

К. РАСУЛОВ, О. ЙЎЛДОШЕВ, Б. ҚОРАБОЛАЕВ

# УМУМИЙ ВА АНОРГАНИК КИМЁ

*Ўзбекистон халқ таълими вазирлиги педаго-  
гика институтларининг кимёдан бошқа их-  
тисос олувчи талабалари учун ўқув қўллан-  
ма сифатида тавсия этган*

ТОШКЕНТ «ЎҚИТУВЧИ» 1996

Мазкур ўқув қўлланмада умумий ва аорганик кимёнинг назарий масалалари, шунингдек кимёвий элементлар ва улар бирикмаларининг хоссалари, олиниши ва амалий аҳамияти дастур асосида изчилликда ёён этилган. Китобда маҳаллий материалларни ёритишга алоҳида ёттибор берилган.

Ўқув қўлланма педагогика олий ўқув юрларининг талабалари учун мўлжалланган.

Р 25

**Расулов К. ва бошқ.**

**Умумий ва аорганик кимё:** Пед. ин-тларининг кимодан бошқа ихтисос олувчи талабалари учун ўқув қўлл. (К. Расулов, О. Йўлдошев, Б. Қораболаев) —Т.: Ўқитувчи, 1996—216 б.

И. 1,2 Автордош.

ББК 24.1я73

Р 17100000—192  
353(04) — 96 172 — 96

ISBN 5 — 645 — 02213 — 0

© „Ўқитувчи“ нашриёти, 1996

## СЎЗ БОШИ

Бу ўқув қўлланма педагогика институтларининг „биология ва қишлоқ хўжалиги асослари“, биология“, „география ва биология“ ҳамда „умумий техника фанлари ва меҳнат“ мутахассисликларини эгаллаш учун ўқиётган ўқувчиларга мўлжалланган. Умумий ва аорганик кимёдан ёзилган бу қўлланма аналитик кимё, органик ва биологик кимё, тупроқшунослик, ўсимликлар ва ҳайвонлар физиологияси каби фанларни ўрганишга ёрдам беради. Қўлланма педагогика институтлари учун умумий ва аорганик кимёдан тузилган амалдаги дастурга мос келади.

Қўлланмада кимёнинг асосий қонун ва тушунчалари, атом ва моддаларнинг тузилиши ҳақидаги ҳозирги замон тасаввурлари, даврий қонун ва элементлар даврий системаси, кимёвий жараёнлар назариялари, республикамиздаги кимё корхоналарининг ишлаб чиқариши ва технологияси хусусиятлари ёритилган. Аорганик кимё бўлимида элементларнинг группалар бўйича умумий характеристикаси, уларнинг электрон тузилиши, табиатда тарқалиши, хоссалари, элемент ва элемент бирикмаларининг қўлланилиши баён этилган.

Бу қўлланма муаллифларнинг Тошкент давлат педагогика институтида кўп йиллар давомида умумий ва аорганик кимёдан ўқиган лекция материаллари ва шу кунгача яратилган дарслик ва қўлланмалар асосида ёзилган. Муаллифлар бу ўқув қўлланмани ўқиб чиқиб, ўз фикр ва мулоҳазаларини билдирган кимё фанлари доктори, профессор Қ. Ахмеров ва Л. Юнусовларга, кимё фанлари номзодлари, доцентлар Қ. Султонов, М. Умаров, Ҳ. Оманов, М. Нишонов, Ш. Мелиқўзиев ва бошқа ўртоқларга ўз миннатдорчиликларини изҳор қиладилар.

Табиийки, бу қўлланма баъзи камчиликлардан холи эмас, шунинг учун бу қўлланма ҳақидаги фикр ва мулоҳазаларни муаллифлар зўр самимият ва миннатдорчилик билан қабул қиладилар.

*Муаллифлар*

## КИРИШ

Кимё моддаларнинг ўзгариши ҳақидаги фандир. У моддаларнинг таркиби ва тузилиши, хоссалари ҳамда хоссаларнинг таркиб ва тузилишига боғлиқлиги, бир модданинг бошқа моддага айланиш йўлларини ўрганади. Кимёвий ўзгаришлар доимо физик ўзгаришлар билан биргаликда боради. Кимё фани физика ва биология фанлари билан боғлиқдир чунки биологик жараёнлар узлуксиз физик ва кимёвий ўзгаришлар асосида юз беради.

Кимёнинг аҳамияти. Ишлаб чиқариш жараёнида кимё муҳим аҳамиятга эга. Табиий хомашёларни кимёвий қайта ишлаш йўли билан қишлоқ хўжалиги, саноат ва уй-рўзгор буюмлари чиқариш учун керак бўладиган турли-туман моддалар — ўғитлар, металллар, пластмассалар, бўёқлар, доривор моддалар, совун, сода ва бошқалар олинади.

Ҳозирги вақтда тинч мақсадлар учун ишлатиладиган атом энергетикасининг асоси бўлган материаллар (плутоний, нептуний ва бошқалар) ни ишлаб чиқариш ташкил этилган. Фан, саноат, медицина ва қишлоқ хўжалиги учун хизмат қилувчи минглаб изотоплар олинди. Фан ва техниканинг турли соҳаларида ишлатилувчи яхши хоссага эга бўлган материаллар — ўғитлар, ўсимликларни касалликлар ва зараркунандалардан, ҳимоя қилувчи препаратлар, қийин суюқланувчан материаллар турли пластмассалар, ярим ўтказгичлар, катализаторлар ва бошқалар ишлаб чиқарилмоқда.

## ЎЗБЕКИСТОНДА КИМЁ ФАНИ ВА САНОАТИНИНГ РИВОЖЛАНИШИ

Ўзбекистонда кимё фанининг ривожланиши 1920 йилда Тошкент Давлат университетининг ташкил этилиши билан боғлиқ. Ўзбекистонда кимё фани ва кимё саноатининг ривожланишига университет катта ҳисса қўшди.

Шу кунларда Ўзбекистон Фанлар академияси қошидаги кимёга доир илмий-текшириш институтларида ва мустақил республикамиздаги кўп сондаги олий ўқув юр்தларининг кимё кафедраларида олимлар, мутахассислар кимё фани ва саноатининг энг муҳим муаммоларини тадқиқ қилиш билан шуғулланмоқдалар. Республикамиз кимё фани ривожига муносиб ҳисса қўшган ва қўшаётган академиклар [О. С. Содиқов], С. Ю. Юнусов, К. С. Аҳмедов, [М. Н. Набиев], Х. У. Усмонов, М. Асқа-

ров, З. Салимовнинг илмий ишлари хорижда ҳам маълумдир.

Ўзбекистон ҳудудида табиий газ, нефть, кўмир, олтин-гург етарли бўлганлигидан мамлакатимиз йирик кимё саноатига эгалдир. Хомашёнинг кўплиги етакчи кимё саноати корхоналарини — Фарғонада сунъий тола, Наманганда кимё заводи, Тошкентда лок-бўёқ материаллари ва пластмассаларни ишлаб чиқарадиган корхоналарни вужудга келтириш имконини яратди. Рўзғор кимёси маҳсулотларини тайёрлайдиган Тошкент синтетик ювиш воситалари заводи, Олмалиқ рўзғор кимёси заводи, Жиззах пластмасса заводи ишлаб турибди.

Ўзбекистон қишлоқ хўжалигининг пахтачилик тармоғи кимё саноатининг маҳсулотларини энг кўп истеъмол қилувчи тармоқ ҳисобланади. Мамлакатимизнинг қишлоқ хўжалигида ҳар йили миллион тонналаб минерал ўғитлар, заҳарли химикатлар, дефолиантлар ва бошқа хил маҳсулотлар ишлатилади. Ҳозирги вақтда республикаimizда Чирчиқ электр кимё комбинати, Олмалиқ кимё заводи, Самарқанд кимё заводи, Навоий азотли ўғитлар комбинати, Навоий электр кимё комбинати, Фарғона азотли ўғитлар заводида турли минерал ўғитлар, ўсимликлар зараркундларига қарши заҳарли моддалар, дефолиантлар тайёрланмоқда. Шунингдек, республикаimizда 3 та гидролиз заводи, тоғ-металлургия комбинатлари, синтетик толалар тайёрлайдиган заводлар, чинни, цемент заводлари ва бошқа хил кимё заводлари фаолият кўрсатмоқда.

Республикаimiz ҳудудида кимё саноатининг тез ривожланиши, қўлланилаётган технологик қурилмаларнинг мукамал эмаслиги экологик жиҳатдан салбий оқибатларга олиб келмоқда. Кимё ва бошқа хил корхоналардан ажралиб ҳавога, сувга ёки тупроққа қўшилиб юборилаётган турли чиқиндилар атроф-муҳитни ифослантириб бормоқда. Бунинг олдини олиш тез орада кечиктирмай ҳал этилиши лозим бўлган долзарб муаммолардан ҳисобланади.

Республикаimizда атроф-муҳитни муҳофаза қилиш юзасидан ишлар олиб борилмоқда. Чиқинди сувлардан металлларни ажратиб олувчи ионитлар ишлатилмоқда, қурилмалар ишга солинмоқда. Ҳозирги кундаги экологик ва иқтисодий вазифа энг мукамал чиқиндисиз кимёвий технологияни қўллашдир. Корхоналардан ажралган чиқинди ҳам қайта ишланиб, керакли маҳсулотга айлантирилса, технология чиқиндисиз ҳисобланади. Масалан, Қўқон мой комбинатида илгари чиқинди ҳисобланган данак, узум ва помидор уруғларидан косметика, дори-дармонлар учун қимматли маҳсулотлар олиниши, данак пўстлоқлари моторларни тозалашда ишлатилишини чиқиндисиз технология деб ҳисобласа бўлади.

Ўзбекистонда жойлашган барча кимё корхоналарини яқин йиллар ичида чиқиндисиз технология асосида ишлашга мослаштириш лозимдир. Бу вазифани ҳал қилиш, яъни юксак малакали кимёгарлар таъинишунослар, муҳандисларни тайёрлаш республикаimizнинг олий ўқув юртлири зиммасига юкланади.

## 1 БОБ. КИМЁНИНГ АСОСИЙ ТУШУНЧАЛАРИ ВА ҚОНУНЛАРИ

### 1-§. Атом-молекуляр таълимот

Дастлаб, моддалар кўзга кўринмайдиган заррачалардан иборат деган тасаввурлар қадимги Грецияда вужудга келган эди. Эрамиздан илгариги V асрда яратилган бу атом гипотезаси ривожланмасдан қолиб кетди. Ундан йигирма аср ўтгач, яъни XVI асрнинг бошида француз олими, физик, математик ва философ П. Гассенди тарихда унутиб юборилган атом тушунчасини фанга яна киритди. П. Гассенди моддалар атомлардан тузилган ва атомларнинг хиллари кўп эмас, деган фикрни майдонга ташлади. Аммо атом-молекуляр назария яна ривожланмаганича қолиб кетди.

Илмий асосланган атом-молекуляр таълимот анча кейин XVIII — XIX асрлардагина яратилди.

Бу таълимотни 1741 йилда М. В. Ломоносов яратди ва унинг асосларини „Математик кимё элементлари“ деган асарига баён эгди.

М. В. Ломоносов томонидан яратилган корпускуляр назариянинг асосий принциплари қуйидагилардан иборат:

- 1) барча моддалар „корпускула“ лардан иборат бўлиб, улар бир-бирларидан оралиқ, яъни фазо билан ажралгандир (Ломоносовнинг „корпускула“ термини ҳозирги „молекула“ маъносига эга);
- 2) „корпускула“ лар тўхтовсиз ҳаракатда бўлади;
- 3) „корпускула“ лар „элемент“ лардан ташкил топган (Ломоносовнинг „элемент“ тушунчаси ҳозирги „атом“ маъносига эга). „Элементлар“ ҳам тўхтовсиз ҳаракатда бўлади;
- 4) „элемент“ лар аниқ масса ва ўлчамга эга;
- 5) оддий моддаларнинг „корпускулалари“ турли „элемент“ лардан тузилган.

Материянинг тузилиши, моддаларнинг хоссалари ва кимёвий ўзгаришларнинг табиати ҳақидаги ҳозирги замон тасаввурларимиз атом-молекуляр таълимотга асосланади.

Атом-молекуляр таълимот асосида моддаларнинг дискретлиги принципи ётади, яъни моддалар яхлит бўлмасдан, балки майда заррачалардан таркиб топган. Моддалар ўртасидаги фарқ уларнинг заррачалари орасидаги фарқ билан белгиланади. Моддалар доимо ҳаракатда бўлади: жисм температураси қанчалик юқори бўлса, ҳаракат ҳам шунчалик интенсив бўлади.

## 2-§. Массанинг сақланиш қонуни

М.В. Ломоносов реакция учун олинган модда ва реакция натижасида ҳосил бўлган маҳсулотларнинг оғирлигини ўлчаш йўли билан кимёвий реакцияларнинг боришини ўрганди. Натижада у массанинг сақланиш қонунини кашф этди.

Реакцияга киришаётган моддаларнинг массаси (оғирлиги) реакция натижасида ҳосил бўладиган моддаларнинг массаси (оғирлиги) га тенг бўлади

Ломоносов бу қонунни биринчи марта 1748 йилда таърифлади, 1756 йилда металлларни оғзи кавшарлаб беркитилган идишларда қиздириш йўли билан бу қонунни тўғрилигини тажрибада исботлади.

1789 йилда моддалар массасининг сақланиш қонуни француз кимёгари Лавуазье томонидан кашф этилди (Ломоносов ишидан беҳабар ҳолда). Лавуазье кимёвий реакцияларда моддаларнинг умумий массаларидан ташқари ўзаро таъсир қилувчи моддалар таркибига кирувчи элементларнинг массалари ҳам сақланиб қолишини кўрсатди.

1905 йилда Альберт Эйнштейн (немис олими) жисм массаси ( $m$ ) билан унинг энергияси ( $E$ ) орасида боғланиш борлигини кўрсатди ва бу боғланишни қуйидаги тенглама билан ифодалади:

$$E = mc^2.$$

Бу тенгламадаги  $c$  — вакуумдаги ёруғлик тезлиги ( $2,997925 \times 10^8$  м/с<sup>-1</sup> ёки тахминан 300 000 км с га тенг). Эйнштейннинг бу тенгламаси макро жисмлар учун ҳам, микро заррачалар (масалан, электронлар, протонлар) учун ҳам тааллуқлидир.

Кимёвий реакциялар натижасида доимо аълум миқдорда энергия ажралиб чиқади ёки ютилади. Аммо кимёвий реакцияларда ажраладиган ёки ютиладиган энергия миқдорларига тўғри келадиган масса миқдори ниҳоятда кам бўлганлигидан уни ўлчаш қийин. Шу сабабли кимёвий реакцияларда энергияга айланиб кетадиган масса ҳисобга олинмайди

## 3-§. Таркибнинг доимийлик қонуни

Ломоносовнинг моддалар тузилиши ҳақидаги фикрларини ўша замон олимлари тушунмадилар. Бу фикрларни ўша даврда тажриба йўли билан текшириш имконияти йўқ эди. Шу сабабли атом-молекуляр таълимот ривожланмади. Чунки ўзаро таъсир этувчи моддалар билан таъсирлашув натижасида ҳосил бўладиган моддалар орасидаги нисбатни тушунтириб берувчи қонунлар ҳали кашф қилинмаган эди. Бу қонунлар фақат XVIII асрнинг охири ва XIX асрнинг бошларида кашф этилди.

А. Лавуазье 1787 йилда карбонат ангидрид газини 10 хил усул билан ҳосил қилди ва бу усулларнинг барчасида олинган

газ таркибидаги углерод билан кислород массалари орасидаги нисбат бир хил (3 : 8) эканлигини аниқлади. Шундан кейин ҳар қандай кимёвий тоза бирикмаларни ташкил этувчи элементларнинг массалари ўзгармас нисбатда бўлади, деган хулосага келинди.

1803 йилда француз олими Бертоле қайтар реакцияларга оид тажрибалари асосида кимёвий реакциялар нагжасида ҳосил бўладиган бирикмаларнинг миқдорий таркиблари реакция учун олинган дастлабки моддаларнинг масса нисбатларига боғлиқдир, деган хулосага қелди. Француз олими Пруст Бертоленинг юқоридаги хулосасига қарши чиқди. У кимёвий тоза моддаларни пухта анализ қилди; тоза бирикмаларнинг миқдорий таркиби бир хил бўлишини жуда кўп анализлари билан исботлади. Пруст билан Бертоле орасидаги мунозара 7 йил давом этди. Кўпчилик олимлар Пруст хулосаларини ёқладилар ва нагжада 1808 йилда кимёнинг асосий қонунларидан бири таркибнинг доимийлик қонуни кашф этилди. У қуйидагича таърифланади. *Ҳар қандай кимёвий тоза бирикма олинмиш усулдан қатъи назар ўзгармас миқдорий таркибга эга.* Масалан, тоза сув таркибида 11,11% водород ва 88,99% кислород бўлади. Карбонат ангидрид таркибида 27,29% углерод ва 72,71% кислород бўлади.

Таркибнинг доимийлик қонунини ҳамма моддалар учун қўллаш мумкин эмас. Масалан, изотопларда айни модда таркибига кирувчи элементларнинг массалари орасидаги нисбат фақат бу элементларнинг изотоп таркиби доимий бўлгандагина ўзгармас бўлиши мумкин. Элементларнинг изотоп таркиби ўзгарганда бирикмаларнинг миқдорий таркиблари ҳам ўзгаради. Масалан, оғир сув таркибида 20% га яқин водород бўлса, оддий сув таркибида фақат 11% водород бўлади.

Таркибнинг доимийлик қонунига фақат молекула ҳолидаги газ, суюқлик ва осон суюқланадиган қаттиқ моддалар бўйсунди. Атом тузилишига эга бўлган моддалар ва юқори молекуляр бирикмалар бу қонунга бўйсўнмаслиги мумкин. Бертоленинг ўзгарувчан таркибли бирикмалари мавжуллиги ҳақидаги таълимотини ХХ асрнинг бошларида академик Н. С. Курнаков ривожлантирди. У қотишма ва эритмаларда ҳақиқатан ҳам ўзгарувчан таркибли бирикмалар бўлишини исбот қилди ва бундай бирикмаларни бертолидлар деб атади. Масалан, висмутни таллий билан ҳосил қиладиган бирикмаларида таллийнинг бир оғирлик массасига висмутнинг 1,24 дан 1,82 гача бўлган оғирлик массаси тўғри келиши мумкин.

ХХ асрнинг 30-йилларида бертолидлар фақат металларнинг бир-бири билан ҳосил қиладиган бирикмаларидагина кузатилмасдан, уларнинг табиий бирикмалар орасида ҳам учраши аниқланди. Масалан, оксидлар, металларнинг олтингурут, азот, углерод, водород билан ҳо ил қиладиган бирикмалари орасида бертолидлар учраши мумкин.



#### 4-§. Эквивалент. Эквивалентлар қонуни

Инглиз олими Ж. Дальтон элементлар муайян миқдорлардагина ўзаро бирика олади, деган фикрни айтди ва бу миқдорларни „бирикувчи миқдор“ лар деб атади. Аммо кейинроқ бу термин ўрнига **эквивалент** термини қабул қилинди (эквивалент сўзи „тенг қийматли“ демакдир, бу терминни кимёга 1814 йилда Воллостон киритган).

*Элементнинг бир масса қисм водород ёки саккиз масса қисм кислород билан бирика оладиган ёки шуларга алмашина оладиган миқдори унинг эквиваленти деб аталади.* Масалан, кальцийнинг эквиваленти 20 га тенг, у 8 масса қисм кислород билан қолдиқсиз бирикади.

Элементнинг эквивалентини унинг водород ёки кислород билан ҳосил қилган бирикмаси таркиби орқали ёки водородга алмашилиши орқали ҳисоблаб юпилади. Шунини ҳам айтиш қаракки, бирор элементнинг эквивалентини водород ёки кислород орқали аниқлаш шарт эмас, эквиваленти маълум бўлган бирор элемент билан ҳосил қилган бирикмаси ёрдамида ҳам аниқласа бўлади.

Эквивалент тушунчаси мураккаб моддаларга ҳам татбиқ қилинади.

Мураккаб модданинг водороднинг бир эквиваленти билан ёки умуман бошқа ҳар қандай модданинг бир эквиваленти билан реакцияга киришадиган миқдори шу мураккаб модданинг эквиваленти деб аталади.

Анализ ва ҳисоблашларда, умуман турли реакцияларда, кўпинча элементлар, кислоталар, асослар, тузларнинг эквивалентларини ҳисоблашга тўғри келади.

Элементнинг эквиваленти унинг атом массасини валентлигига бўлиш билан ҳисобланади, элементнинг атом массаси эквивалентининг валентлигига кўпайтмасига тенгдир. Валентлиги ўзгарувчан элементларнинг эквивалентлари ҳам ўзгарувчан бўлади.

Кислота эквивалентини ҳисоблаш учун унинг молекуляр массасини кислотанинг негизлигига бўлиш керак, масалан:

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M}{2} = \frac{98,077}{2} = 49,039$$

$$\mathcal{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M}{3} = \frac{97,9953}{3} = 32,665$$

Асос эквивалентини топиш учун унинг молекуляр массасини шу асос таркибидаги металлниг валентлигига бўлиш керак, масалан:

$$\mathcal{E}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37;$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}(\text{OH})_3} = \frac{M}{3} = \frac{78}{3} = 26.$$

Туз эквивалентини топиш учун унинг молекуляр массасини туз таркибидаги металлнинг умумий валентлигига бўлиш керак. масалан:

$$\mathcal{E}_{\text{CaCl}_2} = \frac{M}{2} = \frac{111}{2} = 55,5$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

Кимёга „эквивалент“ тушунчаси киритилгандан сўнг эквивалентлар қонуни қуйидагича таърифланди.

Элементлар (моддалар) бир-бирлари билан ўз эквивалентларига пропорционал бўлган миқдорларда бирикадилар.

### 5-§. Авогадро қонуни. Атом ва молекула, уларнинг ўлчамлари

Итальян физиги Авогадро (1776—1856) модданинг энг кичик заррачалари молекулалар, элементларнинг энг кичик заррачалари эса атомлар деган фикрни айтди. Унинг таълимотига асосан оддий моддаларнинг молекулалари бир элемент атомларидан, мураккаб моддаларнинг молекулалари турли элементларнинг атомларидан тузилади. Бу билан Авогадро Ломоносовнинг моддаларнинг тузилиши ҳақидаги таълимоти қувватлади ва 1811 йилда қуйидаги қонунини кашф этди. Бу қонун қуйидагича таърифланади.

*Бир хил температура ва бир хил босимда олинган тенг ҳажмдаги ҳар қандай газларнинг молекулалари сони тенг бўлади.*

Берцелиус ва унинг тарафдорлари Авогадро топган қонуниятни эътироф этмадилар. 1840 йилдаги кимёгарлар халқаро съезидан кейин бу гипотеза Авогадро қонуни деб тан олинди, молекула ва атомга қуйидаги таърифни бердилар.

*Молекула модданинг мустақил мавжуд бўла оладиган ва модданинг кимёвий хоссаларига эга бўлган энг кичик заррачасидир.*

*Атом элементнинг кимёвий хоссаларини ўзида сақловчи энг кичик заррачасидир.*

Ҳар бир элементнинг барча атомлари бир хил хоссаларга эгадир. Бир элементнинг атомлари ўзаро бирикканда оддий модда ҳосил бўлади. Масалан,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ . Демак, оддий модда бўлган водород иккита водород атомларидан тузилган.

Турли элемент атомларининг бирикишидан мураккаб модда ҳосил бўлади, масалан  $\text{H}_2\text{O}$  модда водород билан қислород атомларидан иборат, шакар  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  эса углерод, водород ва қислород атомларидан иборатдир.

Атом ва молекулалар ниҳоятда майда заррачалардир. Атом ва молекулаларни кичик доира шаклидаги заррачалар

деб ҳисобласак, уларнинг радиуси сантимернинг юз миллиондан бир улушлари билан, яъни  $\overset{\circ}{\text{A}}$  (ангстремлар) билан ифодаланади ( $1\overset{\circ}{\text{A}} = 10^{-8}$  см =  $10^{-10}$  м). Алюминий атомининг радиуси  $1,43\overset{\circ}{\text{A}}$  га, олтин атомининг радиуси  $1,44\overset{\circ}{\text{A}}$  га, темир атомининг радиуси эса  $1,27\overset{\circ}{\text{A}}$  га тенгдир. Ҳозирги вақтда электрон микроскоплар ёрдами билан баъзи моддалар молекуласини кўриш мумкин.

## 6-§. Атом ва молекуляр масса. Моль

1961 йилдан бошлаб атом массаларининг ягона ўлчами, яъни нисбий атом масса бирлиги қўлланила бошланди. Нисбий атом масса бирлиги (а. м. б.) сифатида углерод изотопи<sup>12</sup>С нинг атом массасининг  $1/12$  қисми олинган. Бу birlik углерод бирлиги (у. б.) деб ҳам юритилади. 1 атом масса бирлиги = 1 углерод бирлиги =  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг га тенг.

Элементнинг нисбий атом (ёки атом массаси) массаси деб, унинг атомининг атом масса бирлигида ифодаланган массасига айтилади. Масалан, олтингургуртнинг атом масса и  $32$  а. м. б. га тенг. Бу олтингургурт элементининг 1 атоми массаси  $32$  у. б. га ёки  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг  $\cdot 32 = 53,12 \cdot 10^{-27}$  кг га тенг демакдир.

Оддий ёки мураккаб модда молекуласининг нисбий молекуляр массаси (ёки қисқача молекуляр массаси) деб, унинг молекуласининг атом масса бирлигида ифодаланган массасига айтилади. Масалан, кальций карбонат  $\text{CaCO}_3$  нинг нисбий молекуляр массаси  $100$  а. м. б. га тенгдир. Демак,  $\text{CaCO}_3$  нинг битта молекуласининг массаси  $100$  у. б. га ёки  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг  $\times 100 = 1,66 \cdot 10^{-25}$  кг га тенгдир.

Ҳар қандай модда молекуласининг массаси шу молекула ни ҳосил қилувчи атомлар массасининг йиғиндисига тенгдир. Масалан, икки атомдан тузилган водород молекуласининг массаси  $2,01 \cdot 8$  а. м. б. га, молекуласи водороднинг икки атоми ва кислороднинг бир атомидан тузилган сувнинг молекуляр массаси  $15,9994 + 2 \cdot 1,0079 = 18,0152$  а. м. б. га тенгдир.

Кимёда масса ва ҳажм бирлиги билан бир қаторда модда миқдорининг бирлиги сифатида „моль“ ҳам ишлатилади. Моль углерод изотопи <sup>12</sup>С нинг  $12$  грамида қанча атом бўлса, шунча молекула, атом, ион, электрон ёки бошқа структура заррачаларини сақловчи модданинг миқдоридир. Моль тушунчаси қўлланилганда ҳар бир аниқ ҳолларда қандай структура заррачалари ҳисобга олинаётганлиги кўрсатилиши зарур. Масалан,  $\text{H}$  атомлари моли,  $\text{H}_2$  молекулалари моли,  $\text{H}^+$  ионлари моли бир-бирларидан, фарқланиши керак. Ҳозирги вақтда 1 моль модда таркибида бўлган структура заррачаларининг сони (Авогадро сони) жуда аниқлик билан ҳисобланган бўлиб, бу сон  $6,02 \cdot 10^{23}$  га тенгдир.

Модданинг 1 молининг массаси моль масса деб юритилади. Моль масса одатда, грамм/моль билан ифодаланadi. Масалан, атомар водороднинг моль массаси 1,0079 г/моль га, молекуляр водороднинг моль массаси 2,0158 г/мольга, кислород молекуласининг моль массаси 31,9988 г/моль га тенгдир.

Ҳар қандай газнинг бир хил сондаги молекулалари Авагадро қонунига биноан бир хил шароитда тенг ҳажмни эгаллайди. Ҳар қандай модданинг 1 молидаги заррачалар (они бир хил бўлади). Бундан 1 моль газ ҳолатидаги ҳар қандай модда маълум температура ва босимда бир хил ҳажмни эгаллайди, деган хулоса келиб чиқади.

Нормал шароитда, яъни нормал атмосфера босими (101,325 кПа ёки 760 мм с. у) ва 0°С да 1 моль газнинг қандай ҳажмни эгаллашини ҳисоблаб чиқиш қийин эмас. Масалан, тажриба йўли билан 1 л кислороднинг нормал шароитдаги массаси 1,43 г келиши аниқланган. 1 моль (32 г) кислороднинг нормал шароитда эгаллайдиган ҳажми  $32 : 1,43 = 22,4$  л га тенг бўлади. 1 моль водород, 1 моль углерод (IV)- оксид ва бошқа газларнинг эгаллайдиган ҳажмини ҳисоблаганда шу миқдор келиб чиқади.

Ҳар қандай газнинг 1 моли нормал шароитда 22,4 л ҳажмни эгаллайди.

Бу ҳажм газнинг нормал шароитдаги моль ҳажми деб аталади.

## 7- §. Оддий модда ва кимёвий элемент

Кимёгарлар ичида биринчи бўлиб, Д. И. Менделеев оддий модда ва кимёвий элемент тушунчаларини бир-биридан фарқлашни кўрсатган эди. Ҳар бир оддий модда ўзининг маълум физик ва кимёвий хоссаларига эга бўлиши билан характерланади. Қандайдир оддий модда кимёвий реакцияга киришганда ва янги модда ҳосил қилганда ўзининг кўпчилик хоссаларини йўқотади. Масалан, темир олтингугурт билан бирикканда ўзининг металлик ялтироқлигини, болғаланиш, магнитланиш каби хоссаларини йўқотади. Оддий модда шаклидаги темир энди сульфид таркибидаги темир элементига айланади. Оддий модда бўлган олтингугурт ҳам темир сульфид таркибидаги олтингугурт элементига айланади. Энди оддий олтингугуртнинг муртлиги, сариқ ранги, ёнувчанлик хусусияти йўқолади.

Муайян хоссаларга эга бўлган атомларнинг айрим тури кимёвий элемент деб аталади.

Бир хил элемент атомларининг ўзаро бирикиши натижасида оддий моддалар, ҳар хил элементлар атомларининг ўзаро таъсиридан мураккаб моддалар ҳосил бўлади.

Оддий модда билан кимёвий элемент орасидаги фарқ бир хил элемент атомларидан тузилган бир неча хил оддий мод-

даларни учратганимизда янада яққолроқ кўринади. Масалан, фосфор оқ, 44,20°С да суюқланувчан жуда заҳарли моддадир. Фосфор қоронғида ҳавода шуълаланади ва ҳатто алангаланиб ёниши мумкин. Фосфор оддий модда бўлиб, бошқа моддаларга парчаланмайди. Агар фосфор ҳаво кирмайдиган жойда қиздирилса, унинг хоссалари кескин ўзгаради, яъни у қизилбинафша тусга киради, қоронғи а энди шуълаланмайди, ҳавода ёниб кетмайдиган бўлиб қолади. Демак, бир модда иккинчи бошқа моддага айланади. Бу модда бошқа моддага парчаланмайди ва унга ҳеч нарса бирикмайди. Даставвал олинган ва қиздириш натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг иккиси ҳам фосфор элементидир. Улардан биринчиси оқ фосфор, иккинчиси эса қизил фосфор деб аталади. Бу иккала фосфор бир хил элементнинг турли формаларидаги кўринишидир. Оқ фосфор ҳам, қизил фосфор ҳам кислород оқимида қиздирилганда бир хил модда — фосфат ангидрид ҳосил бўлади. Демак, фосфор элементи эркин ҳолда турли оддий моддалар ҳолида бўлиши мумкин экан. Фосфорга ўхшаш жуда кўпчилик элементлар эркин ҳолда бир неча оддий моддалар ҳолида учраши мумкин.

Кимёвий элементнинг бир неча оддий моддалар ҳолида учраш ҳодисаси *аллотропия* деб аталади, бир хил элементдан ҳосил булган ҳар хил оддий моддалар шу элементнинг *аллотропик шакл ўзгаришлари* деб аталади. Фосфор элементининг аллотропик шакл ўзгаришларига оқ ва қизил фосфор мисол бўлади.

## 8-§. Кимёвий элементларнинг ер қобиғи ва космосда тарқалиши

Элементларнинг ер қобиғи ва космосда тарқалиши ҳақидаги маълумотлар гео-ва космокимёвий тадқиқотлар асосида олинади. Ерда ҳамма элементлар бир хилда тарқалган эмас. Дастлаб Филлипс 1815 йилда ер қобиғининг турли жойларидан олинган намуналарни таҳлил қилиб, унда 10 хил элементнинг тарқалиши ҳақида натижалар олишга муваффақ бўлди. Ф. Кларк 1889 — 1924 йиллар ичида таҳлиллар ўтказиш натижасида ер қобиғида 50 та элементнинг тарқалиши масса фоизларини аниқлади.

Кислород, кремний, алюминий, темир, кальций, цирконий, ванадий, никель, рух, мис, натрий, калий, магний, водород, титан, углерод, хлор, фосфор, олтингугурт, марганец, фтор, барий, азот, стронций, хром элементлари Ер қобиғи массасининг 99,95% ини ташкил этади.

Ер қобиғида учрайдиган барча элементлар космосда ҳам учрайди.

Элементларнинг космосда тарқалиши Ердагидан фарқ қилади. Космосда энг кўп тарқалган элементлар водород ва гелийдир. Бу иккала элемент космик моддаларнинг қарийб 3/4 қисмини ташкил этади. Водороднинг гелийга айланиш ядро

реакциялари юлдузлар, шунингдек Қуёшнинг асосий энергия манбалари эканлиги шубҳасиздир.

Юлдузларда содир бўладиган термоядро реакциялари на- тижасида элементлар ҳосил бўлади. Бу реакцияларда енгил ядролар (литий, бор, бериллий ядролари) сарф бўлади. Шу сабабли космосда бу енгил элементлар кам тарқалган.

Вақт ўтиши билан Ерга космосдан чанг, метеорит ва бош- қа нарсалар тушиб туради. Шунингдек, Ер ҳам ўз элемент- ларининг, оз бўлса-да, бир қисмини космосга тарқатади.

Кимёвий элементларнинг Ер ва космосда тарқалишини ўр- ганиш кимёвий элементларнинг келиб чиқиши ҳақида назария- лар яратилишига, Ер ва космосда (масалан, Қуёш ва юлдуз- ларда) содир бўладиган физик ва кимёвий жараёнларни идрок қилишга ёрдам беради.

### 9-§. Кимёвий формулалар

Кимёвий элементларнинг ҳозирги замон символлари 1813 йилда Берцелиус томонидан киритилган. У элементларнинг символлари сифатида латинча номларнинг бош ҳарфларини олди. Кимёвий бирикмаларнинг таркиби ҳам символлар ёрда- мида ифодаланади. Моддаларнинг формуласи эса уни ташкил этган элементларнинг символларидан тузилади.

Моддаларнинг формулалари фақат модда таркибини кўрсат- тибгина қолмай, унинг миқдорини ва массасини ҳам кўрсатади. Ҳар бир формула модданинг бир молекуласини ёки модданинг 1 молини ёхуд унинг моль массасига пропорционал бўлган миқдорини кўрсатади. Масалан,  $H_2O$  1 молекула сувни ёки 1 моль сувни ёхуд 18 г сувни билдиради.

Оддий моддалар ҳам айни модданинг молекуласи нечта атомдан тузилганлигини кўрсатувчи формулалар билан ифо- даланади, масалан, водород молекуласининг формуласи  $H_2$  дир. Оддий модда молекуласининг атом таркиби аниқ маълум бўлмаса ёки модда турли сондаги атомларни сақловчи моле- кулалардан тузилган бўлса, у молекуляр тузилишга эга бўлмай, атом ёки металл тузилишга эга бўлса, бундай оддий модда элемент симболи билан ифодаланади. Масалан, шароитга қараб, фосфор ҳар хил сондаги атомлардан таркиб топган мо- лекула ёки полимер тузилишда бўлишига қарамасдан фосфор- нинг формуласи P билан ифодаланади.

Модданинг формуласи унинг таркибини кимёвий анализ қилиш натижалари асосида аниқланади. Масалан, анализ маъ- лумотларига биноан глюкоза таркибида 40,00% углерод, 6,72% водород ва 53,28% кислород бор. Бу миқдорларнинг бир-бирига нисбати қуйидагича бўлади: 40,00 : 6,72 : 53,28. Топилиши керак бўлган глюкоза формуласини  $C_xH_yO_z$  деб белгилаймиз, бу ерда x, y ва z молекуладаги углерод, водо- род ва кислород атомларининг сонидир. Бу элементларнинг атом массалари муносиб равишда 12,01; 1,01 ва 16 у. б. га

тенгдир. Шу сабабли глюкоза молекуласи таркибида 12,01 x у. б. углерод, 1,01 у у. б. водород ва 16,00 z у. б. кислород бор. Бу массаларнинг ўзаро нисбатлари 12,01 x : 1,01 у : 16,00 z га тенг бўлади. Бу нисбатларнинг қийматини анализ натижаларидан фойдаланиб топамиз:

$$12,01 x : 1,01 у : 16,00 z = 40,00 : 6,72 : 53,28$$

ёки

$$x : y : z = \frac{40,00}{12,07} : \frac{6,72}{1,01} : \frac{53,28}{16,00}$$

$$x : y : z = 3,33 : 6,65 : 3,33 = 1 : 2 : 1$$

Демак, глюкоза молекуласида 1 та углерод атомига 2 та водород атоми ва 1 та кислород атоми тўғри келиши керак. Шу шартга мувофиқ, глюкоза формуласи  $C_6H_{12}O_6$  билан ифодаланиши лозим. Бу формула оддий ёки эмпирик формула деб аталади, унга 30,02 у. б. га тенг молекуляр масса тўғри келади. Модданинг ҳақиқий ёки молекуляр формуласини тузиш учун айни модданинг молекуляр массасини билиш лозим. Глюкозанинг молекуляр массасини маълум усуллар билан топилганда 180 у. б. га тенглиги аниқланган. Бу молекуляр масса оддий формулага тўғри келадиган молекуляр массадан 6 марта кўп, яъни ҳар бир элемент атомлар сони 6 марта кўп бўлиши керак, яъни глюкозага  $C_6H_{12}O_6$  формула тўғри келади.

## 10-§. Кимёвий ҳисоблашлар

Атом-молекуляр таълимотнинг муҳим амалий аҳамиятларидан бири кимёвий ҳисоблашлар имкониятининг вужудга келишидир. Бу ҳисоблашлар айрим моддаларнинг таркибни кимёвий формулалар билан, моддалар ўртасидаги ўзаро таъсирни кимёвий тенгламалар билан ифодаланишига асосланган.

Кимёнинг моддалар миқдорий таркиби ва ўзаро реакцияга киришувчи моддаларнинг миқдорий (масса, ҳажмий) нисбатларини ўрганувчи бўлими *стехиометрия* деб аталади. Бирикмалар таркибидаги элементларнинг миқдорий нисбатлари ёки кимёвий реакцияларга киришувчи моддалар ўртасидаги миқдорий нисбатларни ҳисоблашлар стехиометрик ҳисоблашлар деб аталади. Бу ҳисоблашлар асосида моддалар массасининг сақланиш қонуни, таркибнинг доимийлик қонуни, Авогадро қонуни ва бошқалар ётади. Бу қонунлар стехиометриянинг асосий қонунлари ҳисобланади.

**Кимёвий формулалар бўйича ҳисоблаш.** Кимёвий формулалар моддани характерловчи бир қатор катталикларни ҳисоблашга имкон беради. Бу ҳисоблашларнинг баъзиларини кўриб чиқамиз.

Модданинг молекуляр массаси формулага биноан модда таркибига кирган атомларнинг массаларини қўшиш йўли билан топилади.

Мураккаб модданинг таркибини фоизда ифодалаш учун модда таркиби масса бўйича фоизларда олинади. Масалан, магний карбонат  $MgCO_3$  таркибидаги магний миқдорини ҳисоблайлик. Бунинг учун  $MgCO_3$  нинг молекуляр массасини топамиз у  $24,3 + 12 + 3 \cdot 16 = 84,3$  у. б. га тенг. Бу миқдорни 100% деб оламиз ва магнийнинг фоиз миқдорини топамиз:

$$x = \frac{24,3 \cdot 100}{84,3} = 28,8\% \text{ (масса бўйича).}$$

Нормал шароитдаги 1 л газнинг массасини ҳисоблашда ҳар қандай газнинг 1 моли нормал шароитда 22,4 л ҳажми эгаллашига асосланамиз. 1 л газнинг нормал шароитдаги массаси бу газнинг моль массасини 22,4 га бўлишдан келиб чиқади.

**Кимёвий тенгламалар бўйича ҳисоблаш.** Кимёвий тенгламалардан реакциялар билан боғлиқ бўлган турли ҳисоблашларни бажариш мумкин. Реакцияда иштирок этувчи моддаларнинг моль массаси ва коэффициентларини тенгламадан билган ҳолда реакцияга киришаётган ва унинг натижасида ҳосил бўлган моддалар ўртасидаги миқдорий нисбатларни топиш мумкин. Мисол учун қуйидаги кимёвий тенгламани олиш мумкин:

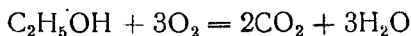


Бу реакция тенгламасидан кўришиб турибдики, 2 моль натрий гидроксид 1 моль сульфат кислота билан ўзаро таъсирлашганида 1 моль натрий сульфат ва 2 моль сув ҳосил бўлади. Бу реакцияда иштирок этаётган моддаларнинг моль массалари:

$$M(NaOH) = 40 \text{ г/моль}, \quad M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}, \\ M(Na_2SO_4) = 142 \text{ г/моль}, \quad M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

га тенгдир. Бу реакциянинг тенгламаси қуйидагича таҳлил қилиниши мумкин: 80 г натрий гидроксид билан 98 г сульфат кислота ўзаро таъсирлашиб, 142 г натрий сульфат ва 36 г суви ҳосил қилади. Агар реакцияда газсимон моддалар иштирок этса, унда реакция тенгламаси бу газларнинг ҳажми ўртасидаги нисбатни кўрсатиши ҳам мумкин.

Масалан, 1 г этил спирт  $C_2H_5OH$  нинг ёниши учун нормал шароитда неча литр кислород сарф бўлади? Этил спиртнинг молекуляр массаси  $12 \cdot 2 + 1 \cdot 5 + 16 + 1 = 46$  у. б. га, унинг моль массаси эса 46 г/моль га тенг. Спиртнинг ёниш реакцияси тенгламаси:



га мувофиқ 1 моль спиртнинг ёниши учун 3 моль кислород сарф бўлади. Бошқача айтганда, 46 г спирт ёндирилганда  $22,4 \cdot 3 = 67,2$  л кислород сарф бўлади. Демак, 1 г этил спиртнинг ёниши учун (н. ш да)  $\frac{67,2 \cdot 1}{46} = 1,46$  л кислород сарф бўлади.



Фанда узоқ вақт атом бўлинмас, деган фикр ҳукм суриб келди. Элемент атомини ҳар қандай шароитда ҳам қандайдир бошқа элемент атомига айлантириб бўлмайди, деб ҳисобланар эди. Бироқ XIX аср охирига келиб атомлар мураккаб таркибга эга эканлиги ва атомлар ўзаро бир-бирига айлана олишини тасдиқловчи бир қатор фактлар аниқланди. Бу фактлардан бири инглиз физиги Ж. Томсон томонидан 1897 йилда электроннинг кашф этилишидир.

