даражасининг ҳар хиллиги билан фарқланади. Масалан, америцийники +2 дан +7 гача боради. Торийдан урангача оксидланганлик даражаси +4 дан +6 гача барқарор ўсиб боради, кейин  $U-Np-Pu-Am$  қаторида бир хил равишда +3 гача камаяди ва қолган элементлар учун шундай сақланиб қолади. Бундан фақат барқарор оксидланганлик даражаси +2 бўлган nobelий мустаснодир. Оксидланганлик даражаси +2, +3 ва +4 бўлган актиноидлар сувли эритмалари гидратланган катион ҳолда бўлади. Оксидланганлик даражаси +5 ва +6 бўлган актиноидлар учун  $MeO_2^+$  ва  $MeO_2^{2+}$  ион формалари характерлидир.

Атом номерлари орта бориши билан актиноидлар бир туридаги ион радиусларининг камайиши ҳодисаси актиноид к и р и ш и м и дейилади. Уларнинг атом радиуслари лантаноидларнинг атом радиусларига қараганда каттароқ бўлади. Мана шу сабабли актиноидларнинг ташқи электронлари ядро билан кучсиз боғланади. Шу сабабли баъзи актиноидларнинг валентлиги олтига тенг бўлади. Актиниоидларнинг барча катионлари  $NO_3^-$ ,  $Cl^-$  ва  $ClO_4^-$  каби анионлар билан сувда яхши эрийдиган тузлар ҳосил қилади.

Оксидланганлик даражаси +4 ва +6 бўлган актиноидлар рудаларнинг нитрат кислотали эритмаларидан 3-бутил фосфат ва шу каби бошқа органик экстрагентлар ёрдамида танлаб олинади.

Актиниоидлар комплекс бирикмалар ҳосил қилишга мойил бўлиб, айниқса, кислородли аддендлар билан яхши бирикади. Комплекс ҳосил қилиш хусусияти қуйндаги қатор бўйича камайиб боради:



Актиниоидларнинг координацион сонлари 4 — 12 оралиғида бўлади.

Торий (Thorium) Th даврий жадвалнинг III группасидаги радиоактив химиявий элемент, актиноидлардан ҳисобланади. Табиатда асосан  $^{232}\text{Th}$  изотопи сифатида маълум. Ярим емирилиш даври  $1,389 \cdot 10^{10}$  йилга тенг. И. Берцелиус томонидан 1828 йили очилган. Ер қобиғидаги массаси бўйича миқдори  $8,0 \cdot 10^{-4}\%$  га тенг. 120 га яқин минерали бўлиб, булардан асосийлари торит  $\text{ThSiO}_4$  ва торанит (Th, U)  $\text{O}_2$  дир. Торитнинг асосий олинadиган манбаи монацит  $[\text{Ce}, \text{La} \dots \text{PO}_4]$  бўлиб, таркибида 10 процентгача  $\text{ThO}_2$  бўлади.

Торий, оқ-кумушранг пластик металл, характерли оксидланиш даражаси +4, баъзан +2 ва +3. Кукун ҳолдагиси пирофор бўлади. Иссиқ сувда диоксид пардаси билан қопланади.

Металл торий кальцийтермик ва электролиз усулларида бирикмаларидан олинади.

Торий одатдаги шароитда фтор, қиздирилганда  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ , S, P,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  билан реакцияга киришади, аорганик кислоталар аста-секин реакцияга киришади.

Торий магнийли қотишмаларни легирлашда, электролампалар тайёрлашда геттер сифатида ишлатилади, уран-торий реакторларда перспектив ёқилғи ҳисобланади.

Торий гидриди  $\text{ThH}_2$ , гидроксиди  $\text{Th}(\text{OH})_4$ , диоксиди  $\text{ThO}_2$ , монокарбиди  $\text{ThC}$ , дикарбиди  $\text{ThC}_2$ , нитрати  $\text{Th}(\text{NO}_3)_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  ( $n=1-6,12$ ), сульфати  $\text{Th}(\text{SO}_4)_2$ , тетрафториди  $\text{ThF}_4$ , тетраодидаи  $\text{ThI}_4$ , тетрахлориди  $\text{ThCl}_4$  ва бошқа бирикмалари маълум. Булар ториметрияда, ёқилғи сифатида ва торий олишда ярим хом ашё бўлиб эизмат қилади.

Уран (Uranium) U — даврий системанинг III группасидаги радиоактив химиявий элемент. Табиатда 3 та изотопи маълум:  $^{238}\text{U}$ ,  $^{235}\text{U}$  ва  $^{234}\text{U}$ . Биринчи миқдори 99,282 %, ярим емирилиш даври  $4,51 \cdot 10^9$  йилга тенг. 1789 йили М. Г. Клапрот томонидан  $\text{UO}_2$  сифатида очилган. Металл ҳолидаги уран эса 1841 йили Э. Пеллго томонидан олинган. Ер қобиғида уран массаси бўйича миқдори  $2,5 \cdot 10^{-4}\%$  атрофида дир. Ураннынг муҳим минераллари уранит  $(\text{U}, \text{Th})\text{O}_2$ , настуран  $\text{U}_3\text{O}_8$ , карнотит  $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{UO}_3 \cdot \text{U}_2\text{O}_5 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , туямунит  $\text{CaO} \cdot 2\text{UO}_3 \cdot \text{U}_2\text{O}_5 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  ва уран қораси деб аталувчи оксидлари  $(\text{UO}_2 : \text{UO})_2$  аралашмаларидан иборат. Саноат аҳамиятига эга бўлган бошқа минераллари (титанатлар, браннерит, коффинит, танталониобатлар ва бошқалар) ҳам маълум.