Электрон элементар заррача бўлиб, табиатда мавжуд бўлган энг кичик манфий электр заряди ( $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл) га эга. Электроннинг массаси  $9,1095 \cdot 10^{-28}$  г га тенг, водород атоми массасидан деярли 2000 марта кичикдир. Электронлар исталган элементлардан ажратиб олиниши мумкинлиги аниқланди. Электронлар металлларда ток ўтказувчилар вазифасини бажаради, кўпчилик моддалар қиздирилганда, ёритилганда ёки рентген билан нурлантилганда ўзларидан электронлар чиқаради. Маълум бўлишича электронлар ҳамма элементларнинг атомларида бўлади. Электронлар манфий зарядланган бўлиб, атомлар электр зарядига эга эмас, яъни улар электронейтралдирлар. Демак, атомларда электронлардан ташқари қандайдир бошқа заррачалар — мусбаг зарядланган заррачалар бўлиши керак. Бошқача айтганда, атомлар мураккаб тузилишга эга бўлиб, янада майда структурга бирикларидан ташкил топган. Атомнинг мураккаб тузилишини аниқлашда радиоактивликнинг очилиши муҳим қадам бўлди.

## 11- §. Радиоактивлик

Баъзи бир элементлар моддалар орқали ўтиб кетадиган, ҳавони ионлаштирадиган, фотография пластинкаларини қорайтирувчи нурлар тарқагади. Бу жараёнга *радиоактивлик ҳодисаси* дейилади. Биринчи марта 1896 йилда француз физиги А. Беккерель уран ва уран бирикмаларининг кўзга кўринмас нурлар чиқаришини ва бу нурлар одалаги нурларни ўтказмайдиган қора қоғозлардан ўтиб, фотопластинкаларга таъсир этишини топди. Ундан кейин Мария Кюри-Склядовская торий бирикмалари ҳам радиоактивлик хоссасига эга эканлигини аниқлади. 1898 йилда у ўз турмуш ўртоғи, француз физиги Пьер Кюри билан биргаликда уран рудалари таркибда 2 та янги радиоактив элементлар борлигини аниқлади. Бу элементлардан бирига Мариянинг таклифига мувофиқ полоний (лотинча Polonia — Польша), иккинчисига радий (лотинча radius — нур) деб ном берилди. Янги элементлар уран ва торийга нисбатан кучли радиоактив моддалардир.

Текширишлар натижасида бу нурларнинг бир хил эмаслиги аниқланди. Магнит ва электр майлони таъсирида бу нурлар уч қисмга бўлинади, бир қисми ўзининг йўналишини ўз-

гартирмайди, қолган икки қисми эса қарама-қарши томонга оғади. Магнит ва электр майдонида ўз йўналишини ўзгартирмайдиган, ҳеч қандай электр зарядига эга бўлмаган нурларга  $\gamma$ -нурлар деб ном берилди. Бу нурлар электромагнит нурланиш бўлиб, рентген нурларига ўхшаш ва юқори даражада ўтувчанлик хоссасига эга. Нурларнинг магнит майдони таъсирида оғган икки қисми зарядланган заррачалардан иборатдир. Бу икки нурнинг бири электр майдонида манфий қутб томонга, иккинчиси мусбат қутб томонга бурилади. Манфий қутбга бурилгани  $\alpha$ -нурлар деб аталади. Мусбат қутб томонга бурилгани эса  $\beta$ -нурлар деб аталади.  $\alpha$ -нурлар мусбат зарядли заррачалар бўлиб, уларнинг заряди электроннинг зарядидан икки марта ортиқ, яъни 2 та мусбат зарядлидир, шунинг учун улар электр майдонида манфий қутбга томон бурилади. Бу заряднинг массаси 4 углерод бирликка тенг. Текширишлар  $\alpha$ -нурлар электронларини йўқотган гелий атомлари эканлигини кўрсатди. Уларнинг ионлаш хусусияти кучлидир.  $\alpha$ -нурлар турли элементларнинг атомларидан электронларни уриб чиқаради, яъни  $\gamma$  атомларни ионлаштиради ва ҳар бир  $\alpha$ -заррача ўзига иккитадан электрон бириктириб, нейтрал гелий атомларини ҳосил қилади.

$\beta$ -нурлар электронлардан иборатдир, шунинг учун улар электр майдонида мусбат қутбга томон бурилади.  $\beta$ -нурларнинг моддалардан ўтиш хусусияти  $\alpha$ -заррачаларникидан юқори, аммо энергияси уларникидан кам.

Радиоактив нурланиш жараёни ўз-ўзича узлуксиз равишда боради. Бу жараён натижасида радиоактив элементларнинг атомлари ҳамиша емирилиб, бошқа элементга айланиб туради. Радиоактив емирилиш жараёни ҳам атомнинг мураккаб тузилганлигидан далолат беради.

## 12-§. Атомнинг ядро модели

Ж. Томсоннинг модели бўйича атом ўзининг ҳажми бўйича бир текис тақсимланган мусбат зарядлар ва бу зарядлар орасида тебранувчи электронлардан иборатдир. Атомнинг ички тузилишини аниқроқ текшириш мақсадида Э. Резерфорд  $\alpha$ -заррачаларни юпқа металл пластинкаларда тарқалиши бўйича бир қатор тажрибалар ўтказди. Резерфорд радиоактив моддадан чиққан  $\alpha$ -заррачалар йўлига кичик тешикли диафрагма қўйиб, шу тешикдан ўтган бир тутам  $\alpha$ -заррачаларни олтин, платина, мис пластинкаларидан ўтказди.  $\alpha$ -заррачаларнинг кўпчилиги ўз йўналишини ўзгартирмай пластинкадан ўтиб кетди. Заррачаларнинг оз қисмигина кичик бурчак ҳосил қилиб бурилди, тахминан 8 минг  $\alpha$ -заррачанинг биттасигина четга отилди. Резерфорд бу заррачаларнинг махсус экранга урилганда чақнашини микроскоп орқали кўрди. Демак, металл атомининг фазода эгаллаган кўп қисмида оғир заррачалар йўқ, унда фақат электронлар бўлиши мумкин. Маълумки, электрон-

нинг массаси  $\alpha$ -заррача массасидан деярли 7500 марта кичикдир, шу сабабли электронлар билан тўқнашганда  $\alpha$ -заррачаларнинг ҳаракат йўналиши ўзгармайди.  $\alpha$ -заррачаларнинг бурчак остида бурилиши ёки уларнинг кескин орқага қайтишига сабаб атомнинг асосий массасига эга бўлган оғир ядронинг борлигидир. Ядро атомнинг жуда кичик ҳажмини эгаллайди, шунинг учун  $\alpha$ -заррачалар у билан кам тўқнашади. Ядро мусбат зарядга эгадир, шунинг учун ундан мусбат зарядли  $\alpha$ -заррачалар итарилади.

Юқоридаги мулоҳазаларга асосланиб, Резерфорд 1911 йилда атомнинг ядро модели деб аталувчи атомнинг тузилиш схемасини таклиф қилди. Унинг фикрича, атомнинг марказида атомнинг асосий массасидан иборат мусбат зарядли ядро бўлиб, унинг атрофида манфий зарядли заррачалар — электронлар айланиб туради. Ядронинг мусбат заряди сони электронлар сонига тенг, шунинг учун атом электронейтралдир. Электронларнинг айланиши натижасида вужудга келадиган марказдан қочма куч билан электронларнинг қарама-қарши зарядланган ядрога электростатик тортилиш кучи мувозанатда бўлади. Ядронинг ўлчами атом ўлчамидан кичик бўлиб, атомнинг диаметри  $10^{-10}$  м, ядронинг диаметри эса  $10^{-15}$  —  $10^{-14}$  м атрофидадир.

### 13. §. Атом спектрлари

Резерфорднинг атом модели ҳам баъзи камчиликлардан холи эмас. Биринчидан, Резерфорд назарияси атомнинг барқарорлигини тушунтириб бера олмади. Электрон мусбат зарядланган ядро атрофида айланиш даврида тебранма ҳаракат қилувчи электр зарядларига ўхшаш электромагнит энергиясини ёруғлик тўлқинлари шаклида тарқатади. Нур тарқатиши ҳисобига электрон ўз энергиясининг бир қисмини йўқотали. Натижада марказдан қочма куч билан электроннинг ядрога электростатик тортилиш кучи ўртасидаги мувозанат бузилади. Демак, мувозанатни тиклаш учун электрон ядрога яқинроқ жойда айлана бошлаши керак. Шундай қилиб, электрон узлуксиз электромагнит энергиясини тарқатиб, спирал бўйича ҳаракат қилиб ядрога яқинлашиб боради. Электрон ўз энергиясини тамом қилиб, ядрога қўшилиб кетиши ва атом бузилиши керак. Бу хулоса атомнинг бузилмай, узоқ мавжуд бўлиши назариясига зиддир. Иккинчидан, Резерфорд модели атомлар спектрларининг характери тўғрисидаги нотўғри хулосаларга олиб келарди. Қиздирилган қаттиқ ва суюқ жисملар томондан тарқатилган ёруғликни шиша ёки кварц призма орқали ўтказилса, экранда камалакнинг ҳамма рангини ўзида тутувчи рангли йўл — яхлит спектр ҳосил қилишини эслаб кўрайлик. Бу ҳодиса қизиган қаттиқ ёки суюқ жисмларнинг нурланиши ҳар хил частотага эга бўлган электромагнит тўлқинлардан иборат эканлиги билан тушунтирилади. Ҳар хил

ча стопадаги тўлқинлар призма томонидан бир хил синдирилмайди ва экраннинг турли жойларига тушади.

Қиздирилган газ ёки буғ нурланиши қаттиқ жисмлар ва суюқликларнинг нурланишидан фарқ қилиб, фақат тўлқин узунликлардан иборат бўлади. Шу сабабли экранда яхлит спектр ўрнига айрим рангли чизиқлар қатори ҳосил бўлади. Бундай спектрларни чизиқли спектрлар дейилади. Бу чизиқларнинг сони ва жойлашиш тартиби қиздирилган газ ёки буғларнинг табиатига боғлиқ бўлади. Ҳар бир элемент атомларининг фақат шу элементга хос бўлган аниқ спектр беришидан фойдаланиб, моддаларнинг таркибини сифат ва миқдор томонидан аниқлаш мумкин. Моддаларни бундай аниқлаш усулига спектрал анализ дейилади.

Хулоса қилиб айтганда Резерфорд назарияси барқарор атомларнинг мавжуд бўлиши ҳамда улар чизиқли спектрлар ҳосил қилишини тушунтириб бера олмади. 1913 йилда Нильс Борнинг атомнинг ядро модели билан ёруғликнинг квант назариясини бирлаштирувчи назарияси пайдо бўлди.

#### 14-§. Ёруғликнинг квант назарияси

1900 йилда немис олими М. Планк ўзининг квант назариясини яратди. Бу назарияга мувофиқ атом ва молекулалар нурни кичик порциялар ҳолида ютади ва чиқаради. Нурнинг энг кичик ютилиш порцияси квант деб аталади ва у Планк тенгламаси билан ифодаланади:

$$E = h \cdot \nu$$

$E$  — ютилган ёки чиқарилган нур энергияси;

$h$  — Планк доимийлиги, универсал константа бўлиб, унинг сон қиймати  $6,626 \cdot 10^{-34}$  ж·с га тенг;

$\nu$  — тебранишлар частотати ( $\nu = \frac{c}{\lambda}$ );  $c$  — ёруғлик тезлиги;

$\lambda$  — тўлқин узунлиги.

1905 йилда Эйнштейн фотоэлектрик эффект ҳодисасини анализ қилиши натижасида нур энергияси порция билан ютилар ва чиқарилар экан, демак нур энергияси квантлардан иборат бўлиши керак, деган фикрга келди. Нур энергиясининг энг кичик порцияси фотон деб аталади.

Ёруғликнинг квант назариясига мувофиқ фотон ўзидан майда заррачаларга бўлинмайди, фотон металлар пластинкасида электронларни сиқиб чиқаради, фотография плёнкаларидаги ёруғликни сезувчи моддалар билан ўзаро таъсирлашиб, унинг маълум нуқталарида қорайишни вужудга келтиради. Бу ҳолларда фотон заррача хоссаларини, яъни корпускуляр хоссага эгаллигини кўрсатади. Фотон тўлқин хоссаларига ҳам эгадир. Ҳар қандай тўлқиннинг аниқ ҳолатини кўрсатиб бўлмаганидек, фотоннинг фазодаги аниқ ҳолатини ҳам кўрсатиб бўлмайди. Лекин фотон тўлқиндан ҳам фарқ қилади, яъни у бў-

лакларга бўлинмайди. Ҳақиқатда корпускуляр ва тўлқин хоссаларини бирлаштирган фотон заррача ҳам эмас, тўлқин ҳам эмас, Унга корпускуляр-тўлқин дуализми хосдир.

### 15-§. Бор назарияси

Н. Бор ўз назариясини яратишда атомнинг ядро моделига асосланди. У ўз назарияси асосларини постулатлар ҳолида таърифлади :

1. Электрон ядро атрофида хоҳлаган орбитада эмас, балки фақат квантланган, яъни маълум энергия даражасига мувофиқ келадиган орбиталар бўйлаб айланади. Бу орбиталар барқарор (стационар) ёки квант орбита деб аталади.

2. Электрон барқарор орбиталар бўйлаб айланганда электромагнит энергия тарқатмайди.

3. Электрон бир барқарор орбитадан бошқа орбитага сакраб ўтганда нурланиш жараёни содир бўлади. Бунда бир квант энергия чиқарилади ёки ютилади. Бу энергиянинг миқдори атомнинг дастлабки ва охири ҳолатлари энергиялари орасидаги айирмага тенгдир. Ядро атрофида айланаётган электрон энергияси орбитанинг радиусига боғлиқ бўлади. Ядрога яқин орбитада жойлашган электрон кам энергияга эга бўлади (бу атомнинг нормал ҳолати деб юритилади). Электронни ядродан узоқроқ орбитага ўтказиш учун электроннинг мусбат зарядланган ядрога тортилиш кучини енгиш керак, бунинг учун энергия сарф қилиш талаб қилинади. Бу жараён ёруғликнинг кванти ютилиши натижасида амалга оширилади. Бундай ўтиш вақтида атомнинг энергияси ошади, атом қўзғалган ҳолатга ўтади. Электроннинг узоқ орбиталан ядрога яқинроқ орбитага ўтиши эса атом энергиясининг камайишига олиб келади, энергиянинг бўшаган қисми электромагнит нурланиш кванти ҳолида ажралиб чиқади. Агар атомнинг электрони ядродан узоқроқ орбитада жойлашган ҳолатдаги бошланғич энергиясини  $E_6$  билан, электроннинг ядрога яқин орбитада жойлашган ҳолатидаги, яъни атомнинг охириги ҳолатдаги энергиясини  $E_0$  билан белгиласак, унда электроннинг сакраб ўтиши вақтида тарқаладиган квант энергияси қуйидагича бўлади:

$$E = E_6 - E_0$$

Планк тенгламасидаги  $E$  миқдорини бу тенгламага қўйсак:

$$h\nu = E_6 - E_0$$

ҳосил бўлади. Бундан

$$\nu = \frac{E_6 - E_0}{h}$$

га тенг бўлади. Бу тенглама атом томонидан тарқатиладиган ёки ютилган нурланишнинг частотаси (ёки тўлқин узунлиги) ни ҳисоблашга, яъни атом спектрини ҳисоблашга имкон беради.

Бор водород атомининг спектрини ҳисоблашда муваффақиятга эришди, яъни спектрнинг кўринадиган қисмида спектрал чизиқларнинг ҳисоблаб чиқарилган ҳолатлари уларнинг спектрдаги ҳақиқий ҳолатига аниқ мос келди

Бор назарияси бошқа назариялар сингари камчиликлардан холи эмас эди. У спектр чизиқларининг магнит ва электр майдонида парчаланиш ҳодисаси ҳамда водороддан бошқа элементларнинг спектрларини тушунтира олмади Кўп электронли атомларнинг тузилиш назариясини яратиш Зоммерфельд ва бошқа олимлар зиммасига тушди.

Кейинчалик атомларда квантланган орбиталар доира шаклидагина эмас, балки эллипс шаклида ҳам бўлиши мумкин, орбиталар фақат текисликка жойланибгина қолмай, фазода турли вазиятда бўлиши мумкинлиги аниқланди. Бу назария спектрларда кузатиладиган жуда кўп ҳодисаларни тўғри тушунтириб берди. Кейинчалик эса Бор-Зоммерфельд назарияси тўлқин-механик тасаввурлар билан алмаштирилди.

Квант назариясидан  $E = h\nu$  ва  $c = \lambda\nu$  эди,

Кейинги формуладан

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$E$  энергияга эга бўлган фотон Эйнштейн тенгласига мувофиқ қандайдир массага эга:

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

Охирги икки тенгламадан:

$$m \cdot c^2 = \frac{hc}{\lambda}$$

келиб чиқади. Бу ердан

$$\lambda mc^2 = hc, \quad \lambda = \frac{hc}{mc^2} = \frac{h}{mc}$$

ни келтириб чиқарамиз

Жисмнинг массасини унинг тезлигига кўпайтмаси жисмнинг ҳаракат миқдори ёки унинг импульси деб аталади. Фотоннинг импульсини  $P$  ( $mc = P$ ) билан белгилаб, қуйидаги тенгламани келтириб чиқарамиз

$$\lambda = \frac{h}{P}$$

Бу тенглама фотон ҳам тўлқин, ҳам корпускуляр хоссаларга эгаллиги асосида келтириб чиқарилганлигини яна бир қарра таъкидлаб ўтиш лозим.

1924 йилда Луи де Бройль корпускуляр-тўлқин дуализми фақат фотонларга хос бўлмасдан, бошқа заррачаларга, жумладан, электронларга ҳам хос деган фикрни билдирди Шу сабабли охирги тенглама (бу тенгламани кўпинча де Бройль

тенгламаси деб юритилади) электронга ҳам татбиқ қилиниши мумкин: маълум  $m$  масса ва  $v$  тезликка эга бўлган электрон учун қуйидаги тенгламани ёзиш мумкин:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Луи де Бройлнинг электронда тўлқин хоссалари борлиги тўғрисидаги мулоҳазалари 1927 йилдаёқ тажрибаларда тасдиқланди. АҚШда К. Л. Девиссон ва Л. Х. Джермер, Англияда Ж. П. Томсон ва Россияда П. С. Тартаковскийлар бир-бирларига боғлиқ бўлмаган ҳолда ўтказилган экспериментларда электронлар оқимининг дифракцион панжаралар (металл кристаллари фойдаланилган) билан ўзаро таъсири натижасида худди рентген нурларининг кристалл панжаралар билан таъсирлашувида кузатилганидек дифракцион картина кузатилди; бу тажрибаларда электрон тўлқин хоссасини намоён қилди, тўлқин узунлиги де Бройль тенгламаси бўйича ҳисобланган миқдорга айнан тенг бўлиб чиқди.

Шундай қилиб, электронларга фотонлардаги каби, корпускуляр тўлқин дуализми хосдир. Шу сабабли электрон ҳаракатини аниқ траектория билан характерлаш мумкин эмас. Электрон атом ҳажмининг ҳар қайси жойида бўлиши мумкин; лекин электроннинг ядро атрофидаги фазонинг ҳамма жойида бўлиш эҳтимоллиги бирдек эмас, нормал ҳолатдаги водород атомида электронни ядродан тахминан  $0,53 \text{ \AA}$  узоқликда атомнинг бошқа жойларидагига қараганда тез-тез учратиш мумкин. Демак, электроннинг бу жойда бўлиш эҳтимоллиги каттадир. Хулоса қилиб айтганда, орбита электрон ҳаракатланган оддий йўл эмас, балки электроннинг бўлиш эҳтимоллиги энг юқори бўлган фазовий уриндир.

Ядро атрофида фазода электронларнинг бўлиб туриш соҳасини қуюқ ва сийрак соҳа; яъни электрон булут деб қараш мумкин, унинг шакли орбиталдир (Эндиликда орбитал термини орбита термини ўрнида ишлагилади ва атом электронининг ҳаракати ўзига хос ҳаракат эканлигини билдиради).

## 16-§ Электронларнинг квант сонлари

Атомнинг электрон қаватини тузилишида атом электронларининг энергетик ҳолатини комплекс характерловчи параметрлар ҳал қилувчи роль ўйнайди. Ҳозирги вақтда электроннинг ҳаракати тўртта квант сони: бош, орбитал, магнит ва спин квант сонлари билан ифодаланади.

1. Бош квант сони ( $n$ ) атом ядросининг электромагнит майдонидаги энергетик поғоналарни характерлайди. Бош квант сони электрон энергиясининг катталигини кўрсатади. Бош квант сонлари ўзаро тенг булган бир неча электрон атомда электрон қаватларни ёки маълум энергетик поғонани ҳо-

сил қилади. Бу энергетик поғоналар бутун сонлар, шунингдек ҳарфлар билан ифодаланади:

электрон энергияси ошади  
→

Бош квант сони қийматлари	— 1	2	3	4	5	6	→
Ҳарф белгиси —	K	L	M	N	O	P	Q

Атомдаги электрон қаватларнинг сони Д. И. Менделеевнинг кимёвий элементлар даврий системасидаги давр номерига тўғри келади. Масалан, мишьяк атомида 33 га электрон бўлиб, бу электронлар атомдаги 4 та энергетик қаватлар (K, L, M ва N) да жойлашган. Бинобарин мишьяк атомида тўртта электрон қават бор, мишьяк элементи Д. И. Менделеев жадвалидаги тўртинчи даврда жойлашган.

Ҳар бир қаватда жойлашиши мумкин бўлган энг кўп электронлар сони тубандаги формуладан ҳисоблаб топилади:

$$N = 2n^2.$$

бу ерда,  $N$  — максимум электронлар сони;  $n$  — бош квант сони.

Масалан, 1-қаватда (K-қаватда)  $= 2 \cdot 1^2 = 2$  электрон

2-қаватда (L-қаватда)  $= 2 \cdot 2^2 = 8$  электрон

3-қаватда (M-қаватда)  $= 2 \cdot 3^2 = 18$  электрон

ва ҳоказо бўлади.

2. Орбитал (ёки ёнаки) квант сони ( $l$ ) энергетик поғоначаларни характерлайди. Айни қават электронлари бири-биридан ўзларининг энергиялари билан фарқ қили, бир ёки бир неча орбитал ёки поғоначаларни ҳосил қилиши мумкин, бу орбиталлар ўз шакллари билан бири-биридан фарқ қилади. Энергетик поғоначалар ҳам сонлар ва ҳарфлар билан белгиланади.

Орбитал квант сони	0	1	2	3	4	5
Энергетик поғоначанинг белгиси	s	p	d	f	g	h

Орбитал квант сони электрон орбитасининг шаклини кўрсатади. Орбитал квант сони 0 дан  $n - 1$  гача бўлган бутун сонлар билан ифодаланадиган қийматларга эга бўлади. Масалан,  $n = 1$  бўлса, орбитал квант сони қиймати нол ( $l = 0$ ) булади;  $n = 2$  бўлса,  $l = 0$ ; 1 га тенг,  $n = 3$  бўлса,  $l$  нинг қиймати 0, 1 ва 2 га тенг бўлади. Айни қаватдаги электроннинг орбитал квант сони қанчалик катта бўлса, унинг энергияси шунчалик катта қийматга эга бўлади.

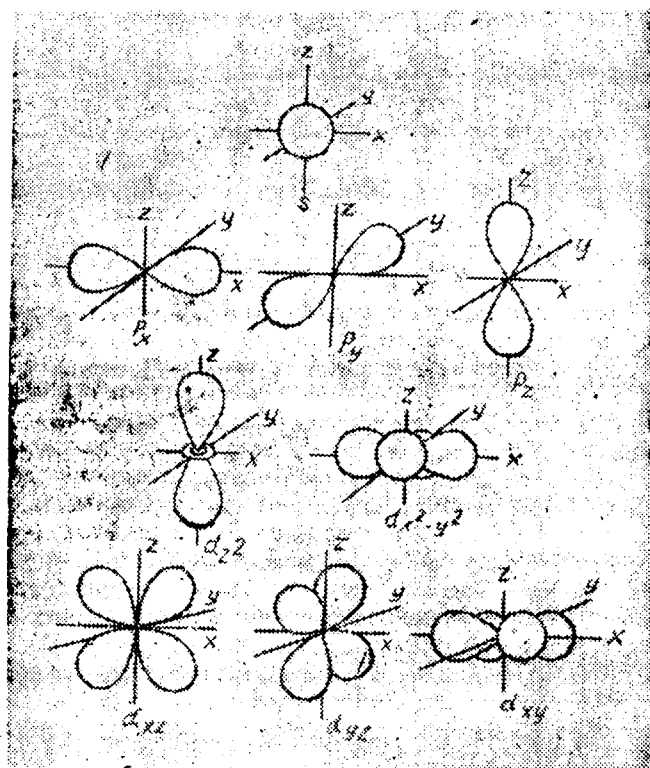
3. Магнит квант сони ( $m_l$ ) электрон орбиталларнинг фазодаги ҳолатини, яъни маълум магнит майдонига нисбатан қандай бурчак билан жойлашганини кўрсатади. Магнит квант сонининг қийматлари  $-l$  дан  $+l$  гача бўла олади. Шундай қилиб  $l$  нинг турли қийматларидан  $m_l$  нинг мумкин бўлган турлича қийматлари келиб чиқади. Чунончи, s-электронлар ( $l = 0$ ) учун  $m_l$  нинг қиймати 1 та ( $m_l = 0$ ); p-электронлар ( $l = 1$ ) учун  $m_l$  нинг 3 хил қиймати бўлади ( $-1, 0, +1$ );



$d$ -электронлар  $l=2$  учун  $m_l$  5 хил қийматларга эга бўлади ( $-2, -1, 0, +1, +2$ ) ва ҳоказо. Агар  $n$  ва  $l$  ўзгармаса, турли  $m_l$  га эга бўлган орбиталлар бир хил энергия қиймати билан характерланади; масалан учинчи поғонанинг 5 та  $d$  орбиталлари бир-биридан энергетик жиҳатдан эмас, фақат фазода жойланиши билан фарқланади (1-расмда электронларнинг орбиталлари тасвирланган).

4 Спин квант сони ( $m_s$ ). Илгари вақтларда уни электроннинг ўз ўқи атрофида айланишини характерловчи квант сони деб ҳисобланар эди, эндиликда  $m_s$  ни махсус квант-механик миқдор деб қаралади. Электрон ўз ўқи атрофида икки томонга айланиши мумкин. Шунинг учун электроннинг квант сони фақат 2 қийматга эга:  $+\frac{1}{2}$  ва  $-\frac{1}{2}$ . Бу график шаклда

бир-бирига нисбатан қарама-қарши томонга йўналган стрелкалар билан кўрсатилади:  $\uparrow$  ёки  $\downarrow$ . Бир хил йўналишдаги спинга ( $\uparrow\uparrow$ ) эга бўлган электронлар параллел, қарама-қарши йўналишдаги спинга ( $\uparrow\downarrow$ ) эга бўлганлари антипараллел электронлар деб ҳисобланади.



1-расм. s-, p- ва d-электрон орбиталларининг схематик шакллари.

Атомдаги электроннинг  $n$ ,  $l$  ва  $m_l$  квант сонларининг маълум қийматлари билан характерланидиган ҳолати атомнинг электрон орбитали деб аталади.

Тўртала квант сонлари ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  ва  $m_s$ ) электроннинг атомдаги ҳолатини тўлиқ ифодалайди.

Кўп электронли атомларда электрон ҳолатини аниқлашда В. Паули принципи муҳим аҳамиятга эгадир.

### 17-§. Паули принципи

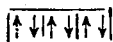
Паули принципи қуйидагича таърифланади:

*Бир атомда тўртала квант сонлари бир-бирига тенг бўлган икки электрон бўли олмайди.* Бу қоидадан шундай хулоса чиқади: маълум қийматли  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  билан характерланувчи ҳар бир атом орбиталида спинлари қарама-қарши йўналишдаги 2 та электрондан бошқа электронлар жойлаша олмайди.

Бир орбиталда жойлашган қарама-қарши йўналишли спинга эга бўлган бундай электронларни *жуфтлашган электронлар*, қандайдир орбиталда жойлашган ёлғиз электронни *жуфтлашмаган электрон* деб аталади.

Паули принциpidан фойдаланиб, атомдаги ҳар хил энергетик поғона ва поғоначаларда жойлашиши мумкин бўлган электронларнинг максимал сонини ҳисоблаш мумкин. Агар  $l = 0$  бўлса,  $s$ -поғонача бўлиб, магнит квант сони ҳам  $m_l = 0$  га тенг бўлади. Бинобарин  $s$ -поғоначада 1 та орбитал бўлади. Орбитални катак ҳолида  $\square$  ифодалаш мумкин. Юқорида айтиб ўтилганидек, ҳар бир орбиталда спини қарама-қарши йўналишдаги 2 тагача электрон жойлашиши мумкин ва буни қуйидаги схема билан кўрсатиш мумкин:  $\uparrow\downarrow$ . Шундай қилиб, ҳар бир электрон қаватнинг  $s$ -поғоначасидаги электронларнинг максимал сони 2 га тенгдир.

Агар  $l = 1$  бўлса ( $p$ -поғонача), магнит квант сони 3 хил қийматга эга бўлади ( $-1, 0, +1$ ). Бинобарин,  $p$ -поғоначада 3 та орбитал бўлиб, уларнинг ҳар бири 2 тадан ортиқ бўлмаган электронлар билан банд бўлади. Ҳаммаси бўлиб  $p$ -поғоначада 6 та электрон жойлашиши мумкин:



$d$ -поғоначада ( $l = 2$ ) 5 та орбитал бўлиб, магнит квант сони 5 хил қийматга эга бўлади: бу поғоначадаги электронларнинг максимал сони 10 га тенг:



Ниҳоят,  $f$ -поғоначада ( $l = 3$ ) жойланиши мумкин бўлган электронларнинг максимал сони 14 га тенг; умуман орбитал квант сони  $l$  бўлган поғоначадаги электронларнинг максимал

сони  $2(2+l)$  га тенг бўлади (масалан;  $l=1$ ,  $p$ -поғонача  $2(2+1) = 2(2+1) = 2 \cdot 3 = 6$ )

Биринчи энергетик поғона ( $K$ -қават,  $n=1$ ) да фақат  $s$ -поғонача бўлади, иккинчи энергетик поғона ( $L$ -қават,  $n=2$ )  $s$  ва  $p$ -поғоначалардан ташкил топган ва ҳоқазо. Шунини ҳисобга олиб ҳар хил электрон қаватларда жойланиши мумкин бўлган электронларнинг максимал сонини кўрсатувчи жадвални тузиш мумкин (1-жадвал).

1-жадвал

Атомларнинг энергетик поғона ва поғоначаларидаги электронларнинг максимал сони

Энергетик поғона	Энергетик поғонача	Магнит квант сони $m_l$ нинг қийматлари	Орбиталлар сони		Электронларнинг максимал сони	
			поғонача	поғонача	поғонача	поғонача
$K (n=1)$	$s (l=0)$	0	1	1	2	2
$L (n=2)$	$s (l=0)$	0	1	4	2	8
	$p (l=1)$	-1, 0, +1	3		6	
$M (n=3)$	$s (l=0)$	0	1	9	2	18
	$p (l=1)$	-1, 0, +1	3		6	
	$d (l=2)$	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
$N (n=4)$	$s (l=0)$	0	1	16	2	32
	$p (l=1)$	-1, 0, +1	3		6	
	$d (l=2)$	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	$f (l=3)$	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

### 18-§. Хунд қондаси. Атом орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби

Электрон қаватларининг кетма-кет электронлар билан тўлиб бориши тартиби, яъни уларнинг орбиталарда қандай жойлашиши масаласи муҳимдир. Атомда электронлар Хунд қондасига биноан жойлашади.

Қўзғалмаган атомдаги электронларнинг спинлари йиғиндисининг абсолют қиймати максимал бўлади.

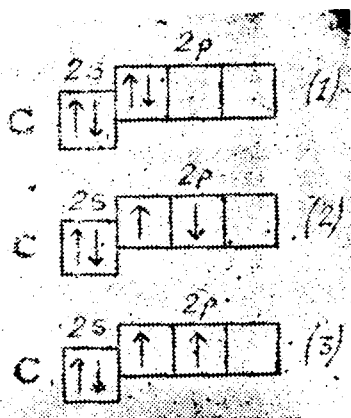
Хунд қондасини қуйидагича тушунтириш мумкин:

1. Айни поғоначада турган электронлар мумкин қадар кўпроқ орбиталларда жуфтлашмасликка интилади.

2. Орбиталларда олғиз жойлашган электронларнинг ҳаммаси бир хил спинга эга бўлади.

Хунд қондасига биноан атомнинг спинлари йиғиндисининг максимал қиймати атомнинг қўзғолмаган ҳолатига тўғри келади, яъни атомнинг мумкин бўлган кам энергияга эга бўладиган ҳолатни ифодалайди. Электронларнинг бундан бошқа ҳар қандай тақсимланиши атомнинг энергияси юқорироқ бўлишига, атомнинг қўзғолган, беқарор ҳолатда бўлишига олиб келади.

Масалан, углерод атомининг электрон тузилишини қуйдаги формула билан ифодалаш мумкин:  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Бу формулага электронларнинг ячейкаларда тақсимланишини кўрсатувчи 3 та схеманинг ҳар бири тўғри келиши мумкин:



Углерод атоми спектрининг анализи углерод атомининг қўзғолмаган ҳолати учун охирги (3) схема тўғри келишини кўрсатди. Бу схемада атом спинлари йиғиндиси юқори қийматга, яъни 1 га тенг, 1 ва 2 схемада нолга тенг.

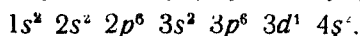
Қўзғолмаган атом орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби қуйдагича: аввал энг кам энергияли орбитал, сўнг энергияси купроқ бўлган орбитал тўлади. Атом электрон орбиталларининг тўлиш тартибининг бош ва орбитал квант сонлари қийматларига боғлиқлигини В. М. Клечковский ўрганган. Клечковский бу иккала квант сони қийматининг йиғиндиси ( $n + l$ ) ошиши билан электрон энергияси ҳам ошишини аниқлади ва қуйдаги биринчи қондани кашф эгди:

*Атом ядросининг заряди ошиб борганда электронлар олдин бош ва орбитал квант сонлари йиғиндиси ( $n + l$ ) нинг қиймати кичик бўлган орбитални тўлдиради, сўнгга бу қиймат катта бўлган орбитални тўлдиради.* Масалан, калий ва кальций атомларининг электрон тузилиши бу қондига тўғри келади: 3  $d$ -орбитал ( $n = 3, l = 2$ ) учун  $n + l$  нинг йиғиндиси 5 га, 4 $s$ -орбитал ( $n = 4, l = 0$ ) учун эса  $n + l$  нинг йиғиндиси 4 га тенг. Бинобарин, 4 $s$ -поғонача 3 $d$ -поғоначага нисбатан олдин электронлар билан тўлиши керак, ҳақиқатда шундай бўлади.

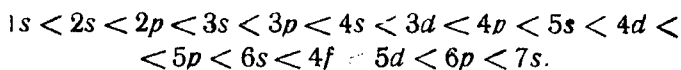
Агар икки орбитал учун  $n + l$  йиғинди бир хил қийматга эга бўлса, Клечковскийнинг иккинчи қондаси кучга киради:

$n + l$  йиғинди бир хил бўлганда орбиталларнинг тўлиб бориши бош квант сони  $n$  нинг қийматини ошиб бориши тартибида бўлади. Масалан, скандий атомида  $n + l$  йиғиндининг қиймати бир хил бўлган 3 та орбиталлардан қайси бири олдин электронлар билан тўлиши керак? 3 $d$ -орбитал ( $n = 3, l = 2$ )

учун  $n + l$  қиймат 5 га,  $4p$ - орбитал учун ҳам ( $n = 4, l = 1$ ) ва  $5s$ - орбитал ( $n = 5, l = 0$ ) учун ҳам 5 га тенг. Клечковскийнинг иккинчи қондасига мувофиқ аввал  $3d$ - поғонача ( $n = 3$ ) сўнг  $4p$ - поғонача ( $n = 4$ ) ва охирида  $5s$ - поғонача ( $n = 5$ ) электронлар билан тўлиши керак. Натижада скандий атомининг электрон тузилиши қуйидаги формулага тўғри келади:



Қўзғолмаган атом электронларининг жойланиши қуйидаги тартибда бўлади:



Электронларнинг энергетик поғона ва орбиталлар бўйлаб жойланишини аниқ элементнинг электрон конфигурацияси деб юритилади. Масалан, натрий элементининг электрон конфигурацияси  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  шаклида ёзилади. Барча элементлар учун (водород ва гелийдан ташқари) сиртқи қаватнинг максимал электрон сифими 8 га тенгдир. Атомнинг сиртқи қаватидаги 8 та электрон уни жуда барқарор қилади. Масалан, сиртқи қаватида 8 та электрони бўлган неон, аргон, криптон ва ксенон (шунингдек, икки электронли гелий) кимёвий жиҳатдан жуда барқарор моддалар бўлиб, улар кимёвий реакцияларга жуда қийинлик билан киришади. Асосий группача элементлари атомларининг сиртқи қаватидаги электронларининг сони аниқ группанинг номерига тенгдир. Қўшимча группача элементларининг сиртқи қаватида 2 тагача электрон, сиртқидан олдинги қаватида 8 тадан 18 гача электрон бўлади. Мис, хром ва бошқа баъзи элемент атомларининг сиртқи қаватида 1 тадан электрон бўлади. Масалан, мис атомининг ( $Z = 29$ ) электрон конфигурацияси  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$  кўринишига эга, уни қисқача  $KLM4s^1$  шаклида ёзиш мумкин.

## 19-§. Атом ва ионларнинг ўлчамлари

Атомларнинг электрон булуғлари аниқ чегарага эга бўлмайди. Агар оддий модда кристаллидаги атомларни бир-бирига тегиб турган шар шаклида деб ҳисобласак, икки шар марказлари орасидаги масофани, атом радиусининг иккилаганига тенг, деб қабул қилиш мумкин. Масалан, мис кристаллари ядролари орасидаги энг кичик масофа 0,256 нм га тенг. Демак, мис атоми радиуси шу қийматнинг ярмисига, яъни 0,128 нм га тенг. Ядро билан кучли боғланган ташқи электрон қаватидаги электронлар атомдан ажралиши ва бошқа атомларга бирикиши ва уларнинг ташқи электрон қавагига жойлашиши мумкин. Бир ёки бир неча электронларини йўқотган атомлар мусбат зарядланган заррачаларга, ортиқча электронларни бириктириб олган атомлар эса манфий зарядланган заррачаларга айланиши мумкин. Ҳосил бўлган зарядланган заррачалар ионлар деб номланади.

Атомларнинг электрон йўқогиши уларнинг эффектив ўлчамларининг кичиклашишига, ортиқча электронларни бириктириб олиши эса атомларнинг эффектив ўлчамларининг катталашishiга олиб келади. Шу сабабли мусбат зарядланган ион (катион) нинг радиуси айни атомнинг радиусидан кичик, манфий зарядланган ион (анион) нинг радиуси айни электронейтрал атомнинг радиусидан катта бўлади. Масалан, калий атомининг радиуси 0,236 нм,  $K^+$  ионининг радиуси 0,133 нм; хлор атомининг радиуси 0,099 нм бўлса,  $Cl^-$  ионининг радиуси 0,181 нм га тенгдир. Ионнинг заряди қанчалик катта бўлса, унинг радиуси айни атом радиусидан шунчалик катта фарқ қилади. Масалан, хром атомининг радиуси 0,127 нм бўлса,  $Cr^{2+}$  ва  $Cr^{3+}$  ионларининг радиуслари мутаносиб равишда 0,083 нм ва 0,064 нм га тенгдир.

## 20-§. Ионланиш потенциали. Электронга мойиллик

Металларнинг металлларга хос бўлган характерли кимёвий хоссалари шундан иборатки, уларнинг атомлари сиртки электронларини осон бериб, мусбат зарядланган ионларга айланади. Металлмаслар атомлари эса, аксинча, электронларни бириктириб олиб, манфий зарядланган ионларга айланади. Атомдан электронни ажратиб уни мусбат зарядланган ионга айлантириш учун қандайдир энергия сарф қилиш керак, бу энергия *ионланиш энергияси деб аталади*.

Ионланиш энергиясини электр майдонида тезлаштирилган электронлар ёрдамида атомларни бомбардимон қилиш ёрдамида аниқлаш мумкин. Атомларни ионлаш учун етарли даражада электронларни тезлатиш учун кетадиган майдонларнинг кучланиши айни элемент атомининг *ионланиш потенциали* деб аталади ва вольт (В) лар ёки электронвольт (эВ) ларда ифодаланади.

Ионланиш потенциалининг миқдори элементнинг металллик хоссаси кучли ёки кучсиз эканлигини кўрсатувчи ўлчов бўлиб хизмат қилади: ионланиш потенциали қанчалик кичик бўлса, яъни атомдан электронни ажратиб олиш қанчалик осон бўлса, элементнинг металллик хоссаси шунчалик кучли ифодаланган бўлади.

Юқорида кўрсатилганидек, атомлар фақат электронлар берибгина қолмай, электронларни бириктириб олиши ҳам мумкин. Атомга электрон бирикиши натижасида ажралиб чиқадиган энергия *атомнинг электронга мойиллиги* деб аталади. Электронга мойиллик ионланиш энергияси каби вольт (В) лар ёки электронвольт (эВ) ларда ўлланади.

Металл атомларининг электронга мойиллиги нолга яқин ёки манфий қийматга эгадир, яъни кўпчилик металл атомларининг электронларни бириктириб олиши энергетик жиҳатдан афзал эмас. Металлмас атомларининг электронга мойиллиги доимо мусбат қийматга эга бўлиб, металлмас даврий системада инерт

газга қанчалик яқин жойлашган бўлса, унинг электронга мойиллиги шунчалик юқори қийматга эга бўлади. Элементларнинг металлмаслик хоссаларини яққол намоён қилиш учун электроманфийлик (ЭМ) тушунчаси киритилган. Айни элементнинг электроманфийлиги унинг ионланиш энергияси билан электрон мойиллиги йиғиндисига (ёки унинг ярмига) тенг

Масалан, фторнинг электроманфийлиги  $ЭМ = 17,42 + 3,62 = 21,04$  эВ, литийнинг электроманфийлиги  $ЭМ = 5,09 + 0,84 = 5,93$  эВ га тенг. Элементларнинг металл ва металлмаслик хоссаларини таққослаб кўриш учун Р. Малликен ва Л. Полинг электроманфийлигининг нисбий қийматларидан фойдаланишни таклиф қилдилар. Бунинг учун литийнинг нисбий электроманфийлиги 1 деб қабул қилинган. Айни элементнинг нисбий электроманфийлигини топиш учун унинг электроманфийлик қийматини литий электроманфийлигига нисбага олинади. Масалан, фторнинг нисбий электроманфийлиги  $21,04 : 5,9 = 4$  га тенгдир. Айни элементнинг турли валент ҳолатлари учун электроманфийликнинг қиймати бир хил бўлмайди. Элементнинг мусбат валентлиги ошиши билан унинг нисбий электроманфийлик қиймати ошади. Масалан, марганецнинг оксидланиш даражаси +2, +4 ва +7 га ошганда, унинг нисбий электроманфийлиги мутаносиб равишда 1,4, 2,1 ва 2,5 га тенг бўлади.

## 21-§. Атом ядросининг тузилиши. Изотоплар

Ҳозирги замон тасаввурларига кўра, атом ядроси протон ва нейтронлардан иборат. Бу заррачалар умумий ном билан нуклонлар (лотинча *nucleus* — ядро) деб аталади.

Протон элементар заррача бўлиб, массаси 1,00728 у. б. га тенг ва абсолют миқдори жиҳатдан электрон зарядига тенг булган мусбат зарядга эга. Нейтрон ҳам элементар заррача бўлиб, унинг электр заряди йўқ, массаси 1,00867 у. б. га тенг. Протонни *p* билан, нейтронни *n* билан ифодалаш қабул қилинган. Атом ядросидаги протон ва нейтронлар сони йиғиндиси атом (ядро) нинг масса сони деб юритилади. Атомнинг масса сони тахминан элементнинг атом массасини ифодалайди.

Ядро ўзининг ўлчами жиҳатдан атом ўлчасидан минг марта кичик ва жуда юқори зичликка эга бўлиши билан фарқланади: 1 см<sup>3</sup> ядро моддаси 10<sup>11</sup> кг келади. Агар 1 та буғдой дони, фақат ядро моддасидан ташкил топган бўлганда эди, унинг оғирлиги 100 минг тоннага тенг бўлар эди. Атом ядросидаги протонлар сони ядронинг мусбат зарядлари сонига тенг, яъни элементнинг тартиб номерига тенг; бинобарин нейтронлар сони атомнинг масса сонидан элементнинг тартиб номерининг айирмасига тенгдир.

Ядрони ташкил қилувчи заррачалар ўртасида 2 куч ўзаро таъсирлашадилар: мусбат зарядланган протонларнинг ўзаро ытарилиш электростатик кучлари ва ядро таркибига кирувчи ҳам-

ма заррачалар ўртасидаги ўзаро тортишиш кучлари (бу кучлар ядро кучлари деб юритилади). Ядродаги кучлар ниҳоятда кичик масофадагина ( $10^{-15}$  м) ўз таъсирини кўрсатади. Ҳар қайси нуклон фақат ўзига яқин қўшни бир неча нуклонларгагина таъсир кўрсатади. Атом ядросини ташкил этувчи заррачалар орасидаги масофа жуда кичик бўлганда, ядро кучларини тўртиш қобилияти, бир хил зарядлар ҳосил қиладиган итариш кучидан юқори бўлади ва ядроларнинг барқарорлигини таъминлайди.

Атом ядросининг массаси тахминан ядрони ҳосил қилувчи протон ва нейтронларнинг массалари йиғиндисига тенгдир. Протон ва нейтронлар массасининг аниқ қийматлари асосида ҳисоблаб чиқарилган ядролар массалари билан шу ядроларнинг тажриба йўли билан топилган массалари қийматлари орасида фарқ келиб чиқади. Масалан, 2 та протон ва 2 нейтрондан ташкил топган гелий ядросининг массаси қуйидагича ҳисоблаб чиқарилади:

$$2 \cdot 1,00728 + 2 \cdot 1,00867 = 4,03190 \text{ у. б.}$$

Тажриба йўли билан топилган гелий ядросининг массаси 4,0026 у. б. га тенг, яъни тахминан юқориги қийматдан 0,03 у. б. га камдир. Демак, ядро массаси уни ташкил этувчи ҳамма заррачаларининг массаси йиғиндисидан кичик бўлиб чиқади. Бу ҳодиса *масса дефекти* деб ном олган.

Эйнштейн тенгламаси ( $E = m \cdot c^2$ ) га мувофиқ масса билан энергия ўртасида маълум боғланиш бўлиб, масса ўзгаришига мутаносиб равишда энергия ўзгаради. Агар атомлар ядросининг ҳосил бўлишида масса сезиларли камайса, бир вақтнинг ўзида кўп миқдорда энергия ажралиб чиқади.

Гелий атоми ядросининг ҳосил бўлишидаги масса дефекти 0,03 у. б. ни ташкил этади, 1 моль гелий атомлари ҳосил бўлишидаги масса дефекти  $0,03 \text{ г} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ кг}$  ни ташкил этади. Эйнштейн тенгламасига мувофиқ бу  $3 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{12} \text{ ж}$  га тенг. Бу миқдордаги энергия ДнепроГЭС электростанциясининг 1 соат ичида ишлаб чиқарадиган энергияси миқдорига тенгдир.

Ядронинг протон ва нейтронлардан ҳосил бўлишида ажралиб чиқадиган энергия қиймати *ядронинг боғланиш энергияси* деб аталади ва ядронинг барқарорлигини характерлайди, яъни ажралиб чиқадиган энергия миқдори қанча кўп бўлса, ядро шунчалик барқарор бўлади. Ҳар бир элементнинг ҳамма атомлари ядролари бир хил зарядга эга бўлади, яъни ядро тенг сондаги протонларни сақлайди. Лекин бу атомлар ядроларидаги нейтронлар сони ҳар хил бўлиши мумкин.

Бир хил ядро зарядига эга бўлган, лекин ҳар хил сондаги нейтронларни тутувчи атомлар *изотоплар* (грекча „изос“ — бир хил, „топос“ — жой) деб аталади. Масалан, табиий хлор масса сонлари 35 ва 37 га тенг бўлган изотоплардан иборат, маг-



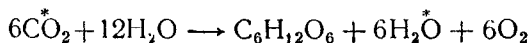
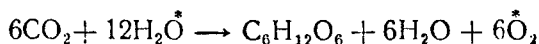
нийнинг масса сонлари 24,25 ва 26 га тенг бўлган табиий изотоплари бор.

Изотоплар деярли ҳамма элементларда учрайди. Айни элементнинг барча изотоплари ўзларининг кимёвий хоссалари жиҳатидан бир-бирига жуда яқин бўлгани учун ўша элемент изотопларини бир-бирдан ажратиш жуда қийин: изотоплар бир-бирларидан кимёвий усуллар ёрдамида ажратилади.

Изотопларнинг кашф этилиши билан кимёвий элемент тунчасига қуйдаги таъриф берилди: ядроларининг зарядлари бир хил бўлган атомлар тури кимёвий элементдир.

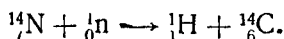
Кимёвий ва биологик жараёнларнинг механизмини ўрганишда изотоп индикаторлар ёки „нишонли атом“ лар кенг қўлланилади. Бунинг учун маълум миқдордаги изотоп ўсимлик ёки ҳайвон организмга юборилади ва унинг юриш йўли текшириб борилади.

Масалан, кислороднинг оғир изотопи  $^{18}\text{O}$  ни қўллаш билан ўсимликлар томонидан карбонат ангидриднинг ўзлаштирилиши текширилади. Натижада ўзлаштиришнинг қуйдаги схема бўйича бориши аниқланди (изотоп  $^{18}\text{O}$  юлдузчалар билан кўрсатилган):



Шундай қилиб, ўсимликлар томонидан атмосферага чиқариладиган кислород карбонат ангидриддан эмас, балки сувдан олиниши аниқланди. „Ншонли атомлар“ ўсимликлар илдининг тупроқда ўсишини кузатишга, ўсимликлар томонидан ўғитларнинг ўзлаштирилишини ўрганишга, ҳайвонларнинг еган овқатини ўзлаштириш жараёнини аниқлашга имкон беради. „Ншонланган атомлар“ дон намлиги, турли прокатлар зичлиги ва қалинлигини масофадан туриб контрол қилишга ёрдам беради. Космонавтикада  $^{238}\text{Pu}$ ,  $^{232}\text{Cm}$  ва  $^{244}\text{Cm}$  изотоплари асосида ишлайдиган иссиқлик энергияси генераторлари қўлланилади.

Углероднинг радиоактив изотопи ( $^{14}\text{C}$ ) органик моддалар орасидаги реакцияларнинг механизмини, аниқлашда, биология ва қишлоқ хўжалиги соҳаларида кенг миқёсда текширишлар олиб боришда ишлатилади.  $^{14}\text{C}$  изотопнинг ярим емирилиш даври 5600 йилдир. У паст энергияли  $\beta$ -нурларни чиқариб парчаланadi. Углероднинг бу изотопи ҳавонинг устки қаватларида азотнинг нейтронлар билан тўқнашуви натижасида ҳосил бўлади:



Бу ядро реакциясининг боришига космик нурлар ёрдам беради. Ҳосил бўлган  $^{14}\text{C}$  кислород билан бирикиб,  $^{14}\text{CO}_2$  ни ҳосил қилади. Ҳосил бўлган карбонат ангидрид углероднинг асосий изотопи бўлган  $^{12}\text{C}$  ҳосил қилган углерод (IV)-оксид билан

биргаликда биологик жараёнларда иштирок этиб ўсимликларга ютилади; шунинг учун ҳам ўсимликларда маълум даражада радиоактивлик хусусияти намоён бўлади. Агар ўсимликнинг биологик ривожланиш жараёни тўхтатилса, унинг радиоактивлиги камай боради ва 5600 йилдан кейин ўсимликнинг радиоактивлик қуввати икки марта пасаяди. Шунга асосланиб, археологлар ердан топиладиган қазилма органик қолдиқларнинг радиоактивлигини ўлчаш асоғида уларнинг „ёшини“ аниқлайдилар.

## 22- §. Табиий ва сунъий радиоактивлик. Ядро реакциялари

Элементар заррачалар ёки ядроларни тарқатиш жараёни натижасида бир элементнинг беқарор изотопининг бошқа элемент изотопига ўз-ўзидан айланишига *радиоактивлик* деб аталади.

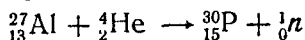
Элементларнинг табиий изотопларининг радиоактивлиги *табиий радиоактивлик* дейилади.

Радиоактив емирилиш жараёни турли изотопларда ҳар хил тезлик билан боради. Радиоактив элемент емирилганда унинг миқдори камайиб, у янги элементга айланади.

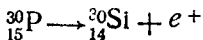
Вақт бирлигида емирилган атомлар сони элемент миқдorigа пропорционалдор. Бу қонун радиоактив емирилиш қонунидир. Олинган миқдорнинг ярми емирилиши учун кетган вақт *изотопнинг ярим емирилиш даври* деб аталади.

Радиоактив элементларнинг ярим емирилиш даври ғоят хилма-хил бўлади, яъни баъзи элементларнинг ярим емирилиш даври миллиард йилларга тенг бўлса, баъзилариники секунднинг кичик улушларига тенг бўлиши мумкин. Масалан, радоннинг ярим емирилиш даври 2,85 суткага, радийники 1620 йилга, уранники эса 4,5 миллиард йилга тенг.

1933 йилда Ирен Кюри ва Фредерик Жолио Кюри баъзи энгил элементлар — бор, магний, алюминий  $\alpha$ -заррачалар билан бомбардимон қилинганда позитронлар (позитрон  $e^+$  — элементар заррача бўлиб, унинг массаси электрон массасига тенг, аммо мусбат электр зарядига эга электрон ва позитроннинг зарядларининг абсолют миқдорлари бир хил) ажралиб чиқишини кузатдилар. Аввал алюминийга  $\alpha$ -нурлар таъсир этгириб, радиоактив фосфор ҳосил қилинади:



Бунда нейтронлар ҳам ажралиб чиқади, сўнгра ҳосил бўлган беқарор радиоактив фосфор позитрон чиқариш билан емирилиб, кремнийнинг барқарор изотопига айланади:

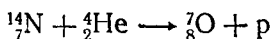


Шундай қилиб, сунъий равишда радиоактивлик ҳодисаси кашф этилди. Ҳозирги даврда сунъий йўл билан кимёвий элемент-

ларнинг юзлаб радиоактив изотоплари ҳосил қилинган. Радиоактив элементлар ва уларнинг табиатини ўрганувчи кимёнинг бўлими радиокимё деб аталади.

Ядроларнинг элементар заррачалар (нейтронлар ва протонлар) ёки бошқа ядролар (масалан  $\alpha$ -заррачалар ёки дейтронлар  ${}^2_1\text{H}$ ) билан ўзаро таъсирлашувига *ядро реакциялар* дейилади.

Биринчи сунъий ядро реакцияси 1919 йилда Резерфорд томонидан амалга оширилган эди; азот атомларига  $\alpha$ -заррачалар оқимини таъсир эттириб, кислород изотопи  ${}^{17}_8\text{O}$  ни ҳосил қилган эди:



Шундай қилиб, элементларнинг бир-бирига сунъий айлантира олиш мумкинлиги тажрибада исбот этилди.

### III Б О Б. Д. И. МЕНДЕЛЕЕВНИНГ ДАВРИЙ ҚОНУНИ ВА КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ СИСТЕМАСИ

#### 23-§. Д. И. Менделеевнинг даврий қонуни

Атом-молекуляр таълимотнинг кашф этилишидан кейинги муҳим воқеалардан бири даврий қонуннинг очилиши бўлди. 1869 йилда Д. И. Менделеев томонидан қилинган бу кашфиёт кимёда янги даврни бошлаб берди. Даврий қонунга асосланган кимёвий элементлар классификацияси кимёвий элементлар хоссаларини ўрганиш ва моддаларнинг тузилиши ҳақидаги таълимотнинг янада ривожланишида жуда муҳим роль ўйнади.

Кимёвий элементларни системага солишга бўлган уринишлар Менделеевгача ҳам мавжуд эди. Лекин ҳаракатларнинг барчаси фақат синфларга бўлиш мақсадини кўзлаган бўлиб, айрим элементларнинг ўхшаш кимёвий хоссаларига асосланиб группаларга бирлаштиришдан нарига ўтмади. Д. И. Менделеевдан аввал олиб борилган ишларнинг ҳеч бирида кимёвий элементлар орасида ўзаро узвий боғланиш борлиги аниқланмади. Кимёвий элементларнинг бир-бирига ўхшашлиги ва фарқи асосида кимёнинг муҳим қонунларидан бири ётишини Д. И. Менделеевгача ҳеч ким кашф эта олмади. Д. И. Менделеев биринчи бўлиб, ҳамма кимёвий элементлар орасида қонуний боғланиш борлигини кашф этди. Элементлар систематикасига асос қилиб уларнинг нисбий атом массаларини олди.

Д. И. Менделеев ўша замонда маълум бўлган барча элементларни уларнинг атом массалари ортиб бориши тартибида бир қаторга жойлаштирди ва элементларнинг хоссалари маълум оралиқларда, яъни даврий такрорланишини аниқлади. Менделеев кашф этган бу қонун *даврий қонун* деб юритилди, уни Менделеев қуйидагича таърифлади: *„Оддий жисмларнинг хоссалари, шунингдек элементлар бирикмаларининг шакл*

*ва хоссалари элементларнинг атом массаларига даврий равишда боғлиқ бўлади*". Д. И. Менделеев даврий қонунни кашф этишда элементларнинг атом масса қийматлари ҳамда уларнинг физик ва кимёвий хоссаларига эътибор берди. Элементлар даврий системасида элементларнинг кимёвий ва баъзи физик хоссалари даврий равишда ўзгаради. Даврий равишда ўзгарадиган, яъни бир неча элементдан кейин қайтариладиган кимёвий хоссалар қуйидагилардан иборат:

1) элементнинг валентлиги, 2) элементнинг юқори оксид ҳамда гидроксидларининг шакллари, 3) уларнинг асос ёки кислота табиати, 4) элементлар оксидларининг гидратланишга интилиши ва бошқалар. Элементларнинг қуйидаги физик хоссаларида даврийлик учрайди: 1) атом ҳажмлари, 2) атом ва ионларнинг радиуслари. 3) оптик спектрлари. 4) ионланиш потенциаллари, 5) суюқланиш ва қайнаш температуралари ва бошқалар. Лекин элементларнинг ядро зарядлари, атом массалари, атом иссиқлик сифимлари даврий равишда ўзгармайди. Бу хоссалар элементларнинг даврий бўлмаган хоссалари қаторига киради. Элементлар атомларининг ядро зарядлари даврий системада бир элементдан иккинчи элементга ўтган сари биттадан ортиб боради. Элементларнинг атом массалари даврий системада бир элементдан иккинчи элементга ўтиши билан 1 та углерод бирлиги қадар ортиб боради. Кўпчилик элементларнинг атом иссиқлик сифими 26 Ж га тенг бўлиб, элементнинг даврий системадаги урнига боғлиқ эмас.

Атом тузилиши ҳақидаги тасавурлар даврий қонуннинг физик моҳиятини яққол намоён қилди, яъни нима учун элементларнинг хоссалари даврий равишда ўзгаришини тушунтиришга имкон берди. Элементларнинг даврий системада жойлашган ўрни билан уларнинг кимёвий хоссалари орасида маълум боғланиш борлиги аниқланди.

Бир-бирига ўхшаш элементларнинг сиртқи ва сиртқидан олдинги қаватларида электронларнинг жойлашиши ҳам бир-бириникига ўхшаш бўлади. Элементлар хоссаларининг даврий ўзгаришига сабаб атомда электронларнинг кетма кет жойлашиши ва ҳар қайси қаватда маълум сондаги электронларнинг мавжудлигидир.

Элементнинг тартиб номери шу элемент атом ядросининг мусбат зарядига тенгдир. Атом тузилиши назариясига биноан даврий қонун қуйидагича таърифланади (даврий қонуннинг ҳозирги замон таърифи): Оддий модда (элемент) ларнинг хоссалари, шунингдек элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалари элементларнинг *атом ядролари зарядига даврий боғлиқдир*.

## 24-§. Элементларнинг даврий системаси

Д. И. Менделеев даврий системасини 1869 йилда тузди. Хоссалари кетма-кетликда ўзгарадиган элементларнинг қатори, масалан, литийдан неонгача ёки натрийдан аргонгача бўлган

саккиз элементлардан иборат қаторлар Менделеев томонидан *даврлар* деб аталди. Агар бу икки қаторни бирини тагига иккинчисини ёсак, унда элементлар қуйидагича жойлашиши мумкин:

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

Бунда вертикал устунларга хоссалари жиҳатидан бир-бирига ўхшаш бир хил валентликка эга бўлган элементлар жойлашади, масалан литий ва натрий, бериллий ва магний ва ҳоказо.

Ҳамма элементларни қаторларга тақсимлаб ва элементларни хоссалари ва ҳосил қиладиган бирикмаларининг типига қараб бир қатор тагига иккинчисини жойлаштириб, Менделеев элементлар даврий системаси деб аталган жадвални тузди.

Даврий системанинг охириги варианты 10 та горизонтал қаторлар ва саккизта вертикал устунлар ёки группалардан иборат. Менделеев ўхшаш элементлар жойлашган вертикал қаторларни группа деб, ишқорий металлдан галогенгача бўлган элементларнинг ҳар қайси горизонтал қаторини *давр* деб атади. Биринчи қаторда фақат икки элемент — водород ва гелий жойлашган. Бу икки элемент биринчи даврни ташкил этади. Иккинчи ва учинчи қаторлар биз юқорида кўриб чиққан элементлардан ташкил топган бўлиб, ҳар бирида саккиздан элемент бўлган икки даврни ҳосил қилади. Учала давр кичик даврлар деб юригилади. IV, V, VI ва VII даврлар катта даврлар дейилади. IV, V ва VII даврларнинг ҳар қайсиси икки қатордан тузилган, VII давр тугалланмаган даврдир. Биринчи даврдан бошқа ҳамма даврлар ишқорий металл билан бошланиб, инерт газ билан тугайди. Катта даврларда элементларнинг сони кўп бўлганлиги учун бир элементдан иккинчи элементга ўтганда элементларнинг хоссалари кичик даврдагиларга нисбатан бирмунча суст ўзгаради. Катта даврлар жуфт ва тоқ қаторларга эга. Ҳар қайси катта даврда элементларнинг хоссалари ишқорий металлдан инерт газга ўтган сайин маълум қонуният билан ўзгариб боради, бундан ташқари, элементларнинг хоссалари ҳар бир жуфт қатор ичида ва ҳар бир тоқ қатор ичида ҳам маълум равишда ўзгаради. Элементларнинг кислородга нисбатан юқори валентлиги бир элементдан иккинчи элементга текис ўзгариб боради. Лекин давр ўртасида валентлик максимумга етиб, бирдан 2 га тушади, сўнгра давр охирига қараб яна ошиб боради. Катта даврларнинг жуфт қатор элементлари фақат металллар бўлиб, металл хусусияти чапдан ўнгга борган сайин пасаяди. Тоқ қаторларда чапдан ўнгга бориш билан металл хоссалари янада заифлашиб, металлмаслик хоссалари кучаяди.

Саккизинчи қаторда лантан (57-элемент) дан кейин ўз хоссалари билан бир-бирига ва лантанга ўхшаш 14 та элемент жойлашган. Бу элементлар лантаноидлар номи билан юрити-

лади ва жадвалда алоҳида бир қаторга жойлаштирилган. Учинчи қаторда актиний (89-элемент) дан кейин ўз атом тузилишлари билан актиний атомига ўхшаш 14 та элемент жойлашган, улар актиноидлар деб аталади ва алоҳида қаторга жойлаштирилган.

Жадвалнинг вертикал устунларида ёки группаларда ўхшаш хоссаларга эга бўлган элементлар жойлаштирилган. Шунинг учун ҳар бир вертикал группа гўёки элементларнинг табиий оиласини ташкил этади. Жадвалда бундай группаларнинг сони 8 та бўлиб, группа номерлари рим рақамлари билан кўрсатилган. Биринчи группага кирувчи элементлар умумий  $R_2O$  формулага тўғри келадиган оксидларни ҳосил қилади, иккинчи группа элементлари  $RO$  ни, учинчи группа элементлари  $R_2O_3$  формулага тўғри келадиган оксидларни ҳосил қилади ва ҳоказо. Шундай қилиб, ҳар бир группадаги элементларнинг юқори валентлиги баъзи чекланишларни ҳисобга олмаганда группа номерига тўғри келади.

II ва III давр элементларини Д. И. Менделеев типик элементлар деб атади. Ҳар қайси группа иккита группачага бўлинади. Типик элементларга эга группача асосий группача номи билан юритилди. Катта даврларнинг тоқ қаторлари элементлари эса *ёнаки ёки қўшимча группача* деб аталди.

Асосий группача элементлари кимёвий хоссалари жиҳатидан ёнаки группача элементларидан фарқ қилади. Буни VII группа элементларида яққол кўриш мумкин. Бу группанинг асосий группача элементлари (водород, фтор, хлор, бром, йод, астат) актив металлмаслар бўлиб, қўшимча группача элементлари (марганец, технеций, рений) ҳақиқий металллардир. Ҳар бир группа ичида атом масса ортиши билан элементларнинг металллик хоссалари кучайиб боради. Бу ҳодиса, айниқса, асосий группача элементларида яққол намоён бўлади.

Элементларнинг хоссалари (атом массаси, валентликлари, кимёвий бирикмаларининг асос ёки кислоталилик хусусиятлари ва ҳоказолар) даврий системада давр ичида ҳам, группа ичида ҳам маълум қонуният билан ўзгаради. Бинобарин, ҳар қайси элемент даврий системада ўз ўрнига эга ва бу ўрин ўз навбатида маълум хоссалар мажмуасини ифодалайди ва тартиб номери билан характерланади. Шу сабабли агар бирор элементнинг даврий системада тутган ўрни маълум бўлса, унинг хоссалари ҳақида тўла фикр юритиш мумкин. Кимёвий элементнинг даврий системадаги ўрнига қараб, унинг электрон тузилишини аниқлаш мумкин. Бунинг учун қуйидаги қонуниятларни билиш керак.

1. Атомдаги электронлар жойлашадиган энергетик поғоналарнинг сони элементлар даврий системасидаги давр номерига тенг бўлади.

2. Асосий группача элементлари атомлари ташқи энергетик поғонасидаги электронлар сони шу элемент жойлашган даврий системанинг группа номерига тенг. Масалан, 20-элемент

кальций II группанинг асосий группачасида, 4-даврда жойлашган. Кальций атомининг ташқи поғонасидаги электрон конфигурацияси  $4s^2$  дир. Сурьма 51-элемент бўлиб, у V группанинг асосий группачаси ва 5-даврда жойлашган. Унинг ташқи поғонасининг электрон конфигурацияси  $5s^25p^3$  дир. Асосий группача элементларининг ташқи энергетик поғонасидаги электронлар кимёвий ўзаро таъсирлашадиган валент электронлар ҳисобланади.

3. III — VII группаларнинг қўшимча группачалари элементлари ҳамла VIII группанинг қўшимча группачасидаги 3 та элемент (Fe, Ru, Os) нинг атомларидаги ташқи энергетик поғонанинг  $s$ -поғонасидаги ва ташқидан олдинги энергетик поғонанинг  $d$ -поғонасидаги электронларнинг умумий сони группа сонига тенг. Масалан, рений 6-давр VII группасининг қўшимча группачасида жойлашган, унинг валент қаватларининг электрон конфигурацияси  $5d^56s^2$  дир.

4. I ва II группанинг қўшимча группачаси элементларида ташқидан олдинги энергетик поғонанинг  $d$ -поғонасидаги электронларга тўлган ( $d^{10}$ ) бўлиб, ташқи энергетик поғонадаги электронлар сони группа номерига тенг. Масалан, симобнинг электрон формуласининг охири  $5d^{10}6s^2$  кўринишида бўлади.

## 25-§ Элементларнинг атом ва ион радиуслари, ионланиш энергияси, электронга мойиллигининг ўзгариш қонуниятлари

Элементларнинг атом радиуслари атом ядроси заряди қийматига даврий боғлиқдир. Битта давр ичида атом ядроси зарядининг ошиши билан атом радиусларининг камайиши кузатилади. Бу ҳол айниқса кичик даврларда яққол намоён бўлади. Қуйида баъзи элементларнинг атом радиуслари берилган (нм да):

Li	Be	B	C	N	O	F
0,165	0,113	0,091	0,077	0,076	0,066	0,064
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,189	0,160	0,143	0,134	0,130	0,104	0,099

Атом радиусларининг давр бошидан давр охиригача камайиб бориши ташқи электрон қаватидаги электронларнинг атом ядроси зарядининг ортиб бориши натижасида ядрога кучлироқ тортилиши билан тушунтирилади. Ядродан узоқроқ жойлашган янги электрон қаватнинг қўшилиши билан, яъни кейинги даврга ўтиши билан атом радиусларининг қиймати ошиб боради (масалан, фтор атоми билан натрий атоми радиусларини солиштириб кўринг).

Битта группачада ядро зарядининг ошиши билан атом радиуслари катталашиб боради. Мисол тариқасида баъзи бош группача элементларининг атом радиусларини (нм да) келтирамиз:

I группа	II группа	III группа
Li 0,165	Be 0,113	N 0,076
Na 0,189	Mg 0,160	P 0,130
K 0,235	Ca 0,197	As 0,148
Rb 0,248	Sr 0,215	Sb 0,161
Cs 0,268	Ba 0,221	Bi 0,182

Битта группачада бир хил миқдордаги зарядга эга бўлган ионларнинг радиуси ядро зарядининг ортиши билан катталашади. Буни қуйидаги келтирилган мисолларда кўриш мумкин (ион радиуслари нм да берилган):

I группа	II группа	VI группа	VII группа
Li <sup>+</sup> 0,068	Be <sup>2+</sup> 0,034	O <sup>2-</sup> 0,136	F <sup>-</sup> 0,133
Na <sup>+</sup> 0,098	Mg <sup>2+</sup> 0,074	S <sup>2-</sup> 0,182	Cl <sup>-</sup> 0,181
K <sup>+</sup> 0,133	Ca <sup>2+</sup> 0,104	Se <sup>2-</sup> 0,193	Br <sup>-</sup> 0,196
Rb <sup>+</sup> 0,149	Sr <sup>2+</sup> 0,120	Te <sup>2-</sup> 0,211	I <sup>-</sup> 0,220

Бундай қонуният бир даврдан кейинги даврга ўтганда электрон қаватларининг сонини ортиши ва ташқи электронларнинг ядродан узоқлашиб бориши билан тушунтирилади.

Электронларнинг ионланиш энергияси ва электронга мойиллик қийматларини давр ва группачалар бўйича ўзгаришини кўриб чиқайлик. Даврий системанинг битта группачаси бўйича ионланиш энергияси ядро заряди ортиши билан камайиб боради. Бу элементнинг металллик хоссасини кўпайиб бориши ва мутаносиб равишда металлмаслик хоссаларининг сусайиб боришини кўрсатади. Буни қуйидаги жадвалдан яққол кўриш мумкин.

2-жадвал

Баъзи асосий группача элементлари атомларининг биринчи ионланиш энергияси (В)

I группа	II группа	VI группа	VII группа
Li 5,39	Be 9,32	O 13,62	F 17,42
Na 5,14	Mg 7,65	S 10,36	Cl 11,97
K 4,34	Ca 6,11	Se 9,75	Br 11,84
Rb 4,18	Sr 5,69	Te 9,01	J 10,45
Cs 3,89	Ba 5,21		

Бу қонуният атом радиусларининг ортиб бориши билан боғлиқ. Атом ядроси билан ташқи электронлар орасидаги оралиқ электрон қаватлари сонининг ошиши ташқи қаватлардаги электронларнинг ядро билан боғланишини сусайтиради, бу ионланиш энергиясининг камайишига олиб келади.

Бир давр мобайнида ишқорий металлдан нодир газга ўтган сари ядро заряди секин-аста ортиб, атом радиуси камайиб боради. Шу сабабли ионланиш энергияси ҳам асосан давр



бошидан давр охирига қараб ошиб боради, элементларнинг металлик хоссалари эса сусайиб боради.

Электронга мойиллик атомнинг оксидлаш активлигининг ўлчовидир. Элемент атомининг электронга мойиллиги қанча катта бўлса, бу элемент шунчалик кучли оксидловчи ҳисобланади

Электронга мойиллигининг сон қиймати элементнинг тартиб номери, даврий системадаги ўрни, электронлар билан тўлиб борувчи поғоначага (бу поғонача тугалланишга яқин бўлса, элемент атомининг электронга мойиллиги юқори бўлади) ҳамда бошқа факторларга боғлиқ бўлади.

3- жадвал

Баъзи элементлар атомларининг электронга мойиллик қийматлари

Элемент	$F, эВ$	Элемент	$F, эВ$
H	0,747	Ne	1,28
He	-0,22	Na	0,47
Li	0,82	Mg	-0,32
Be	-0,19	Al	0,52
B	0,33	Si	1,90
C	1,12	S	2,07
N	-0,21	Cl	3,76
O	1,47	K	0,5
F	3,58	Br	3,45

Давр бўйича элементлар атомининг электронга мойиллиги чапдан ўнгга ошиб боради. Жадвалдаги маълумотлар шуни кўрсатадики, VII группачанинг р-элементлари (F, Cl, Br) нисбатан юқори электронга мойилликка эга. Улар атомларининг ташқи электрон конфигурациялари  $p^5$  га тенг, яъни тугалланишга ( $p^6$  га) яқиндир.

Асосий группача элементларида атомнинг ядро заряди ошиб бориши билан элементларнинг электронга мойиллиги сусайиб боради.

## 26-§. Даврий қонун ва даврий системанинг аҳамияти

Даврий қонун ва элементларнинг даврий системаси кимё фанининг янада тараққий этишига катта таъсир кўрсатди. У янги илмий кашфиётлар қилишда муҳим қурол бўлиб хизмат қилди.

Менделеев ўз даврий қонуни асосида элементлар даврий системасини тузганда ҳали кўпгина элементлар номаълум эди. Менделеев ўз даврий системасида баъзи катакларни бўш қолдирди. Масалан, кальций билан титан орасида бўш жой қолдирди, шунингдек тўртинчи даврда рух билан мышьяк ораси-

да иккита катакни бўш қолдирди. Менделеев номаълум элементларнинг борлигига ишонч ҳосил қилибгина қолмасдан, балки уларнинг даврий системадаги ўрнига асосланиб, хоссаларини олдиндан характерлаб берди. Кальций билан титан орасида жойланиши керак бўлган элементга экабор (чунки унинг хоссалари борга ўхшаш бўлиши керак эди), рух билан мышьяк орасида жойлашиши керак бўлган икки элементни экаалюминий ва акасилиций деб атади. Кейинги 15 йил ичида Менделеев характерлаган учала элемент кашф этилди.

1875 йилда француз кимёгари Лекок де Буабодрон экаалюминий хоссаларини намоён қилувчи галлийни (Франциянинг қадимий номи шарафига аталган) кашф қилди. 1879 йилда Л. Ф. Нильсон экабор хоссаларига эга бўлган скандийни кашф этди. 1886 йилда Германияда К. А. Винклер акасилиций хоссаларини ўзида намоён қилувчи германийни кашф этди.

Экасилицийнинг 1871 йилда Менделеев айтган хоссаларини 1886 йилда кашф қилинган германий хоссалари билан солиштирамиз:

Экасилицийнинг хоссалари:	Германийнинг хоссалари:
Экасилиций Es — суюқланувчан металл, кучли иссиқлик таъсирида учувчан	Германий Ge — кулранг металл 936°C да суюқланади, ундан юқори температурада учувчан
Атом массаси 72 га яқин Зичлиги 5,5 г/см <sup>3</sup> атрофида	Атом массаси 72,59 га тенг Зичлиги 20°C да 5,35 г/см <sup>3</sup> га тенг
Оксиди осон қайтарилувчан	Оксиди кўмир ёки водород ёрдамида металлгача осон қайғарилади
Оксидининг зичлиги 4,7 г/см <sup>3</sup> га яқин EsCl <sub>4</sub> суюқлик, 90°C атрофида қайнаши керак, унинг зичлиги 1,9 г/см <sup>3</sup> га яқин	Оксидининг зичлиги 18°C да 4,703 г/см <sup>3</sup> га тенг GeCl <sub>4</sub> — суюқлик, 83°C да қайнайди, унинг зичлиги 18°C да 1,88 г/см <sup>3</sup> га тенг.

Галлий, скандий ва германийнинг кашф этилиши даврий қонунининг буюк тантанаси бўлди.

Даврий система баъзи бир элементларнинг валентлиги ва атом массасини аниқлашда катта роль ўнади. Масалан, бериллий элементи узоқ вақтгача алюминийнинг атоми деб ҳисобланиб, унинг оксиди формуласи Be<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ҳолида ёзилган. Бериллий оксидининг бу формуласи ва фозиз таркиби асосида бериллийнинг атом массаси 13,5 га тенг деб ҳисобланар эди. Даврий системага биноан бериллий жадвалда фақат 1 та ўринни эгаллайди, у ўрин Mg нинг юқорисида бўлиши керак, унинг оксиди формуласи эса BeO билан ифодаланиши керак. Бериллийнинг атом массаси оксид формуласи асосида 10 га

тенг. Бу хулоса унинг атом массасини бериллий хлорид буғининг зичлиги асосида аниқлаш билан тезда тасдиқланди. Даврий система баъзи бир элементларнинг атом массаларини тўғрилаш учун туртки бўлди. Ҳозирда ҳам даврий қонун кимёнинг йўналтирувчи принципларидан бири ҳисобланади. Даврий қонунга асосланиб, кейинги ўн йилликларда даврий системадаги урандан кейинги трансуран элементлар сунъий йўл билан ҳосил қилинди. Улардан бири 101-элемент бўлиб, унга Менделеевий деб ном берилди.

Фаннинг ривожланиши натижасида даврий қонун моддаларнинг тузилишини чуқурроқ билишга имкон берди. XX асрда яратилган атом тузилиши назарияси ўз навбатида даврий қонун ва элементлар даврий системасини янада чуқурроқ ёритишга ёрдам қилди.

#### IV БОБ. КИМЁВИЙ БОҒЛАНИШ. МОДДАЛАРНИНГ ТУРЛИ АГРЕГАТ ҲОЛАТЛАРИ

Атомларнинг ўзаро таъсири натижасида улар ўртасида кимёвий боғланиш вужудга келиб, барқарор кўп атомли системалар, молекулалар, молекуляр ион, кристаллар ҳосил бўлиши мумкин. Кимёвий боғланиш қанчалик мустақкам бўлса, уни узиш учун шунчалик кўп энергия сарф бўлади. Кимёвий боғланиш ҳосил бўлишда ҳамма вақт ўзаро таъсир этувчи электронлар ва ядролардан иборат системанинг потенциал энергияси камаяди, яъни энергия ажралиб чиқади. Шу сабабли ҳосил бўладиган молекулалар, кристалларнинг потенциал энергияси дастлабки эркин атомларнинг погенциал энергиялари йиғиндисидан доимо кичик бўлади.

Демак, кимёвий боғланиш таъсир этувчи атомлар системасининг потенциал энергиясининг камайиши натижасида ҳосил бўлади.

Кимёвий боғланиш молекула ёки кристалл ҳосил бўлишида иштирок этувчи электронлар ва атом ядроларининг электр майдонларининг ўзаро таъсири натижасида вужудга келади. Бу ўзаро таъсирнинг характери атом тузилиши ва электроннинг корпускуляр-тўлқин хоссалари асосида аниқланди. Атом тузилишининг асосий моментлари маълум бўлгандан кейинги-на кимёвий боғланиш назариясини яратиш имконияти туғилди.

1916 йилда америка олими Ж. Льюис кимёвий боғланиш бир вақтнинг ўзида иккала атомга тегишли бўладиган электрон жуфтларининг ҳосил бўлиши ҳисобига вужудга келди, деган фикрни билдирди. Бу ғоя ҳозирги замон ковалент боғланиш назариясига асос бўлди. Шу йилнинг ўзида немис олими В. Коссель қўйидаги фикрни билдирди: ўзаро таъсир этувчи икки атомдан бири электрон бериб, иккинчиси электрон бириктириб олади; бунда биринчи атом мусбат зарядланган ионга, иккинчиси эса манфий зарядланган ионга айла-

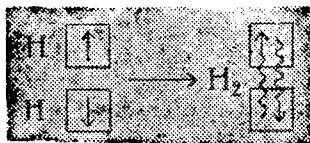
ниб қолади; ҳосил бўлган қарама-қарши зарядли ионларнинг ўзаро электростатиқ тортилиши барқарор бирикма ҳосил бўлишига олиб келади. Бу фикр ион боғланиш ҳақидаги ҳозирги замон тасаввурларини яратилишига олиб келди.

Электрон назария асосида атомлараро икки хил боғланиш мавжудлиги аниқланди. Биринчи хил боғланишда молекула зарядланмаган заррачалардан иборат бўлади. Бу хил боғланиш *ковалент боғланиш* деб юритилади. Иккинчи хил боғланишда молекула қарама-қарши электр билан зарядланган ионлардан иборат бўлиб, бу боғланиш *ион боғланиш* деб аталади.

## 27- §. Ковалент боғланиш

Атомлар ўртасида ковалент боғланиш ҳосил бўлишини водород молекуласининг ҳосил бўлиши мисолида кўриб чиқайлик. Водород атомлари орасидаги кимёвий боғланишнинг ҳосил бўлиши ўзаро таъсир этувчи атомлар бир-бирига яқинлашганда электрон булутларининг бир-бирини „қоплаши“ натижасидир. Бундай ўзаро қопланиш натижасида ядролар орасидаги бўшлиқнинг манфий электр заряди зичлиги ортади. Атомларнинг мусбат зарядланган ядролари электрон булутларининг қопланиш соҳаси томон тортилади. Бу тортилиш бир хил зарядланган электронларнинг ўзаро итаришидан юқорироқ бўлиб, натижада барқарор молекула ҳосил бўлади.

1927 йилда В. Гейтлер ва Ф. Лондон водород молекуласидаги ядролараро масофа ва боғланиш энергияси қийматларини ҳисоблаб чиқдилар ва бу қийматлар экспериментал топилган қийматга жуда яқин чиқди. Натижада водород молекуласидаги кимёвий боғланиш иккала атомга тегишли бўлган қарама-қарши йўналишдаги спинга эга электрон жуфти ҳосил бўлиши натижасида вужудга келади деган хулосага келинди. Водород молекуласи ҳосил бўлишидаги электронларнинг „жуфтланиш“ жараёни қуйидаги схема билан ифодаланиши мумкин:



Схемадаги тўлқинсимон чизиқлар водород молекуласида ҳар бир электрон иккала атомнинг квант ячейкаларидан жой олишини билдиради, яъни электронлар водород атомлари ядроларининг кучланиш майдонида ҳаракат қилади. Демак, ҳосил бўладиган икки электронли икки марказли кимёвий боғланиш *ковалент кимёвий боғланиш* деб аталади.

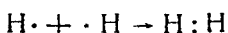
Кимёвий боғланишнинг ҳосил бўлиш механизми мураккаброқ молекулаларга ҳам татбиқ қилинади. Бундай кимёвий боғланиш назарияси валент боғланиш усули деган номни

олди. Валент боғланиш усули ковалент боғланишнинг муҳим хоссаларини назарий асослаб бериб, кўп сондаги молекуларнинг тузилишини тушунтириб берди. Бу усул кимёвий боғланишнинг квант-механик назариясини яратишда катта роль ўйнади.

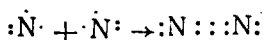
Валент боғланиш усули асосида қуйидаги қоидалар ётади:

1. Ковалент кимёвий боғланиш қарама-қарши йўналишдаги спинли икки электронлар томонидан ҳосил қилиниб, бу электрон жуфт иккала атомга тегишли бўлади.
2. Ўзаро таъсир эгувчи электрон булутлари бир-бирини қанчалик кўп даражада қопласа, ковалент боғланиш шунчалик мустаҳкам бўлади.

Ковалент боғланиш назариясининг асосида сиртқи қаватида икки ёки саккиз электрони бўлган атом барқарордир деган тушунча ётади. Ковалент боғланишни ифодалаш учун ташқи электрон қаватда жойлашган электронлар атомнинг кимёвий симболи атрофида жойлаштирилган нуқталар билан кўрсатилади. Иккала атом учун умумий бўлган электронлар атомларнинг кимёвий символлари орасига жойлаштирилган нуқталар билан кўрсатилади; қўш боғ ва уч боғлар эса мутаносиб равишда икки ёки уч жуфт умумий нуқталар билан ифодаланади. Масалан, водород молекуласининг ҳосил бўлишини қуйидаги схема билан ифодалаш мумкин:

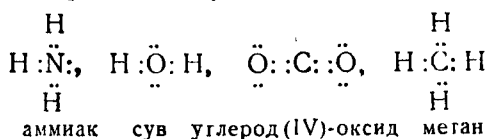


Азот молекуласининг ҳосил бўлиш схемаси:



Икки азот атомининг бирикиб, молекула ҳосил қилишида уч жуфт электронлар умумий бўлиб қолади (уч боғ); шу сабабли ҳар бир атомнинг ташқи қаватида саккиз электрон жойлашган, яъни қават барқарор конфигурацияга эга.

Баъзи мураккаб моддалар — аммиак, сув, углерод (IV)-оксид ва метанларнинг молекулалари тузилишини қуйидаги схемалар билан ифодалаш мумкин.



Айни элементлар атомларини бошқа атомлар билан боғловчи умумий электрон жуфтлар сони ёки бошқача айтганда атомнинг ҳосил қилган ковалент боғлари элементнинг айни бирикмадаги ковалентлиги деб аталади. Масалан, азотнинг  $N_2$  ва  $NH_3$  молекулалардаги ковалентлиги 3 га, кислороднинг  $H_2O$  ва  $CO_2$  молекулалардаги ковалентлиги 2 га, углероднинг  $CO_2$  ва  $CH_4$  молекулалардаги коваленти 4 га тенг.

## 28-§. Қутбсиз ва қутбли ковалент боғланиш

Агар икки атомли молекула бир элемент атомларидан тузилган бўлса, (масалан,  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$  молекулалари) ковалент боғланишни ҳосил қилувчи умумий электрон жуфтларининг ҳар бир электрон булути фазода иккала атом ядроларига нисбатан симметрик тақсимланади. Бундай ҳолларда ковалент боғланиш *қутбсиз* ёки *гомеополь* боғланиш деб аталади.