Уран оқ-кумушранг ялтироқ металл. У рудаларидан турли йўллар билан ажратиб олинади. Ураннынг оксидланиш даражаси +3 дан +6 гача боради, баъзан +2 бўлади. Кукун ҳолдаги уран пирофор-



дир, у сув билан реакцияга киришади,  $\text{HCl}$  ва  $\text{HNO}_3$  да тез,  $\text{H}_2\text{PO}_4$  ва  $\text{HF}$  да эса секин эрийди, ишқорлар билан реакцияга киришмайди. Иситилганда галогенлар азот ва фосфор билан бирикади.

Ураннынг кўпгина бирикмалари, шу жумладан, фторидлари, карбидлари, силицидлари, сульфат, сульфид, нитрид, фосфид ва оксалатлари маълум.

Уран оксиди  $\text{U}_3\text{O}_8$  кристалл модда бўлиб, уран бирикмаларини термик парчалаб ёки  $\text{UO}_2$  ни оксидлаб олинади.

$\text{U}_3\text{O}_8$  — уран химиявий концентратларининг асосий компонентиدير.  $\text{U}(\text{OH})_3$  — асос характерига эга. Бунга оид тузлар узининг эриши бўйича лантаноидларнинг тегишлича тузларига ўхшайди.

Уран уч оксид ёки уран ангидрид ( $\text{UO}_3$ ) кислоталарда эритилганда тузлар (масалан,  $\text{HCl}$  да  $\text{UO}_2\text{Cl}_2$ ) ҳосил бўлади. Буларда катионлик ролини уранил деб аталувчи ион —  $\text{UO}_2^{2+}$  бажаради. Уранил тузлари сариқ-яшил рангга эга бўлиб, сувда яхши эрийди. Уранил тузлари эритмаларига ишқор таъсир эттирилганда уранат кислота  $\text{H}_2\text{UO}_4$  тузлари — уранатлари ва диуранат кислота  $\text{H}_2\text{U}_2\text{O}_7$  тузлари — диуранатлар ҳосил бўлади. Буларга натрий уранат  $\text{Na}_2\text{UO}_4$  ва натрий диуранат  $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$  мисол бўла олади. Кейинги туз сариқ-яшил рангда товланувчи уран шишасини олишда ишлатилади.

Плутоний (Plutonium)  $\text{Pu}$  — сунъий радиоактив химиявий элемент. Масса сони 232 — 246 бўлган ўн бешта изотопи маълум. Г. Сиборг бошлиқ олимлар томонидан 1940 йили уран ядро реакциясини ўрганилаётганда очилган.

Плутоний оқ-қумушранг мўрт металл. Оксидланиш даражаси +3 дан +7 гача, барқарори +4 га тенг. Ҳавода секин оксидланади, кукуни ва қириндиси пирофор бўлади.

Қизитилганда галогенлар,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  ва бошқалар билан реакцияга киришади, кислоталар ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) да эрийди, концентранган  $\text{HNO}_3$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да пассивланади. Кўпгина металллар билан интерметалл бирикмалар ҳосил қилади.

Плутоний ядро энергетикасида ёнилғи, трансплутон элементлари олишда хомашё, ядро қуроли ишлаб чиқаришда ва космик аппаратлар бортларида электр токи манбаи сифатида қўлланилади.

Плутоний карбиди, фторидлари, хлоридлари, сульфиди, нитриди, гидриди, диоксиди ва гидратлари турли соҳаларда қўлланилади. Буларнинг айримлари плутоний олишда хомашё ва перспектив ядро ёнилғилардан ҳисобланади.

## 25-БОБ. АНОРГАНИК ХИМИЯ ВА ЭКОЛОГИЯ

Илгариги бобларда модданинг физик ва химиявий хоссаларини изоҳловчи қонунлар билан танишдик. Атроф-муҳитни яхшироқ ўрганиш мақсадида ана шу қонун ва қонуниятларни амалда қўллаш керак бўлади. Нима сабабдан атроф-муҳит ифлосланади, уни қандай қилиб тоза тутишимиз ва келажак авлодларга мусаффо ҳолда етказишимиз учун нималар қилишимиз керак, деган муаммо келиб чиқаяпти.

Атмосфера ва атроф-муҳитга тарқалаётган моддалар аввалига оддий бўлиб кўринсада, аслида улар бир-бирига қўшилиб, қуёш

нури, босим, температура, сув ва шу каби бошқа факторлар таъсирида катта ўзгаришларга сабаб бўлаётгани маълум. Қорхоналардан ажралиб, сувга ёки тупроққа қушилиб атроф-муҳитни турли чиқиндилар билан «бойитаётган» маҳсулотлар эндиликда атмосферани ифлослантириб бормоқда. Бунинг олдини олиш тез орада ҳал этилиши лозим бўлган муҳим масалалардан бўлиб қолди. Ушбу бобда ана шулар ҳақида фикр юритилади.

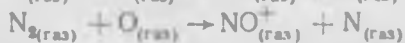
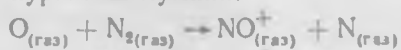
Атмосфера мураккаб система бўлиб, денгиз сатҳида ҳавонинг 99% азот билан кислородга тўғри келади (қолганлари  $\text{CO}_2$  дан ташқари, бир атомли асл газларга тўғри келади).