Агар икки молекула ҳар хил элемент атомларидан ташкил топган бўлса, умумий электрон булути атомлардан бири томон силжиган бўлиб, зарядлар асимметрик тақсимланган бўлади. Бундай ковалент боғланишга *қутбли* ёки *гетерополь* боғланиш деб аталади. Атомнинг электрманфийлиги қанчалик катта бўлса, умумий электрон жуфтини ўзига шунчалик кучлироқ тортади. Бошқача айтганда, икки ҳар хил элемент атомлари орасида ковалент боғланиш ҳосил бўлишида умумий электрон булути нисбатан электрманфийроқ атом томон силжийди ва ўзаро таъсир этувчи атомларнинг электрманфийлиги бир-биридан қанча кўп фарқ қилса, бундай силжиш шунча кучли бўлади.

Баъзи элемент атомларининг нисбий электрманфийлиги қийматлари қуйидаги жадвалда келтирилган.

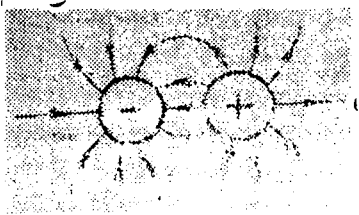
4- жадвал

Баъзи атомларнинг нисбий электрманфийлиги

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,3	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Қутбли ковалент боғланишда умумий электрон булутининг силжиши шунга олиб келадикки, электрманфийлиги каттароқ бўлган атом яқинида манфий электр зарядининг ўртача зичлиги кўпроқ бўлиб, электрманфийлиги кичик бўлган атом яқинида камроқ бўлиб қолади. Натижада бир атом ортақ манфий зарядга, иккинчи атом эса ошиқча мусбат зарядга эга бўлиб қолади; бу зарядларни *атомнинг молекуладаги эффе́ктив заряди* деб қабул қилинган.

Масалан, водород-хлорид молекуласида умумий электрон жуфти электроманфийроқ бўлган хлор атоми томон силжиган бўлиб, хлор атомида эффектив манфий заряд вужудга келади, водород атомида эса абсолют қиймати жиҳатдан тенг бўлган эффектив мусбат заряд пайдо бўлади. Демак, HCl молекуласи қутбли молекула ҳисобланади. Бу молекулани бир-биридан маълум



2- расм.

Диполнинг электр майдони.

масофада жойлашган икки абсолют қиймат жиҳатдан тенг, лекин қарама-қарши ишорали зарядлардан иборат система деб қараш мумкин. Бундай системалар *электрик диполлар* деб аталади. Диполнинг зарядлар йиғиндиси нолга тенг бўлса ҳам, уни ураб турган фазода электр майдони ҳосил бўлади (2- расм).

Бу электр майдонининг кучланиши диполь моментига пропорционалдир. Диполь momenti қуйидаги тенглама бўйича топилади:

$$M = g \cdot l$$

$M$  — диполь momenti;  $g$  — электрон зарядининг абсолют миқдори;  $l$  — молекуладаги мусбат ва манфий зарядлар марказлари орасидаги масофа.

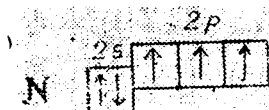
Молекуланинг диполь momenti унинг қутблилиги ўлчовидир. Молекулаларнинг диполь momenti одагда дебай (Д) билан ўлчанади:

$$1\text{Д} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

Молекулаларнинг диполь momentини тегишли моддаларнинг баъзи бир хоссаларини ўлчаш орқали экспериментал аниқлаш мумкин. Шундай қилиб, топилган дипол momentининг қиймати молекулаларнинг геометрик тузилиши тўғрисида муҳим информация беради.

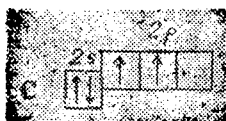
## 29-§. Ковалент боғланишнинг ҳосил бўлиш йўллари

Ковалент боғланишни ҳосил қилувчи умумий электрон жуфти қўзғолмаган атомлардаги жуфтлашмаган электронлардан ҳосил бўлади. Бу ҳолат масалан,  $\text{H}_2$ , HCl,  $\text{Cl}_2$  каби молекулаларнинг ҳосил бўлишида кузатилади. Бунда ҳар бир атом 1 та жуфтлашмаган электронга эга, шундай икки атомнинг ўзаро таъсири туфайли умумий электрон жуфти, яъни ковалент боғланиш ҳосил бўлади. Қўзғолмаган азот атомида учта жуфтлашмаган электрон бор:

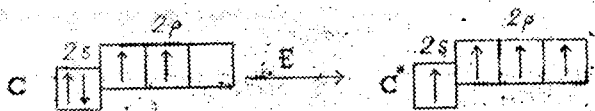


Шунинг учун азот атомидаги бундай жуфтлашмаган учта электрон учта ковалент боғни ҳосил қилади.

Лекин ковалент боғларнинг сони қўзғалмаган атомдаги жуфтлашмаган электронларнинг сонидан кўпроқ бўлиши мумкин. Масалан, нормал ҳолатдаги углерод атомининг ташқи электрон қавати қуйидагича ифодаланади:

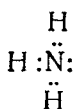


Атомдаги жуфтлашмаган электронлар ҳисобига углерод атомида 2 та ковалент боғ ҳосил бўлиши мумкин. Углероднинг бошқа атомлар билан тўртта ковалент боғ орқали боғланган бирикмалари бор. Қандайдир энергия сарф қилинганда атомдаги 2s-поғоначадаги электронлардан бири 2p-поғоначага ўтиши мумкин; натижада атом қўзғолган ҳолатга ўтиб, жуфтлашмаган электронлар сони ошади:

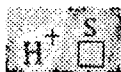


Углерод атомининг ташқи электрон қаватида энди 4 та жуфтлашмаган электрон жойлашган бўлади; қўзғолган углерод атоми тўртта ковалент боғ ҳосил бўлишида иштирок этиши мумкин.

Ковалент боғ ҳосил бўлиш йўлларида иккинчиси донор-акцептор боғланишдир. Кўпгина ҳолларда ковалент боғлар атомнинг ташқи электрон қаватидаги жуфтлашган электронлар ҳисобига вужудга келади. Масалан, аммиак молекуласининг электрон тузилишини кўриб чиқайлик:

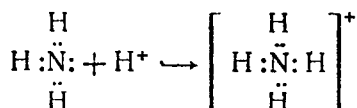


Азот атомининг саккизта ташқи электронидан олтитаси 3 та ковалент боғ ҳосил қилиб, улар ҳам азот учун, ҳам водород атомлари учун умумий ҳисобланади. Лекин иккита электрон фақат азот атомига тегишли ва тақсимланмаган электрон жуфтгине ташкил этади. Шундай электрон жуфтлар ҳам ташқи электрон қаватида бўш орбитал бўлган бошқа атомлар билан ковалент боғ ҳосил қилишда иштирок этиши мумкин. Бундай бўш s-орбитал водород иони  $\text{H}^+$  да бор:





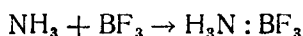
Шу сабабли,  $\text{NH}_3$  молекуласининг водород ионлари билан ўзаро таъсири натижасида улар орасида ковалент боғ вужудга келади: азот атомларининг тақсимланмаган электрон жуфти иккала атом учун умумий бўлиб қолади ва натижада аммоний иони  $\text{NH}_4^+$  ҳосил бўлади:



Бу ердаги ковалент боғ илгари бир атомга (электрон жуфтнинг донорига) тегишли бўлган электрон жуфти ва бошқа атомнинг (электрон жуфти акцепторининг) бўш орбитали ҳисобига вужудга келади. Ковалент боғланиш ҳосил бўлишининг бундай йўли *донор-акцептор ковалент боғланиш* деб аталади.

Тажриба йўли билан аммоний ионидаги тўртгала  $\text{N}-\text{H}$  боғлар тенг қийматли эканлиги аниқланди. Демак, донор акцептор ковалент боғланиш ўз хоссалари жиҳатидан ўзаро таъсир этувчи атомларнинг жуфтлашмаган электронлари ҳисобига вужудга келадиган ковалент боғдан фарқ қилмайди.

Донор-акцептор боғланиш икки хил молекула орасида ҳам юзага чиқиши мумкин. Масалан, аммиак билан бор фторид орасида донор-акцептор боғланишнинг ҳосил бўлиши куйидаги тенгламада кўрсатилади:



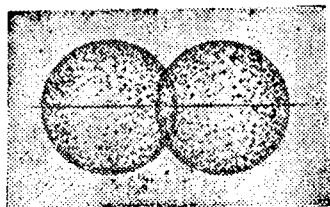
Бунда  $\text{NH}_3$  электрон жуфти донори бўлиб,  $\text{BF}_3$  электрон жуфти учун акцептордир.

### 30-§. Ковалент боғланишнинг хоссалари

Айни атом ҳосил қилиши мумкин бўлган ковалент боғларнинг сони чегараланган. Бу сон валент орбиталларнинг умумий сони билан белгиланади. Квант-механик ҳисоблашлар шуни кўрсатдики, бундай орбиталлар қаторига ташқи электрон қаватининг  $s$ - ва  $p$ -орбиталлари ҳамда ташқаридан олдинги  $d$ -орбиталлар киради.

Атомларнинг чегараланган сондаги ковалент боғларни ҳосил қилишда қатнаша олиш хусусияти ковалент боғланишнинг тўйинувчанлиги деб номланади.

Ковалент боғланишнинг ҳосил бўлиши ўзаро таъсир этувчи атомларнинг валент электрон булутларининг бир-бирини қоплаши натижасидир. Бундай қоплаш фақат электрон булутларнинг ўзаро маълум йўналишидагина юз беради; қоплаш соҳаси ўзаро таъсир этувчи атомларга нисбатан маълум бир йўналишда жойлашган бўлади. Бошқача айтганда ковалент боғланиш йўналувчанлик хоссасига эгадир. Масалан, водород молекуласида (3 расм) атомлар  $s$ -электрон булутларининг



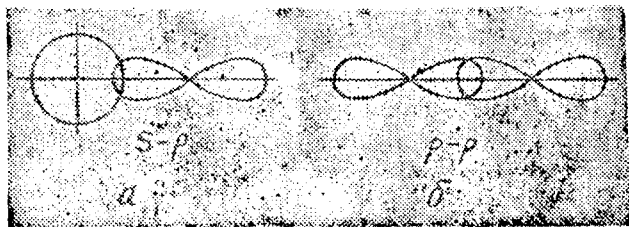
3-расм.  $H_2$  да электрон булутларнинг бир-бирини қоплаш схемаси.

3-расм).  $F_2$  молекуласидаги кимёвий боғланиш ҳам  $\sigma$ -боғдир; бу боғни 2 та фтор атомининг  $2p$ -электрон булутлари ҳосил қилган (4б-расм).

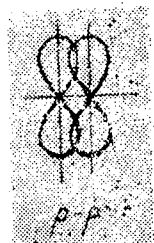
Боғланиш ўқиға нисбатан перпендикуляр йўналган  $p$ -электрон булутларининг ўзаро таъсирлашуви натижасида битта эмас, балки иккита қопланиш соҳаси ҳосил бўлиб, бу соҳалар боғ ўқининг икки томонида жойлашган бўлади. Бундай ковалент боғланишга  $\pi$ -боғ дейилади. Молекулаларнинг ҳосил бўлишида атом электрон булутларининг шакли ва ўзаро жойлашиши эркин атомдаги электрон булутларининг шакл ва ўзаро жойлашишларига нисбатан ўзгаради, натижада валент электрон булутларининг қопланиш соҳаси катта бўлади, яъни мустақкам ковалент боғлар ҳосил бўлади.

### 31-§. Атом электрон орбиталларининг гибридланиши

Атом орбиталларининг гибридланиши ҳақидаги тасаввурларга мувофиқ турли орбиталларга мансуб электронлар иштирокида кимёвий боғланиш ҳосил бўлади, бу электронларнинг булутлари бир-бирларига таъсир кўрсатиб, ўз шакллари ўзгартиради, натижада турли орбиталларнинг ўзаро қўшилиши, яъни гибридланган орбиталлар ҳосил бўлади. 6-расмда  $s$ -орбитал билан  $p$ -орбиталдан ҳосил бўлган иккита  $sp$ -гибрид орбиталнинг схематик шакли келтирилган.

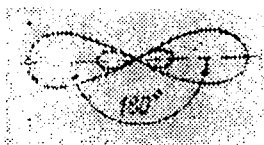


4-расм. а)  $HF$  молекуласидаги  $\pi$ -боғ  
б)  $F_2$  молекуласидаги  $\sigma$ -боғ.



5-расм.  $\pi$ -боғ ҳосил бўлишида  $p$ -электрон булутларининг қопланиш схемаси.

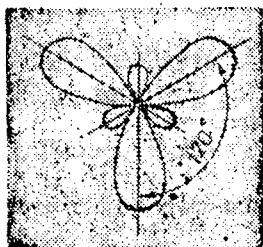
$sp$ -гибрид орбиталда электрон булутининг зичлиги ядронинг бир томонида каттароқ бўлиб, иккинчи томонида кичикроқдир. Гибрид орбиталлар ўзининг каттароқ қисми билан бошқа атомларнинг электрон булутларини кўпроқ қоплайди. Гибридланиш натижасида электрон булутлар тамомила симметрик шакли олади. Эркин ҳолатдаги атомлар ҳеч қачон гибридланган ҳолатда бўлмайди; гибридланиш атомлардан молекулалар ҳосил бўлиш вақтидагина юзага чиқади.



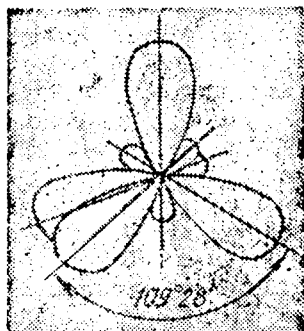
0-расм.  $SP$ -гибрид орбиталларининг шакли.

Битта  $s$ -орбитал битта  $p$ -орбитал билан қўшилганда ҳосил бўладиган иккита гибрид орбитал 6-расмда кўрилганидек, бир-бирига қарама-қарши йўналишда жойлашган бўлиб, молекуланинг чизиқли тузилишига сабаб бўлади. Масалан,  $BeF_2$  молекуланинг ҳосил бўлишида  $sp$ -гибридланиш кузатилади ва гибрид орбиталлар орасидаги бурчак  $180^\circ$  га тенг бўлади. Ҳосил бўладиган гибрид орбиталлар сони доимо гибридланишда иштирок этадиган дастлабки атом орбиталларининг умумий сонига тенг бўлади. Чунончи битта  $s$ - ва иккита  $p$ -орбиталларнинг гибридланиши ( $sp^2$ -гибридланиш) сабабли учта тенг қийматли  $sp^2$ -орбиталлар ҳосил бўлади. Бунда гидрид орбиталлар ўзаро бир-бирига нисбатан  $120^\circ$  ли бурчак ҳосил қилиб жойлашган бўлади (7-расм).

$sp^2$ -гибридланиш асосида ҳосил бўладиган молекулага мисол қилиб бор фторид  $BF_3$  молекуласини олиш мумкин. Агар гибридланишда 1 та  $s$ - ва 3 та  $p$ -орбитал иштирок этса, унда  $sp^3$ -гибридланиш юз бериб, 4 та гибридланган  $sp^3$ -орбиталлар ҳосил бўлади. Улар бир-бирига нисбатан  $109.28^\circ$  бурчак остида жойлашган бўлади. Бундай гибридланиш метан  $CH_4$  молекуласида ҳосил бўлади (8-расм).



7-расм.  $SP^2$ -гибрид орбиталларининг шакли.



8-расм.  $SP^3$ -гибрид орбиталларининг шакли.

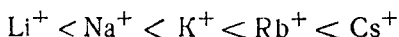
## 32-§. Ион боғланиш

Ион боғланиш қарама-қарши ионларнинг ўзаро электро-статик тортилиши натижасида ҳосил бўлади. Элемент атоми-нинг электрон йўқотиши натижасида мусбат зарядланган ион-лар—катионлар, электрон бириктириб олиши натижасида ман-фий зарядланган ионлар—анионлар ҳосил бўлади.

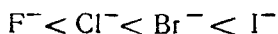
Оддий ионлар, яъни I та атомдан ҳосил бўлган ионлар (масалан,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  катионлари,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$  анионлари) ёки мурак-каб ионлар, яъни икки ёки ундан ортиқ атомлардан ҳосил бўлган ионлар ( $\text{NH}_4^+$  катиони,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  анионлар) бўлиши мумкин. Мусбат зарядга эга бўлган оддий ионлар кичик ионланиш потенциалига эга бўлган элемент атомлари-дан осон ҳосил бўлади; бундай элементларга I ва II группа-ларнинг бош группачаси металлари киради. Манфий заряд-ланган оддий ионлар электронга мойиллиги катта бўлган ти-пик металлмаслар атомларидан ҳосил бўлади. Ион боғла-нишли типик бирикмалар қаторига ишқорий металлларнинг галогенидлари, масалан  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CsF}$  ва бошқалар киради. Ион боғланиш ковалент боғланишдан йўналувчанлик хоссасини намоён қилмаслиги билан фарқ қилади. Агар ҳар бир ионни зарядланган шар деб қаралса, ионнинг куч майдони фазога ҳамма йўналишлар бўйича текис тарқалади, яъни ион ўзига қарама-қарши зарядли бошқа ионни ҳар қандай йўналишда ҳам бир текисда торта олади. Демак, ион боғланиш йўналув-чанлик хоссасини намоён қилмайди. Агар манфий ва мусбат ион ўзаро бириккан бўлса, манфий ион бошқа мусбат ион-ларни тортиш хоссасини йўқотмайди; шунингдек, мусбат зарядли ион ёнида битта манфий ион бўлишига қарамай яна манфий ионларни ўзига тортаверади. Демак, ион боғланиш, ковалент боғланишдан фарқ қилиб, *тўйинувчанлик хусуси-ятига* эга эмас. Ион боғланишда йўналувчанлик ва тўйинув-чанлик хоссаларини йўқлиги ионли молекулаларнинг ассоцила-нишига, яъни уларнинг бир-бири билан бирикишига имкон бе-ради. Юқори температураларда молекулалар ҳаракатининг кинетик энергияси молекулаларнинг ўзаро тортишиш энер-гиясидан юқори бўлади, шунинг учун ионли бирикмалар газ ҳолатида асосан ассоциланмаган молекула ҳолида бўлади. Лекин температуранинг камайиши билан модда суюқ ва ай-ниқса қаттиқ ҳолатга ўтганда ионли бирикмаларнинг ассо-циацияси кучли намоён бўлади. Ион боғланишли молекула-лар одатдаги шаронда қаттиқ ҳолатда якка-якка мавжуд бў-ла олмайди, улар ўзаро бирлашиб, жуда кўп ионлардан таш-кил топган гигант молекула-кристаллни ҳосил қилади.

Ион боғланишли молекулаларнинг эркин ҳолда мавжуд бўлмаслигини бир ионнинг иккинчи ионга таъсир этиши бил-лан тушунтириш мумкин. Қарама-қарши зарядли икки ион бир-бирига яқинлашганда уларнинг электронлари ўз ядролари-га нисбатан аввалги вазиятини ўзгартиради, натижада ион

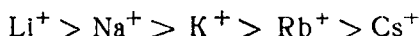
қутбланади ва улар орасидаги ўзаро таъсир кучаяди. Ионнинг қутбланувчанлиги унинг электрон тузилишига, зарядига ва катта-кичиклигига боғлиқ. Ионнинг сиртқи электронлари унинг бошқа электронларига қараганда ядро билан бўшроқ боғланган. Ионнинг қутбланиши сиртқи қаватнинг деформацияланишидир. Ташқи электронлар ядро билан қанчалик кучсиз боғланган бўлса, ион шунчалик осон қутбланади, яъни электр майдонида шунчалик кучлироқ деформацияланади. Ташқи электрон қаватларининг тузилишлари бир-бирига ўхшаш бир хил зарядли ионларда қутбланувчанлик ионнинг радиуси ортиши билан ошади, чунки ташқи электронлар ядродан узоқлашиб боради, натижада улар ядрога кучсиз тортилиб туради. Масалан, ишқорий металллар ионларида қутбланувчанлик қуйидаги тартибда ортиб боради:



Галогенлар ионларининг қутбланувчанлиги қуйидаги кетма-кетликда ўзгаради:



Атомнинг мусбат зарядли ионга айланиши ҳамма вақт унинг радиусини камайишига олиб келади (19- § га қараи). Катионнинг мусбат заряди унинг ташқи электрон булутларининг деформацияланишини қийинлаштиради. Манфий зарядланган ионлар ҳамма вақт нейтрал атомларга нисбатан катта ўлчамга эга бўлади, уларнинг ортиқча манфий заряди электронларнинг итарилишига олиб келади ва демак, уларнинг ядро билан боғланишини сусайтиради. Шу сабаблар туфайли анионларнинг қутбланувчанлиги, олатда катионларнинг қутбланувчанлигидан бирмунча юқори бўлади. Ионларнинг қутбловчилик хоссаси, яъни уларнинг бошқа ионларни деформациялаш таъсири ионнинг заряди ва радиусига боғлиқдир. Ионнинг заряди қанча катта бўлса, унинг ҳосил қиладиган электр майдони шунчалик кучли бўлади, демак, кўп зарядли ионлар кучли қутблаш хусусиятига эга. Бир хил зарядга эга ионларнинг радиуси қанчалик кичик бўлса, шу ионнинг электр майдони кучланиши шунчалик кучли бўлади. Демак, бир хил зарядли ўхшаш электрон тузилишига эга бўлган ионларнинг қутблаш хусусияти ион радиусининг ошиши билан камайиб боради. Чунончи ишқорий металллар катионларининг қутблаш хусусияти қуйидаги кетма-кетликда ўзгаради:



Агар бирор элемент атоми ҳар хил зарядли бир неча катион ҳосил қилса, бу ионлардан энг катта зарядлиси кучли қутблаш хоссасига эга, чунки бу ионнинг радиуси ўша элементнинг барча ионлариникига нисбатан кичикдир. Анионларнинг кўпчилиги катта радиусли бўлгани учун анионнинг катионни қутблаш хусусияти у қадар катта бўлмайди.

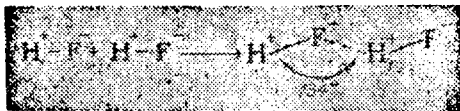
### 33-§. Водород боғланиш. Молекулалараро таъсир кучлар

Молекула ва атомларда иккинчи даражали боғланиш хиллари, яъни водород боғланиш ҳамда молекулалараро тортишиш кучлари ҳам маълум.

Элементлар даврий системасидаги V, VI ва VII группа металлмаслари водородли бирикмаларининг қайнаш температураларини ўрганиш натижасида назария билан тажриба орасида карама-қаршилиқ мавжудлиги аниқланди. Масалан, HF, H<sub>2</sub>O ва NH<sub>3</sub> нинг қайнаш температуралари кутилганидан юқорироқ бўлиб чиқди. Назария бўйича H<sub>2</sub>O нинг қайнаш температураси H<sub>2</sub>S нинг қайнаш температурасидан пастроқ, HF нинг қайнаш температураси HCl никидан, NH<sub>3</sub> ники эса PH<sub>3</sub> никидан паст бўлиши керак эди.

Одатда айни группачадаги элементларнинг бир хил типдаги бирикмалари қаторида суюқланиш ва қайнаш температуралари элементнинг атом массаси ортиши билан кўтарилади. HCl—HBr—HI ва H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se—H<sub>2</sub>Te қаторларда бу боғланиш кузатилади. Лекин HF ва H<sub>2</sub>O нинг қайнаш температуралари аксинча амалда юқори бўлиб чиқди.

Электр манфийлиги юқори бўлган атом билан боғланган водород атомининг шундай хусусияти борки, у бошқа электр манфийлиги юқори шундай атом билан яна бигта кимёвий боғ ҳосил қила олади. Ана шу боғланишни *водород боғланиш* деб аталади. Масалан, HF да водород атоми электрони фтор атомига яқин жойлашганлиги туфайли шартли равишда водород атоми мусбат зарядга эга бўлиб қолади. Бошқа фтор атомининг жуфт электронлари водород ионини ўзига тортади, натижада водород атоми икки томондан боғланиб қолади:



(бу ерда пунктир чизик билан водород боғланиш кўрсатилган). Водород боғланишнинг энергияси одатдаги ковалент боғланиш энергияси (150—400 кЖ/моль) дан анча кичикдир. Водород боғланиш энергияси азот бирикмаларида тахминан 8 кЖ/молга ва фтор бирикмасида 40 кЖ/мольга тенгдир. Бу энергия молекулаларнинг ассоцилланиши, яъни молекулаларнинг димер ёки полимерларга бирлашишига олиб келди. Айни шу молекулаларнинг ассоцилланиши уларни бир-биридан узилишини қийинлашишига ва водород фторид, сув, аммиак каби моддаларнинг қайнаш температуралари аномал равишда юқори бўлишига сабабчи бўлави.

Водород боғланиш тирик организм ва табиатда юз берадиган жараёнларда муҳим роль ўйнайди. Водород боғланиш биологик муҳим моддалар—оқсиллар ва нуклеин кислоталар-

да учрайди ва уларнинг хоссаларига етарли таъсир кўрсатади.

Молекуляр тузилишга эга бўлган моддаларда молекулалараро тортишиш кучлари мавжуддир. Молекулалараро тортишиш кучлари (Ван-дер-Ваальс кучлари) ковалент боғланишдан кучсизроқ бўлса ҳам анча каттароқ масофаларда юз береди. Бу кучлар асосида диполларнинг ўзаро электростатик таъсири ётади ва диполларнинг ҳосил бўлиш механизми ҳар хил моддаларда турличадир. Агар модда қутбли молекулалардан (масалан,  $H_2O$  ёки  $HCl$ ) ташкил топган бўлса, молекулалар бир-бирига нисбатан қарама-қарши зарядланган қутблари билан жойлашган бўлади, натижада улар ўзаро тортишишади. Молекулалараро тортишиш кучларининг бундай тури *ориентациялон ўзаро таъсир* деб аталади. Моддалар қутбсиз молекулалардан тузилган бўлса ва бу молекулалар қутбланиш хоссасига эга бўлса (масалан  $CO_2$ ), *индукцияланган диполлар* ҳосил бўлади. Ҳар бир атом ўз атрофида электр майдонини ҳосил қилади. Бу майдон молекуладаги бошқа атомга қутбловчи таъсир кўрсатади. Натижада молекула қутбланади ва ҳосил бўлган индукцияланган дипол ўз навбатида қўшни молекулаларни қутблайди. Молекулалар бир-бирига тортилади, молекулалараро бундай тортишиш кучлари *индукцион ўзаро таъсир* деб юритилади.

Атомлардаги электронларнинг ҳаракати, ядроларнинг тебраниши ҳамда электронлар ва ядронинг ўзаро жойлашишининг ўзгариб туриши вақти-вақти билан диполь ҳосил қилади. Бир-бирига жуда яқин жойлашган молекулалар қарама-қарши зарядланиб қолиши мумкин, натижада улар бир-бирларига тортишади. Бу ҳодисага *дисперсион ўзаро таъсир* дейилади.

Ҳар хил турдаги молекулалараро тортишиш кучларининг нисбий қийматлари модда молекулаларининг қутблилигига боғлиқ бўлади. Молекулаларнинг қутблилиги қанча юқори бўлса, ориентациялон кучлар шунчалик катта бўлади. Атомларнинг ташқи электронлари қанчалик кучсиз боғланган бўлса, яъни бу атомлар қанча йирик бўлса, дисперсион таъсир кучлироқ бўлади. Индукцион ўзаро таъсир кучлари деярли ҳамма вақт кам бўлади.

#### 34- §. Моддаларнинг агрегат ҳолати

Моддалар 3 агрегат ҳолатда газ, суюқ ва қаттиқ ҳолатда бўлади.

Газлар берилган ҳажми бир текис эгаллаш хусусияти билан характерланади. Газларнинг бу хоссаси заррачаларининг ўта ҳаракатчанлиги билан боғлиқ. Газларнинг заррачалари бир-биридан узоқроқ масофада бўлади, буни газларнинг сиқилувчанлиги хоссаси тасдиқлайди. Заррачаларнинг ҳаракати тез ва бетартиб бўлади.

Сууюқликлар газлардан айна температурада аниқ ҳажми эгаллаши билан фарқланади. Сууюқликларнинг жуда кам сиқилувчанлиги уларнинг заррачалари газларнинг заррачаларига нисбатан зич жойлашганлигини кўрсатади. Шу сабабли заррачалар орасидаги ўзаро таъсир кучлари сезиларли бўлиб, заррачаларни бир-бирдан узоқлашишига йўл қўймайди. Лекин бу кучлар заррачаларни бир жойда ушлаб тура оладиган даражада эмас. Сууюқликлар оқувчанликка эга. Сууюқликлар заррачаларининг тўхтовсиз ҳаракати сабабли уларнинг ўзаро жойлашиш тартиби доимо ўзгариб туради. Заррачаларнинг ҳаракати газларнинг заррачалари ҳаракати сингари тартибсиздир.

Қаттиқ жисмлар сууюқ ва газ моддалардан фарқ қилиб, мустақил шаклга эга бўлади ва бу шаклни қандай ҳолатда жойлашган бўлса ҳам сақлаб қолади. Қаттиқ модданинг заррачалари бир-бири билан шундай мустаҳкам боғланганки, улар бир жойдан иккинчи жойга ўта олмайди. Лекин қаттиқ моддаларда ҳам заррачаларнинг ҳаракати сақланиб қолади, бу ҳаракат кучсиз тебранма характерда бўлади.

### 35-§ Қаттиқ моддаларнинг тузилиши. Моддаларнинг аморф ҳолати

Кўпчилик моддалар қаттиқ ҳолатда кристалл тузилишга эга. Ҳар бир модда, одатда, аниқ шакллагич кристалларни ҳосил қилади. Масалан, натрий хлорид куб шаклида, аччиқтошлар октаэдр шаклида, натрий нитрат призма шаклида кристалланади ва ҳоказо. Кристаллнинг шакли моддаларнинг характерли хоссаларидан биридир. Кристаллнинг ташқи шакли унинг ички тузилишини ифодалайди, яъни бу тузилиш кристаллни ташқил қилувчи заррачалар — молекулалар, атомлар ёки ионларнинг тўғри жойлашиши билан ифодаланади. Бу жойлашишни кристалл панжара кўринишида ифодалаш мумкин. Кристалл панжара бир-бири билан кесишувчи тўғри чизиқлардан иборат фазовий панжарадир. Чизиқларнинг кесишувчи нуқталари — панжара тугунларида заррачаларнинг марказлари жойлашади, Кристаллларнинг ички тузилишини текшириш XX асардагина мумкин бўлди, яъни 1912 йилда рентген нурларининг дифракцияси кашф этилди, бунга асослашиб рентгеноструктура анализи яратилди. Бу қаттиқ моддалар тузилишини ўрганишнинг асосий усулидир.

Кристалл панжараларнинг тугунларида жойлашган заррачаларнинг табиатига ва улар ўртасидаги ўзаро таъсир кучларига боғлиқ равишда кристалл панжаралар турларга бўлинади: молекулалар, атом, ионли ва металл панжаралар.

Молекуляр панжараларнинг тугунларида молекулалар жойлашган бўлади, улар бир-бирлари билан молекулалараро кучлар билан боғлангандир. Атом панжаралар тугунларида атомлар жойлашган бўлиб, улар бир-бирлари билан ковалент боғ орқали боғланган бўлади. Ион панжаралар тугунларида



навбатма-навбат мусбат ва манфий зарядланган ионлар жойлашган. Ионлар бир-бирига электростатик тортилиш кучлари орқали боғланган бўлади. Металл панжаралар тугунларида металл атомлари ўрнашган бўлиб, улар орасида бу атомлар учун умумий бўлган электронлар эркин ҳаракат қилади.

Молекуляр ва атом панжаралар ковалент боғланишдаги моддаларга, ион панжаралар ионли бирикмаларга, металл панжаралар металллар ва уларнинг қотишмаларига хосдир. Атом панжарага эга бўлган моддалар нисбатан камдир. Уларга олмос, кремний ва баъзи аорганик моддалар киради. Бу моддалар юқори қаттиқликка эгаллиги билан характерланади: улар қийин суюқланувчан ва амалда ҳеч қандай эритувчиларда эримайди, чунки бундай моддалар мустаҳкам квалент боғланишга эгадир. Молекуляр панжарага эга бўлган моддалар жуда кўп. Уларга металлмаслар (углерод ва кремнийдан ташқари), ион боғланишда бўлмаган ҳамма органик бирикмалар ва кўпгина аорганик моддалар киради. Молекулалараро таъсир кучлари ковалент боғланиш кучларидан анча кучсиз, шу сабабли молекуляр кристаллар унча мустаҳкам бўлмайди, осон суюқланувчан ва учувчандир. Ион панжаралар ҳосил қилувчи моддаларга кўпчилик тузлар ва оз миқдордаги оксидлар киради. Ион панжарали моддалар мустаҳкамлиги жиҳатидан атом панжарали моддалардан кейинда туради, лекин молекуляр панжарали моддалардан устун туради. Ионли бирикмалар нисбатан юқори суюқланиш температурасига эга бўлиб, учувчанлиги кўпчилик ҳолларда кам бўлади. Шундай қаттиқ жисмлар ҳам борки, уларнинг синиғида ҳеч қандай кристалл белгиси кўринмайди. Масалан, оқидий шиша синдириб кўрилса, унда ҳеч қандай кристаллар кўринмайди, моддаларнинг бундай ҳолатига *аморф ҳолати* дейилади.

Кристалл ва аморф моддалар ўртасидаги фарқ, айниқса, уларнинг қиздиришга муносабатида кескин юзага чиқади. Кристалл тузилишдаги моддалар аниқ маълум бир температурада суюқланади ва айна шу температурада суюқ ҳолатдан қаттиқ ҳолатга ўтади, аморф моддалар эса маълум суюқланиш температурасига эга эмас. Қиздирилганда аморф моддалар секин-аси юмшайди ва охирида суюқ бўлиб қолади. Совитилганда эса секин-аси қолади. Маълум бир суюқланиш температураси бўлмаганлиги учун аморф жисмлар бошқа ҳоссага ҳам эга, масалан, уларнинг кўпчилиги суюқликларга ўхшаб оқувчандир. Унча катта бўлмаган кучларнинг узок таъсир этиши натижасида ўзининг шаклини ўзгартиради. Масалан, смола бўлаги текис сиртга қуйилса, иссиқ хонада бир неча кун ичида оқиб, доира шаклига киради. Баъзи моддалар кристалл ҳолатда ҳам, аморф ҳолатда ҳам учраши мумкин. Чунанчи, кремний (IV)-оксид  $\text{SiO}_2$  табиатда кристалл ҳолатда кварц минерали шаклида ҳамда аморф (трепел минерали) ҳолатда ҳам учрайди.

### 36-§. Полиморфизм ва изоморфизм

Баъзи (оддий ёки мураккаб) моддалар кристалланиш шароитига қараб, турли шакл ва тузилишдаги кристалларни ҳосил қилиши мумкин. Бу ҳодисага полиморфизм (грекча poly — кўп, morphé — шакл (дейилади). Полиморфизм ҳодисаси табиатда жуда кенг тарқалган: деярли ҳамма моддалар маълум шароитда турли полиморфик модификацияларда олиниши мумкин. Масалан, олтингугурт 5 та модификация,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — 4 та, темир — 4 та модификация ҳолида бўлиши мумкин. Полиморфик модификацияларнинг хоссаларидаги фарқ кристаллнинг у ёки бу ички тузилишини қайта қурилишидандир. Лекин ҳамма модификациялар ўзларидаги фарқни модда суюқлантирилганда ёки эритилганда йўқотади. Айни модданинг у ёки бу полиморфик модификациясининг кимёвий реакциядаги маҳсулотлари бир-биридан фарқ қилмайди. Масалан, олмос ёқилганда ҳосил бўладиган углерод (IV)-оксид  $\text{CO}_2$  графит ёнганда ҳосил бўладиган  $\text{CO}_2$  дан ҳеч қандай фарқ қилмайди. Полиморфизм ҳодисаси саноат учун муҳим аҳамиятга эга. Темирнинг полиморфизми пўлатни термик қайта ишлаш жараёнида катта роль ўйнайди, кварцнинг полиморфик ўзгариши керамик буюмлар ва ўтга чидамли материаллар тайёрлашда муҳим аҳамиятга эга. Кимиёвий табиати жиҳатдан ўхшаш, лекин кимёвий таркиби жиҳатидан фарқ қилувчи баъзи бир моддалар шакли ва ўзининг ички тузилиши жиҳатидан ўхшаш кристалларни ҳосил қилади. Бу ҳодисага изоморфизм дейилади.

Изоморф кристалларни ҳосил қилувчи моддаларга мисоллар (изоморф қаторлар):

1)  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{ZnCO}_3$ ,  $\text{MnCO}_3$ ,  $\text{FeCO}_3$ ;

2)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;

3)  $\text{SrSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ;

4) Аччиқтошлар, сульфат кислотанинг 1 та бир валентли ва 1 та уч валентли металл тутувчи қўшалок тузлари:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

Изоморфик ўзгаришлар юқори сифатли, керакли хоссаларга эга бўлган металллар қотишмаларини олиш технологиясида муҳим аҳамиятга эгадир.

### V Б О Б. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯЛАР БОРИШИНИНГ АССИЙ ҚОНУНИЯТЛАРИ

#### 37-§. Кимёвий реакциялар тезлиги

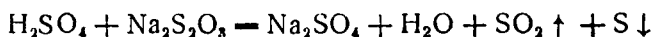
Кимёвий реакциялар ҳар хил тезликларда боради. Улардан баъзилари секунднинг бир неча улушлари ичида бағамом тугайди, бошқалари минутлар, соатлар, кунлар давомида амалга ошади; шундай реакциялар ҳам маълумки, уларнинг бориши учун бир неча йил ва ўн йиллар керак бўлади. Битта

реакциянинг ўзи бир шароитда, масалан, юқори температурада тез, бошқа шароитда, масалан, совуқда секин бориши мумкин; бунда бир хил реакциянинг тезлиги орасидаги фарқ жуда катта бўлиши мумкин.

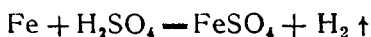
Гомоген системада борадиган (гомоген реакциялар) ва гетероген системада борадиган (гетероген реакциялар) реакциялар бир-бирларидан фарқ қиладилар. Модда ёки моддалар йиғиндисига кимёда система дейилади. Системалар гомоген ва гетероген системаларга бўлинади:

Бир хил фазадан ташкил топган система гомоген, ҳар хил фазалардан ташкил топган система эса гетероген система деб аталади. Системанинг бошқа қисмларидан чегара сиртлари билан ажралиб турувчи қисмига *фаза* деб ағалади. Гомоген системага мисол қилиб хоҳлаган газлар аралашмасини, масалан, азот билан кислород аралашмасини, бир неча моддаларнинг битта эритувчидаги эритмасини, масалан, натрий хлорид, магний сульфат, азот ва кислородларнинг сувдаги эритмасини олиш мумкин. Иккала ҳолда ҳам система бир хил фазалардан ташкил топган. Гетероген системага қуйидагиларни мисол қилиб олиш мумкин: музли сув, чўкмаси бўлган тўйинган эритма ва ҳоказо.

Гомоген системада реакция системанинг бутун ҳажми бўйича кетади. Масалан, сульфат кислотга натрий тиосульфат эритмаси аралаштирилса, бутун ҳажми бўйича олтингургурт ҳосил бўлиб, эритманинг лойқаланиши кузатилади:



Агар реакция гетероген системада борса, системани ташкил этувчи фазалари сиртидагина реакция амалга ошади. Масалан, металлнинг кислотада эриши:



Бу реакция фақат металл сиртида боради, чунки реакцияга киришувчи иккала модда шу сиртда бир-бири билан тўқнашади. Гомоген реакция тезлиги гетероген реакция тезлигидан фарқ қилади ва улар ҳар хил аниқланади.

Гомоген реакциянинг тезлиги вақт бирлиги ичида реакцияга киришган ёки реакция натижасида ҳосил бўлган модданинг ҳажм бирлигидаги миқдори билан ўлчанади. Гетероген реакциянинг тезлиги эса вақт бирлиги ичида фаза сиртининг юза бирлигида реакцияга киришган ёки реакцияда ҳосил бўлган модданинг миқдори билан ўлчанади. Гомоген реакциянинг тезлиги математик шаклда қуйидагича ифодаланади:

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta n}{v \Delta t}$$

Гетероген реакциянинг тезлиги

$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$$

шаклда ифодаланади.

$v_{\text{гомог}}$  — гомоген реакциянинг тезлиги;  $v_{\text{гетерог}}$  — гетероген реакциянинг тезлиги;  $n$  — реакцияда ҳосил бўлувчи модданинг мол сони;  $v$  — системанинг ҳажми;  $t$  — вақт;  $S$  — реакция бо-  
радиган юза;  $\Delta$  — ортиш белгиси ( $\Delta n = n_2 - n_1$ ;  $\Delta t = t_2 - t_1$ ).

Гомоген реакция тезлиги ифодасини соддалаштириш мум-  
кин. Модда миқдори ( $n$ ) нинг ҳажми ( $v$ ) га нисбати айни  
модданинг моляр концентрацияси ( $C$ ) га тенг бўлади:

$$\frac{n}{v} = C$$

бундан

$$\frac{\Delta n}{v} = \Delta C$$

Демак,

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Гомоген системадаги реакция тезлиги реакцияга киришув-  
чи ёки реакция натижасила ҳосил бўлувчи моддалар концен-  
трацияларининг вақт бирлиги ичида ўзгариши билан ўлчана-  
ди.

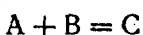
Кимё саноатида моддаларни ишлаб чиқариш аппаратлари-  
нинг ўлчами ва унумдорлиги, ҳосил қилинадиган маҳсулот  
миқдори реакциянинг тезлигига боғлиқ. Кимёвий реакциялар-  
дан амалда фойдаланилганда реакцияларнинг турли шароит-  
ларла қандай тезликда бориши, реакциянинг исталган тезли-  
гига эришиш учун шароитни қандай ўзгартириш кераклигини  
билиш муҳимдир. Кимёнинг реакциялар тезлигини ўрганувчи  
бўлими кимёвий кинетика деб аталади. Кимёвий реакциянинг  
тезлиги реакцияга киришаётган моддаларнинг табиатига, улар-  
нинг концентрацияларига, температурага, катализатор ва бош-  
қа факторларга боғлиқ.

### 38-§. Кимёвий реакция тезлигининг реакцияга киришувчи моддалар концентрацияларига боғлиқлиги

Реакция тезлигига реакцияга киришаётган моддаларнинг  
концентрациялари катта таъсир кўрсатади. Дастлабки модда-  
ларнинг заррачалари (молекулалари, ионлари) кимёвий ўзаро  
таъсирлашиши учун уларнинг бир-бирлари билан тўқнашиш-  
лари зарур; заррачалар бир-бирига шунчалик яқинлашиши  
керакки, атомларнинг бири иккинчи атомнинг электр майдони  
таъсирида бўлиши керак. Шундагина электронларнинг ўтиши  
ва атомларнинг қайта группаланиши юз беради ва натижада  
янги моддаларнинг молекулалари, яъни реакция маҳсулотла-

ри ҳосил бўлади. Бунда реакциянинг тезлиги реакцияга киришувчи моддалар молекулаларининг тўқнашиш сонига пропорционалдир. Тўқнашишлар сони дастлабки моддаларнинг концентрациясига боғлиқ. Демак, концентрация қанча катта бўлса, тўқнашишлар сони шунча кўп бўлади, демак кимёвий реакция ҳам шунчалик тез боради. Дастлабки моддалар концентрацияларининг кимёвий реакция тезлигига таъсирини ифодаловчи қонун 1867 йилда норвегиялик икки олим К. Гульдберг ва П. Вааге томонидан таклиф этилган бўлиб, массалар таъсири қонуни деб аталади.

Доимий температурада кимёвий реакция тезлиги реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари кўпайтмасига тўғри пропорционалдир.

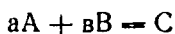


реакциянинг тезлиги бу қонунга мувофиқ қуйидагича ифодланади:

$$v = R [A] \cdot [B]$$

$v$  — реакциянинг тезлиги,  $[A]$ ,  $[B]$  — реакцияга киришаётган моддаларнинг моль/л билан ифодаланган концентрацияси,  $R$  — тезлик константаси. Тезлик константаси реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари бирга тенг бўлгандаги тезлик, яъни солиштирма тезликдир.  $R$  — нинг қиймати реакцияга киришаётган моддаларнинг табиатига, температурага ва катализаторларга боғлиқ бўлиб, реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациясига боғлиқ эмас.

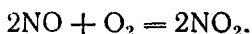
Агар реакцияга киришаётган моддаларнинг стехиометрик коэффициентлари бирдан юқори сонга тенг бўлса, бу сонлар реакция тезлигининг математик ифодасидаги концентрациялар даражасига қўйилади, масалан



реакция учун массалар таъсири қонуни қуйидагича ифодланади:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b.$$

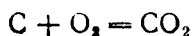
Массалар таъсири қонунини азот (II)-оксиднинг оксидланиш реакцияси учун қўллаб кўрайлик:



Шу реакция тезлигининг математик ифодаси:

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [O_2].$$

Гетероген реакцияларда массалар таъсири қонуни тенгламасига фақат газ ёки суюқ фазаларда бўлган моддаларнинг концентрациялари киритилади. Қаттиқ фазадаги моддаларнинг концентрациялари доимий қийматга эга бўлади ва шунинг учун тезлик константасига киради. Кўмирнинг ёниш реакцияси:



учун массалар таъсири қонун қуйидагича ёзилади:

$$v = k' \cdot \text{const} [\text{O}_2] = k \cdot [\text{O}_2]$$

бундан

$$k = k' \cdot \text{const}$$

### 39- §. Реакция тезлигининг температурага боғлиқлиги

Кимёвий реакциянинг бориши учун заррачалар ўзаро тўқнашиши керак. Лекин ҳар қайси тўқнашиш натижасида реакция боравермайди. Реакциянинг бориши, яъни янги молекулаларнинг ҳосил бўлиши учун аввал дастлабки модда молекулалари атомлари орасидаги боғларни узиш ёки сусайтириш керак. Бунга маълум миқдорда энергия сарф этилади. Агар тўқнашувчи молекулалар бундай энергияга эга бўлмаса, тўқнашиш эффектив бўлмайди — янги молекула ҳосил бўлмайди. Агар тўқнашув энергияси боғланишларни бўшаштириш ёки узишга етарли бўлса, атомлар қайта группаланиши ва янги модда молекулалари ҳосил бўлиши мумкин. Молекулаларнинг тўқнашиши натижасида янги модда ҳосил бўлиши учун зарур бўлган қўшимча энергия аини *реакциянинг активланиш энергияси* деб аталади. Активланиш энергияси кЖ/моль билан ифодаланади. Активланиш энергиясига эга бўлган молекулалар *актив молекулалар* деб юритилади.

Температура кўтарилиши билан актив молекулалар сони ортади. Температура кўтарилиши билан реакция тезлиги ортади. Бу ортиш реакция тезлигининг температура коэффициенти билан характерланади. Температура ҳар 10°C кўтарилганда реакция тезлигининг неча марта ортишини кўрсатувчи сон *реакция тезлигининг температура коэффициенти* деб аталади. Температура ўзгариши билан реакциянинг тезлиги қуйидагича ўзгаради:

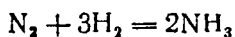
$$v_2 = v_1 \frac{t_2 - t_1}{10}$$

$v_1$  — реакциянинг  $t_1^\circ$  даги тезлиги,  $\gamma$  — реакция тезлигининг температура коэффициенти,  $t_1^\circ$  — дастлабки температура,  $t_2^\circ$  — охириги температура.

Реакциянинг температура коэффициенти ҳар хил реакциялар учун турличадир. Унинг қиймати кўпчилик реакциялар учун 2 ва 4 оралиғида бўлади. Температура коэффициенти 2,9 га тенг бўлса, температуранинг 100 С га кўтарилиши натижасида реакция тезлиги 2,9<sup>10</sup> марта, яъни тахминан 50.000 марта ортади. Ҳар хил реакцияларнинг активлик энергияси турличадир. Баъзи реакцияларнинг активлик энергияси кам, баъзиларники эса юқоридир. Агар активлик энергияси жуда кам (40 кЖ/моль дан кам) бўлса, реакцияга киришувчи моддалар зарралари уртасидаги тўқнашувлар натижасида кимё-

вий реакциялар содир бўлади. Бундай реакцияларнинг тезлиги юқори бўлади. Мисол сифатида эритмадаги ионлар ўртасидаги реакцияларни олиш мумкин. Тажрибанинг кўрсатишича бундай реакциялар бир дақиқада боради, яъни тезлик бир дақиқага тенг.

Агар активлик энергияси жуда юқори (120 кЖ/моль дан юқори) бўлса, тўқнашувларнинг жуда кам қисмида реакция содир бўлади. Демак, бундай реакцияларнинг тезлиги жуда кичикдир. Юқори активлик энергиясига эга бўлган реакцияларга мисол қилиб аммиак синтези реакциясини олиш мумкин:



Бу реакция оддий температурада шунчалик секин борадики, уни амалда пайқаш қийин. Реакциянинг активлик энергияси жуда кам ва жуда юқори бўлмаса (40–120 кЖ/моль), бундай реакция ўртача тезликда боради. Бундай реакцияларнинг тезлигини ўлчаш мумкин ва уларга мисол қилиб натрий тиосульфат билан сульфат кислота эритмалари орасидаги реакцияни (37-§ га қаранг) олиш мумкин.

#### 40-§. Катализ

Реакция тезлигини ўзгартирадиган, лекин реакция натижасида кимёвий жиҳатдан ўзгармайдиган моддалар *катализаторлар* деб аталади. Катализаторлар иштирокида реакция тезлигининг ўзгариш ҳодисаси *катализ* деб аталади. Катализаторлар иштирокида борадиган реакциялар *каталитик реакциялар* деб аталади.

Кимё саноатида катализаторлар кенг миқёсда қўлланилади. Катализаторлар таъсирида реакциялар миллион ва ундан кўп марта тезлашиши мумкин. Катализ гомоген ва гетероген катализга бўлинади.

Гомоген катализда катализатор ва реакцияга киришувчи моддалар битта фазани (газ ёки эритма) ташкил этади. Гетероген катализда эса катализаторнинг ўзи мустақил фазани ташкил этади. Водород пероксиднинг сувли эритмада каталитик парчаланиши гомоген катализга мисол бўлади.  $\text{MoO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ионлар водород пероксиднинг каталитик парчаланишига сабабчи бўлади.

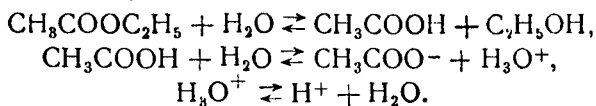
Гетероген катализдан кимё саноатида кенг фойдаланилади. Ҳозирги вақтда кимё саноатида ишлаб чиқарилаётган маҳсулотларнинг асосий кўпчилиги гетероген катализ ёрдамида олинади.

Гетероген каталитик реакцияларга мисол сифатида сульфат кислота ишлаб чиқаришнинг контакт усулида олтингургурт (IV)-оксиднинг сульфат ангидридгача оксидланишини, аммиак синтезини, нитрат кислота олишдаги аммиакнинг оксидланишини олса бўлади.

Агар катализаторлар таъсирида реакциянинг тезлиги ошса, бундай катализга мусбат катализ дейилади.

Агар реакция тезлиги катализаторлар иштирокида пасайса, бундай катализга манфий катализ дейилади. Реакциянинг тезлигини пасайтирадиган моддаларни *ингибиторлар* деб аталади; масалан, сульфит кислота эритмасига глицерин, этил спирт ва қалай (II)-хлорид қўшилса, сульфитнинг ҳаво кислороди таъсирида оксидланиши кескин пасайиб кетади.

Автокатализ. Кимёвий реакциянинг молекулалардан бири таъсирида каталитик тезлашишидир. Масалан, протонлар ( $H^+$ ) мураккаб эфирларнинг гидролизини тезлаштириши мумкин. Автокатализда бу протонлар ҳосил бўлган маҳсулотнинг диссоциланиши ҳисобиға ҳосил бўлади. Масалан, этилацетатнинг гидролизланиши маҳсулоти — сирка кислота протон (гидроксоний иони) лар ҳосил қилиб диссоциланади:



Ҳосил бўлган протонлар гидролиз реакциясини тезлаштиради.

Автокаталитик реакцияларда катализатор концентрацияси орғиб боради. Шу сабабли автокаталитик реакциянинг тезлиги бошланғич даврда ошиб боради, ўзаро таъсир этувчи реагентларнинг концентрацияси камайғач, реакция тезлиги секинл ашади.

Биологик системаларда катализ жуда катта роль ўйнайди. Овқат ҳазм қилиш системасида, қонда, одам ва ҳайвонларнинг ҳужайраларида борадиган кўпгина кимёвий реакциялар каталитик реакциялар ҳисобланади. У реакцияларнинг катализаторлари *ферментлар* дейилади. Ферментлар оддий ёки мураккаб оксиллардан иборат. Чунончи сўлакда пталин ферменти бор бўлиб, крахмални қандға айланишини каталитик тезлаштиради. Ошқозон суюқлиги таркибидаги пепсин эса оксилларни парчаланишини тезлаштиради. Одам организмида 30000 га яқин турли-туман ферментлар бўлиб, улардан ҳар бири ўзига хос реакциялар учун эффектив катализаторлик вазифасини бажаради.

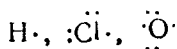
#### 41-§. Кимёвий реакциялар механизми

Оддий реакцияларда ҳар бир ўзаро таъсирнинг элементар актиреакцияға киришаётган моддаларнинг актив молекулалари ўртасидаги ҳар бир тўқнашиш ўзидан олдинги элементар актларға боғлиқ бўлмаган ҳолда боради. Реакция маҳсулоти-нинг макроскопик миқдорда ҳосил бўлиши бир-бириға боғлиқ бўлмаган кўп миқдордаги элементар актлар натижаси ҳисобланади.

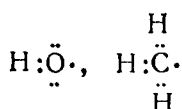
Анча мураккаб реакцияларда ҳар бир элементар актнинг бориш имконияти ундан олдинги актнинг муваффақиятли бо-



ришига боғлиқ. Ўз навбатида эса ўзидан кейинги актининг боришига имконият яратади. Бу ерда реакция маҳсулотининг макроскопик миқдорда ҳосил бўлиши кетма-кет борадиган ўзаро таъсирнинг элементлар аклари занжирининг натижаси ҳисобланади. Бундай реакциялар *занжир реакциялар* деб аталади. Занжир реакциялар жуфтлашмаган электронли, жуда юқори реакцион активликка эга бўлган актив марказлар— атомлар, ионлар ёки радикаллар (молекулаларнинг бўлаклари) иштирокида боради. Актив марказ вазифасини атом

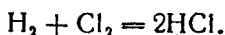


ёки атомлар группаси

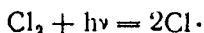


бажариши мумкин. Актив марказларнинг дастлабки моддалар молекулалари билан ўзаро таъсирлашув акти натижасида реакция маҳсулотининг молекулалари ва ўзаро таъсир актига қобилиятли янги актив марказлар ҳосил бўлади. Демак, актив марказлар моддаларни кетма-кет бир-бирига айланиш занжирини ҳосил қилади.

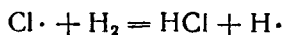
Водород хлорид синтези занжир реакция учун оддий мисолдир:



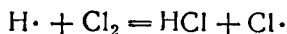
Бу реакция ёруғлик таъсирида вужудга келади. Хлор молекуласига нур энергиясининг кванти  $h\nu$  ютилиб, молекулани кўзғотади — ундаги атомларни тез тебранишига олиб келади. Агар тебраниш энергияси атомлар орасидаги боғланиш энергиясидан катта бўлса, молекула парчаланadi. Бу жараён *фотокимёвий диссоциация* деб ата



Ҳосил бўлган хлор атомлари водород молекуласи билан осон реакцияга киришади:



Водород атоми ўз навбатида хлор молекуласи билан осон реакцияга киришади:



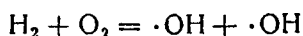
Бу жараён тўхтовсиз давом этади. Ютилган бир квант ёруғлик таъсирида 100000 тагача HCl молекуласи ҳосил бўлади. Агар эркин атом реакция бораётган идиш деворига урилса, занжир тугалланади. Иккита актив заррача ва 1 та актив ўлмаган заррачаларнинг тўқнашиши ҳам занжирнинг тугал-

ланишига олиб келади; актив заррачалар бирлашиб молекулага айланади, ажралиб чиққан энергия актив бўлмаган заррача томонидан олиб кетилади. Бундай ҳолларда занжир узилади.

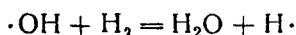
Агар занжир реакциянинг бир актида биргина актив заррача ўрнига бошқа битта актив заррача ҳосил бўлса, бу реакция тармоқланмаган занжир реакция ҳисобланади.

XX аснинг йигирманчи йилларида академик Н. Н. Семёнов ўз ходимлари билан ҳар хил жараёнларнинг кинетикасини ўрганиш вақтида кимёвий реакцияларнинг механизми ҳақидаги назариялар асосида тушунтириб бўлмайдиган ҳодисаларни кашф қилди. Бу жараёнларни тушунтириш учун Н. Н. Семёнов тармоқланган занжир реакциялар ҳақидаги назарияни таклиф қилди. Тармоқланган занжир реакцияларнинг боришида эркин радикалнинг дастлабки модда молекуласи билан ўзаро таъсирлашувидан бир эмас, балки икки ва ундан ортиқ янги актив марказлар ҳосил бўлади. Улардан бири эски занжирни давом эттирса, қолганлари янги занжирнинг бошланишига сабаб бўлади; занжир тармоқланади, реакция прогрессив равишда тезлашади.

Тармоқланган занжир реакцияларга, масалан, сувни оддий моддалардан ҳосил бўлиши реакцияси киради. Водород билан кислород аралашмаси қиздирилганда иккита гидроксил радикали ҳосил бўлади:



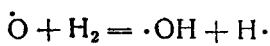
Ҳосил бўлган  $\cdot OH$  радикаллар водород молекуласи билан таъсирлашади:



Бу реакцияда ҳосил бўлган эркин водород атоми кислород молекуласи билан реакцияга киришиб, иккита янги актив заррача ҳосил қилади:



Кислород атомлари ўз навбатида водород молекуласи билан реакцияга киришиб, 2 та янги актив марказ ҳосил бўлади:



Шундай қилиб, актив заррачаларнинг сони прогрессив равишда ошади ва реакция кескин тезлашади.

Ёниш, портлаш, углеводородларнинг оксидланиш жараёнлари, полимерланиш каби муҳим кимёвий реакциялар занжир механизми бўйича боради. Шунинг учун, занжир реакциялар назарияси техника ва кимёвий технологиянинг бир қатор муҳим тармоқлари учун илмий асос бўлиб хизмат қилади. Атомларнинг ички энергиясидан фойдаланишда ҳам занжир реакциялар муҳим ўрин тутади.

## 42-§. Қайтмас ва қайтар реакциялар.

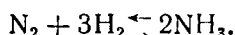
### Кимёвий мувозанат

Кимёвий реакцияларни икки гурпуга бўлиш мумкин: қайтмас ва қайтар реакциялар. Қайтмас реакциялар охиригача, яъни ўзаро реакцияга киришувчи моддалардан бири батамом сарф бўлгунча боради. Масалан, рух билан концентрланган нитрат кислота ўртасидаги ўзаро таъсирни олайлик:



Нитрат кислотанинг миқдори етарли бўлса, реакция рух бутунлай эриб бўлгач тугайди. Агар рух нитрат эритмаси орқали азот (IV)-оксид ўтказилса, нитрат кислота ва рух ҳосил бўлмайди, яъни бу реакция тескари йўналишда бормайди. Демак, рух билан нитрат кислотанинг ўзаро таъсири қайтмас реакциядир.

Қайтар реакциялар охиригача бормайди; қайтар реакцияларда реакцияга киришувчи моддалардан ҳеч бири тўлиқ сарф бўлмайди. Қайтар реакциялар тўғри йўналишда ҳам, тескари йўналишда ҳам боради. Масалан, аммиак синтези қуйидаги тенглама бўйича боради:



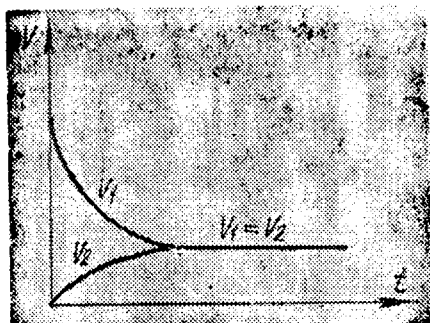
Реакция учун шароит яратилгандан кейин газлар аралашмаси анализ қилинса, системада фақат реакция маҳсулоти (аммиак) бўлибгина қолмай, дастлабки моддалар (азот ва водород) ҳам бўлади. Демак, аммиак синтези қайтар реакциядир. Икки қарама-қарши йўналишда борадиган жараёнлар қайтар жараёнлар деб аталади.

Қайтар реакциялар тенгламаларида тенглик ишораси ўрнига стрелкалар қўйилади; бу стрелкалар реакцияни тўғри ва тескари томонга боришини ифодалайди.

Қайтар реакцияларда аввал тўғри реакциянинг тезлиги юқори бўлиб, тескари реакция тезлиги нолга тенг бўлади. Реакция бориши натижасида дастлабки моддалар сарф бўлади ва уларнинг концентрациялари камаяди ва натижада тўғри реакция тезлиги камая бошлайди. Бир вақтнинг ўзида реакция маҳсулотлари ҳосил бўлиб, уларнинг концентрациялари ошиб боради. Бунинг натижасида тескари реакция бора бошди, унинг тезлиги секин-асга оша бошлайди (9-расм).

Тўғри ва тескари реакциялар тезликлари бир хил бўлиб қолганда ( $v_{\text{тўғри}} = v_{\text{тескари}}$ ) кимёвий мувозанат вужудга келади. Кимёвий мувозанат ҳолатида вақт бирлиги ичида қанча маҳсулот парчаланса, шунча миқдор янгиси ҳосил бўлади.

Кимёвий мувозанатни *динамик* (ҳаракатчан) *мувозанат* деб юритилади. Бу мувозанат ҳолатида тўғри реакция ҳам, тескари реакция ҳам боради, лекин уларнинг тезлиги бир хил бўлади.



9-расм, Тўғри ва тескари реакциялар тезликларининг вақт бўйича ўзгариш графиги.

Мувозанат ҳолатида тўғри ва тескари реакциянинг тезликлари бир-бирига тенг бўлганлиги учун

$$v_1 = v_2; k_1 [H_2] \cdot [J_2] = k_2 [HJ]^2$$

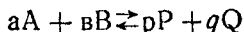
тўғри ва тескари реакциялар тезлик константаларининг бир-бирига нисбати ҳам константа ҳисобланади:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$$

У аини реакциянинг мувозанат константаси  $K$  деб аталади:

$$\frac{k_1}{k_2} = K \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$$

У мумий қайтар реакциянинг мувозанат константаси қуйидагича:



$$K = \frac{[P]^p \cdot [Q]^q}{[A]^a [B]^b}$$

Гетероген реакцияларнинг мувозанат тенгламасига фақат газ ёки суюқ фазадаги моддалар концентрациялари киради, Масалан,



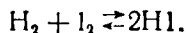
реакциянинг мувозанат константаси:

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Мувозанат константасининг қиймати реакцияга киришувчи моддалар табиати ва температурага боғлиқ. Катализаторлар иштирокига боғлиқ эмас.

Мувозанат константаси  $K$  нинг қиймати қанчалик катта бўлса, реакциянинг унуми шунчалик кўп бўлади. Шу сабабли реакцияларнинг мувозанат константасини билиш кимё ва кимёвий технология учун муҳим аҳамиятга эгадир.

Кимёвий мувозанатнинг миқдорий характеристикаси кимёвий мувозанат константасидир. Бу константани водород йодид синтези реакцияси мисолида қуриб чиқайлик:



Массалар таъсири қонунига биноан тўғри ва тескари реакциялар тезликлари қуйидагича ифодаланади:

$$v_1 = k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2];$$

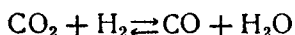
$$v_2 = k_2 \cdot [HI]^2.$$

### 43-§. Кимёвий мувозанатнинг силжиши

Агар реакция шароити ўзгарса, система мувозанат ҳолатидан чиқади, яъни тўғри ва тескари жараёнларда бир хил ўзгариш бўлмайди. Мувозанатнинг бузилишига реакцияга киришувчи моддалардан бирининг концентрациясини ўзгариши, босим ва температуранинг ўзгариши сабаб бўлади. Ҳар бир фактор таъсирини алоҳида кўриб чиқамиз:

1) Мувозанатда иштирок этувчи моддалардан бирининг концентрацияси оширилса, мувозанат шу моддани сарф бўлиши томонига силжийди; агар моддалардан бирининг концентрацияси камайтирилса, мувозанат шу модданинг ҳосил бўлиши томонига силжийди.

Масалан:



тенглама билан ифодаланган мувозанатдаги системага  $\text{CO}_2$  қўшимча қўшилса, система  $\text{CO}_2$  концентрациясини камайтиришга интилади, яъни мувозанат ўнг томонга силжийди. Аксинча, агар  $\text{CO}_2$  нинг миқдорини камайтирсак, система уни кўпайтиришга интилади, яъни мувозанат чап томонга силжийди;

2) Температура ўзгарганда қўпчилик кимёвий реакцияларнинг мувозанати силжийди. Температура кўтарилганда мувозанат эндотермик реакция йўналиши томон, температура пасайса, мувозанат экзотермик реакция йўналиши томон силжийди. Чунончи, аммиак синтези экзотермик реакция ҳисобланади:



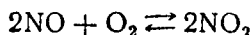
Бунда температура оширилганда системадаги мувозанат температура ютилиши томон — аммиакнинг парчаланиши томонга силжийди.

Азот (II)-оксидни синтези эндотермик реакциядир:

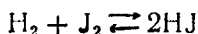


Бунда температура оширилиши билан мувозанат ўнг томонга —  $\text{NO}$  ҳосил бўлиши томонга силжийди;

3) Газ моддалар иштирок қиладиган ва умуман ҳажми ўзгарадиган мувозанат системаларида кимёвий мувозанат босим ўзгариши билан силжийди. Мувозанатдаги



системада босим орттирилса, мувозанат ўнг томонга, яъни кам сондаги газ молекулалари ҳосил бўлиш томонига силжийди; босим камайтирилса, аксинча, мувозанат чап томонга силжийди. Реакция газ молекулаларининг сонини ўзгармаслиги билан борадиган ҳолларда, мувозанат система сиқилганда ҳам, кенгайтирилганда ҳам бузилмайди. Масалан,



системада босим ўзгариши билан мувозанат бузилмайди, яъни Н<sub>2</sub> нинг ҳосил бўлиш унуми босимга боғлиқ эмас.

Агар мувозанатда турган системага қандайдир таъсир кўрсатилса, мувозанат таъсири камайтирувчи йўналиш томон силжийди. Бу қоидани Ле-Шателье принципи дейилади. Бу принцип 1884 йилда француз олими Ле-Шателье томонидан таърифланган. Ле-Шателье принципи фақат кимёвий мувозанатга тадбиқ қилинмай, у ҳар хил физик-кимёвий мувозанатларга ҳам тааллуқлидир. Қайнаш, кристалланиш, суюқланиш жараёнларида шароитнинг ўзгариши билан мувозанатнинг силжиши Ле-Шателье принципи асосида боради.

#### 44- §. Кимёвий реакцияларда энергиянинг айланиши

Кимёвий реакциялар энергия чиқиши ёки ютилиши билан боради. Кўпинча бу энергия иссиқлик ҳолида ажралади ёки ютилади.

Ҳар хил моддаларнинг ўзаро таъсирлашуви натижасида иссиқлик ажралиб чиқиши бу моддаларнинг реакциягача маълум миқдордаги энергияга эга бўлганликларини билдиради. Моддалардаги энергиянинг кимёвий реакциялар вақтида ажралиб чиқадиган бундай яширин шакли модданинг *ички энергияси* деб аталади.

Кимёвий ўзгаришларда моддалардаги энергиянинг бир қисми ажралиб чиқади. Реакция вақтида ажралиб чиқаётган иссиқлик (реакциянинг иссиқлик эффекти) миқдорини ўлчаш йўли билан моддаларнинг запас энергиясини аниқлаш мумкин.

Баъзи бир реакцияларда нур энергиясининг ажралиши ёки ютилиши кузатилади. Реакциялар вақтида ёруғлик ажралиб чиқса, ички энергия иссиқлик энергияси орқали нур энергиясига айланади. Масалан, кўмир ёнганда иссиқлик ажралиб чиқади, бу иссиқлик ҳисобига кўмир чўғланади ва ёруғлик тарқатади. Лекин шундай жараёнлар ҳам борки, уларнинг содир бўлишида ички энергия бевосита нур энергиясига айланади. Бу жараён совуқ нурланиш ёки *люминесценция* деб номланади.

Ички энергиянинг ўзаро электр энергиясига айланиши катта аҳамиятга эга. Портлаш билан борадиган реакцияларда ички энергиянинг бир қисми бевосита, қолган қисми бевосита иссиқлик энергияси орқали механик энергияга айланади. Иссиқлик ажралиш билан борадиган реакциялар *экзотермик*, иссиқлик ютилиши билан борадиган реакциялар эса *эндотермик* реакциялар деб аталади.

Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффектларини ўрганувчи соҳа *термохимия* деб аталади. Агар реакция ўзгармас босимда олиб борилса, ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик реакциянинг *ўзгармас босимдаги иссиқлик эффекти* деб аталади ва  $Q_p$  билан белгиланади. Реакция ўзгармас ҳажмда

олиб борилганда эса унинг иссиқлик эффекти  $Q_v$  билан белгиланади ва у реакциянинг ўзгармас ҳажмдаги иссиқлик эффекти деб юритилади.

Реакциянинг ўзгармас босим ( $Q_p$ ) ва ўзгармас ҳажмидаги ( $Q_v$ ) даги иссиқлик эффектларини аниқлаш учун термодинамиканинг биринчи қонуни (энергиянинг сақланиш ва бир турдан иккинчи турга ўтиши) дан фойдаланамиз. Бу қонунга мувофиқ ҳар бир система ўзининг ички энергиясига эга бўлиб, унинг ўзгариши системага берилган иссиқлик  $Q$  ва система бажарган иш  $A$  нинг қийматларига боғлиқ:

$$\Delta U = Q - A \text{ ёки } Q = \Delta U + A$$

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Кимёвий реакциялар асосан, ўзгармас босим шароитида олиб борилади. Бундай шароитда система ташқи босимга қарши кенгайиш ишини бажаради. Бу ишни қуйидагича ҳисоблаш мумкин. Ҳар қандай механик иш  $F$  кучининг  $\Delta l$  масофага қўпайтмасига тенг:  $A = F \cdot \Delta l$ . Босим  $P$  га тенг бўлганда  $F$  кучни топиш учун  $P$  ни сирт катталиги  $S$  га қўпайтирамиз:

$$F = P \cdot S.$$

Агар бу ифодани  $A = F \cdot \Delta l$  га қўйсак,

$$A = P \cdot S \cdot l \text{ ёки } A = P\Delta V$$

келиб чиқади. Бунга термодинамиканинг биринчи қонуни татбиқ этилса, ва

$$Q_p = \Delta \dot{U} + P\Delta V; \quad \Delta U = U_2 - U_1 \text{ ва } \Delta V = V_2 - V_1$$

эканлиги назарга олинса,

$$Q_p = \dot{U}_2 - U_1 + P(V_2 - V_1)$$

бўлади. Бу ифодани яна қуйидагича ёзиш мумкин:

$$Q_p = (\dot{U}_2 + PV_2) - (\dot{U}_1 + PV_1).$$

Агар  $\dot{U} + PV$  ни  $H$  билан белгиласак,

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

келиб чиқади. Бу тенгламадаги  $H$  термодинамик функция бўлиб, энтальпия (грекча "қиздираман" сўзидан олинган) деб аталади. Реакциянинг ўзгармас босимдаги иссиқлик эффекти система ўзгариши ( $\Delta H$ ) га тенгдир:

$$Q_p = \Delta H.$$

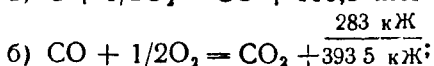
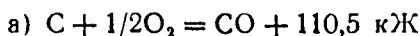
Реакцияларнинг иссиқлик эффектлари ҳосил бўладиган модданинг 1 молига нисбатан ҳисобланади. Оддий моддалардан бир моль бирикма ҳосил бўлганида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори шу бирикманинг ҳо.ил бўлиш иссиқлиги дейилади.

Иссиқлик эффектларини реакция тенгламаларига киритиш мумкин. Ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдорини кўрсатадиган кимёвий тенгламалар *термокимёвий тенгламалар* деб аталади. Термокимё қондасига кўра реакция вақтида иссиқлик ажралиб чиқса, реакциянинг иссиқлик эффекти мусбат (+), иссиқлик ютилса, манфий (—) ишора билан ёзилади. Термодинамика қондасига мувофиқ эса реакция вақтида иссиқлик ажралиб чиқса, иссиқлик эффектини манфий (—) ишора билан, иссиқлик ютилса, мусбат (+) ишора билан кўрсатилади. Реакциянинг термодинамик иссиқлик эффекти  $\Delta H$  унинг термокимёвий иссиқлик эффекти  $Q_p$  нинг манфий ишора билан олинган қийматига тенгдир:

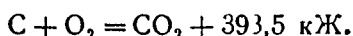
$$\Delta H = - Q_p.$$

Реакциянинг иссиқлик эффектини ҳисоблаш принципини 1840 йилда Г. И. Гесс аниқлаган бўлиб, уни Гесс қонуни деб аталади ва у қуйидагича таърифланади:

*Реакциянинг иссиқлик эффекти жараённинг оралиқ босқичларига боғлиқ бўлмай, моддаларнинг дастлабки ва охириги ҳолатларига боғлиқдир.* Масалан, карбонат ангидрид  $CO_2$  икки усулда ҳосил қилинган, биринчи усул қуйидаги икки босқичдан иборат:



иккинчи усулда реакция босқичсиз ўтади:



Бу тенгламалардан кўриниб турибдики, 12г графит билан 16г кислороднинг бирикишидан ҳосил бўлган 28 г  $CO$  16 г кислородда ёндирилганда ёки 12 г графит 32 г кислород билан тўғридан-тўғри бириктирилгандаги карбонат ангидриднинг ҳосил бўлиш иссиқлиги бир хил қийматга тенг. Демак, айрим босқичларнинг иссиқлик эффектлари йиғиндиси умумий жараённинг иссиқлик эффектига тенгдир:

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

Гесс қонуни фақат ўзгармас босим ёки ўзгармас ҳажмдагина ўз кучини сақлаб қолади.

Гесс қонуни тажрибада қилиб кўрилмаган кимёвий реакциянинг ҳам иссиқлик эффектини ҳисоблаб чиқаришга имкон беради. Кимёвий реакциянинг иссиқлик эффектини топиш учун реакция маҳсулотларининг ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисидан реакция учун олинган моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари йиғиндисини айриб ташлаш керак:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{макс.}} - \sum \Delta H_{\text{даст. модл.}}$$



$\Delta H$  — реакциянинг иссиқлик эффекти,  
 $\Sigma \Delta H_{\text{макс}}$  — реакция маҳсулоғларининг ҳосил бўлиш иссиқлик-  
 лари йиғиндиси,  
 $\Sigma \Delta H_{\text{даст.модд.}}$  — дастлабки моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқ-  
 ликлари йиғиндиси.

#### 45-§. Кимёвий реакцияларнинг йўналиши

Маълум шароитларда ҳар бир кимёвий реакция маълум йўналишда ўз-ўзича боради. Табиий жараёнларнинг содир бўлишида икки куч таъсир этиши мумкин:

1) ҳар қандай система ўзининг энергия запасини камайтиришга, яъни жараён давомида иссиқлик чиқаришга интилади. Бундай жараёнда энтальпия ўзгариши манфий ( $\Delta H < 0$ ) бўлади;

2) система энг юқори тартибсизликка ўтишга интилади. Бу интилиш температура ва энтропия ўзгариши  $\Delta S$  га боғлиқ. Энтропия моддада юз бериши мумкин бўлган ва узлуксиз ўзгариб турадиган ҳолатларни характерловчи жуда муҳим функциядир.

Модда тартибли ҳолатдан тартибсиз ҳолатга ўтганида унинг энтропияси ошади. Масалан, суюқлик буғ ҳолатига ўтишда, кристалл модда сувда эриганда системанинг энтропияси ошади. Агар буғ конденсатланиб, суюқ ёки кристалл ҳолатга ўтса, модданинг энтропияси камаяди.

Агар модда бир ҳолатдан иккинчи ҳолатга ўтганида унинг энергия запаси ўзгармаса ( $\Delta H = 0$  бўлса), ундай жараён энтропия ўзгаришига боғлиқ бўлади ва у энтропиянинг ортиши томонга йўналади ( $\Delta S > 0$  бўлади). Агар системанинг тартибсизлик даражаси ўзгармаса ( $\Delta S = 0$  бўлса), жараённинг йўналиши эктальпиянинг камайиши томон ( $\Delta H < 0$ ) боради. Кимёвий жараён содир бўлаётган системада бир вақтнинг ўзида ҳам энгальпия, ҳам энтропия ўзгариши мумкин.

Бундай ҳолларда ўзгармас босимдаги жараёнлар система *изобар потенциалнинг ўзгариши* билан амалга ошади. Бу ўзгариш  $\Delta G$  билан ифодаланади ва у қуйидаги формуладан топилади:

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

Агар бирор жараён бориши мумкин бўлса, унда  $\Delta G$  нинг ўзгариши нолдан кичик бўлади:  $\Delta G < 0$ . Демак, реакция мобайнида  $G$  нинг қиймати камайдиган жараёнларгина ўз-ўзидан содир бўлиши мумкин. Айни шароитда бориши мумкин бўлмаган жараёнлар учун:  $\Delta G > 0$  дир.

Гиббс энергияси (изобар потенциали) тенгламаси  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ .  $\Delta H$  ва  $\Delta S$  бир-бирига қарама-қарши интилишларни ифодалайди, яъни  $\Delta H$  системанинг тартибсизлик даражасини камайтиришга,  $T \Delta S$  — тартибсизлик даражасини оширишга интилади.  $\Delta G = 0$  бўлганида энтальпия фактори

унинг энтропия факторига тенг бўлади:

$$\Delta H = T\Delta S$$

Бу шароитда система мувозанат ҳолатига келади. Ўз-ўзи-ча содир бўладиган реакциялар учун  $\Delta G < 0$  дир. Бунда 3 та муҳим ҳолат бўлиши мумкин:

1.  $\Delta H$  ҳам,  $T\Delta S$  ҳам реакциянинг боришига ёрдам беради: бунинг учун  $\Delta H < 0$  ва  $\Delta S < 0$  бўлиши керак. Бунда асосий вазифани энтальпия бажаради.

2. Реакциянинг боришига фақат  $\Delta H$  ёрдам беради. Бу ҳолда  $\Delta H$  катта манфий қийматга эга бўлади:  $\Delta H < 0$ .

3.  $\Delta H > 0$  бўлиб, энтропия фактори  $\Delta H$  дан анча катта бўлганида ҳам реакция ўз-ўзи-ча бориши мумкин. Демак, экзотермик реакция энтальпия факторининг камайиши, энтропия фактори  $T\Delta S$  нинг ортишини "босиб кетади".

## VI БОБ. СУВ. ЭРИТМАЛАР

### 46-§. Сув молекуласининг электрон тузилиши

Сув таркибига кирувчи ядролар тенг бурчакли уч ҳосил қилиб, унинг асосида иккита протон жойлашган, чўққи-сида кислород атоми жойлашган.

Водород билан кислород ядролари орасидаги масофа 0,1 нМ га яқин бўлиб, водород атомлари ядролари орасидаги масофа 0,15 нМ га тенгдир. Сув молекуласида кислород атомининг ташқи электрон қаватини ташкил этувчи саккиз электрондан икки электрон жуфти кислород атоми ва водород атомлари ўртасидаги ковалент боғни ҳосил қилади, қолган 4 та электрон тақсимланмаган иккита электрон жуфтини ҳосил қилади:

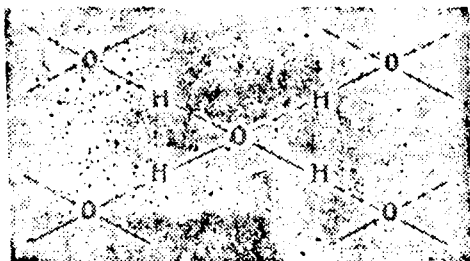


O — H боғни ҳосил қилувчи электронлар электроманфийлиги юқори бўлган кислород атоми томон силжиган. Натижада водород атомлари мусбат зарядга эга бўлиб, бу атомларда иккита мусбат қутб вужудга келади. Электронлар жуфтларининг манфий зарядлари маркази нисбатан кислород атоми ядроси томон силжиган бўлиб, иккита манфий қутб ҳосил қилади.

Газ ҳолатдаги сувнинг молекуляр массаси 18 га тенг. У сувнинг энг оддий формуласига тўғри келади.

Суюқ ҳолатдаги сувнинг молекуляр массаси тажрибаларда аниқланганда доимий бу миқдордан юқори чиқади. Демак, суюқ ҳолатдаги сувда молекулалар ассоциланади, яъни улар ўзаро бирикиб, мураккаброқ агрегатларни ҳосил қилади. Сув молекулалари ўртасида водород боғланиш ҳосил бўлиши натижасида молекулалар ассоциланади.

Қаттиқ ҳолатдаги сув (муз) нинг ҳар бир молекуласилаги ксилород атоми қўшни сув молекулалари билан иккита водород боғланишни ҳосил қилади:



Водород боғланишларнинг ҳосил бўлиши сув молекулаларининг шундай жойланишига олиб келадики, бунда сув молекулалари бир-бирига қарама-қарши қутблари билан тегиб туради. Молекулалар қаватлар ҳосил қилиб, ҳар бир молекула бир қаватдаги 3 та молекула билан боғланишдан ташқари қўшни қаватдаги битта молекула билан ҳам боғланган бўлади. Музнинг твзилиши жуда зич бўлмаган структурага эга, унинг таркибида ўлчами сув молекуласи ўлчамадан бирмунча катта бўлган бўшлиқлар ҳам бор. Муз эритилганда сув молекулаларининг жойланиши зичлашади. Натижада муз эритилганда унинг ҳажми камайиб, зичлиги ошади. Сув иситилганда иссиқликнинг бир қисми водород боғланишларни узишга сарф бўлади (сув молекулалари орасидаги водород боғланишларнинг энергияси 25 кЖ/моль га тенг). Демак, сув юқори иссиқлик сифмига эга.

Сув буғ ҳолатига ўтганида сув молекулалари орасидаги водород боғланишлар бугунлай узилади.

#### 47- §. Сувнинг физик хоссалари

Тоза сув рангсиз тиниқ суюқликдир. Сувнинг зичлиги қаттиқ ҳолатдан суюқ ҳолатга ўтганда бошқа моддалардаги каби камаймайди, балки ошади. Сувнинг  $+4^{\circ}\text{C}$  даги зичлиги  $1 \text{ г/см}^3$  га тенг,  $+4^{\circ}\text{C}$  дан юқорида ҳам, ундан пастда ҳам сувнинг зичлиги 1 дан кичик бўлади. Бу ҳодиса сувнинг зичлик аномалияси деб аталади.

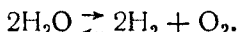
Сув  $+4^{\circ}\text{C}$  да юқори зичликка эга бўлиб, ундан паст температурада қисман кам зичликка эга. Шунинг учун ҳам муз юзада қолади ва ўзидан пасттаги сув қатламларини янада совишдан ва музлашдан сақлайди. Бу сув ҳавзаларидаги тирик организмларнинг ҳаётини қаттиқ совуқда ҳам сақланиб қолишига ёрдам беради.

Тоза сувнинг солиштира иссиқлик сифми барча суюқ ва қаттиқ моддаларникидан катта бўлиб,  $4,18 \text{ ж/(г}\cdot\text{К)}$  га тенг. Сув ёздан қишга ўтиш даврида ҳамда кечаси секин совийдн,

кундузи ёки қишдан ёзга ўтиш даврида секин исийди, яъни сув Ер шарида температура регулятори бўлиб хизмат қилади. Тоза сув 0°C да музлаб, 101,325 кПа ёки 760 мм симоб устуни баландлигига тенг босимда 100°C да қайнайди.

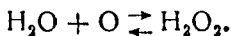
#### 48-§. Сувнинг кимёвий хоссалари

Сув молекулалари ниҳоятда кўп иссиқлик чқиши билан ҳосил бўлганлиги сабабли, сув қиздиришга жуда чидамдир. Лекин 1000°C дан юқорида сув буғи водород билан кислородга парчалана бошлайди:



Моддаларнинг қиздириш натижасида парчаланиши *термик диссоциланиш* деб аталади. Сувнинг термик диссоциланиши кўп иссиқлик ютилиши билан боради. 2000°C да сувнинг термик парчаланиши 1,8 % га, 3092°C да 13 % га, 5000°C да 100 % га етади.

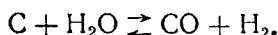
Сувнинг реакцияга киришиш хусусияти юқоридир. Кўпгина металл ва металлмасларнинг оксидлари сув билан бирикиб, асослар ва кислоталарни ҳосил қилади. Анча актив металлар сув билан реакцияга киришганда, водород ажралиб чиқади. Сув атомар кислород билан бирикиб, водород пероксидни ҳосил қилади:



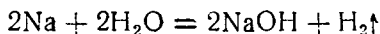
Сув фтор билан реакцияга киришганда атомар ҳолидаги кислотадан ажралиб чиқади:



Чўғ ҳолидаги кўмир орқали сув буғи ўтказилганда СО ва Н<sub>2</sub> аралашмаси ҳосил бўлади:



Уй температурасида ишқорий металлар таъсирида сув парчаланаяди:



Асл металлар (олтин, платина, кумуш) ва симоб сув билан реакцияга киришмайди. Ўз-ўзича борадиган жуда кўп реакцияларда сув буғи катализатор вазифасини ўтайди. Сув қутблы модда бўлганлиги учун жуда яхши эритувчи ҳисобланади.

#### 46-§. Табиатда сув ва сувни тозалаш

Сув Ерда энг кўп тарқалган молдadir. Ер шарининг деярли учдан икки қисми сув билан қопланган. Кўп миқдордаги сув атмосферада буғ ҳолида бўлади; у баланд тоғ чўққилари ва қутб мамлакатларида жуда кўп миқдордаги қор ва муз ҳолида йиллар давомида эримай сақланиб туради. Ер қатламларида ҳам тупроққа ва тоғ жинсларига шимилган ҳолдаги

сув бўлади. Табиий сув тоза бўлмайди. Табиий сувларнинг ичида энг тозаси ёмғир, қор сувлари ҳисобланади. Бу сувларда ҳам атмосферадаги ҳар хил аралашмаларнинг бир қисми эриган ҳолатда бўлади.