Атмосферанинг таркибий нисбий молекуляр массаси 90 км баландликкача ўзгармай қолади, ундан юқорида эса тез ўзгаради. Масалан, денгиз сатҳида миқдори жуда кам бўлган гелий 500—1000 км баландликда атмосферанинг асосий компонентига айланади. Атмосфера таркибининг баландлик бўйича ўзгариши химиявий ўзгаришлар билан боғлиқ бўлади. Қушнинг электромагнит нурланиши орқасида вужудга келадиган энергиянинг ютилиши орқасида атом ва молекулалар ионланади ҳамда диссоциланади. Бунда кислород молекулалари қуйидаги ҳолда атомларга диссоциланади:



Бундай процесснинг давом этиши натижасида атмосфера таркибининг ўртача нисбий молекуляр массаси пасаяди. Чунончи молекуляр кислородники 32 га, атомар кислородники 16 га тенг. Таркибида атомар ва молекуляр ҳолдаги кислороди бўлган газ аралашмасининг молекуляр массаси 16—32 орасида бўлиши табиий. Атмосферада сувнинг фотодиссоциланиши ҳам қизиқиш тугдиради. Ер юзасидан атмосферанинг юқори қаватларига кўтарилувчи сув миқдори унчалик кўп эмас. Аммо сувнинг атмосферадаги фотодиссоциланиши ерда кислородли атмосферанинг вужудга келишига сабаб бўлган, деган фикрлар мавжуд.

Атмосферада жуда кўп химиявий реакциялар амалга ошади. Булардан электрон кўчиш билан борадиган реакциялар химиянинг барча тармоқлари билан бир қаторда биохимия учун ҳам муҳимдир. Турли хил бирикмаларнинг ҳосил бўлиши, парчаланиши, алмашинув реакциялари, момақалдиқроқ пайтида амалга ошадиган озон  $\text{O}_3$  ҳосил бўлиш реакциялари инсон ва жониворлар учун муҳим аҳамият касб этади. Алмашинув реакцияларига мисол қилиб қуйидаги процессни кўрсатиш мумкин:



Юқоридаги реакциялар экзотермик реакциялар бўлганлиги туфайли осонлик билан амалга ошади. Атмосферанинг юқори қисмида  $\text{NO}^+$  концентрацияси миллиондан бир қисмини ташкил қилишига қарамай  $\text{NO}^+$  атмосферанинг ўша қисмида энг кўп тарқалган ион ҳисобланади.

Мезосфера билан стратосферада ҳосил бўлувчи атомар кислород кислород молекуласи билан бирикиб, озон ( $\text{O}_3$ )ни ҳосил қилади:

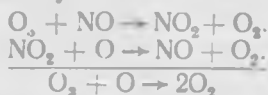


Озон молекуласи қўшимча энергияга эга бўлади. Унинг атомар ва молекуляр кислороддан ҳосил бўлиши энергиянинг ажралиши билан боради (105 кДЖ/моль). Озон ўзидаги ортиқча энергияни йўқотишга интилади. У қуёш нурини ютиб, атомар ва молекуляр кислородга парчалана олади. Бунинг учун зарур бўлган энергияни тўлқин узунлиги 1140 нм дан ортиқ бўлмаган фотонлар етказиб беради. Озон молекуласининг тўлқин узунлиги 200 дан 310 нм фотонларни ютиши инсоният учун катта аҳамиятга эга. Агар стратосферада озон қавати бўлмаганда, у қисқа тўлқинли катта энергия фотонлар ерга ўтиб кетар эди. «Озон» қалқони бўлмаганида эди, ана шу катта энергияли фотонлар ўсимлик, ҳайвонот дунёси ва инсониятни яъни, Ерда ҳаётни йўқ қилган бўлур эди.

Озоннинг фотопарчаланиши унинг ҳосил бўлиш реакциясининг аксидир. Бу озоннинг ҳосил бўлиши ва парчаланишини циклик процессга айлантириб туради. Мана шу цикл орқасида Қуёшнинг ультрабинафша нурланиши иссиқлик энергиясига айланади.

Озон циклида қатор реакциялар амалга ошади. Булардан бири азот оксидлари қатнашуви билан борадиган реакциялардир.

Атмосферада азот монооксида билан NO азот диоксида NO<sub>2</sub> кам концентрацияда бўлади. Озон NO билан бирикиб, NO<sub>2</sub> ва O<sub>3</sub> беради, кейин NO<sub>2</sub> атомар кислород билан реакцияга киришади, натижада қайтадан NO билан O<sub>3</sub> ҳосил бўлади. Бундан сўнг NO яна озон билан учрашади. NO иштирокида борувчи газ фазасидаги реакциялар натижасини қуйидагича ифодалаш мумкин:



Юқорндаги реакциялардан NO газини O<sub>3</sub> нинг парчаланишини тезлатиши, яъни у бу реакциянинг катализатори бўлиб хизмат қилиши кўриниб турибди.

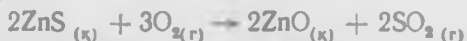
Товушдан тез учувчи транспорт самолётларидан ажралувчи азот монооксиди озон қаватига салбий таъсир этиши мумкинлигини олимлар томонидан текширилмоқда. Бу борада баъзи илғор фикрларнинг амалиётга йўл олаётганлиги маълум.

Хладонлар (фреонлар) озон қаватига салбий таъсир этишлари аниқланган. Жуда барқарор бўлган бу бирикмалар гидролизланмайди ва металлларни коррозияга учратмайди. Шу сабабдан улар музлатиш установкаларида, аэрозол ҳосил қилиш учун инсектофунгицидлар бирикмалари ва фторли бирикмалар синтезида кенг равишда қўлланилади. Ана шу ишлар амалга оширилаётганда хлор—фторметанларнинг маълум қисми атмосферага чиқади. Улар аста-секин юқорига кўтарилади. Ерда зарарсиз бўлган бу моддалар стратосферага кўтарилганда қисқа тўлқинли ультрабинафша нурлар таъсирига берилади. 190—225 нм тўлқин узунлигидаги диапазонда юқори энергияли нур хлорфторметанларни фотолізга учратади. Бунда метандаги C—Cl боғи нур таъсирида узилади:

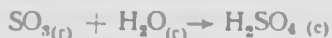


Ушбу реакция яна давом этиши мумкин. Ҳисоблар хлор атоми ҳосил бўлиши 30 км баландликда максимал тезликка эга бўлишни кўрсатди. Ана шу фотолиз орқасида ҳосил бўлган атомар ҳолдаги хлор кислород билан тез реакцияга киришиб, хлороксид ва атомар кислород ҳосил қилади. Хлор оксиди ўз навбатида атомар кислород билан реакцияга кириша олади, натижада яна атомар ҳолдаги хлор вужудга келади. Ушбу процесс илгари кўриб ўтилган азот оксидининг атмосферадаги реакциясига ўхшайди. Ҳар икки реакция ҳам сўнггида озоннинг атомар кислород билан реакциясига яъни молекуляр кислороднинг ҳосил бўлишига олиб келади. Шу сабабли хлорфторметанлардан фойдаланишнинг чеклаш чоралари кўрилмоқда.

Атмосферада олтингугурт бирикмалари ҳам учрайди. Улар вулканик газлардан ажралади, органик бирикмаларнинг бактериялар таъсирида чиришидан ҳосил бўлади. Океанларда ҳам олтингугурт диоксиди вужудга келади. Табиий суратда атмосферада ҳосил бўлувчи олтингугурт бирикмалари жуда оз бўлганлиги сабабли уларни ҳисобга олмаса ҳам бўлади. Аммо катта шаҳар ва саноат районларида олтингугурт бирикмалари миқдорининг кўпайиб кетиши хавфли вазиятнинг туғдириши мумкин. Ҳавони бузувчи газлардан бўлган олтингугурт диоксиди ( $\text{SO}_2$ ) ўткир ҳидли сассиқ ва зарарли моддалардан биридир. Олтингугуртли рудалар кўйдирилганда (металл сульфиди оксидланади) шу жойда  $\text{SO}_2$  миқдори кўпайиб кетади:



АҚШда олтингугуртли рудалар эритилганда ажралиб чиқаётган  $\text{SO}_2$  нинг 8% ҳавога ажралади. Ажралаётган  $\text{SO}_2$  нинг 80% кўмир билан нефть ёниши ҳисобига чиқади. АҚШ кўмирларида 8% гача (массаси бўйича) олтингугурт борлиги ишни мураккаблаштиради. Шу сабабли АҚШ да атмосферага йилига 30 млн.  $\text{SO}_2$  чиқариб ташланмоқда. Бу модда катта моддий зарар келтириши билан бир қаторда инсон соғлиғига зарар етказмоқда.  $\text{SO}_2$  ва  $\text{SO}_3$  газлари  $\text{SO}_2$  оксидланганда унинг зарари янада ортади. Атмосферадаги майда заррачалар катализатор ролини ўйнаганда бу процесс янада тезлашади. Ҳосил бўлган  $\text{SO}_3$  сув томчилари билан бирикиб, сульфат кислота ҳосил қилади:



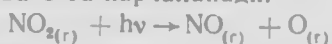
Скандинавия ва Шимолий Европа мамлакатларида «нордон ёмғир»нинг кўп ёғиши одамларга маълум. Ёмғирда сульфат кислотанинг борлиги кўллардаги балиқларнинг камайиб кетиши ва умуман экологик заҳиранинг бузилишига олиб келди. АҚШ да ёғувчи бундай нордон ёмғирлар кўпгина кўлларни ншдан чиқармоқда, металл иншоотларни коррозияга учратяпти, хиёбон ва майдонлардаги санъат асарларини (хатто мармардан ясалган ҳайкаллари ҳам) ишдан чиқармоқда. Аммак бор ерларда эса кислота — асос реакцияси амалга ошиб, аммоний гидросульфат  $\text{NH}_4(\text{HSO}_4)$  ёки аммоний сульфат  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ҳосил қилади:



Кўпгина саноат районлари осмонини қоплаб олувчи қуюқ тутун ҳавода юқорида айтилган йўл орқали тарқалган аммоний сульфатдир.

Атмосферадаги  $\text{SO}_2$  ни йўқотишга бағишлаб ишланган ва таълабларга жавоб берадиган технологик жараёнларнинг йўқлиги ачинарли бир ҳолдир. Бу ҳозирги даврнинг кечиктириб бўлмайдиган вазифаларидан бири эканлигини эсдан чиқармаслигимиз лозим.

Азот оксидларининг атмосфера химияси фотохимиявий смог (табiiй туманнинг саноат чиқинди газлари, иситиш қурилмалари ва бошқалардан чиқувчи аралашмаларининг қўшилувидан ҳосил бўлган система) билан боғлиқлиги диққатга сазовор. Бу термин АҚШдаги Лос-Анжелос шаҳри туфайли пайдо бўлди. Ҳозир бундай ёқимсиз тўхтаб қолган ҳаво массаларига эга катта шаҳарлар сони тобора кўпайиб бораётганлиги маълум. Автомобиллар азот монооксида ажратиб, атмосферани бузади. Ҳозир АҚШ да автомобиль 1 миль юрганда атмосферага 1 граммга яқин  $\text{NO}$  ёки  $\text{NO}_2$  чиқариши аниқланган 393 нм га тенг тўлқинли фотонлар таъсирида  $\text{NO}_2$   $\text{NO}$  ва  $\text{O}$  га парчаланади:



Ҳосил бўлган атомар кислород турли реакцияларга, шу жумладан  $\text{O}_2$  билан реакцияга киришиб озон ҳосил қилади. Озон  $\text{NO}$  ни  $\text{NO}_2$  гача оксидлайди:



Ҳосил бўлган  $\text{NO}_2$  ва  $\text{O}_2$  лар автомобиль двигатели ёнишидан ҳосил бўлувчи аммиак,  $\text{CO}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ , олефинлар, ацетилен, алдегидлар ва  $\text{SO}_2$  лар билан реакцияга киришиб кўп хил моддалар ҳосил қилади. Булар смогнинг кучайишига олиб келади. Унинг миқдори шаҳарларда куннинг иккинчи ярмида, айниқса, кечқурун кўпайиши тажрибаларда текширилган, бу инсоннинг кўзига ҳар куни кўриниб турган хавфли ҳодисадир.