Чучук сувларда эриган аралашмаларнинг миқдори 0,01 дан 0,1 % гача бўлади. Денгиз суви таркибида 3,5 % эриган моддалар бўлиб, бу миқдорнинг асосий қисмини натрий хлорид ташкил этади. Табиий сувни механик аралашмалардан тозалаш учун ғовак моддалардан, масалан, кўмир, ғовак сополдан фойдаланилади. Кўп миқдордаги сувни фильгрлашда шағал ва қум ишлатилади. Фильтрларда бактерияларнинг кўп қисми ушланиб қолади. Бундан ташқари, сувдаги микробларни ўлдириш учун унга оз миқдорда хлор қўшилади; сувни тўлиқ стериллаш учун 1 т сувга 0,7 г хлор керак бўлади.

Сувнинг таркибидаги моддаларни йўқотиш учун уни шиша, кварц, платина ёки қалайдан ясалган асбобда ҳайдалади. Олинган сув дистилланган сув дейилади. Техникада сув нон алмашгичлар ёрдамида тозаланади.

Сув ўсимликлар, ҳайвонлар ва инсон ҳаётида жуда катта аҳамиятга эгадир. Сув ҳар қандай организмнинг ҳаёт фаолиятини таъминлаб турадиган, кимёвий жараёнлар борадиган муҳитдир. Сув бир қатор биокимёвий реакцияларда иштирок этади.

#### 50- §. Оғир сув

Водороднинг оғир изотопи дейтерийнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси *оғир сув* деб аталади. Одатдаги сув таркибида озгина миқдорда оғир сув борлиги сабабли сув электролиз қилинганда оғир сув парчаланмай қолади. Сув электролиз қилинганда қолган  $D_2O$  молекулаларига бойитилган сув кўп марта қайта электролиз қилиниб, 1933 йилда биринчи марта оз миқдордаги деярли 100 %  $D_2O$  молекулаларидан иборат оғир сув ажратиб олинди.

Оғир сув ўз хоссалари билан одатдаги сувдан фарқ қилади (5-жадвал). Тузлар оғир сувда одатдаги сувдагига нисбатан оз эрийди. Оғир сувда кўпчилик реакциялар суст боради. Оғир сув нейтронларни секинлаштирувчи сифатида ядро реакторларида ишлатилади. Оғир сувнинг биологик хоссалари ҳам оддий сувникдан фарқ қилади.

5- жадвал

Оддий ва оғир сувнинг баъзи бир физик хоссалари

Константалар	$H_2O$	$D_2O$
Молекуляр массаси	18	20
Музлаш температураси, °C	0	3,8
Қайнаш температураси, °C	100	101,4
Зичлиги ( $t^\circ = 25^\circ C$ ), $г/см^3$	0,9971	1,1042
Максимал зичлик температураси, °C	4	11,6

## Эритмалар

Эритмаларда кимёвий реакциялар тез боради. Саноатда (қоғоз, тери, лок-бўёқ саноатида) эритмалар катта роль ўйнайди. Ўғитлар, ўсимликларни зараркунандалардан ҳимоя қилувчи препаратлар, портловчи моддалар, жуда кўпчилик дори-дармонлар ишлаб чиқариш озми-кўпми даражада эритмалар билан боғлиқ.

Физиологик суюқликлар (қон, лимфа, кўпчилик безларнинг суюқликлари) нинг ҳаммаси эритмалар ҳисобланади. Овқат ҳазм қилиш ва одам организмида озиқ моддаларнинг ўзлаштирилиши уларнинг эритмага ўтишлари билан боғлиқ. Эритмалар ўсимликларнинг ривожланишида ҳам муҳим аҳамиятга эга.

Ўсимликлар организми тупроқдан озиқ моддаларни жуда кам концентрациядаги сувли эритмалар ҳолидагиша қабул қила олади.

### 51-§. Дисперс системаларнинг классификацияси

Икки ва ундан ортиқ моддалардан таркиб топган ҳамда улардан бири иккинчиси ҳажмида бир мъеёрда тақсимланган система *дисперс система* дейилади.

Табиатда энг кўп тарқалган дисперс системаларда дисперсион муҳит суюқлик, дисперс фаза эса қаттиқ модда бўлади. Дисперс системага мисол қилиб, чангли ҳавони олиш мумкин. Унда дисперсион муҳит ҳаводир, дисперсион фаза майда муаллақ ҳолдаги тупроқ заррачаларидир.

Дисперс системалар бир неча синфларга бўлинади:

1. **Дағал дисперс системалар.** Дисперс фаза заррачаларининг ўлчами  $1 \div 10^{-1}$  мкм (мкм — микрометр,  $1 \text{ мкм} = 10^{-6} \text{ м}$ ) бўлади. Дағал дисперс системаларга суспензия ва эмульсиялар киради.

Суспензиялар суюқликда бир текис тарқалган дисперсион фаза (қаттиқ модда) дан иборат системадир. Суспензияга мисол қилиб лойқа сувни кўрсатиш мумкин.

Эмульсия бири иккинчисидан тақсимланган икки суюқликдан иборат системадир. Сигир сути (ёғлар оқсилнинг гидрозолида тарқалган) эмульсияга мисол бўлади.

2. **Коллоид-дисперс системалар** (коллоид сўзи грекча *kolla* — елим, *eidos* — ўхшаш сўзларидан келиб чиққан бўлиб, елимсимонлар маъносини беради). Коллоид эритмаларда дисперс фазанинг заррачалари ўлчами  $10^{-1} \div 10^{-8}$  мкм. Бундай заррачалар дисперс система узоқ вақт тиндирилса ҳам чўкмага тушмайди, фильтр қоғози тешикларидан ўтиб кетади, оддий микроскопда кўринмайди.

3. **Чин эритмалар.** Чин эритмалар молекуляр-дисперс системалар ва ион-дисперс системаларга бўлинади.

Молекуляр-дисперс системаларда модда эриш жараёнида айрим молекуларга ажралади. Бундай системаларга шакар, спирт, ацетон каби моддаларнинг эритмалари киради.

Ион-дисперс системаларда эриган модда айрим гидратланган ионлар ҳолида бўлади. Бундай ҳол кучли электролитлар ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  кабилар) нинг сувдаги эритмаларида кузатилади.

## 52-§. Эриш жараёнининг механизми

Ҳар қандай эритма эрувчи моддадан ва эритувчидан ташкил топган бўлади. Тузларнинг сувли эритмаларида сув эритувчи ҳисобланади. Агар эритмани ҳосил қилувчи иккала компонент эриш жараёнида бир хил агрегат ҳолатда бўлса (масалан, спирт ва сув), кўпроқ миқдордаги компонент эритувчи ҳисобланади.

Баъзи бир моддаларнинг эришида иссиқлик ажралиб чиқиши эритувчи билан эрувчи модда ўртасида кимёвий ўзаро таъсир борлигини кўрсатади. Эритмалар кимёвий бирикмалардан таркиби ўзгарувчан бўлиши билан фарқ қилади. Эритмалар ҳоссаларида айрим компонентларнинг кўп хоссаларини кўриш мумкин. Кимёвий бирикмаларда бундай ҳолат кузатилмайдди. Эритмалар таркибининг ўзгарувчанлиги уларни механик аралашмаларга ўхшашлигини кўрсатади, лекин эритмалар аралашмалардан ўзларининг бир жинслилиги билан кескин фарқ қилади. Шундай қилиб, эритмалар механик аралашма билан кимёвий бирикма орасидаги оралиқ ҳолатни эгаллайди.

Кристалл модда эриши мумкин бўлган суюқликка туширилса, унинг юзасидаги айрим молекулалар ажралиб чиқиб, эритувчининг бутун ҳажми бўйлаб бир текисда диффузияланади. Қаттиқ жисм юзасидаги молекулаларнинг тебранма ҳаракати ва уларнинг эритувчи молекулалари томонидан тортилиши натижасида моддалар молекулаларининг юзадан ажралиши юз беради. Бу жараён кристаллларнинг барчаси тўлиқ эриб кетгунча давом этмайди, чунки бир вақтнинг ўзида эришга тескари бўлган кристаллизация жараёни ҳам содир бўлади. Эритмага ўтган молекулалар қаттиқ жисм сирти билан учрашганда қаттиқ жисмга тортилиб, қайтадан кристалллар таркибига киради. Дастлаб эриш жараёни тез боради, эритмада заррачаларнинг сони кўпайганидан кейин иккала жараён тезликларини тенглашади, яъни бир секундда неча молекула эритмага ўтса, шунча молекула қайтадан кристалланади. У вақтда эритма билан эрувчи модда орасида динамик мувозанат қарор топади, яъни эритма тўйинади. Шундай қилиб, эримай қолган модда билан мувозанатда турадиган эритма *тўйинган эритма* деб аталади.

Кўпчилик кристалл моддаларнинг суюқликларда эриши иссиқлик ютилиши билан боради. Баъзи моддалар, масалан, натрий гидроксид, калий карбонат, сувсиз мис (II)-сульфат сувда эриганда сезиларли даражада температура кўтарилади. Баъзи бир суюқликлар ва ҳамма газларнинг эришида ҳам иссиқлик ажралиб чиқади. *1 моль модданинг эриши нати-*

жасида ютиладиган ёки ажралиб чиқадиган иссиқлик миқдори шу модданинг эриш иссиқлиги деб аталади. Эриш жараёнида система энтропияси сезиларли ортади, чунки бир модда заррачаларининг иккинчи моддада бир текисда тақсимланиши натижасида системанинг микро ҳолатлари сони ошади. Кўпчилик кристаллларнинг эриши эндотермик жараён бўлишига қарамадан, Гиббс энергиясининг эришдаги ўзгариши манфий қийматга эга ва жараён ўз-ўзича боради.

Кристаллларнинг эришида уларнинг бузилиши юз беради, яъни бунга ҳам энергия сарф бўлади. Эриш жараёни иссиқлик ютилиши билан бориши керак. Агар тескари эффект кузатилса, бунда эриш жараёни билан бир вақтда эритувчи билан эрувчи модда ўртасида қандайдир ўзаро таъсирлашув бўлади, натижада кристалл панжаранинг бузилишига сарф бўладиган энергияга нисбаган кўпроқ энергия иссиқлик сифатида ажралиб чиқади.

Кўпчилик моддалар эриганда уларнинг молекулалари 'ионлари' эритувчи молекулалари билан боғланади ва сольватлар (лотинча *solvere* — эритмоқ) деб аталувчи бирикмалар ҳосил бўлади. Сольватларнинг ҳосил бўлиш жараёни сольватланиш деб аталади. Агар эритувчи сув бўлса, бу бирикмалар гидратлар, уларнинг ҳосил бўлиш жараёни эса гидратланиш деб номланади.

XIX асрнинг 80 йилларида Д. И Менделеев гидратлар назариясини яратди. Менделеев назариясига биноан эриш фақат физик жараён бўлмасдан кимёвий жараён ҳамдир. Сувда эрийдиган моддалар сув билан бирикмалар ҳосил қилади. Моддаларнинг эриш иссиқлиги буни тасдиқлайди.

Кўпчилик моддаларнинг сувли эритмаларидан ўз таркибида кристаллизацион сув сақлагани ҳолда кристаллар ҳолида ажралиб чиқиш эриши жараёнининг химизмини тасдиқлайди.

Гидратлар одатда беқарор бирикмалар бўлиб, кўпгина ҳолларда эритмалар буглатилганда парчаланиб кетади. Лекин баъзан гидратлар анча барқарор бўлиб, эритмадан ажратиб олинган кристаллар таркибида сув бўлади. Кристаллари таркибига сув кирувчи моддалар *кристаллогидратлар*, улар таркибидаги сув эса *кристаллизацион сув* деб аталади.

Кристаллогидратларнинг таркиби кристаллогидратда қанча миқдордаги сув борлигини кўрсатадиган формулалар билан ифодаланади. Масалан, мис сульфат кристаллогидрати (мис купороси) бир моль  $\text{CuSO}_4$  ҳисобига 5 моль сув сақлайди ва унинг формуласи  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  ҳолида ёзилади; натрий сульфат кристаллогидрати (глаубер тузи) формуласи  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$  ҳолида ифодаланади.

Гидратларнинг ҳосил бўлиши иссиқлик ажралиши билан боради. Гидратлар ҳосил қилувчи моддалар эритилганда умумий иссиқлик эффекти уларнинг эриш иссиқлиги эффекти билан гидратланиш иссиқлиги эффекти йиғиндисидан иборат бўлади. Бу жараёнлардан биринчиси эндотермик, иккинчиси



экзотермик жараён бўлганлиги учун умумий иссиқлик эффекти айрим жараёнларнинг иссиқлик эффектларининг алгебраик йиғиндисига тенг бўлиб, унинг қиймати мусбат бўлиши ҳам, манфий бўлиши ҳам мумкин.

### 53-§. Қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги. Ҳта тўйинган эритмалар

Модданинг эритувчида эрий олиш хусусияти шу модданинг *эрувчанлиги* деб аталади. Моддаларнинг эрувчанлиги эрувчи модданинг ва эритувчининг табиати ва температурага боғлиқ.

Модданинг маълум температурада 100 г эритувчида эриб, тўйинган эритма ҳосил қиладиган массаси унинг эрувчанлик коэффициенти деб аталади.

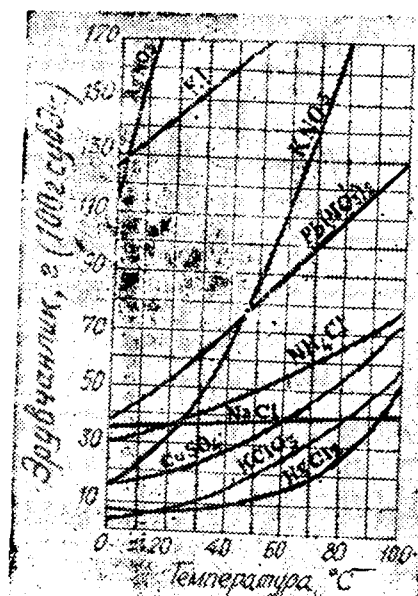
Турли моддаларнинг сувдаги эрувчанлиги турличадир. Агар 100 г сувда 10 г дан ошиқ модда эриса, бундай моддалар яхши эрийдиган, 1 г дан кам модда эриса, бундай моддалар оз эрийдиган ва ниҳоят 0,01 г дан кам модда эриса, амалда эримайдиган моддалар ҳисобланади. Одатда, қутбли ва ионли боғланишдаги моддалар қутбли эритувчилар (сув, спирт, суюқ аммиак) да, қутбсиз моддалар эса қутбсиз эритувчилар (бензол, углерод сульфид) да яхши эрийд.

Кўпчилик қаттиқ моддаларнинг эриши иссиқлик ютилиши билан боради. Бу қаттиқ модданинг кристаллик панжарасининг бузилишига кўп миқдорда энергия талаб қилиниши билан тушунтирилади. Бу энергия, одатда, гидратлар ҳосил бўлишида ажралган энергия билан тўлиқ компенсация қилинмайди. Агар кристалл модданинг эриши иссиқлик ютилиши билан бурса, температура ошиши билан шу модданинг эрувчанлиги ортади. Бордию, гидратланиш энергияси эритманинг ҳосил бўлишида иссиқлик ажралиб чиқиши етарли бўлса, эрувчанлик температура ошиши билан камаяди. Масалан, сувда литий, алюминий тузларининг эришида бу ҳодиса кузатилади.

Эрувчанлик билан температура орасидаги боғланишни график усулда тасвирлаш мумкин. Бу чизиқ эрувчанлик эгри чизиқлари дейилади. Эрувчанлик эгри чизигини тузиш учун абсцисса ўқига температура, ордината ўқига модданинг айни температурадаги эрувчанлик миқдори қўйилади (10-расм).

Қаттиқ моддалар сувда эриганда системанинг ҳажми деярли ўзгармайди. Шу сабабли қаттиқ ҳолатдаги моддаларнинг эрувчанлиги амалда босимга боғлиқ эмас.

Кўпчилик моддаларнинг эрувчанлиги температура пасайиши билан камаяди, шу сабабли моддаларнинг иссиқ тўйинган эритмалари совирилганда эриган модданинг ортиқчаси ажралиб чиқади. Бироқ совиштиш секин ва ташқаридан эриган модданинг заррачасини туширмасдан эҳтиётлик билан олиб борилса, эритмадан модданинг ортиқча қисми ажралмаслиги



10-расм Баъзи тузларнинг эрувчанлик эгри чизиқлари.

ларли даражада қизийди.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (бура),  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (натрий тиосульфат),  $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (натрий ацетат) тузларнинг ўта тўйинган эритмалари осон ҳосил бўлади.

## 54-§. Газларнинг сувдаги эрувчанлиги

Газларнинг сувдаги эрувчанлиги экзотермик жараёнدير. Температура кўтарилиши билан газларнинг эрувчанлиги камайди. Газ суюқликда эриганда маълум вақтдан сўнг мувозанат қарор топади:

газ + суюқлик  $\rightleftharpoons$  газнинг суюқликдаги тўйинган эритмаси.

Газ эриганда системанинг ҳажми анча камайди. Демак, босимнинг оширилиши мувозанатнинг ўнг томонга силжишига, яъни газ эрувчанлигининг ошишига олиб келади. Газларнинг суюқликлардаги эрувчанлиги Генри қонуни билан ифодаланади:

*Ўзгармас температурада маълум ҳажм суюқликда эриган газнинг массаси шу газнинг парциал босимига тўғри пропорционал бўлади:*

$$C = k \cdot p$$

$C$  — газнинг тўйинган эритмадаги масса концентрацияси,  $p$  — парциал босим,  $k$  — пропорционаллик коэффициенти ёки Генри константаси.

мумкин. Бу ҳодисани 1794 йилда Т. Е. Ловиц кашф этди ва бундай эритмаларни *ўта тўйинган эритмалар* деб атади. Гинч ҳолатда бундай эритмалар йиллар давомида ўзгаришсиз туриши мумкин. Аммо эритмага эриган модда кристалларидан ташланса, шу заҳотиёқ бу кристалл атрофида бошқакристаллар ўса бошлайди ва қисқа вақт ичи а эриган модданинг ортиқча миқдори бутунлай кристалланиб қолади. Баъзан кристалланиш эритмани чайқагидан ҳам бошланади, шунингдек, эритма бўлган идишнинг девори шиша таёқча билан ишқаланса ҳам кристалланиш юз беради.

Кристалланиш вақтида кўп иссиқлик ажралиб чиқади ва эритма сақланган идиш сезиларли даражада қизийди.

Газлар аралашмаси эритилганда ҳар қайси газ мустақил равишда эрийди, яъни бир газнинг эришига аралашмадаги бошқа газлар ҳеч қандай ҳалал бермайди. Газлар жуда юқори бўлмаган босим ва эритувчи билан газ ўзаро кимёвий таъсирлашмаган ҳоллардагина Генри қонунига бўйсунмади. Баъзи газларнинг сувдаги эрувчанлиги қуйидаги жадвалда берилган.

6- жадвал

Газларнинг сувдаги эрувчанлиги

Газ	Газнинг 100 мл сувдаги эрувчанлиги, мл		Газ	Газнинг 100 мл сувдаги эрувчанлиги, мл	
	0°C да	20°C да		0°C да	20°C да
Водород	2,15	1,8	Углерод (IV)- оксид	171	87,8
Кислород	4,9	0,1	Хлор	461	236
Азот	2,35	1,5	Метан	5,5	3,3

### 55- §. Эритмаларнинг концентрацияси

Тўйинган эритмалар кам ишлатилади. Кўпгина ҳолларда тўйинмаган эритмалардан фойдаланилади. Кам модда эриган эритмалар суялтирилган эритмалар, кўп микдор модда эриган эритмалар концентранган эритмалар деб юритилади.

Эритманинг ёки эритувчининг маълум масса миқдорига ёки маълум ҳажмида эриган модда миқдори *эритманинг концентрацияси* деб аталади. Эритма концентрациясининг ифодалаш турлари:

1. Эриган модданинг фоизларда ифодаланган масса қисми Эриган модда миқдори эритманинг умумий миқдорига нисбатан фоиз ҳисобида ифодаланadi. Масалан, 15 % ли ош тузи эритмаси дейилганда 100 грамм эритмада 15 г NaCl бор, 85 грами сувдир.

Моль қисм эриган модда миқдорининг эритмада эриган модда ва эритувчининг моллари йиғиндисини нисбатига тенгдир.

Моль қисм  $N_2$  ҳарф билан белгиланади:

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$n_1$  — ва  $n_2$  — эритувчи ва эриган модданинг моллари сони

2. 1000 г эригувчида эриган модданинг моллар сони билан ифодаланган концентрация моляль концентрация дейилади. Одатда моляль концентрация  $m$  ҳарфи билан ифодаланadi. Масалан, сульфат кислота эригмаси учун  $m = 2$  моль/кг бўлса, сувнинг 1 килограммига 2 моль сульфат кислота тўғри келади.

3. Эриган модданинг 1 литр эритмадаги моллар сони эритманинг моляр концентрацияси дейилади. Бундай эритмалар моляр эритмалар дейилади.

Одатда моляр концентрация  $C_m$  ёки  $M$  билан ифодаланadi. Масалан, 2M  $H_2SO_4$  эригмаси деганда ҳар бир литр  $H_2SO_4$

эритмасида 2 моль сульфат кислота эриган деб билиш керак. Демак  $C_m = 2$  моль/л.

4. Нормал эритма деб 1 литр эритмада эриган модданинг эквивалентлар сонига айтилади. Бундай эритмалар нормал эритмалар деб аталади. Улар  $C_n$  ёки  $N$  ҳарфи билан ифодаланadi. Чунончи, 2н  $H_2SO_4$  эритмаси деганда бир литр эритмада 2 эквивалент сульфат кислота эриган деб тушуниш керак. 1 эквивалент  $H_2SO_4$  49 (г) га тенг бўлса, 2 эквиваленти 98 (г) га тенг.

Ўзаро реакцияга киришаётган эритмаларнинг нормал концентрациялари ўзаро тенг бўлса, бу эритмалар қолдиқсиз реакцияга киришади. Бундай эритмаларнинг қолдиқсиз реакцияга киришадиган ҳажмлари уларнинг нормалликларига тесари пропорционалди:

$$V_1 : V_2 = N_2 : N_1$$

Бу нисбатдаги  $V_1$  — биринчи эритманинг ҳажми,  $V_2$  — иккинчи эритманинг ҳажми,  $N_1$  — биринчи эритманинг нормаллиги,  $N_2$  — иккинчи эритманинг нормаллиги.

Бу тенглама асосида реакция учун керак бўладиган эритмаларнинг ҳажмигина эмас, балки реакция учун сарф бўлган эритмаларнинг концентрациясини ҳам ҳисоблаб топиш мумкин.

1-мисол. 20 мл 0,15 N ли сульфат кислота эритмасини нейтраллаш учун 0,1 N ли натрий гидроксид эритмасидан неча мл керак?

Ечиш. 0,1 н ли NaOH эритмасидан неча мл керак бўлишини қуйидаги тенгламадан топамиз:

$$V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4} = V_{NaOH} \cdot N_{NaOH}$$

Бундан

$$N_{NaOH} = \frac{V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4}}{N_{NaOH}} = \frac{20\text{мл} \cdot 0,15\text{н}}{0,1\text{н}} = 30 \text{ мл.}$$

2-мисол. 25 мл хлорид кислота эритмасини нейтраллаш учун 0,1 N ли KOH эритмасидан 40 мл сарф бўлди. Кислотанинг нормал концентрациясини топинг?

Ечиш. Хлорид кислотанинг нормал концентрациясини қуйидагича топамиз:

$$N_{HCl} = \frac{V_{KOH} \cdot N_{KOH}}{V_{HCl}} = \frac{40\text{мл} \cdot 0,1\text{н}}{25 \text{ мл}} = 0,16 \text{ н.}$$

Бу тенгламадан аналитик кимёда эритмаларни титрлаш учун фойдаланилади. Эритманинг 1 миллилитрида эриган модданинг масса миқдори титр деб аталади.

1. Эритманинг титри қуйидагича аниқланади:

$$T = \frac{m}{V}$$

$T$  — эритманинг титри,  $m$  — эриган модда массаси,  $V$  — эритманинг ҳажми.

2. Эритманинг титри билан нормаллиги орасидаги боғланиш қуйидагича:

$$T = \frac{\mathcal{E} \cdot N}{1000},$$

$\mathcal{E}$  — эриган модданинг эквивалент массаси,  $N$  — эритманинг нормал концентрацияси.

Мисол. Нормаллиги 0,1020 га тенг бўлган  $\text{AgNO}_3$  эритмасининг титри нечага тенг?

$$T_{\text{AgNO}_3} = \frac{\mathcal{E}_{\text{AgNO}_3} \cdot N_{\text{AgNO}_3}}{1000} = \frac{169,88 - 0,1020}{1000} = 0,01733 \text{ г/мл}$$

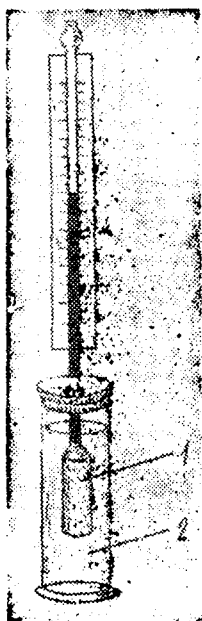
## 56-§. Осмос ҳодисаси. Вант-Гофф қонуни

Эритмалардаги эриган модда ва эритувчининг заррачалари тартибсиз ҳаракати туфайли эрувчи модда эритувчининг бутун ҳажми бўйича бир текисда тақсимланади. Агар цилиндрга қанднинг концентрланган эритмасини қуйиб, унинг устига эҳтиётлик билан суюлтирилган қанд эритмасини солсак, қанднинг концентрланган эритмадан суюлтирилган эритмага ўтиши, сувнинг эса суюлтирилган эритмадан концентрланган эритмага ўтиши юз беради, ҳар бир модда ўзининг концентрацияси кам бўлган томонга ўта бошлайди. Ана шундай моддаларнинг ўз-ўзидан ўтишига, яъни улар концентрациясининг тенглашишига олиб келувчи жараён *диффузия* деб аталади.

Агар шиша цилиндрга  $\text{KMnO}_4$  нинг эритмасини қуйсак ва унга чайқатмасдан туриб, сув қўшилса, диффузия ҳодисасини кузатиш мумкин. Аввал кескин чегара кузатилади, лекин секин-аста чегара йўқола бошлайди; бир неча вақтдан кейин эриган модда эритувчининг бутун ҳажми бўйича бир текис тақсимланади ва бутун суюқлик бир хил рангга эга бўлиб қолади.

Кўриб чиқилган мисолда эритувчи ва эрувчи модда заррачалари қарама-қарши йўналишда диффузияланади. Бу жараённи *иккиёқлама диффузия* деб аталади.

Агар икки эритма орасига эритувчи ўта оладиган, лекин эрувчи модда ўта олмайдиган тўсиқ парда қўйилса, аҳвол бошқача бўлади. Бундай пардалар яримўтказгич пардалар деб аталади, улар табиатда ҳам учрайди ва сунъий йўл билан ҳам ҳосил қилинади. Масалан, мис купроси эритмаси шимдирилган ғовак сопол цилиндр калий гексациано (II)-феррат ( $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) эритмасига туширилса, цилиндр ғовакларига мис гексациано (II)-феррат чўкиб қолади. Шундай йўл билан ишланган цилиндр яримўтказгич парда хоссасига эга бўлиб қолади. Шундай цилиндрга шакар эритмаси солиниб, сувга бо-тирилса, фақат сув молекулаларининг ўтиши ҳисобига сопол идишдаги эритманинг ҳажми кўпая бошлайди, ундаги қанднинг концентрацияси камая бошлайди. Яримўтказгич парда



11-расм.  
Осмотик босимни  
ўлчаш асбоби.

орқали бўладиган бундай бир ёқлама диффузия *осмос* деб аталади.

Тор вертикал найга эга бўлган яримўтказгич деворга эга бўлган 1-идиш (11-расм) ни олиб, унга шакар эритмаси тўлдирилади ва бу идиш сувли 2-стаканга жойлаштирилади. Осмос ҳодисаси сабабли эритманинг ҳажми секин-аста ошиб бориб, эритма вертикал най бўйлаб кўтарила бошлайди. Эритманинг кўтарилиши ҳисоби ва найда сув устунининг ортиқча босими (гидростатик босим) вужудга келади. Бу гидростатик босим эритманинг осмотик босимига тенгдир. Гидростатик босим маълум қийматга етганда осмос тўхтайди ва мувозанат ҳосил бўлади.

Осмос ҳодисаси ҳайвонлар ва ўсимликлар организмлари ҳаётида жуда муҳим роль ўйнайди. Ҳужайралар пўсти сув яхши ўта оладиган, лекин ҳужайра ичи суюқлигида эриган моддалар деярли ўта олмайдиган парладан иборат. Ҳужайра ичига сув ўтиб, унда ортиқча босим ҳосил бўлади, бу босим остида ҳужайралар пўсти чўзилиб, таранглашади. Ҳужайраларнинг бундай ҳолати *тургор* деб аталади. Ўсимлик кесияса, сувнинг буғланиши натижасида ҳужайра ичи ширасининг ҳажми камаёди, ҳужайра пардаси буришиб қолади, ўсимлик сўлийди. Бу ҳолиса *плазмолиз* дейилади. Сўлий бошлаган ўсимлик сувга солинса, осмос бошланади ва ҳужайралар пўсти яна таранглашади, ўсимлик олдинги ҳолатига қайтади.

Турли эритмаларнинг осмотик босимини ўлчаш натижасида осмотик босим қиймати эритма концентрацияси ва унинг температурасига боғлиқ эканлиги, лекин эриган модда ва эритувчининг табиатига боғлиқ эмаслиги аниқланди. 1886 йилда голланд олими Вант-Гофф электролит бўлмаган моддаларнинг унча юқори бўлмаган концентрацияли эритмаларининг осмотик босимини концентрация ва температурага боғлиқлигини ифодаловчи тенгламани келтириб чиқарди (Вант-Гофф қонуни):

$$P = CRT.$$

$P$  — эритманинг осмотик босими, кПа,  $C$  — эритманинг моляр концентрацияси, моль/л,  $R$  — газларнинг универсал доимийлиги, 8,314 Ж/моль,  $T$  — эритманинг абсолют температураси ( $273 + t^{\circ}\text{C}$ ).

Эритманинг молярлиги эриган модданинг моль миқдорини ҳажмга нисбатига тенгдир:

$$C = \frac{n}{V}.$$

Модданинг моль миқдори унинг массаси  $m$  ни молекуляр массасига нисбатига тенглигини  $n = m/M$  билган ҳолда эритманинг молярлиги учун қуйидаги тенгламага эга бўламиз:

$$C = \frac{m}{MV}.$$

Бу қийматни Вант-Гофф тенгласига қўйсак, қуйидаги кўри-ниш келиб чиқади:

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

Ҳосил қилинган тенглама шакли жиҳатдан Клапейрон-Менделеевнинг идеал газ ҳолат тенгласига ўхшайди. Бу тенглама эритманинг осмотик босими қиймати асосида эриган модданинг нисбий молекуляр массасини аниқлашга имкон беради

### 57-§. Эритмаларнинг буғ босими. Раулнинг биринчи (тонометрик) қонуни

Ҳар бир суюқлик устидаги тўйинган буғ босими айни температурада доимий катталиқдир. Суюқликда қандайдир модда эритилса, суюқлик устидаги тўйинган буғ босими камаяди, яъни ўша температурадаги тоза эритувчи устидаги тўйинган буғ босимидан кам бўлади. Бу фарқ эритма устидаги тўйинган буғ босимининг камайиши дейилади. Тўйинган буғ босимининг камайиш қийматини тоза эритувчи устидаги тўйинган буғ босимига нисбати *эритма буғ босимининг нисбий камайиши* дейилади.

Тоза эритувчи устидаги тўйинган буғ босимини  $P_0$  билан, эритма буғ босимини  $P$  билан белгиласак, буғ босимининг нисбий камайиши қуйидаги нисбатда ифодаланади:

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0}.$$

1887 йилда француз физиги Рауль ҳар хил учувчан бўлмаган суюқликлар ва қаттиқ моддаларнинг эритмаларини ўрганиши натижасида электролитмасларнинг суюлтирилган эритмалари устидаги буғ босимининг камайишини концентрация билан боғланишини кўрсатувчи қонунни аниқлади.

Эритма устидаги эритувчи тўйинган буғ босимининг нисбий камайиши эриган модданинг моль қисмига тенглик:

$$\frac{(P_0 - P)}{P_0} = N_2$$

$N_2$  — эриган модданинг моль қисми.

### 58-§. Эритмаларнинг қайнаш ва музлаш температураси. Раулнинг иккинчи (эбулиоскопик ва криоскопик) қонуни

Ҳар бир тоза модда бир агрегат ҳолатдан иккинчи агрегат ҳолатга ўтиш температураси билан характерланади. Чунинчи сув нормал атмосфера босими (101,3 кПа) да 0°C да музлай-

ди (қотади) ва  $100^{\circ}\text{C}$  да қайнайди. Эритмаларда эса бундай эмас. Эриган модданинг бўлиши эритувчининг қайнаш температурасини оширади ва музлаш температурасини пасайтиради.

Эритманинг қайнаш температураси билан тоза эритувчининг қайнаш температураси орасидаги фарқ эритма қайнаш температурасининг ошиши ( $\Delta t_{\text{қайн}}$ ) деб юритилади. Эритманинг музлаш температураси билан эритувчининг музлаш температураси орасидаги фарқ эритманинг музлаш температурасининг камайиши ( $\Delta t_{\text{муз}}$ ) деб аталади. Эритманинг қайнаш ва музлаш температураларини  $t'_{\text{қайн}}$  ва  $t'_{\text{муз}}$  билан, тоза эритувчининг қайнаш ва музлаш температураларини  $t_{\text{қайн}}$  ва  $t_{\text{муз}}$  билан белгиласак:

$$\Delta t_{\text{қайн}} = t'_{\text{қайн}} - t_{\text{қайн}}, \quad \Delta t_{\text{муз}} = t'_{\text{муз}} - t_{\text{муз}}.$$

келиб чиқади.

Ҳар қандай суюқликнинг тўйинган буғ босими ташқи босимга тенглашганда қайнайди. Масалан, сув  $101,3$  кПа га тенг босимда  $100^{\circ}\text{C}$  да қайнайди, чунки сувнинг буғ босими шу температурада  $101,3$  кПа га тенг бўлади. Агар сувда қандайдир учувчан бўлмаган модда эритилса, сувнинг буғ босими камаяди. Ҳосил бўлган эритманинг буғ босимини  $101,3$  кПа га етказиш учун эритма  $100^{\circ}\text{C}$  дан юқорироқ температурагача қиздирилиши керак. Демак, эритманинг қайнаш температураси тоза эритувчиникига нисбатан доимо юқори бўлади.

Рауль эритмаларининг музлаши ва қайнашини ўрганиш натижасида электролитмасларнинг суолтирилган эритмаларининг қайнаш температурасининг ошиши ва музлаш температурасининг пасайиши эритманинг концентрациясига тўғри пропорционаллигини топди (Раулнинг иккинчи қонуни):

$$t_{\text{қайн}} = E \cdot m; \quad \Delta t_{\text{муз}} = K \cdot m.$$

$m$ —моляль концентрация;  $E$ —эбуллиоскопик (лотинча *ebullire* — «қайнамоқ») константа;  $K$  — криоскопик (грекча криос — «совуқмоқ») константа.

Эбуллиоскопик ( $E$ ) ва криоскопик ( $K$ ) константалар эритувчининг табиати а боғлиқ бўлиб, эриган модданинг табиатига боғлиқ эмас. Масалан, сув учун  $K=1,86$ ;  $E=0,5$ , бензол учун  $K=5,07$ ;  $E=2,6$ . Раулнинг иккинчи қонунидан фойдаланиб, моддаларнинг молекуляр массалари топилади. Бунинг учун эритманинг музлаш температурасининг пасайиши ва қайнаш температурасининг ошиши тажрибада аниқланади.

Мисол.  $2,76$  г глицерин  $200$  г сувда эритилганда эритманинг музлаш температураси  $0,279$  градусга пасаяди. Глицериннинг молекуляр массаси топилсин.

$1000$  г сувдаги эритмага тўғри келадиган глицерин миқдорини топамиз:

$$P = \frac{2,76 \cdot 1000}{2000} = 13,8 \text{ г.}$$



Эритманинг молярлиги ( $m$ ) глицериннинг 1000 г сувдаги миқдорини молекуляр массаси нисбатига тенг:

$$m = \frac{P}{M} = 13,8/M.$$

Бу қийматни  $\Delta t_{\text{муз}} = K \cdot m$  тенгламага қўйсақ:

$$0,279 = \frac{1,86 \cdot 13,8}{M}$$

келиб чиқади. Бундан глицериннинг моль массаси 92 га тенглиги маълум бўлади.

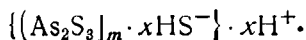
### 59- §. Коллоид-дисперс системалар

Коллоид эритмалар ички тузилиши жиҳатидан дағал дисперс системалар билан чин эритмалар орасидаги оралиқ ўринни эгаллайди. Коллоид эритмаларнинг дисперс фазаси заррачалари фақат махсус оптик асбобларда — ультрамикроскопда кўриниши мумкин.

Коллоид эритмадаги дисперс фазанинг заррачаси мицелла (лотинча *micellum*—заррача, бўлакча) деб юритилади. Унинг суюқ фазаси интермицелляр суюқлик (лотинча *inter* — олд, оралиқ) деб аталади. Чин эритмаларнинг молекулалари каби коллоид заррачалар ҳам тўхтовсиз ҳаракатда бўлади. Натижада улар бир-бири билан тўқнашиб, нисбатан йирикроқ агрегатларни ҳосил қилиши ва чўкмага тушиши мумкин эди. Лекин коллоид системалар барқарор бўлиб, кўпинча йиллар давомида ҳеч қандай ўзгаришга учрамайди. Заррачаларнинг йириклашишига коллоид заррачаларнинг электр зарядлари йўл қўймайди. Бу зарядларнинг вужудга келиши коллоид заррачаларнинг эритмадаги ионларни адсорбилаши билан тушунтирилади. Коллоид системаларнинг барқарорлигини оширувчи моддаларни стабилизаторлар (лотинча *stabilis*—барқарор) деб юритилади. Стабилизаторлар сифагида, кўпинча, электролитлар қўлланилади. Кўпчилик ҳолларда коллоид заррачалар электролит муҳитида ҳосил бўлади.

Коллоид заррача катион ёки анионларни адсорбилаш хосасига эга. Шунинг учун бу заррачалар ионлар зарядига ҳам эга бўлади. Масалан,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  эритмасига водород сульфид таъсир эттирилса, ҳосил бўлган мишьяк сульфиднинг коллоид заррачалари эритмадаги  $\text{HS}^-$  ионларни адсорбилаб, манфий зарядланган заррачаларга айланади.

Зарядланган коллоид заррачалар эритмада бир вақтнинг ўзида қарама-қарши зарядланган ионлар бўлган тақдирдагина мавжуд бўлади. Айни ҳолда қарши ионлар вазифасини водород ионлари бажаради. Зарядланган коллоид заррача ва уни мувозанатлаб турувчи ионлардан иборат система *мицелла* деб аталади. Мишьяк сульфиднинг мицелласи қуйидагича ифодаланиши мумкин:



Коллоид заррачаларнинг ионларни адсорбилаш қобилияти коллоид эритмаларнинг барқарорлигини оширишга сабаб бўлади. Адсорбиланган бир хил ишорали заррачалар бир-бирига яқинлашмайди ва йирик агрегатларга бирлашмайди.

Коллоид системаларнинг бир неча турлари маълум Суюқ дисперсион муҳитга эга бўлган коллоид системаларга золлар, қаттиқ жисмларнинг баъзи бир хоссаларига эга бўлган сузма-симон системаларга—геллар (лотинча *gelatus* — қотган) киради. Дисперсион муҳитнинг табиатига боғлиқ бўлган гидрозол ва гидрогеллар, алкозоллар ва алкогеллар, глицерозол, бензол ва бошқа хил коллоид системалар мавжуддир.

Коллоид-дисперс фазанинг дисперсион муҳит билан ўзаро таъсирлашувига қараб, коллоид системалар лиофоб ва лиофил коллоидларга бўлинади. Лиофоб коллоидлар (грекча *lyo* — эритаман, *phobos*—қўрқув, лиофоб—эритувчига бегона маъносида) дисперсион муҳит билан кучсиз таъсирлашувчи моддалардан ҳосил бўлади. Дисперсион муҳит сув бўлса, коллоидлар гидрофоб коллоидлар деб юритилади. Буларга коллоид-дисперс ҳолатдаги металллар (Au, Pt, Cu, Ag) киради. Лиофил коллоидлар эритувчи билан яхши таъсирлашувчи моддалардан ҳосил бўлади. Эритувчи сув бўлса, бу коллоидларни гидрофил коллоидлар деб юритилади. Буларга турли совунларнинг эритмалари киради. Оқсил, крахмал, декстрин эритмалари ҳам гидрофил коллоидлар (биоколлоидлар) қаторига киритилади.

## 60-§. Коллоид эритмаларнинг олиниши ва хоссалари

Коллоид эритмалар дисперсион (диспергацион) ва конденцион усулларда олинади.

Дисперсион усул дастлабки моддаларни майдалаш (диспергация) га асосланган. Дағал заррачалар коллоид заррачалар ўлчамигача коллоид тегирмонларда майдаланади. Бундай тегирмонлар ҳар хил бўёқлар тайёрлашда, фармацевтика саноатида, озиқ-овқат саноатида кенг қўлланилади.

Конденцион усулнинг характерли хусусияти шуки, дисперсликнинг коллоид даражасига нисбатан майда заррачаларни бирлаштириш (агрегация) орқали эришилади. Масалан, кимёвий реакция асосида олтиннинг коллоид эритмасини олтин (III)-хлоридни формалин билан қайтариб олиш мумкин.

Коллоид эритмаларнинг барқарорлиги коллоид заррачаларнинг электр зарядлари ва сольваг қаватлари борлиги билан белгиланади. Коллоид заррачаларнинг зарядларини камайтириш ёки йўқотишга олиб келувчи сабаблар коллоид эритмалар барқарорлигини камайтиради, заррачаларни қўшилишига олиб келади ва йирикроқ агрегатлар ҳосил бўлади.

Коллоид заррачаларнинг йириклашиш жараёни *коагуляция* деб юритилади. Заррачалар маълум ўлчамга етгач, уларнинг тез чўкиши, яъни седиментация бошланади. Коагуляцияни коллоид эритмаларга электролитлар қуйиш билан тезлашти-

риш мумкин. Электролитларнинг коагуляцияловчи кучи коллоид заррачаларнинг зарядлига қарама-қарши зарядли ионларнинг миқдорига боғлиқ. Электролит қўшилганда заррачаларнинг аввалги заряди камаяди ёки нейтралланади. Коллоид эритманинг коагуляцияси бошланади. Коллоид эритмалар электролитлар таъсиридагина эмас, балки қарши зарядга эга бўлган бошқа коллоид эритмалар таъсирида ҳам коагуляцияланиши мумкин. Бу усулдан ичимлик сувини тозалашда кенг фойдаланилади. Коллоид эритмаларни қиздириш ёрдамида ҳам коагуляциялаш мумкин. Қиздирилганда коллоид заррачаларнинг ҳаракати тезлашади ва шу билан бирга ионларнинг адсорбцияси камаяди, бу коллоид заррачаларнинг тўқнашганда бирлашувига олиб келади. Осон коагуляцияланувчи лиофоб коллоидларни оз миқдордаги лиофил коллоидлар, масалан, желатинани қўшиш билан барқарорлаштириш мумкин. Коллоидларни ҳимоялаш механизми шундан иборатки, лиофил коллоид лиофоб коллоид заррачаларини ўраб олиб, уларга ионлар ўтишига қаршилиқ кўрсатади. Ҳимоялаш бир қатор физиологик жараёнларда рўй беради. Чунончи, оқсил характеридаги ҳимояловчи моддалар қондаги қийин эрувчи кальций карбонат ва кальций фосфатларни майда дисперс ҳолида ушлаб туради. Баъзи бир касалликларда қондаги ҳимояловчи моддалар камаяди, натижада юқоридаги тузлар чўкмага туша бошлайди (буйракларда, жигарда тошлар ҳосил бўлиши, бўғинларда туз ҳосил бўлиши).

Кўпгина доривор моддалар ҳимояловчи коллоидлар ҳисобланади (масалан, каллорган, протаргол).

## **61-§. Юқори молекуляр бирикмаларнинг эритмалари**

Юқори молекуляр бирикмаларнинг эритмалари қуйидаги хоссларга эга.

1. Юқори молекуляр бирикмалар (ЮМБ)нинг эритмалари гомоген система бўлиб, чин эритмалар ҳисобланади. Улардаги муаллақ заррачалар макромолекулалар, яъни гигант молекулалардан иборат.

2. Юқори молекуляр бирикмаларнинг эритмалари қуйи молекуляр бирикмаларнинг эритмаларига ўхшаш молекуляр, ионли эритмалар ҳолида бўлиши мумкин.

3. Юқори молекуляр бирикмалар фақат чин эритмаларингина ҳосил қилмай, йирик лиофоб золларни ҳам ҳосил қила олади. Агар дисперсион муҳит ўрнида яхши эримайдиган суюқлик ҳолидаги юқори молекуляр бирикма ишлатилса, лиофоб коллоид эритма ҳосил бўлади. Моддани дисперслаш учун қўшимча энергия сарфланса, стабилизатор қўшилса, модда муаллақ ҳолагга ўтади, натижада лиофоб зол ҳосил бўлади.

4. Юқори молекуляр бирикмаларнинг чин эритмалари қуйи молекуляр бирикмаларнинг эритмаларидан фарқ қилади. Бунга сабаб молекулаларнинг катталигидир.

Юқори молекуляр бирикмалар эритмаларининг кўпчилик физик хоссалари кичик молекуляр бирикмалар эритмалари хоссаларидан фарқ қилади.

Табиатда моддалар кўпинча коллоид ҳолатда бўлади. Ҳайвон организмнинг энг кўп қисмлари (оқсил, қон, лимфа ва бошқалар), ўсимликларнинг таркибий қисмлари (оқсиллар, углеводлар, пектин моддалари ва бошқалар) коллоид ҳолатда бўлади. Тупроқнинг коллоидлари унинг ҳосилдорлигида муҳим роль ўйнайди. Тупроқ коллоидлари тупроқнинг структураси ҳосил бўлишида, ўсимликлар учун зарур минерал озик элементларни сақлаб туришда, тупроқ суюқлигидаги рН қийматини ўсимликлар ривожланиши учун нормал ушлаб туришда муҳим роль ўйнайди.

Коллоидлар юқори юзага (1 граммининг юзаси 50 м<sup>2</sup> атрофида) эга бўлиши билан характерланади. Бу коллоид — дисперс системани атроф-муҳитдан кўп миқдордаги ионлар, сув молекулалари, газлар ва бошқа моддаларни адсорбилашига имкон беради.

## VII б о б. ЭЛЕКТРОЛИТИК ДИССОЦИАЦИЯ НАЗАРИЯСИ

### 62- §. Электродитик диссоциация (ионланиш)

Моддаларнинг сувдаги эритмалари электр токини ўтказиш ва ўтказмаслигига қараб, электродитлар ва электродитмасларга ажратилади.

*Электродитлар*—сувдаги эритмалари ва суюқланмалари электр токини ўтказадиган моддалардир.

*Электродитмаслар*—эритилган ҳолатда ҳам, суюқлантирилган ҳолатда ҳам электр токини ўтказмайдиган моддалардир.

Кислоталар, асослар ва тузлар синфларига кирувчи ҳамма моддалар электродитлар ҳисобланади. Электродитмасларга жуда кўпчилик органик моддалар мисол бўла олади (спиртлар, эфирлар, кетонлар, қанд ва бошқалар).

Электродитларнинг электр ўтказувчанлиги улардаги молекулалар ва кристаллардан мусбат ва манфий зарядланган ионларнинг ҳосил бўлишига боғлиқ.

Эритмаларда зарядланган заррачалар мавжудлигини 1818 йилда Т. Гротгус аниқлаган. Сувли эритмаларнинг электродитик диссоциация назариясини 1887 йилда С. Аррениус кашф этди.

Электродитларнинг эритмаларда ва суюқланмаларда ионларга ажралиш жараёни *электродитик диссоциация* деб аталади.

Электродитик диссоциация назариясининг асосий принциплари қуйидагилардан иборат.

1. Электродит молекулалари сувда эриганда мусбат ва манфий зарядланган ионларга диссоциланади. Ионлар битта

атом ҳамда бир неча атомлардан ҳосил бўлиши мумкин. Оддий ионларга  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ , мурракаб ионларга  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{NH}_4^+$  ион мисол бўлиши мумкин.

2. Диссоциация жараёни қайтар жараёндир. Диссоциация охиригача бормай системада динамик мувозанат вужудга келади. Бунда диссоциация тезлиги тескари жараён. яъни молекуларнинг ҳосил бўлиш жараён тезлигига тенглашиб қолади.

3. Сувли эритмаларда ионлар тартибсиз (хаотик) ҳаракатда бўлади. Агар электролит эритмасига ток манбаига уланган электродлар туширилса, ионлар маълум бир йўналишда ҳаракатланади, яъни мусбат зарядли ионлар катодга, манфий зарядли ионлар эса анодга томон йўналади. Шу сабабли мусбат ионлар *катионлар*, манфий ионлар *анионлар* дейилади.

Аррениус назарияси эритмалардаги ҳодисаларнинг ҳамма мураккаб томонларини ҳисобга олмади. Унинг фикрича ионлар бир-бирига ўзаро таъсир этмайди, электролит эритмалари идеал газларга ўхшайди, яъни уларнинг ҳамма хоссалари заррачаларнинг сони билан характерланади, заррачаларнинг кимёвий хоссасига боғлиқ эмас.

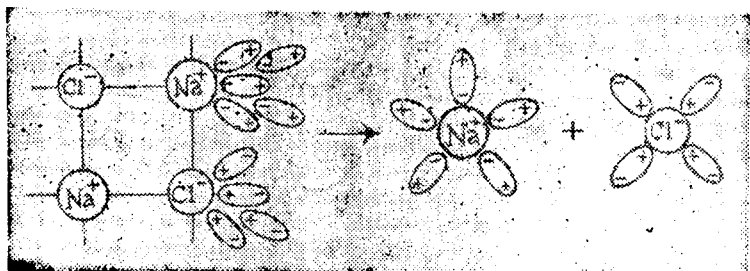
Аррениус ионларни эритувчи молекулаларига боғлиқ бўлмаган эркин заррачалар деб ҳисоблади. Аррениус назарияси Менделеевнинг эритмаларнинг гидратлар назарияси, яъни эрувчи моддалар молекулалари билан эритувчи молекулалари ўртасидаги ўзаро таъсир тўғрисидаги тасаввурларга тескари эди. Иккала назария ўртасидаги қарама-қаршиликни ҳал этишда И. А. Каблуковнинг хизматлари катта бўлиб, у биринчи марта ионларнинг гидратацияси тўғрисидаги фикрни билдиради. Бу ғоя электролитик диссоциация назариясини мукамаллаштиришда муҳим аҳамиятга эга бўлди, Аррениус ва Менделеев назарияларини бирлаштирди.

### 63-§. Диссоциация жараёни

Моддаларнинг тузилишига қараб, уларнинг диссоциацияси ҳам турлича бўлади. Сувли муҳитда гидратланган ионларнинг ҳосил бўлиши қуйидаги икки механизм бўйича боради:

1. **Ион тузилишдаги кристалларнинг эритмадаги диссоциацияси.** Натрий хлорид  $\text{NaCl}$  кристаллари сувга туширилганда кристаллар юзасидаги  $\text{Cl}^-$  ионларга сувнинг қутбли молекулалари ўзининг мусбаб зарядланган томони,  $\text{Na}^+$  ионларга эса манфий томони билан электростатик тортилади (ион — дипол ўзаро таъсир). Ионларнинг сувнинг диполлари билан бундай ўзаро таъсири натижасида кристаллнинг ионлари ўртасидаги ўзаро боғланиш бўшашади ва улар эритмага гидратланган ионлар ҳолида ўтади (12- расм).

И. А. Каблуковнинг текширишлари натижасида тузнинг ион кристалл боғланишларини узиш ёки молекулаларнинг парчалаш учун зарур бўлган энергия эрувчи модда молекулаларининг

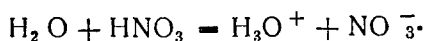


12- расм. NaCl иннг сувли эритмадаги диссоциланиш схемаси.

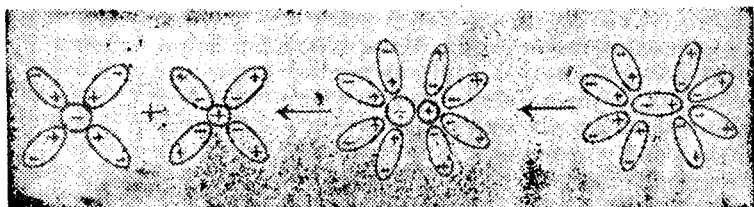
эритувчи молекулалари билан ўзаро таъсирлашиши натижасида ҳосил бўлади.

Сув молекулаларининг электролит ионлари билан бирикшидан ажраладиган гидратланиш энергияси туз кристалларидаги электростатик боғланишни бузишга етарли миқдорда бўлади. Демак, эришда ион боғланишдаги бирикманинг кристалл панжараси бузилади ва аста-секин кристалл эрий бошлайди.

**2. Қутбли тузилишдаги моддаларнинг эришдаги диссоциацияси.** Қутбли молекулаларнинг (масалан HCl) сув билан ўзаро таъсири натижасида (дипол-дипол ўзаро таъсир) диполаро боғланиш вужудга келиб, эрувчи модда молекуласи қутбланади. Натижада эрувчи модда ионли ҳолатга ўтади ва ионларга парчаланadi. Қутбли молекуладан ҳосил бўлган ионлар ҳам гидратланади (13- расм). Бунда водород иони  $H^+$  (яъни протон) сув молекуласи билан мустаҳкам боғланиб гидроксоний иони  $H_3O^+$  ни ҳосил қилади Чунончи, нитрат кислота  $HNO_3$  сувда эриганда борадиган жараёни қуйидагича ифодалаш мумкин:



Электролитларнинг диссоциланиши нагжасида эркин ионлар ҳосил бўлмай, балки бу ионларнинг эритувчи молекулалари билан ҳосил қилган бирикмалари вужудга келади. Бундай бирикмалар умумий қилиб ионларнинг сольватлари дейлади. Диссоциланиш тенгламаси ёзилганда, одатда ионларнинг формулалари ёзилиб, уларнинг гидрат ёки сольватлари



13- расм. Қутбли молекулаларнинг эритмада диссоциланиш схемаси.

формуласи кўрсатилмайди, чунки ионлар билан боғланган эритувчи молекулалари сони эритманинг концентрацияси ва бошқа шароитларга боғлиқ ҳолда ўзгаради. Кўпчилик гидратланган ионлар рангсиз бўлади, масалан,  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $NH_4^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $OH^-$ ,  $H^+$  ва бошқалар. Лекин баъзи ионлар гидратланган ҳолатда рангли бўлади, масалан  $Si^{2+}$  ( $Si^{2+} \cdot 4H_2O$ ) кўк рангли,  $Cr^{3+} \cdot 6H_2O$  яшил ранги,  $CrO_4^{2-}$  сариқ рангли,  $MnO_4^-$  пушти рангда ва ҳоказо.

Эритувчи молекулаларининг қутблилиги ион ва молекуляр тузилишдаги моддаларнинг диссоциланиши учун имкон беради. Сувдан ташқари, қутбли молекулалардан ташкил топган бошқа суюқликлар ҳам (этил спирти, аммиак, чумоли кислота ва бошқалар) ионлаштирувчи эритувчилар ҳисобланади. Бу суюқликларда эриган тузлар, кислоталар ва асослар ионларга парчланади.

Эритувчилар ичида сув ўзининг юқори-ионлаштириш хусусияти билан ажралиб туради. Сувнинг юқори диэлектрик доимийлиги ( $20^\circ C$  да 80.4) ҳар хил зарядли ионлар ўртасидаги электростатик ўзаро таъсирни кескин камайтиради ва молекулаларнинг ионларга парчаланишига олиб келади. Сувда диссоциланувчи моддалар қутбсиз молекулалардан иборат эритувчилар (бензол, толуол) да ионларга парчаланмайди, масалан,  $HCl$  молекуласи сувда яхши диссоциланади, бензолда ионларга парчаланмайди.

#### 64- §. Электродитик диссоциация даражаси. Кучли ва кучсиз электродитлар

Электродитларнинг эритмада диссоциланиши қайтар жараён-дир. Диссоциацияга тесқари жараёни *молекуляризация* дейилади. Электродит эритмаларида ҳаракатчан мувозанат ҳолат пайдо бўлади, яъни ионланиш тезлиги молекуляризация тезлигига тенглашади. Бунда диссоциланмаган молекулалар концентрацияси билан эритмадаги гидратланган ионлар концентрациялари ўртасида маълум миқдорий нисбат вужудга келади (ҳар бир ҳолат учун ўзига хос). Бу нисбат *ионланиш даражаси* ёки *электродитик диссоциация даражаси* (грекча  $\alpha$  ҳарфи билан белгиланади) дейилади.

Электродитик диссоциация даражаси эритилган электродит молекулаларининг қанча қисми айни эритмада диссоциланган ҳолатда бўлишини кўрсатади.

Диссоциация даражаси қуйидагича ифодаланади:

$$\alpha = \frac{x}{n} \text{ ёки } \alpha = \frac{x}{n} \cdot 100\%$$

$x$  — электродитнинг эритмадаги эркин гидратланган ионлари моллар сони,  $n$  — эритиш учун олинган электродитнинг умумий моллар сони.

Диссоциация даражаси қиймати 1 нинг қисмлари ёки процентларда ифодаланadi. Электродит тўлиқ диссоциланса,  $\alpha = 1$  ёки 100 % бўлади.

Диссоциация даражасига бир қанча факторлар таъсир қилади. Юқорида кўрсатилганидек, эритувчининг диэлектрик доимийлиги юқори қийматга эга бўлса, диссоциация жараёни яхши боради, демак, диссоциация даражасининг қиймаги ортади. Эритмадаги моддаларнинг диссоциация даражаси электродит концентрацияси ва температурага боғлиқ. Электродитик диссоциация назариясига кўра электродитнинг концентрацияси қанча кам бўлса, диссоциация даражаси шунчалик юқори бўлади.

Температура кўтарилиши билан ионланиш даражаси ошади. Диссоциация жараёнида юз берадиган кимёвий боғларнинг узилиши энергия сарф бўлиши билан боради, яъни диссоциация жараёни эндогермик характерга эга. Шу сабабли Ле-Шателье принципига мувофиқ эритма температурасининг ошиши электродит ионланиш даражасини ошишига олиб келади.

Диссоциация даражасига боғлиқ ҳолда электродитлар кучли ва кучсиз электродитларга бўлинади.

Кучли электродитлар ионларга тўлиқ диссоциланади. Кучли электродитларга деярли ҳамма тузлар киради, кислоталардан  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HM}_2\text{O}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$  ва асослардан  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  киради.

Кучсиз электродитлар ионларга қисман парчланади. Кучсиз электродитларга  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , кўпчилик органик кислоталар, баъзи бир анорганик кислоталар, масалан  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  ва асослардан  $\text{NH}_4\text{OH}$  мисол бўлади.

## 65-§ Кучли электродитлар назарияси

Кучли электродитлар назариясига мувофиқ кучли электродитлар эритмада амалда тўлиқ диссоциланган бўлади. Кучли электродитларнинг диссоциация даражаси  $\alpha = 1$  (ёки 100%) га тенг бўлади.

Туз кристаллари ионлардан тузилган бўлиб, туз эриганда унинг "тайёр" ионлари бир-биридан ажралади. Аммо ҳосил бўлган заррачаларнинг эркин ҳаракат қилишига ионлар ўртасидаги таъсир қилувчи электростатик кучлар тўсқинлик қилади. Эритмада бўлган ҳар бир ион қарама-қарши зарядга эга бўлган ионлар билан қуршалган бўлиб, "ион атмосфераси" ёки ион булути вужудга келади. Бунда ионлардан ҳар бири ўз навбатида бошқа ион атмосферасининг маркази бўлиб қолади. Масалан,  $\text{NaCl}$  ионларидан ион атмосфераси вужудга келади, шунингдек ҳар бир  $\text{Na}^+$  иони атрофида  $\text{Cl}^-$  ионлари группланади.

Агар эритма орқали ўзгармас ток ўтказилса, марказий ион ва ион булути ўзаро қарама-қарши йўналишда ҳаракат қила-



бўлмай, температурага, электролит ва эритувчининг табиати боғлиқдир. Диссоциация константаси қиймати асосида кислота ва асос кучи ҳақида хулоса чиқариш мумкин. Бу константа қиймати қанчалик кичик бўлса, айти электролит шунчалик кучсиз (яъни кимёвий активлиги шунчалик паст) бўлади. Масалан, сирка кислота ( $K = 1,74 \cdot 10^{-5}$ ) тахминан чумоли кислота ( $K = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ) дан 10 марта кучсиз, лекин цианид кислота ( $K = 5,0 \cdot 10^{-10}$ ) бир неча марта кучлидир (7- жадвал).

7- жа

Баъзи кислота ва асосларнинг диссоциация константаси ( $t^\circ - 25^\circ\text{C}$ )

Электролитнинг номи	Электролитнинг диссоциация тенгламаси	Электролитнинг диссоциация константаси
Ортоборат кислота	$\text{H}_2\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Нитрит кислота	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Силикат кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-3}$
Чумоли кислота	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COOH}^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Цианид кислота	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Карбонат кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Сирка кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фторид кислота	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Аммоний гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Барий гидроксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Кальций гидроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Кўрғошин (II)-гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

Иккита ионга диссоциланувчи кучсиз электролит концентрацияси  $C$  (моль/л) ва диссоциация даражасини  $\alpha$  билан ифода қилган ҳолда, ҳар бир ионнинг концентрацияси  $C\alpha$  га, диссоциацияланган молекулаларнинг концентрацияси  $(1 - \alpha)C$  га тенг бўлади. Бу ионларни ҳисобга олиб кучсиз кислота  $\text{HA}$  нинг диссоциация константасини қуйидагича ёзиш мумкин:

$$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$$

$$K_{\text{ион}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C.$$

Бу тенглама Оствальднинг суюлтириш қонуни тенгламасидир. Диссоциация даражасини эритма суюлтирилиши билан ошқин қилади. Кучсиз электролитнинг диссоциацияси тезлиги бу ионлардан молекулалар ҳосил бўлиши тезлиги тенглашган ҳолда мувозанат қарор топади. Эритманинг суюлтирилиши диссоциацияга тўсқинлик қилмайди, лекин ионларнинг тўқнашиб м

Бу марказий ионнинг ҳаракатланишининг сек. б. келади, демак вақт бирлиги ичида эритмадан лар сони камаяди, яъни эритманинг электр ўтказ аяди. Эритманинг концентрацияси қанчалик юқо тманинг электр ўтказувчанлиги шунчалик кам бў л, электролитнинг дис оциация даражаси ҳам а яяди:

$\text{BO}_4$  нинг концентрацияси,  $C$  (моль/л) 0,005; 0, ссоциация даражаси  $\alpha$  (%) 79; 58; 51; 18

ссоциация даражасининг камайиши молекулаларни бўлиши билан эмас балки ион атмосферасининг то чи таъсирининг кучайиши билан тушунтирилади.

Кучли электролитларнинг электр ўтказувчанлигини ўл али аниқланадиган диссоциация даражаси эффектив д иация даражаси деб юритилади.

Эритмадаги ионлар ҳолатини белгилаш учун активлик де лувчи катталиқдан фойдаланилади.

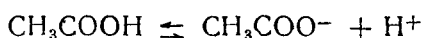
Ионларнинг активлиги деганда, шу ионнинг кимёвий реак ларга эффектив киришадиган концентрацияси тушунилади. Ионнинг активлиги  $a$  унинг концентрацияси  $C$  нинг актив коэффициенти  $f$  га кўпайтирилганига тенг:

$$a = f \cdot C$$

Активлик коэффициенти  $f$  электролит эритмасидаги ҳар хил ро таъсирлар йиғиндисидан келиб чиқадиган катталиқдир. ивлик коэффициенти. диссоциация даражасига ўхшаш, эрит суюлтирилиши билан ошиб, унинг қиймати 1 га яқинла ди. Электролит эритмаси чексиз суюлтирилганда ионлар ак лиги  $a$  ионларнинг эритмадаги умумий миқдори  $C$  га тенг (=  $C$ ) бўлиб қолади.

## 66-§. Диссоциация константаси

Кучсиз электролитлар эритмасидаги ионлар ўртасида вужуд келадиган мувозанатга массалар таъсири қонунини қўллаб, озанат константасини чиқариш мумкин. Масалан, сирка лота эритмасидаги ион мувозанати қуйидаги тенглама билан лади:



Бу система учун мувозанат константаси:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Электролитлар эритмасидаги ион мувозанатига мувофиқ адиган константани *ионланиш константаси* ёки *электро лик диссоциация константаси* дейилади. Бу константа сиз электролитларда эритманинг концентрациясига боғлиқ

ди. Бу марказий ионнинг ҳаракатланишининг секинлашувига олиб келади, демак вақт бирлиги ичида эритмадан ўтадиган ионлар сони камаяди, яъни эритманинг электр ўтказувчанлиги пасаяди. Эритманинг концентрацияси қанчалик юқори бўлса, эритманинг электр ўтказувчанлиги шунчалик кам бўлади, демак, электролитнинг диссоциация даражаси ҳам шунчалик камаяди:

$H_2SO_4$  нинг концентрацияси,  $C$  (моль/л) 0,005; 0,05; 0,5; 5  
Диссоциация даражаси  $\alpha$  (%) 79; 58; 51; 18

Диссоциация даражасининг камайиши молекулаларнинг ҳосил бўлиши билан эмас балки ион атмосферасининг тормозловчи таъсирининг кучайиши билан тушунтирилади.

Кучли электролитларнинг электр ўтказувчанлигини ўлчаш орқали аниқланадиган диссоциация даражаси эффектив диссоциация даражаси деб юритилади.

Эритмадаги ионлар ҳолатини белгилаш учун активлик деб аталувчи катталиқдан фойдаланилади.

Ионларнинг активлиги деганда, шу ионнинг кимёвий реакцияларга эффектив киришадиган концентрацияси тушунилади.

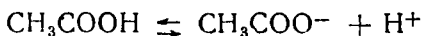
Ионнинг активлиги  $a$  унинг концентрацияси  $C$  нинг активлик коэффициенти  $f$  га кўпайтирилганига тенг:

$$a = f \cdot C$$

Активлик коэффициенти  $f$  электролит эритмасидаги ҳар хил ўзаро таъсирлар йиғиндисидан келиб чиқадиган катталиқдир. Активлик коэффициенти, диссоциация даражасига ўхшаш, эритма суюлтирилиши билан ошиб, унинг қиймати 1 га яқинлашади. Электролит эритмаси чексиз суюлтирилганда ионлар активлиги  $a$  ионларнинг эритмадаги умумий миқдори  $C$  га тенг ( $a = C$ ) бўлиб қолади.

## 66-§. Диссоциация константаси

Кучсиз электролитлар эритмасидаги ионлар ўртасида вужудга келадиган мувозанатга массалар таъсири қонунини қўллаб, мувозанат константасини чиқариш мумкин. Масалан, сирка кислота эритмасидаги ион мувозанати қуйидаги тенглама билан ёзилади:



Бу система учун мувозанат константаси:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Электролитлар эритмасидаги ион мувозанатига мувофиқ келадиган константани *ионланиш константаси* ёки *электролитик диссоциация константаси* дейилади. Бу константа кучсиз электролитларда эритманинг концентрациясига боғлиқ

бўлмай, температурага, электролит ва эритувчининг табиатига боғлиқдир. Диссоциация константаси қиймати асосида кислота ва асос кучи ҳақида хулоса чиқариш мумкин. Бу константа қиймати қанчалик кичик бўлса, ани электролит шунчалик кучсиз (яъни кимёвий активлиги шунчалик паст) бўлади. Масалан, сирка кислота ( $K = 1,74 \cdot 10^{-5}$ ) тахминан чумоли кислота ( $K = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ) дан 10 марта кучсиз, лекин цианид кислотадан ( $K = 5,0 \cdot 10^{-10}$ ) бир неча марта кучлидир (7- жадвал).

7- жадвал

Баъзи кислота ва асосларнинг диссоциация константаси ( $t^\circ - 25^\circ\text{C}$ )

Электролитнинг номи	Электролитнинг диссоциация тенгламаси	Электролитнинг диссоциация константаси
Ортоборат кислота	$\text{H}_2\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$K = 7,1 \cdot 10^{-10}$
Нитрит кислота	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$
Силикат кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$K_1 = 1,0 \cdot 10^{-10}$
Чумоли кислота	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COOH}^-$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
Цианид кислота	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$K = 5,0 \cdot 10^{-10}$
Карбонат кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$
Сирка кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$
Фторид кислота	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$K = 6,8 \cdot 10^{-4}$
Аммоний гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
Барий гидроксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
Кальций гидроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$
Қўрғошин (II)- гидроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$

Иккита ионга диссоциланувчи кучсиз электролит концентрацияси  $C$  (моль/л) ва диссоциация даражасини  $\alpha$  билан ифодаланса, ҳар бир ионнинг концентрацияси  $C\alpha$  га, диссоциланмаган молекулаларнинг концентрацияси  $(1 - \alpha)$  га тенг бўлади. Шунларни ҳисобга олиб кучсиз кислота  $\text{HA}$  нинг диссоциация константасини қуйидагича ёзиш мумкин:

$$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$$

$$K_{\text{ион}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C.$$

Бу тенглама Оствальднинг суюлтириш қонуни тенгламасидир. Диссоциация даражаси эритма суюлтирилиши билан ошиб боради. Кучсиз электролитнинг диссоцилланиш теглиги билан ионлардан молекулалар ҳосил бўлиш теглиги тенглашганда мувозанат қарор топади. Эритманинг суюлтирилиши диссоциацияга тўсқинлик қилмайди, лекин ионларнинг тўқнашиб моле-

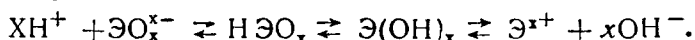
кулаларни ҳосил қилиши камайиб боради. Жуда кам диссоциланадиган электролит эритмалари учун Оствальднинг суолтириш қонуни тенгламаси соддалашади,  $\alpha$  нинг қиймати жуда кичик бўлганлиги учун махраждаги  $\alpha$  нолга тенглаштирилса, тенглама қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$K = \alpha^2 \cdot C, \text{ бу формуладаги } \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}.$$

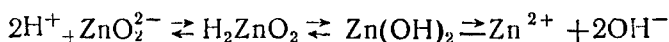
Бу тенглама ионлашиш константаси  $K$ , эритманинг концентрацияси  $C$  (моль/л) ва электролитик диссоциация даражаси  $\alpha$  ўртасидаги миқдорий боғланишни кўрсатади.

### 67-§. Гидроксидлар ва уларнинг диссоциланиши

Гидроксидларнинг кимёвий таркибини  $\text{Э} \downarrow (\text{ОН})_x$  умумий формула билан кўрсатиш мумкин. ( $\text{Э}$  – элемент,  $X$  — унинг валентлиги). Гидроксид эритмада  $\text{H}^+$  катионларини ҳосил қилса, у кислота,  $\text{ОН}^-$  ионларини ҳосил қилса, асос сифатида реакцияга киришади. Кислота типидagi диссоциланиш:  $\text{Э}(\text{ОН})_x \rightarrow \text{H}_x\text{ЭO}_x = \text{XH}^+ + \text{ЭO}_x^{x-}$ . Асос типидagi диссоциланиш:  $\text{Э}(\text{ОН})_x = \text{Э}^{x+} + \text{XOH}^-$ . Қийин эрийдиган кўпчилик гидроксидларнинг эриган қисми бир вақтда  $\text{H}^+$  катионлари ва  $\text{ОН}^-$  анионларини ҳосил қилади. Бундай гидроксидлар амфотер гидроксидлар ёки амфотер электролитлар деб юритилади (грекча “amphoterous” — иккиёклама):



Амфотер гидроксидлар ҳам кислоталар, ҳам асослар билан нейтралланиш реакциясига кириша олади. Амфотер гидроксидга мисол сифатида рух гидроксид  $\text{Zn}(\text{ОН})_2$  ни кўрсатиш мумкин. Бу модда сувда қийин эрийди, лекин оз қисми бўлса-да эритмага ўтади ва диссоциланади:

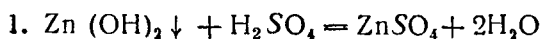


кислота типда  
диссоциланиш

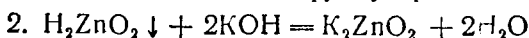
асос типда  
диссоциланиш

Рух гидроксид  $\text{Zn}(\text{ОН})_2$  кислота ва асослар билан реакцияга киришиб, туз ва сувни ҳосил қилади.

Масалан:



рух сульфат



калий цинкат

Иккала ҳолда ҳам реакция чўкмани тўлиқ эриши билан боради. Гидроксидларнинг сувли муҳитда қайси типда диссоцилани-

ши асосан гидроксид молекуласини ҳосил қилувчи заррачалар орасидаги боғланишнинг мустақкамлигига боғлиқдир. Гидроксид  $\text{Э}(\text{ОН})_x$  молекуласидаги Э ва О орасидаги боғланиш О ва Н ўртасидаги боғланишга нисбатан мустақкамроқ бўлса,  $\text{Н}^+$  иони ажралади (кислота типдаги ионланиш), Н ва О орасидаги боғланиш Э ва О орасидаги боғланишга нисбаган мустақкамроқ бўлса, ионланишда гидроксид  $\text{ОН}^-$  ионлари ҳосил бўлади (асос типда диссоциланиш) ва ниҳоят Э ва О орасидаги боғланиш кучи билан Н ва О орасидаги боғланиш мустақкамлиги тахминан тенг бўлса, эритмада  $\text{Н}^+$  ҳамда  $\text{ОН}^-$  ионлари ҳосил бўлади (амфотер типда диссоциланиш).

Гидроксиднинг диссоциланиши  $\text{Э}^{x+}$  ионнинг заряд миқдори ва унинг радиусига боғлиқ. Гидроксид молекулаларидаги  $\text{Э}^{x+}$  ионнинг заряд миқдори ошиши ва унинг радиусининг камайиши билан Э ва О орасидаги боғланиш мустақкамлана боради; шунингдек марказий ион  $\text{Э}^{x+}$  нинг  $\text{Н}^+$  ионни итариш кучи кучая боради. Бу қонуниятни Si, P, S ва Cl элементларининг гидроксидларида кузатиш мумкин. Бундай гидроксидлар кислота типда диссоцилланади:

Марказий ионнинг заряди:  $\text{Si}^{4+}$   $\text{P}^{5+}$   $\text{S}^{6+}$   $\text{Cl}^{7+}$  (Ионнинг радиуси (нМ): 0,039; 0,034; 0,029; 0,025.

## 68-§. Кислота, асос ва тузларнинг хоссалари

Кислоталар диссоциланганда  $\text{Н}^+$  ионлар ҳосил бўлади, бу ионлар кислоталарга қуйидаги муҳим хоссаларни беради:

а) нордон маза, б) улар асослар билан ўзаро таъсирлашиб, тузларни ҳосил қилади, в) индикаторлар рангини ўзгартиради.

Кислоталар диссоциланганда  $\text{Н}^+$  ионлар (аниқроғи гидроксоний  $\text{Н}_3\text{O}^+$  ионлар) дан бошқа катионлар ҳосил бўлмайди. Электролитик диссоциация назарияси нуқтан назаридан кислоталар сувли эритмаларда диссоциланганда гидратланган водород ионларини ҳосил қилувчи электролитлар ҳисобланади.

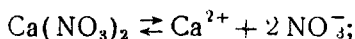
Асослар диссоциланганда гидроксид  $\text{ОН}^-$  ионлар ҳосил бўлиб, улар қуйидаги асосий асос хоссаларини ҳосил қилади: а) бу ионлар кислоталар билан ўзаро таъсирлашиб, тузларни ҳосил қилади, б) индикаторлар рангини ўзгартиради, в) ўзига хос "совун" мазасига эга.

Электролитик диссоциация назарияси нуқтан назаридан асослар эритмаларда гидроксид ионларини ҳосил қилувчи электролитлардир. Асосларнинг кучи кислоталарнинг кучи каби диссоциация константаси миқдори билан белгиланади. Асоснинг диссоциация константаси қиймати қанча юқори бўлса, асос шунчалик кучли бўлади.

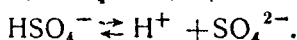
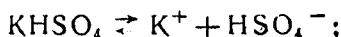
Тузлар диссоциланганда  $\text{Н}^+$  ионлардан фарқ қилувчи мусбат ионлар ва гидроксид ионлардан фарқ қилувчи манфий ионлар-

ни ҳосил қилувчи электролитлардир. Барча тузларнинг сувдаги эритмалари учун умумий бўлган ионлар бўлмаганлиги учун тузлар умумий хоссаларга эга эмас.

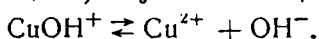
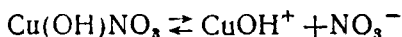
Урта тузлар диссоциланганда металл катионлари (ёки аммоний катиони) ва кислота қолдиғи анионлари ҳосил бўлади:



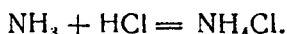
Нордон тузлар диссоциланганда эритмада металл катионлари,  $\text{H}^+$  ионлар ва кислота қолдиғи анионлари ҳосил бўлади:



Асосли тузлар диссоциланганда кислота қолдиғи анионлари, металл иони ва гидроксидли мураккаб катионлар ҳосил бўлади. Бу катионлар ҳам ўз навбатида диссоциланиши мумкин. Шунинг учун асос туз эритмасида  $\text{OH}^-$  ионлари бўлади:



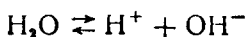
Электролитик диссоциация назарияси кислоталарнинг умумий хоссаларини уларнинг эритмаларидаги  $\text{H}^+$  ионларга, асосларнинг умумий хоссаларини эса уларнинг эритмаларидаги гидроксид ионларга боғлиқ деб тушунтиради. Лекин бу мулоҳаза доимо тўғри ҳособланмайди, чунки кислота ва асослар иштирокида борадиган шундай кимёвий реакциялар маълумки, улар учун электролитик диссоциация назариясини қўллаш мумкин эмас. Масалан, таркибида гидроксид группа бўлмаган, лекин асос хоссаларини намоён қилувчи моддалар маълум, жумладан, аммиак кислоталар билан реакцияга киришиб тузларни ҳосил қилади:



Сувсиз муҳитда борадиган реакцияларни ўрганиш кислота ва асослар тўғрисида умумийроқ тасаввурларни яратилишига олиб келди. Кислота ва асослар ҳақидаги ҳозирги замон назарияларидан бири 1923 йилда Дания олими Бренстед ва инглиз Т. Лэури томонидан яратилган протолитик назария ҳисобланади. Бу назарияга мувофиқ кислота протон донори, яъни  $\text{H}^+$  ион—протонни берувчи заррача ҳисобланиб, асос эса протон акцептори, яъни протонни бириктириб олувчи заррачадир.

#### 69-§. Сувнинг электролитик диссоциланиши

Тоза сув ўлчаш мумкин бўлган электр ўтказувчанликка эга бўлиб, жуда кучсиз электролит ҳисобланади. Сув кам даражада бўлса ҳам ионларга парчланади:



Сувнинг диссоциация даражаси ўй температурасида жуда кичик қийматга эга:  $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ , яъни сувнинг 555600000 молекуласидан фақат биттаси ионлашган ҳолда бўлади. Сувнинг диссоциация даражаси жуда кичик бўлишига қарамай, 1 литр сувдаги  $H^+$  ионларининг сони  $6 \cdot 10^{16}$  га тенгдир. Сув кучсиз электролит, унинг диссоциация константаси қуйидагича ёзилади:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (t^\circ = 22^\circ C).$$

Диссоциланмаган сув молекулаларининг концентрациясини сувнинг 1 литрдаги умумий концентрациясига тенг деб олиш мумкин, яъни:

$$[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ (моль/л)}.$$

Бунда сувнинг диссоциация константаси қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Бундан

$$[H^+] \cdot [OH^-] = (1,8 \cdot 10^{-16}) \cdot (55,56) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/л}.$$

Водород ва гидроксид ионларининг концентрациялари кўпайтмаси фақат сув учун эмас, балки кислота, асос ва тузларнинг сувли эритмалари учун ҳам константа ҳисобланади. Бу катталик сувнинг *ион кўпайтмаси* деб аталади ва  $K_{H_2O}$  билан белгиланади:

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/л} \quad (t^\circ = 22^\circ C).$$

Водород ва гидроксид ионларининг концентрациялари бир хил бўлган эритмалар *нейтрал эритмалар* деб аталади. Нейтрал муҳит учун  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  моль/л. Кислотали муҳитда  $[H^+] > [OH^-]$ , ишқорий муҳитда эса  $[H^+] < [OH^-]$ . Сувнинг ион кўпайтмасидан фойдаланиб, муҳитнинг ҳар қандай реакциясини миқдорий жиҳатдан  $H^+$  ионларининг концентрацияси билан ўлчаш мумкин. Бунда қуйидаги нисбатни ҳисобга олиш керак:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \text{ моль/л} \quad \text{ва} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \text{ моль/л}.$$

Муҳит реакциясини миқдорий жиҳатдан ифодалаш учун, одатда,  $H^+$  ионлари концентрацияси ўрнига унинг манфий ишора билан олинган ўнли логарифмидан фойдаланилади. Бу қиймат водород кўрсаткич деб аталади ва  $pH$  билан ифодаланади:

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



Масалан, агар  $[H^+] = 10^{-4}$  моль/л бўлса,  $pH = 4$  бўлади. Нейтрал эритмаларда ( $[H^+] = 10^{-7}$  моль/л)  $pH = 7$ , кислотали эритмаларда  $pH < 7$ , ишқорий эритмаларда  $pH > 7$  бўлади. Эритма муҳити қандайлигини (кислоталими, ишқорийми ёки нейтралми) аниқлаш учун индикаторлардан фойдаланилади. Индикаторлар ўз рангини  $H^+$  ионлар концентрациясига боғлиқ равишда ўзгартирувчи махсус реактивлардир. Кўп ишлатиладиган индикаторлар жумласига метил, оранж, лакмус, фенолфталеин киради. Водород ионлари концентрациясини индикаторлар ёрдамида (колориметрик метод) ўлчаш аниқлиги юқори бўлмаган усул бўлса ҳам, амалда қулай бўлиб, кўпгина ҳолларда қўлланилади. Бу усул муҳитнинг  $pH$  ига боғлиқ ҳолда баъзи бир органик моддалар эритмаларининг рангини ўзгартиришига асосланган.  $pH$  ўлчашда кўпинча бир неча индикаторлар аралашмаси (универсал индикатор) ишлатилади. Текширилаётган эритмага (5—6 мл эритмага 1—2 томчи) универсал индикатор томзилади ва ҳосил бўлган ранг эталон эритмаларга солиштирилади. Аниқ  $pH$  га эга рангли индикатор эритмалари солинган оғзи кавшарланган пробиркалар эталонлар вазифасини ўтайди. Текширилаётган эритма билан бир хил рангга эга бўлган эталонни танлаб, унда кўрсатилган  $pH$  қиймати ёзиб олинади. Эритманинг  $pH$  ини аниқ ўлчаш учун махсус асбоблар, яъни  $pH$ -метрлардан фойдаланилади.

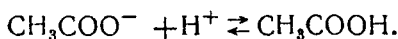
Кўпчилик реакциялар учун  $pH$  нинг қиймати муҳим аҳамиятга эга. Масалан, қишлоқ хўжалиги, шунингдек, бир қатор саноат тармоқлари (озиқ-овқат, гидролиз, вино, пиво тайёрлаш, пишлоқ тайёрлаш каби тармоқлар) да борадиган ферментатив реакцияларда  $pH$  нинг аҳамияти катта. Кўпчилик биологик жараёнлар кучсиз кислотали, нейтрал ва кучсиз ишқорий муҳитда оориб, уларнинг  $pH$  қийматлари 4—8 оралиғида бўлади. Қишлоқ хўжалиги экинларининг нормал ривожланиши ва улардан доимо юқори ҳосил олиш учун тупроқ эритмасининг муҳити маълум  $pH$  га эга бўлиши керак.  $pH < 4$  дан кичик бўлганда тупроқ эритмасида  $H^+$ , алюминий, темир, марганец ва бошқа ионлар ўсимликлар учун зарарли концентрацияда тўпланади,  $pH > 8$  дан ошганда ўсимликлар учун зарарли гидроксид  $OH^-$  ионлари ҳосил бўлади.

## 70- §. Буфер системалар

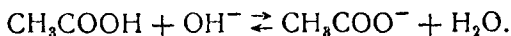
Буфер эритмалар табиатда, техникада катта аҳамиятга эга. Кам миқдорда кучли кислота ва кучли ишқор қўшилганда водород кўрсаткичи ўзгармай қоладиган эритмалар *буфер эритмалар* деб аталади.

Буфер аралашма, масалан, ацетатли буфер аралашма ( $CH_3COOH$  ва  $CH_3COONa$  аралашмаси) га озроқ миқдорда кучли кислота қўшилса  $H^+$  (аниқроғи  $H_3O$ ) ионлар натрий

ацетатнинг диссоциланишидан ҳосил бўладиган  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ионларни боғлайди:



Озроқ миқдорда ишқор қўшилганда эса  $\text{OH}^-$  ионлар  $\text{CH}_3\text{COOH}$  билан таъсирлашади:

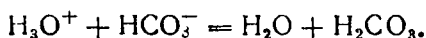


Иккала ҳолда ҳам эритма рНи ўзгармайди.

Буфер системалар ҳужайра ширасининг кислоталилигини автоматик равишда бир хил ушлаб туради, яъни фермент ва гормонларнинг фаолияти учун оптимал шароит яратади. Сут эмизувчи ҳайвонларнинг қонида буфер системалар бўлиб, унда гидроксид ионларни ўзига боғлаб олувчи карбонат кислота бўлади:

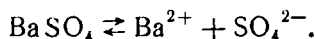


Шунингдек қонда  $\text{H}_3\text{O}^+$  ионларни боғловчи натрий гидрокарбонат ионлари ҳам бўлади:



## 71-§. Эрувчанлик кўпайтмаси

Маълумки, қаттиқ моддаларнинг эриш жараёнида тўйинган эритма ҳосил бўлишида эрувчи модда билан унинг эритмадаги молекулалари ўртасида мувозанат вужудга келади. Электролитлар эриганда эригмага молекулалар эмас, балки ионлар ўтади. Масалан, тузнинг тўйинган эритмасида туз кристаллари билан эритмага ўтган ионлар ўртасида мувозанат вужудга келади. Кам эрийдиган барий сульфат  $\text{BaSO}_4$  нинг тўйинган эритмасида қуйидаги мувозанат ҳолати вужудга келади:



Бу жараённинг мувозанат константаси қуйидаги кўринишга эга бўлади:

$$K_{\text{мув.}} = \frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$

ёки

$$K \cdot [\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

Тўйинган эригмада  $[\text{BaSO}_4]$  айни температурада доимий қийматга эга. Буни ҳисобга олган ҳолда  $K \cdot [\text{BaSO}_4]$  ифодани бошқа константа ЭК билан белгилаш мумкин. Бу константа *эрувчанлик кўпайтмаси* деб аталади.