Автомобиллардан ажралаётган газлар таркибида углерод монооксида ҳам бор. У папирос тутунида ҳам анчагина миқдорда учрайди. Бу модда инсон қонидаги гемоглобин билан барқарор комплекс ҳосил қилганлиги сабабли хавф туғдиради. Атмосферада  $\text{CO}$  миқдори кўпайган сари қоннинг организмга кислород етказиб бериш хусусияти камайиб боради. Бу инсоннинг актив меҳнат фаоллигини сусайтиради, уни ланж қилади, меҳнат унумдорлигини пасайтиради ва шу каби бошқа қатор афсусланарли ҳодисаларни келтириб чиқаради.

Углерод диоксида билан сув буғи инфрақизил нурларни ютувчи атмосфера компонентлари ҳисобланади. Шу сабабли атмосферадаги углерод диоксиднинг миқдори бутун планетанинг об-ҳаво шароитига таъсир этади. Кейинги ўн йилликларда кўмир, нефть, табiiй газ ва бошқа минерал қазилма бойликларининг кўплаб ён-

дирилиши ҳисобига атмосферадаги  $\text{CO}_2$  миқдори бирмунча ортиб кетганлиги сезилмоқда. Ёқилғиларнинг шундай тезликда ёндирилиб боришида унча кўп ўтмай планетамиз об-ҳавосида ўзгаришлар рўй бериши турган гап, деган фикрлар ўртага ташланмоқда.

Дунёдаги миллионлаб автомобиллардан ажралаётган газлар миқдорини камайтириш билан бу муаммоларни бирмунча ҳал қилиш мумкин, деган фикрлар ўртага ташланмоқда. Аммо бу чораларнинг қўрилиши жуда секинлик билан бораётганлиги кишиларни ташвишга солмоғи лозимлиги кўриниб турибди.

**Оқава сувларни тозалаш йўллари.** Машҳур совет олими, Ленин ва Давлат мукофотлари лауреати, Социалистик Меҳнат Қаҳрамони академик И. В. Петрянов табиатнинг буюк инъомларидан бири бўлган сувни улуғлаб, ўзининг унга бағишланган махсус китобини «Дунёдаги энг ажойиб модда» деб атагани бежиз эмас, албатта. Олим мамлакатимизда сув ва табиат бойликларини тоза тутиш, улардан рационал фойдаланиш ва келажак авлодлар учун сақлаш соҳасида катта ишлар қилаётган йирик мутахассислардан ҳисобланади. У сувни эъзозлаш зарурлигини, инсон ва бутун жонзод ҳаёти сув билан эканлигини таъкидлайди. Аммо дунёнинг ҳамма ерида ҳам сувга шундай эътибор билан қаралаётганими, у эъзозланаяптими? Афсуски, ундай эмас.

Ҳозирги вақтга келиб, «оқава сувлар» термини кўп корхона ва саноат бирлашмаларида тез-тез тилга олинadиган бўлиб қолди. Бунинг боиси корхоналардан оқиб чиқаётган сувлар ифлосланиши билан бир қаторда ўзида кўпгина қимматли компонентларни оқизиб кетмоқда. Оқава сувлар таркибидаги заҳарли ва зарарли моддалар дунё океанини бузаяпти. Сувлардаги кислота, ишқор, қўрғошин, мис, симоб, молибден, рух ва шу каби бошқа металллар-чи? Йилига корхоналар ҳисобидан сувга оқиб кетаётган минг-минг тонналаб қимматли металл билан бир қаторда табиат инъоми — сувнинг таркиби ҳам ўзгариб бораётганлигини ҳисобга олмоқ зарур.

Мамлакатимизда бу масалаларга катта аҳамият берилмоқда. СССР Конституциясининг 18-моддасида шундай дейилади: «СССР да ҳозирги ва келажак авлодларнинг манфаатларини кўзлаб, ер ва ер ости бойликларини, сув ресурсларини, ўсимликлар ва ҳайвонот дунёсини қўриқлаш ва улардан илмий асосда оқилona фойдаланиш, ҳаво ва сувни тоза сақлаш, табиий бойликларни узлуксиз кўпайтириб боришни таъминлаш ва инсоннинг атроф-муҳитини яхшилаш учун зарур чоралар қўрилади». КПСС Марказий Комитети ва СССР Министрлар Советининг 1972 йил декабрдаги «Табиатни қўриқлашни кучайтириш ва табиат ресурсларидан фойдаланишни яхшилаш ҳақида»ги қарори ва ундан кейинги қўрилган қатор чоралар катта аҳамиятга эга бўлади. Мамлакатимизнинг йирик химия корхоналарида оқава сувлардан туз, металл, кислота, ишқор ва бошқа моддаларни тутиб қолувчи фильтрлар, каталитик установкалар, аппарат, ёндириш печлари ишга туширилди. Метанол ва гликоллари ушлаб қолувчи қўрилмалар ишга тушиши билан сув ҳавзалари заҳарли моддалар таъсиридан халос бўлди.

Химия саноатининг сувни кўп ишлатиши маълум. Шу сабабли кейинги йилларда сув камроқ ишлатувчи технологик процессларни ишга солиш оқома сувларни тоза тутган ҳолда улардан кўп цикллларда фойдаланиш йўллари ишлаб чиқилди. Калугадаги «Хлорвинил» саноат бирлашмаси эндиги кунда оқома сувларсиз ва чиқиндисиз корхонага айланганлигини айтиб ўтмоқ лозим. Оқома сувлар алоҳида механик ва химиявий тозалашдан ўтиб, биологик иншоотларга ва сўнгра адсорбцион тозалаш колонналарига юборилади. Оқома сувлардан ош тузи, цемент шихтаси компонентлари ва бошқа маҳсулотлар олинмоқда. Бу ишлар корхонага йилга уч млн сум иқтисодий самара берапти. Ун иккинчи беш йилликда мамлакатимизда оқома сувларни тозалаш мақсадда умумий қувватни суткасига бир млн  $\text{м}^3$  дан ортқ иншоотлар ишга туширилади, сув айлантирувчи системалар қуввати суткасига 1,2—1,3 млн  $\text{м}^3$  ни ташкил этади. Ана шу беш йилликда 150 дан ортқ технологик процесслар ишга солинади. Тескари осмос ва ультрафилтрация принципида ишлаб, оқома сувлардан муҳим модда ва тузларни ажратувчи полимер мембраналаридан фойдаланилади. Бундай мембраналар оқома сувларни органик ва анорганик аралашмаларнинг энг озгина миқдорини ҳам эффектив тозалайди, патоген микрофлорани ҳам сув таркибида қолдирмайди.

Оқома сувларни кальций ва магний карбонатлар, алюминий ва темир гидроксидлар ёрдамида тозалаш йўлларида саноат миқёсида фойдаланилмоқда. Бу борада кремний (IV)-оксид, алюминий оксид ва цементлар ҳам кенг ишлатилмоқда. Шўр сувлардан чучук сув олишда оқома сувлардан турли металлларни ажратиб олишда ва бошқа мақсадларда нонитлар ҳам қўлланилмоқда. Денгиз ва дарё сувларини нефтдан, мой ва шу каби бошқа маҳсулотлардан тозалашда ҳам юқорида айтилган усуллардан фойдаланилади.

Химия корхоналаридан осмонга кўтариладиган газлар таркибидаги  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$  кўрғошин— рух ва мишьяк чанги ва бошқалар атмосферани ифлослантиради. Ҳозирги замон техникаси ана шу зарарли аралашма ва чанглари тўла равишда тўтиб қолиб, уларни фойдали ишлар учун қўллашга қўрби этади. Яратилган адсорбцион колонналар, фильтр ва турли ютгичлар ҳавони тоза сақлаш имконини яратади. Ун биринчи беш йилликда зарарли газларни тўтиб қолиш 15% атрофида кўпайди ва ҳозирги кунда учиб атмосферага кўтарилаётган газларнинг 70% дан кўпи ушлаб қолинмоқда. Бундан буён атмосферани ифлослантирувчи чиқинди газлар миқдори йил сайин камайиб бораверади. Ташкил этилган янги бошқарма, лаборатория ва бўлимлар атроф-муҳитни муҳофаза қилиш бўйича илмий-координация ишлари, лойиҳа ва шу каби бошқа муҳим вазифаларни амалга ошириш билан шуғулланадилар. Ҳар бир корхона ва бирлашма ўзида шундай ишлар билан шуғулланувчи бўлим ски группага эга бўлади.

«Оргхим» трестида табиатни муҳофаза қилувчи қурилиш ва эксплуатация қилиш объектларини контрол қилувчи идора ишлаб турибди, илмий-текшириш институтлари очилапти. Химия саноати

министрлиги қошида атроф-муҳитни муҳофаза қилиш бўйича соҳалараро илмий-тадқиқот ишларини координацияловчи лаборатория ҳам очилди. Табиатни муҳофаза қилиш мақсадларида химия министрликлари бир неча миллиард сўмлик ишларни амалга оширганликлари маълум.

Республикамизда ҳам атроф-муҳитни муҳофаза қилиш борасида диққатга сазовор ишлар қилиняпти. Оқава сувлардан металлари ажратиб олувчи янги ионитлар синтез қилинмоқда, сорбентлар синовлардан ўтаяпти, янги установкалар ишга солинаяпти. Оқава сувлардан хром ва рухни ажратиб олиш схемаси ишлаб чиқилди. «Навонйазот» ишлаб чиқариш бирлашмасида келажакда оқава сувлар ҳажми суткасига 4000 м<sup>3</sup> га етади. Бундай катта миқдордаги сувни тозалаб, ундан қайта фойдаланиш ва ажратиб олинувчи маҳсулотлардан фойдаланиш кўзда тутилади. Бу янгилик ҳозирги кунларда амалга оширилмоқда.

Цемент, оҳактош, гишт ва бошқа қурилиш материаллари корхоналарида ҳам печлардан ажралиб чиқадиган газ ҳамда чанглари ни атмосферага чиқармаслик бўйича диққатга сазовор ишлар қилинмоқда.

Чиқитсиз технология деганда корхонада ишлаб чиқарилаётган маҳсулотларнинг ҳаммаси халқ хўжалигининг турли соҳаларида қўлланилади, деган маънони англамоқ керак бўлади. Реакторлардан ажралган чиқинди ҳам қайта ишланиб, керакли маҳсулотга айлантирилганда технология чиқиндисиз ҳисобланади. Қўқон мой комбинатида илгари чиқиндилар ҳисобланган данак, узум ва помидор уруғларидан энди косметика ҳамда фармацевтика учун қимматли маҳсулотлар олинаётганлигини қайд қилмоқ керак. Данак пўстлоқлари моторларни тозалашда ишлатилмоқда.

Нефтни қайта ишлаш корхоналарида ҳам чиқитсиз технология амалга оширилган. Нефтдан олинувчи барча маҳсулотлар халқ хўжалигининг турли соҳаларида қўлланилаётганлиги ҳаммамизга маълум. Нефтнинг чиқиндиси бўлган асфальт ва битумлар ҳам ҳозир ўта зарур маҳсулотга айланди.

Келажакда барча химия корхоналари чиқиндисиз технология асосида ишлаши керак бўлади. Бу бўлажак инженерларимиз зиммасига юклатилади.

#### ФОЙДАЛАНИЛГАН АДАБИЕТЛАР

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия, «Высшая школа», М., 1981.
2. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Строение вещества, «Высшая школа», М., 1978.
3. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии, «Мир», 1982.
4. Браун Т., Лемей Г. Ю. Химия в центре наук, «Мир», М., 1983.
5. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия, «Химия», М., 1981.



# МУНДАРИЖА

|                                                                               |     |
|-------------------------------------------------------------------------------|-----|
| Суз боши                                                                      | 3   |
| Кирриш                                                                        | 5   |
| 1- боб. Умумий ва анорганик химиянинг умумий тушунчалари                      | 9   |
| 1.1. Улчовлар ва бирликларнинг метрик системаси                               | —   |
| 1.2. Атом-молекуляр таълимот                                                  | 14  |
| 1.3. Химиявий элемент ҳақида тушунча                                          | 14  |
| 1.4. Тоza моддалар ва аралашмалар                                             | 16  |
| 1.5. Анорганик бирикмалар номенклатураси                                      | 17  |
| 2- боб. Атом тузилиши                                                         | 17  |
| 2.1. Атомлар                                                                  | 17  |
| 2.2. Авогадро сони                                                            | 17  |
| 2.3. Атом массаси ва улчамн                                                   | 20  |
| 2.4. Атомнинг таркибий қисми — ядро ва электронлар                            | 21  |
| 2.5. Атом спектрлари                                                          | 22  |
| 2.6. Атом тузилиши ҳақидаги назарияларнинг тарихи                             | 29  |
| 2.7. Заррачаларнинг тўлқин хоссалари                                          | 32  |
| 2.8. Масса билан энергия орасидаги боғланиш қонуни                            | 33  |
| 2.9. Квант механикаси. Шредингер тенгасмаси                                   | 38  |
| 2.10. Водород атоми тузилишини квант-механик назария асосида тушуни-<br>тириш | 41  |
| 2.11. Атомдаги электронларнинг квант соғлар                                   | 47  |
| 2.12. Ионланиш энергияси ва электронга мойиллик                               | 54  |
| 3- боб. Д. И. Менделеев даврий ксунни ва элементларнинг даврий системаси      | 57  |
| 3.1. Даврий қонун ва унинг замонавий тълқини                                  | 57  |
| 3.2. Даврий системанинг тузилиши                                              | 58  |
| 3.3. Атом тузилиши ва элементларнинг даврий системаси                         | 62  |
| 4- боб. Молекулалар тузилиши ва химиявий боғланиш                             | 67  |
| 4.1. Молекулалар, ионлар, эркин радикаллар                                    | 67  |
| 4.2. Химиявий боғланиш ва валентлик тушунчасининг ривожланиш та-<br>рихи      | 67  |
| 4.3. А. М. Бутлеровнинг химиявий тузилиш назарияси                            | 69  |
| 4.4. Химиявий боғланиш                                                        | 72  |
| 4.5. Химиявий боғланишнинг асосий хоссалари                                   | 74  |
| 4.6. Ион боғланиш                                                             | 83  |
| 4.7. Ковалент боғланиш                                                        | 85  |
| 4.8. Атомларда валентлик ҳолатлари максимал ковалентлик                       | 89  |
| 4.9. Ковалент боғланишнинг донор-акцептор механизми                           | 92  |
| 4.10. Ковалент боғланиш хоссалари                                             | 93  |
| 4.11. Молекуляр орбиталлар усули                                              | 97  |
| 4.12. Дипол моменти                                                           | 103 |
| 4.13. Ван-дер-Ваальс кучининг таъвати                                         | 104 |
| 4.14. Ионларнинг қутбланиши                                                   | 108 |
| 4.15. Водород боғланиш                                                        | 110 |
| 5- боб. Химиявий термодинамика                                                | 112 |
| 5.1. Термодинамиканинг иккинчи қонуни                                         | 121 |
| 5.2. Термодинамиканинг учинчи қонуни                                          | 127 |
| 6- боб. Эритмалар                                                             | 135 |
| 6.1. Умумий хоссалари. Концентрацияни ифодалаш усуллари                       | 136 |
| 6.2. Кислота ва асос назариялари                                              | 141 |
| 6.3. Гидролиз                                                                 | 144 |
| 7- боб. Электрохимиявий процесслар                                            | 147 |
| 7.1. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари                                        | 147 |
| 7.2. Оксидланиш даражаси                                                      | 148 |
| 7.3. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг турлари                            | 150 |

|                                                                                                          |     |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 7.4. Оксидланиш- қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тузиш . . . . .                                   | 151 |
| 7.5. Гальваник элементлар . . . . .                                                                      | 154 |
| 7.6. Электролиз процесслари . . . . .                                                                    | 159 |
| <b>8-боб. Реакциялар тезлиги ва механизми. Химиявий реакциялар кинетика-<br/>си.</b> . . . . .           | 162 |
| 8.1. Формал кинетика . . . . .                                                                           | 162 |
| 8.2. Химиявий реакцияларнинг тезлиги . . . . .                                                           | 163 |
| 8.3. Реакция тезлигининг концентрацияга боғлиқлиги . . . . .                                             | 164 |
| 8.4. Реакция тезлигига температуранинг таъсири . . . . .                                                 | 166 |
| 8.5. Химиявий реакция тезлигига эритувчининг таъсири . . . . .                                           | 168 |
| 8.6. Оддий ва мураккаб реакциялар . . . . .                                                              | 170 |
| 8.7. Химиявий реакцияларнинг классификацияси . . . . .                                                   | 171 |
| 8.8. Катализ . . . . .                                                                                   | 172 |
| <b>9-боб. Координацион бирикмалар</b> . . . . .                                                          | 174 |
| 9.1. Комплекс бирикмаларнинг тузилиши . . . . .                                                          | 174 |
| 9.2. Хелатлар ва уларнинг биологик системалардаги роли . . . . .                                         | 172 |
| 9.3. Комплекс бирикмалар номенклатураси ва изомерияси . . . . .                                          | 178 |
| 9.4. Комплекс бирикмаларнинг барқарорлиги ва улардаги боғланиш та-<br>биати . . . . .                    | 180 |
| 9.5. Кристалл майдон назарияси . . . . .                                                                 | 184 |
| <b>10-боб. Элементларнинг умумий хоссалари ва уларнинг асосий бирикмалари<br/>S-элементлар</b> . . . . . |     |
| 10.1. Биринчи группа асосий группачаси элементларининг умумий харак-<br>теристикаси . . . . .            | 186 |
| 10.2. Иккинчи группа асосий группачаси элементларининг умумий харак-<br>теристикаси . . . . .            | 192 |
| 10.3. Учинчи группа асосий группача элементларининг умумий характери-<br>стикаси . . . . .               | 203 |
| 10.4. Галлий группачаси элементлари . . . . .                                                            | 207 |
| <b>11-боб. Углерод</b> . . . . .                                                                         | 211 |
| Углеводородлар . . . . .                                                                                 | 218 |
| <b>12-боб. Кремний</b> . . . . .                                                                         | 228 |
| <b>13-боб. Германий, қалай, қўрғошин</b> . . . . .                                                       | 235 |
| <b>14-боб. Азот группачаси элементларининг умумий характеристикаси</b> . . . . .                         | 240 |
| 14.1. Азот . . . . .                                                                                     | 247 |
| 14.2. Фосфор . . . . .                                                                                   | 251 |
| 14.3. Мишьяк, сурьма, висмут . . . . .                                                                   |     |
| <b>15-боб. Даврий системанинг VI группа асосий группачаси элементлари</b> . . . . .                      | 255 |
| 15.1. Кислород . . . . .                                                                                 | 256 |
| 15.2. Олтингугурт . . . . .                                                                              | 263 |
| 15.3. Селен, теллур, полоний . . . . .                                                                   | 271 |
| <b>16-боб. Водород</b> . . . . .                                                                         | 273 |
| <b>17-боб. Еттинчи группа асосий группача элементларининг умумий характери-<br/>стикаси</b> . . . . .    | 276 |
| 17.1. Галогенларнинг водородли бирикмалари . . . . .                                                     | 279 |
| 17.2. Галогенларнинг кислородли бирикмалари . . . . .                                                    | 282 |
| <b>18-боб. d-элементлар</b> . . . . .                                                                    | 286 |
| 18.1. Қўшимча группача элементларининг умумий характеристикаси . . . . .                                 | 286 |
| 18.2. Скандий группачаси . . . . .                                                                       | 287 |
| 18.3. Титан группачаси . . . . .                                                                         | 288 |
| 18.4. Ванадий группачаси . . . . .                                                                       | 289 |

|                                                                      |     |
|----------------------------------------------------------------------|-----|
| 19- боб. Хром группачаси элементларининг умумий характеристикаси     | 229 |
| 20- боб. Марганец группачаси элементларининг умумий характеристикаси | 291 |
| 21- боб. Темир группачаси элементларининг умумий характеристикаси    | 301 |
| 21.1. Платина оиласи элементларининг умумий характеристикаси . . .   | 303 |
| 22- боб. Мис группачаси элементларининг умумий характеристикаси      | 307 |
| 23- боб. Рух группачаси элементларининг умумий характеристикаси      | 310 |
| 24- боб. I- Элементлар                                               | 314 |
| 24.1. Лантаноидлар (лантанидлар) . . . . .                           | 314 |
| 24.2. Актиноидлар (актинидлар) . . . . .                             | 316 |
| 25- боб. Аноорганик химия ва экология                                | 318 |

На узбекском языке

**Кудрат Ахмеров**  
**Абдухалил Джалилов**  
**Анвар Исмаилов**

# **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Учебник предназначен для студентов химико-технологических вузов

Ташкент «Ўқитувчи» 1988

Махсус редактор Ж. Фаёзов  
Редактор М. Одилова  
Техредактор Е. Картаева  
Бадний редактор И. Е. Митирев  
Корректор Д. Фуломона

ИБ № 4388

Теришга берилди 06.09.87. Босишга рухсат этилди 28.06.88. Формати 60×90/16. Тип. қорози № 2. Литературная гарнитураси. Кегли 10 шпонсия. Юқори босма усулида босилди. Шартли б. л. 20,5±0,25 форз. Шартли кр.-отт. 20,75. Нашр л. 20,12±0,46 форз. Тиражи 5000. Заказ № 2069. Баҳоси 1 с.

«Ўқитувчи» нашриёти. 700129. Тошкент, Навоий кўчаси, 30. Шартнома № 19-317-87.

Ўзбекистон С.С.Р. наприётлар, полиграфия ва китоб савдоси ишлари Давлат комитети Тошкент «Матбуот» полиграфия ишлаб чиқариш бирлашмасининг Бош корхонасида теришиб, 3-босмаҳонасида босилди. Тошкент, Муродов кўчаси, 1. 1988.

Набрано на Головному предприятии ТППО «Матбуот» Государственного комитета по делам издательства полиграфии и книжной торговли. Отпечатано в типографии № 3. Ташкент ул. Мурадова 1.