$\text{BaSO}_4$  нинг тўйинган эритмаси учун ЭК қуйидагича ёзилади:

$$\text{ЭК}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10} \quad (t^\circ = 25^\circ\text{C}).$$

Ёмон эрийдиган электролитнинг тўйинган эритмасидаги ионлар концентрациялари кўпайтмасига *эрувчанлик кўпайтмаси* дейилади. Эрувчанлик кўпайтмаси ёмон эрийдиган электролитнинг умумий эрувчанлиги билан узвий боғланган. Эрувчанлик кўпайтмаси қийматидан фойдаланиб, айти электролитнинг умумий эрувчанлигини ҳисоблаб топиш мумкин:

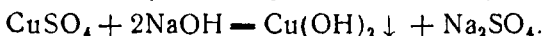
$$C(\text{моль/л}) = \sqrt{ЭК}.$$

Кимёвий реакцияда иштирок этувчи ионлар концентрациялари кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмаси қийматидан катта бўлса, ёмон эрувчи модда чўкмаси ҳосил бўлади. Агар тўйинган эритмада айти электролит ионлари концентрацияларининг кўпайтмаси шу электролитнинг эрувчанлик кўпайтмасидан кичик бўлса, бунда чўкма эрий бошлайди.

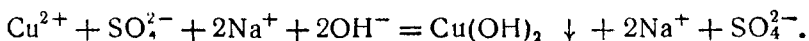
## 72-§. Электролит эритмаларидаги алмашилиш реакциялари

Электролитик диссоциация назариясига биноан кислота, асос ва тузлар эритмалари орасидаги реакция диссоциланишдан ҳосил бўлган ионлар иштирокида боради. Электролит эритмаларидаги алмашилиш реакциялари кучсиз электролитлар, ёмон эрувчи ва газ маҳсулотлар ҳосил бўлгандагина охиригача боради. Бундай реакциялар қаторига чўкма, газ моддалар ҳосил қилиш билан борадиган ва нейтралланиш реакциялари киради:

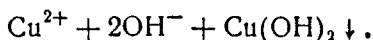
а) Мис (II)-сульфат эритмасига натрий гидроксид эритмаси қўшилса, мис (II)-гидроксид чўкмаси ҳосил бўлади:



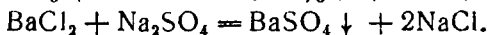
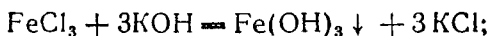
Бу тенглама молекуляр формадаги тенглама деб юритилади. Уни ионли шаклда ҳам ифолалаш мумкин:



Бу реакция тенгласидан кўриниб турибдики, реакция фақат мис ва гидроксид ионлари ўртасида бориб, бошқа ионларда ўзгариш бўлмайди. Бу тенгламанинг икки томонидаги бир хол ионларни ташлаб ёзсак, қисқартирилган ион-молекуляр шаклдаги тенглама келиб чиқади:

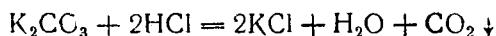


Чўкма ҳосил қилиш билан борадиган реакциялардан сувда эримайдиган асос ҳамда тузларни олишда фойдаланиш мумкин:

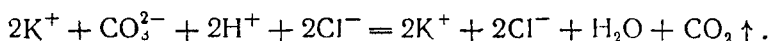


б) Газ моддалар ҳосил бўлиши билан борадиган реакцияларга карбонатларни, масалан калий карбонатни кислоталар

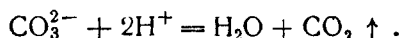
билан ўзаро таъсирлашувидан карбонат ангидрид ажралаб чиқишини кўрсатиш мумкин:



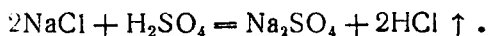
Бу тенглама ионли шаклда қуйидагича ёзилади:



Қисқартирилган ион-молекуляр шаклда қуйидагича бўлади:



Газ ҳосил қилиш билан борадиган реакциялар асосида баъзи кислоталарни олишда фойдаланиш мумкин:

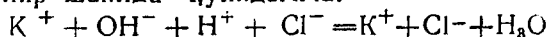


Ҳосил бўлган водород хлоридни сувда эритиб, хлорид кислотани олиш мумкин:

в) Нейтралланиш реакциясига кислота ва асосларнинг ўзаро таъсирлашуви натижасида борадиган нейтралланиш реакциясини кўрсатиш мумкин:



У ион-молекуляр шаклда қуйидагича:



қисқартириган ион-молекуляр формада эса қуйидагича ёзилади:



Бинобарин нейтралланиш реакциясида гидроксид ионлари водород ионлари билан бирикиб, сув молекуласини ҳосил қилади. Нейтралланиш реакциялари натижасида тузлар олинади.

### 73-§. Тузларнинг гидролизи

Тоза сувда водород ва гидроксид ионларининг концентрациялари тенг бўлиб, рН - 7 га тенг. Агар сувда туз эритилса, сувнинг диссоциланиш мувозанати водород ва гидроксид ионларининг концентрациялари ўзгариши ҳисобига бузилиши мумкин ва рН=7 дан ўзгаради рН нинг ўзгариши туз молекуларининг гидролизга учраганлигини билдиради.

*Туз ионлари билан сув ўртасида борадиган ва кўпинча муҳитнинг ўзгариши билан борувчи ўзаро таъсир реакциялари тузларнинг гидролизи деб аталади.*

Гидролиз натижасида туз ионлари сув ионлари билан ёмон диссоциланувчи комплекслар ёки (ион молекулар) ни ҳосил қилади. Агар гидролиз маҳсулотлари эрувчан бўлса, жараён қайтар бўлади. Гидролиз натижасида баъзан осон учувчан ва ёмон эрувчи моддалар ҳосил бўлиши мумкин. Бу ҳолларда реакция қайтмас бўлиб, охиригача боради.

Кучсиз кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар, кучсиз кислота ва кучли асосдан ҳамда кучли кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрайди. Кучли кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрамайди; бу ҳолда нейтралланиш реакцияси (гидролизга тескари бўлган жараён) бориб, сув ҳосил бўлади:



Бунда сувнинг ионларга диссоциланиши сезилмас даражада бўлади.

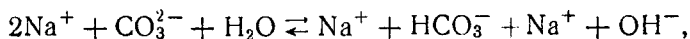
Тузлар гидролизининг муҳим ҳолларини кўриб чиқамиз:

1) Кучсиз кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизи.

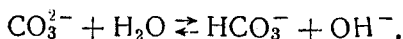
Мисол сифатида натрий карбонат  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кучли асос  $\text{NaOH}$  ва кучсиз кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  дан ҳосил бўлган) гидролизини кўра-миз:



Бу тенглама ион-молекуляр шаклда қуйидагича ёзилади:

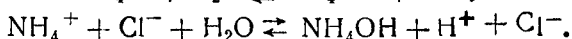
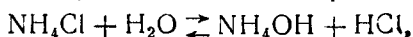


унинг қисқартирилган шакли:

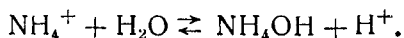


Демак, тузнинг аниони гидролизга учрайди ва реакция натижа-сида гидроксил  $\text{OH}^-$  ионлар ҳосил бўлади. Бинобарин, кучсиз кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган тузларнинг сувда-ги эритмалари ишқорий муҳитга эга бўлади.

2) Кучли кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар-нинг гидролизиди асосан туз катиони реакцияга киришади. Масалан, аммоний хлорид  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ни гидролизини олайлик:

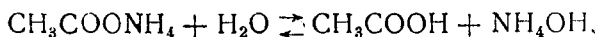


Тенглама қисқартирилган шаклда қуйидагича бўлади:

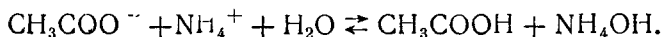


Кучли кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар гидролизланганда эритмада водород ионлари тўпланади ва шу сабабли эритма кислотали муҳитга эга бўлади.

3) Кучсиз кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузлар-нинг гидролизиди тузнинг ҳам катиони, ҳам анионлари сув билан таъсирлашади, масалан:



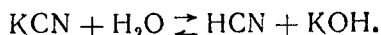
тенглама ион-молекуляр ҳолда қуйидагича ёзилади:



Туз эритмасининг муҳити ё кислотали (агар гидролиз натижасида ҳосил бўлган асос кислотага нисбатан кучсиз бўлса), ёки ишқорий (агар асос кислотага нисбаган кучлироқ бўлса), ёхуд нейтрал (агар ҳосил бўлган асос ва кислота бир хил кучда бўлса, яъни уларнинг ионланиш константаси амалда бир-бирига тенг бўлса) бўлади.

Юқорида кўриб чиқилган ҳолларда эритмадаги тузларнинг ҳаммаси гидролизга учрамайди, фақат бир қисми гидролизланади. Эритмада туз билан гидролиз маҳсулотлари ўртасида мувозанат вужудга келади. Модданинг гидролизга учраган қисми *гидролиз даражаси* деб аталади.

Гидролизни характерловчи миқдорлардан бири гидролиз константасидир.



Бу реакциянинг гидролиз константаси қуйидагича ёзилади

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{KOH}]}{[\text{KCN}]}.$$

Гидролиз константаси аини тузнинг гидролизланиш қобилиятини характерлайди;  $K_{\text{гидр}}$  нинг қиймати қанча катта бўлса, гидролиз шунча яхши боради.

Гидролиз даражаси ( $h$  ҳарфи билан белгиланади) бир канча факторларга боғлиқ. Чунончи эритма суюлтирилганда аини тузнинг гидролизланиши кучаяди ва гидролиз даражаси ошади. Масалан,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  нинг 1 н ли эритмасида  $h_{\text{гидр}}$  4,5% га тенг, унинг 0,001 н ли эритмасида эса  $h_{\text{гидр}} = 34\%$  га тенг.

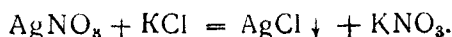
Эритма температураси оширилганда гидролиз даражаси ҳам ошади. Чунки иситилган сувнинг диссоциация даражаси ошади, шу сабабли  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  ионларнинг концентрацияси ортади. Бу эса туз ионларининг  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  ионлари билан ўзаро таъсирини кучайтиради, бинобарин туз гидролизи кучаяди, бу эса гидролиз даражасининг ошишига олиб келади.

Ёғочни қайта ишлаш саноати ҳамда қишлоқ хўжалиги чиқиндиларини гидролизлаб, этил спирт, глюкоза ва бошқа моддалар олинади. Ёғларнинг гидролизи, совун пишириш ва глицерин олишининг асосини гидролиз ташкил этади. Гидролиз асосида ичимлик ва саноат сувлари тозаланади.

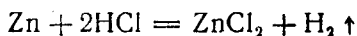
## VIII Б О Б. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ

### 74-§. Оксидланиш-қайтарилш реакциялари

Ҳамма кимёвий реакцияларни икки гуруҳга бўлиш мумкин. Биринчи гуруҳ реакцияларда ўзаро таъсир этувчи моддалар таркибига кирувчи элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгармайди. Бу гуруҳга алмашилиш, бирикиш ва ажралиш реакциялари киради:

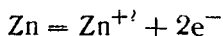


Иккинчи группа реакцияларига бир ёки бир неча элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгарадиган реакциялар киради:



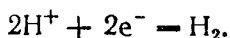
Бу реакцияда рухнинг оксидланиш даражаси 0 дан +2 гача, водородники +1 дан 0 гача ўзгаради.

Элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгариши билан борадиган реакцияларни оксидланиш-қайтарилиш реакциялари ёки редокс реакциялар (лотинча *reductio* — қайтарилиш ва *oxydatio* — оксидланиш) деб аталади. Юқоридаги реакцияда рух атомлари мусбат зарядланган ионларга айланади, унинг оксидланиш даражаси 0 дан +2 гача ортади:



Элементнинг оксидланиш даражаси ортиши билан борадиган электрон бериш жараёни оксидланиш деб юритилади.

Рух томонидан берилган электронлар, водород ионлари томонидан қабул қилинади; водороднинг оксидланиш даражаси +1 дан 0 гача камаёди:



Элементнинг оксидланиш даражаси пасайиши билан борадиган электрон бириктириб олиш жараёни қайтарилиш дейилади. Демак, бу реакцияда рух оксидланади, водород эса қайтарилади.

## 75-§. Оксидловчилар ва қайтарувчилар

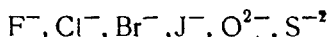
Таркибида қайтарилувчи элемент бўлган моддалар *оксидловчилар*, оксидланувчи элемент сақловчи моддалар *қайтарувчилар* дейилади.

Оксидловчилар таркибидаги элемент ўз оксидланиш даражасини пасайтиради, қайтарувчилар таркибидаги элемент ўз оксидланиш даражасини оширади. Оксидловчилар электронларнинг акцептори (лотинча *acceptor* — қабул қилувчи), қайтарувчилар эса электронларнинг донори, (лотинча *donor* — берувчи) ҳисобланади.

Муҳим оксидловчилар:

1. Оддий моддалар:  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{J}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{S}$ .

Кимёвий реакциялар вақтида бу моддалар электронлар бириктириб олиб, манфий зарядланган заррачаларни ҳосил қилади:



2. Кислородли кислоталар:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  ва уларнинг тузлари;  $\text{KMnO}_4$  (калий перманганат),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (калий бихромат); хлорнинг кислородли кислоталари ( $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_4$ ) ва уларнинг тузлари (гипохлоритлар, хлоратлар ва перхлоратлар); баъзи кислоталарнинг ангидридлари, масалан,  $\text{CrO}_3$  (хром (VI)-

оксид),  $Mn_2O_7$  (марганец (VII)- оксид),  $O_3$  (озон),  $H_2O_2$  (водород пероксид), металлнинг пероксидлари ( $Na_2O_2$ ,  $CaO_2$ ) ва бошқалар.

3. Металлларнинг юқори оксидланиш даражасига эга бўлган ионлари, масалан  $Fe^{3+}$ ,  $Au^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Sn^{4+}$ .

Муҳим қайтарувчилар:

1. Металлар, айниқса, ишқорий металллар (Li, Na, K ва бошқалар) ва ишқорий-ер металлари (Ca, Sr, Ba).

2. Водород, углерод (кокс), углерод (II)- оксид CO.

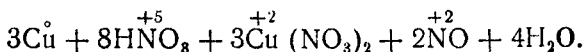
3. Кислородсиз кислоталар ва уларнинг тузлари; гидридлар таркибдаги водород иони  $H^-$  (NaN, KN, CaH<sub>2</sub> ва бошқалар).

Баъзи моддалар шароитга қараб ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи вазифасини бажариши мумкин (масалан,  $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$ ).

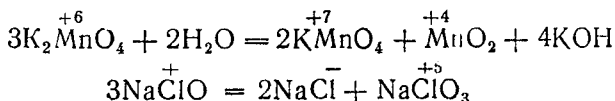
## 76- §. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг классификацияси

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини 3 гуруҳга бўлиш мумкин.

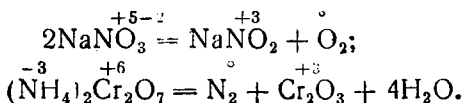
1. Атомлараро ёки молекулалараро борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари. Бундай реакцияларда электронларнинг алмашилиши атомлар, молекулалар ёки ионлар ўртасида боради, масалан:



2 Ўз-ўзидан оксидланиш, ўз-ўзидан қайтарилиш (диспропорцияланиш) реакциялари. Бундай реакцияларда битта элемент атомлари ёки ионларининг оксидланиш даражаси бир вақтнинг ўзида ортади ва камайди. Бундан бошланғич модда турли хил бирикмаларни ҳосил қилади, улардан бирида атомларнинг оксидланиш даражаси юқори, иккинчисида эса паст бўлади. Бундай реакциялар молекуласида оралиқ оксидланиш даражасига эга бўлган атомлар мавжуд бўлган моддаларда содир бўлади:



3. Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари. Бундай реакциялар жумласига битта молекуладаги турли атомларнинг оксидланиш даражаси ўзгариши билан борадиган реакциялар киради. Бунда мусбат оксидланиш даражаси каттароқ бўлган атом, оксидланиш даражаси кичикроқ бўлган атомни оксидлайди, масалан:



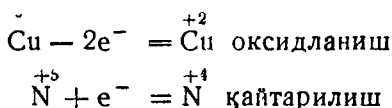


Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тузишнинг иккита усули қўлланилади — электрон баланс ва ион-электрон (яримреакциялар) усули.

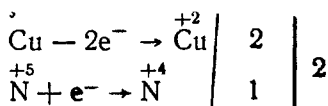
1. Электрон баланс усули. Бу усулдан фойдаланганда тенглама тузиш аввало реакцияда иштирок этадиган оксидланиш даражалари ўзгарадиган элементларнинг оксидланиш даражаларини ҳисоблашдан бошланади. Миснинг концентранган нитрат кислотага билан ўзаро таъсири қуйидаги схема билан ифодаланади:



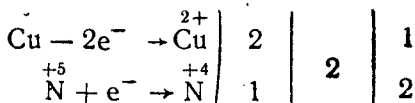
Оксидланиш даражаларини билган ҳолда электрон бериш ва бириктириб олиш (оксидланиш ва қайтарилиш) жараёнлари электрон тенгламалар ҳолида ёзилади:



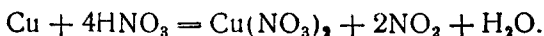
Электрон баланс усулида асосий бошқич электронлар балансини тузишдан, яъни оксидланиш реакциясида йўқотилган электронлар сонига қайтарилиш реакциясида бириктириб олинган электронлар сонини тенглаштиришдир. Бунинг учун йўқотилган ва бириктириб олинган электронлар миқдори учун энг кичик кўпайтма топилади:



Топилган кўпайтманинг берилган ва бириктириб олинган электронлар миқдорига тақсим қилишдан келиб чиққан сонларни охириги вертикаль чизиқ орқасига ёзилади. Бу сонлар тенглама тузишдаги стехиометрик коэффициентлар ҳисобланади:



Кoeffициентлар ёрдамида тенгламанинг чап ва унғ қисмларида қайтарувчи ҳамда оксидловчи атомларининг сони тенглаштирилади:



Сўнгра бошқа элемент атомлари сони тенглаштирилади ва ниҳоят оксидланиш-қайтарилиш реакцияси қуйидаги тенглама ҳолига келади:



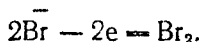
2. Электрон ионли (ярим реакциялар) усул. Бу усул ион ёки молекулаларнинг реакцияда қандай ўзгаришга учрашини кўрсатувчи ионли тенгламалар (ярим реакциялар тенгламалари) ни тузиш ва бу тенгламаларни бигга молекуляр оксидланиш-қайтарилиш тенгламасига бирлаштиришдан иборат. Қуйидаги реакцияга электрон-ионли усул ёрдамида коэффициентлар танлашни кўриб чиқайлик:



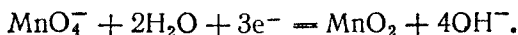
Бу реакцияда бром ва перманганат ионлари ўзгаришга учрайди:



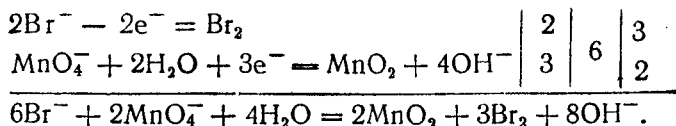
Бром ионининг оксидланиш ва перманганат ионининг қайтарилиш ярим реакциялари тенгламалари тузилади. 1 моль  $\text{Br}_2$  нинг 2 моль  $\text{Br}^-$  иондан ҳосил бўлишини ҳисобга олиб, биринчи ярим реакциянинг тенгламаси (бром ионининг оксидланиши) ёзилади:



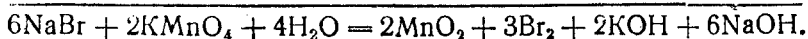
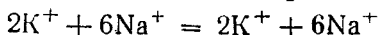
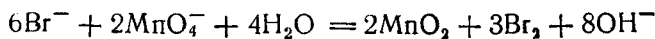
1 моль  $\text{MnO}_4^-$  ионнинг 1 моль  $\text{MnO}_2$  га қайтарилишида 2 моль атомар кислород 2 моль сув билан (нейтраль муҳитда) боғланиб, 4 моль  $\text{OH}^-$  ионларни ҳосил қилади. Зарядлар тенглигини ҳисобга олиб, иккинчи ярим реакция (перманганат ионининг қайтарилиши) тенгламаси ёзилади:



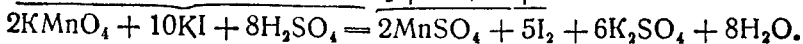
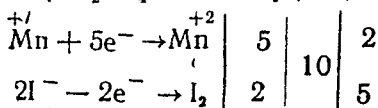
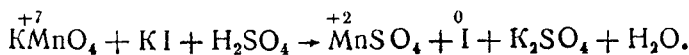
Берилган ва бириктирилган электронлар сони тенг бўлганлигига қараб энг кичик умумий кўпайтма топилади. Бу кўпайтма 6 га тенг бўлганлиги учун қайтарувчининг ярим реакциясидаги ион, молекула ва электронлар 3 коэффициентга кўпайтирилади ва қайтарувчи оксидловчининг ярим реакцияларининг чап ва ўнг қисмлари қўшилади:



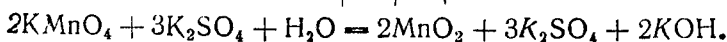
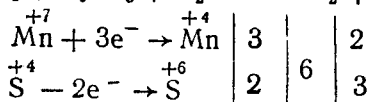
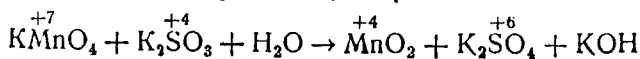
Реакцияда ўзгармай қоладиган калий ва натрий катионларини ҳисобга олган ҳолда оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг молекуляр тенгламаси ёзилади:



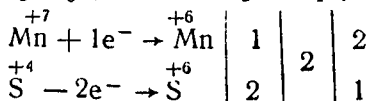
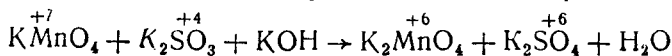
Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида муҳит муҳим аҳамиятга эга. Муҳитнинг таъсири масалан,  $\text{KMnO}_4$  нинг қайтарилиш характерида яққол намоён бўлади. Кислотали муҳитда  $\text{MnO}_4^-$  ион  $\text{Mn}^{2+}$  ионгача, нейтрал муҳитда  $\text{MnO}_2$  гача, ишқорий муҳитда  $\text{MnO}_4^{2-}$  (яшил ранг) ионгача қайтарилади.  $\text{KMnO}_4$  нинг кислотали муҳитда қайтарилиши:



$\text{KMnO}_4$  нинг нейтрал муҳитда қайтарилиши:

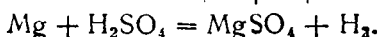
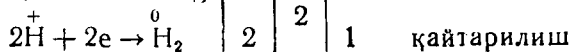
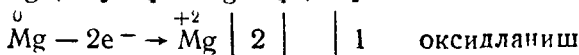
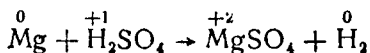


Калий перманганатнинг ишқорий муҳитда қайтарилиши:

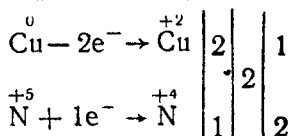
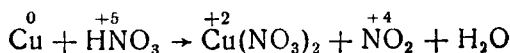


## 77- §. Металларнинг кислоталар ва туз эритмалари билан ўзаро таъсири

Металларнинг атомлари электронларини осон бериб, мусбат зарядланган ионга айланади. Типик металлар кимёвий реакцияларда электронларини осон берганлиги учун актив қайтарувчилардир. Масалан, рух, темир, магний, никель каби металлар кислоталар билан реакцияга киришганда қайтарувчи вазифасини бажаради. Бу металлар хлорид ва суютирилган сульфат кислоталар билан реакцияга киришганда водород ажралиб чиқади:



Бу реакцияда Mg метали қайтарувчи вазифасини бажаради, ўзи оксидланади. Водород иони  $H^+$  оксидловчи ролини бажаради ва қайтарилади. Шу сабабли бу реакция оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир. Металлар билан концентрланган кислоталар, масалан, сульфат ва нитрат кислоталар реакцияга киришганда металлар оксидланиб, кислоталар қайтарилади. Масалан, концентрланган нитрат кислота билан мис ўртасидаги реакцияда мис оксидланади, нитрат кислота эса азот (IV)-оксидгача қайтарилади:

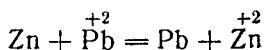


Демак, металлар билан кислоталарнинг ўзаро таъсирлашуви оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир.

Металларнинг тузларидан шу металларни бошқа металлар сиқиб чиқариши мумкин. Бу металларнинг активлигига боғлиқ. Масалан, қўرғошиннинг бирор тузи эритмасига бир бўлак рух ташланса, рух эрий бошлайди, эритмадан эса қўрғошин ажралиб чиқади:



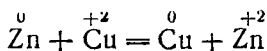
Бу тенгламанинг ионли кўриниши:



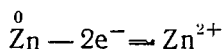
Бу реакция типик оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир. Бу реакцияда рух атомлари ўз электронларини  $Pb^{2+}$  қўрғошин ионларга беради, натижада рух атомлари рух ионларига айланади. Қўрғошин ионлари зарядсизланиб, қўрғошин метали ҳолида ажралиб чиқади. Демак, металлар билан тузлар орасидаги ўзаро таъсирлашув ҳам оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир.

## 78- §. Гальваник элементлар. Стандарт электрод потенциаллари

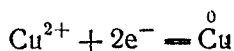
Гальваник элементларнинг ишлаши бир хил металларнинг бошқа металларни уларнинг тузи эритмасидан сиқиб чиқаришига асосланган. Чунончи, рух пластинкаси мис сульфат эритмасига туширилса, қуйидаги реакция боради:



Рух қайтарувчидир, чунки у электрон беради. Бу ярим реакция қуйидагича ифодаланади:



$\text{Cu}^{2+}$  мис ион оксидловчидир, чунки у электрон қабул қилиб олади. Бу жараён қуйидаги ярим реакция билан ифодаланади:



Бу иккала ярим реакция рухнинг эритмага тегиб турган қисмида бориб, электронлар рух атомларидан мис ионларига ўтади. Бу ярим реакцияларни айрим идишларда олиб бориш ва электронларни ташқи занжир орқали ўтказиш мумкин. Оксидланиш-қайтарилиш реакциясини бундай амалга ошириш натижасида реакция энергияси электр энергияга айланади.

Кимёвий реакциялар энергиясини бевосита электр энергиясига айлантириш учун хизмат қиладиган қурилмалар **гальваник элементлар** ёки **электр токининг кимёвий манбалари** деб аталади.

Гальваник элементда ҳосил буладиган кучланиш *электр юритувчи куч (ЭЮК)* деб юритилади. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияси оксидланиш ва қайтарилиш ярим реакцияларининг йиғиндисидир. Гальваник элементда ёки электролизда содир буладиган ҳар бир ярим реакция айрим электродларда боради. Шу сабабли ярим реакцияларни *электрод жараёнлари* деб ҳам аталади.

Электр юритувчи кучни ҳам ҳар бир ярим реакция учун тўғри келадиган икки катталикни айирмаси деб қараш мумкин. Бу катталиклар *электрод потенциаллари* деб аталади.

Электрод жараёнларининг потенциаллари металлнинг табиғи (актив ва активмаслиги) га, эритмадаги ионларнинг концентрациясига ҳамда системанинг температурасига боғлиқлиги аниқланди. Бу боғланиш Нернст тенгламаси билан ифодаланади:

$$E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C$$

Бу тенгликдаги  $E$ — айни электрод потенциали.  $E_0$ — айни электроднинг стандарт (нормал) потенциали.  $R$ — универсал газ доимийси,  $T$ — абсолют температура,  $n$ — реакцияда иштирок этувчи электронлар сони,  $F$ — Фарадей сони (96500 Кл/моль),  $C$ — металл ионларининг концентрацияси (моль/л).

Электрод жараёнида иштирок этувчи моддаларнинг концентрацияси (аниқ айтганда активлиги) 1 моль/л га тенг бўлгандаги электрод потенциали *стандарт (нормал) электрод потенциали* деб аталади.

## 79- §. Металларнинг электрохимёвий кучланиш қатори

Металларни уларнинг бирикмаларидан бошқа металллар сиқиб чиқаришини Н. Н. Бекетов мукаммал ўрганган. Бекетов металлларни кимёвий активлигини пасайиб бориши тартибида „сиқиб чиқариш қатори“ деб аталган қаторга жойлаштирди. Ҳозирги вақтда Бекетовнинг сиқиб чиқариш қатори металлларнинг *электрохимёвий кучланишлар қатори* деб аталади. Металлар бу қаторга уларнинг стандарт электрод потенциаллари қийматларининг ортиб бориши тартибида жойлаштирилган:

K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Бу қатор *стандарт (нормал) электрод потенциаллари қатори* ҳам деб аталади (8- жадвал).

8- жадвал

Металларнинг электрохимёвий кучланишлар қатори.  
Стандарт электрод потенциаллари

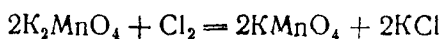
Электрод жараёни тенгламаси	Стандарт потенциаллари E <sub>0</sub> , В	Электрод жараёни тенгламаси	Стандарт потенциаллари E <sub>0</sub> , В
Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Li	- 3,05	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cd	- 0,40
K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = K	- 2,93	Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Co	- 0,28
Ba <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ba	- 2,91	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ni	- 0,25
Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Ca	- 2,87	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Sn	- 0,14
Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Na	- 2,71	Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pb	- 0,13
Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mg	- 2,36	2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> = H <sub>2</sub>	0
Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Al	- 1,66	Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cu	0,34
Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Mn	- 1,18	Hg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Hg	0,79
Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Zn	- 0,76	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Ag	0,80
Cr <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Cr	- 0,74	Pt <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Pt	1,20
Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> = Fe	- 0,44	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> = Au	1,50

Металларнинг электрохимёвий кучланишлар қаторига водород ҳам жойлаштирилган бўлиб, у қайси металллар кислоталарнинг сувдаги эритмаларидан водородни сиқиб чиқара олишини аниқлашга имкон беради. Бу қатор электрохимёвий системанинг тутган ўрни ҳамда оксидловчи-қайтарувчи қобилиятини характерлайди. Электрод жараёнида иштирок этувчи ҳамма моддаларнинг мажмуаси *электрохимёвий система* деб тушунилади.

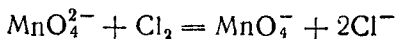
Стандарт электродлар потенциаллари қатори оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг бориш йўналишини аниқлашга имкон беради. Агар икки электрохимёвий системадан гальваник элемент тузилса, электронлар манфий қутбдан мусбат қутбга ўта бошлайди, яъни кичик электрод потенциалига эга бўлган электрохимёвий системадан каттароқ электрод потенциалига эга бўлган системага ўтади. Бунда биринчи система қайтарувчи, иккинчи система эса оксидловчи вазифасини

бажаради. Гальваник элементда оксидловчи сифатида нисбатан юқори электрод потенциалига эга бўлган электрохимёвий система иштирок этса, оксидланиш-қайтарилиш реакцияси ўз-ўзидан боради. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг йўналиши амалда оксидловчи ва қайтарувчининг қаторда ўзаро жойланишига бағлиқдир. Масалан, рух ( $E_0 = -0,163 \text{ В}$ ) мисни ( $E_0 = +0,337 \text{ В}$ ) унинг тузлари эритмаларидан сиқиб чиқара олади.

Стандарт электрод потенциаллари қийматига қараб, реакцияларнинг қайси томонга ўз-ўзидан боришини аниқлаш мумкин. Масалан, қуйидаги реакциянинг йўналишини аниқлаш лозим:



Бу тенгламанинг ион-молекуляр шакли:



Жадвалдан электрохимёвий системаларнинг стандарт электрод потенциаллари қийматини топамиз:

$$E_{\text{O}_{\text{MnO}_4^-}/\text{MnO}_4^{2-}} = 0,56 \text{ В}$$

$$E_{\text{O}_2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2} = 1,36 \text{ В}$$

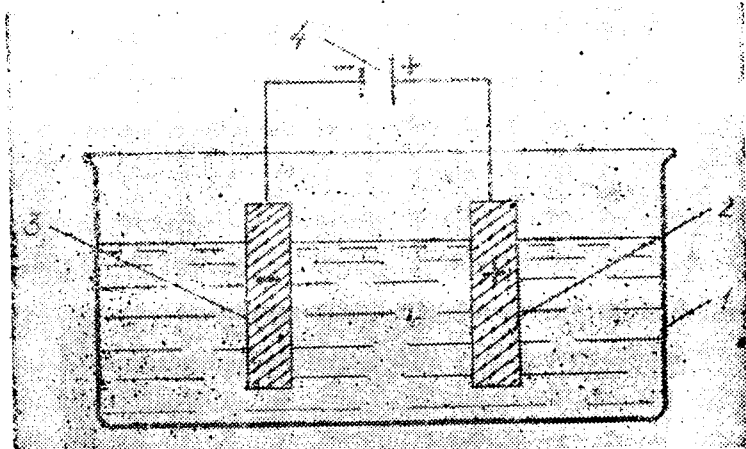
Юқори стандарт электрод потенциали қийматига эга бўлган электрохимёвий система оксидловчи вазифасини бажаради. Бинобарин,  $E_{\text{O}_2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2} = 1,36 \text{ В}$  қиймат нисбатан юқори бўлганлиги учун  $\text{MnO}_4^{2-}$  ион қайтарувчи бўлади ва у  $\text{Cl}_2$  томондан оксидланади, яъни реакция чапдан ўнгга қараб ўз-ўзидан боради.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида дастлабки моддаларнинг концентрациялари камайиб, реакция натижасида ҳосил бўлган маҳсулотларнинг концентрациялари ортиб боради. Бу иккала ярим реакцияларнинг потенциали қийматларини ўзгаришига олиб келади. Оксидловчининг электрод потенциали камаяди, қайтарувчининг электрод потенциали ошади. Иккала жараённинг потенциаллари бир-бирига тенг бўлиб қолганда химёвий мувозанат қарор топади.

## 80-§. Тузларнинг суюқланмалари ва сувдаги эритмаларининг электролизи

Электролит суюқланмаси ёки эритмасига туширилган электродлардан тузилган электрохимёвий система орқали ўзгармас электр токи ўтказилганда борадиган оксидланиш-қайтарилиш жараён *электролиз* деб аталади.

Электролиз махсус қурилмалар—электролизёрлар ёки электролитик ванналарда олиб борилади (14-расм). Электролит суюқланмаси ёки эритмасининг заррачалари (ионлари) катодда электронлар бирикгириб олиб, қайтарилади. Анодда заррача-

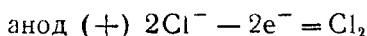
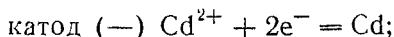


14-расм: Электролизёр схемаси: 1-Электролит қуйиладиган илтиш; 2-анод; 3-катод; 4-ўзгармас ток манбаи.

лар электронлар бериб оксидланади. Тузларнинг суюқланмаси электролизи сифатида  $\text{CdCl}_2$  суюқланмасининг электролизини олиш мумкин. Суюқланмада туз ионларга диссоциланади:



Катодда катодий катионлари қайтарилади, анодда эса хлор ионлари оксидланади:



Иккала ярим реакцияни қўшиб ёзамиз:



Тузларнинг сувдаги эритмаларининг электролизиде эритмада туз ионлари ан ташқари сувнинг диссоциланишидан ҳосил бўладиган  $\text{H}^+$  ва  $\text{OH}^-$  ионларнинг бўлиши ҳам ҳисобга олинади. Катодда электролит ва водород катионлари зарядсизланади. Анодда эса электролит ва гидроксид ионлари зарядсизланади. Сув молекулалари электрохимёвий оксидланиши ёки қайтарилиши мумкин. Электродлардаги электролизда кимёвий жараёнларнинг бориши электрохимёвий системаларнинг электрод потенциалларининг нисбий қийматига боғлиқ.

Тузларнинг сувдаги эритмаларида борадиган катод жараёнларида водород ионларининг қайтарилиш потенциали қийматини ҳисобга олиш керак. Бу потенциал водород ионлари концентрациясига боғлиқ ( $25^\circ\text{C}$ ):

$$\begin{aligned} E &= E_0 + \frac{2,3 RT}{nF} \lg[\text{H}^+] = E_0 + \frac{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298}{1 \cdot 96500} \lg[\text{H}^+] = \\ &= E_0 + 0,059 \lg[\text{H}^+] \end{aligned}$$

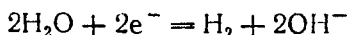


Водород электроднинг потенциали  $E_0 = 0$  га тенглигини ва  $\lg[H^+] = -pH$  эканлигини ҳисобга олсак:

$$E = 0,059 \cdot pH$$

Тузларнинг нейтрал эритмалари учун  $pH$  7 га тенглиги учун  $E_{H_2} = 0,59 \cdot 7 = -0,41$  В. Агар электролит катионини ҳосил қилувчи металлнинг электрод потенциали  $-0,41$  В га нисбатан мусбат бўлса, электролитнинг нейтрал эритмасидан катодда металл ажралиб чиқади. Аксинча, агар электролит катионини ҳосил қилувчи металлнинг электрод потенциали  $-0,41$  В га нисбатан манфий қийматга эга бўлса, катодда металл эмас, балки водород ажралади. Агар металлнинг электрод потенциали  $-0,41$  В га яқин бўлса, катодда металл ҳам, водород ҳам ажралади, кўпинча металл ва водород биргаликда қайтарилади.

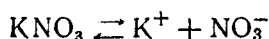
Кислотали эритмалардан водороднинг электрохимёвий ажралиши водород ионларининг зарядсизланиши ҳисобига бўлади. Нейтрал ва ишқорий эритмаларда сув электрохимёвий қайтарилади:



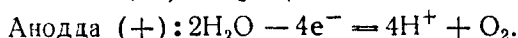
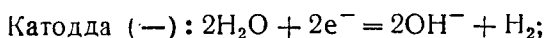
Электролиз жараёни анод матэриалига қараб, инерт анод билан бўлалиган электролиз ва актив анод билан бўладиган электролизга бўлинади. Оксидланмайдиган материалдан (графит, платина) ясалган анод *инерт анод*, оксидланмайдиган материалдан ясалган анод *актив анод* деб юритилади.

Тузлар эритмаларининг электролизини мисолларда кўрамиз.

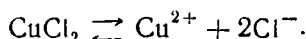
1)  $KNO_3$  эритмасининг инерт анод иштирокидаги электролизи:



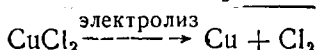
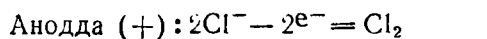
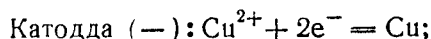
$E^0_{K^+/K} = -2,93$  В бўлиб,  $K^+$  катионлар катодда қайтарилмайди,  $NO_3^-$  анионлар сувли эритмаларда оксидланмайди. Катод ва анодда сув молекуласи қайтарилади ва оксидланади:



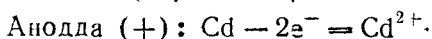
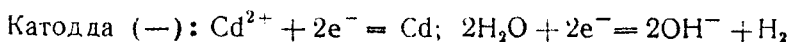
$CuCl_2$  эритмасининг инерт анод иштирокидаги электролизи:



Миснинг стандарт электрод потенциали  $E_0_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34$  В бўлганлиги учун катодда фақат мис ионлари қайтарилади, анодда эса хлорид ионлари оксидланади:



2) Туз эритмаларининг актив анод қўлланилгандаги электролизи. Бундай электролиз жараёнида анод материали оксидланади (эрийди). Актив электродлар сифатида мис, никель, кобальт, кадмий, калай каби металллар ишлатилади. Мисол сифатида кадмий сульфатнинг сувдаги эритмасини кадмийдан тайёрланган электродлар иштирокидаги электролизини кўриб чиқамиз. Кадмийнинг нормал (стандарт) электрод потенциалы  $E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ В}$  га тенг бўлганлиги учун катодда кадмий ионлари ҳам, сув молекулалари ҳам қайтарилади, анодда эса кадмий оксидланади (эрийди):



Бинобарин, аноднинг эришидан ҳосил бўлган кадмий ионлари катодда қайтарилиб, кадмий метали ҳолида ажралади.

### 81-§. Саноатда электролизнинг қўлланилиши

Электролиз саноатнинг турли тармоқларида кенг қўлланилади. Кимё саноатида электролиздан кўпгина моддаларни олишда, масалан, водород, кислород, фтор, перхлорат кислота, калий перманганат ва кўпгина бошқа анорганик ва органик бирикмаларни олишда фойдаланилади.

Металлургияда электролиздан металлларни олиш ва уларни тозалашда фойдаланилади. Масалан, тузларнинг сувдаги эритмаларини электролиз қилиб, рух, кадмий, марганец, никель ва калай олинади. Техник металлларни электролитик тозалаб, юқори тозалikka эга бўлган металллар олишда электролиз қўлланилади. Техник металлларни электролиз қилишда электрорафинация (эрувчан анод ишлатиш) усули қўлланилади. Масалан, тозаланиши керак бўлган техник мис пластинкаси мис (II)-сульфат эритмаси тўлдирилган электролизёрга солинади ва пластинка ток манбаининг мусбат қутбига уланади, мис анод вазифасини бажаради. Катод сифатида тозаланган мис пластинкаси ишлагилади. Электролизда техник мис (анод) мис  $\text{Cu}^{2+}$  катионларини ҳосил қилиб эрийди, бу катионлар катодда қайтарилади. Катодда тоза металл (электролитик мис) ажралади.

Мисдан ташқари электрорафинация усули билан никель, кобальт, қўрғошин, кумуш, олтин каби металллар қўшимчалардан тозаланади. Электролиз ёрдамида буюмлар юзаси хром, никель, рух, кадмий, мис каби металллар билан қопланади. Бу қопламалар буюмларни коррозиядан ҳимоялайди ва уларга декоратив кўриниш беради. Электролиз усуллариининг саноатда қўлланилиш соҳалари тўхтовсиз ўсиб бормоқда. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари биологик жараёнларда жуда катта аҳамиятга эга. Фотосинтез, нафас олиш, овқат ҳазм қилиш жараёнлари оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидан иборатдир.

Техникада ҳам оксидланиш-қайтарилиш реакциялари муҳим аҳамиятга эга. Масалан, металлургия саноати оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига асосланган. Бу реакция ёрдамида табиий бирикмалардан металллар ажратиб олинади.

## IX БОБ. ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

### 82-§. Водород ва унинг табиатда учраши

Водородни (Hydrogenium) XVI асрда Парацельс (Германия) кашф этган. 1776 йилда Г. Кавендиш (Англия) водороднинг хоссаларини аниқлади ва бошқа газлардан қандай фарқи борлигини кўрсатди. Лавуазье 1783 йилда водородни сувдан биринчи бўлиб ажратиб олди ва сувнинг водород билан кислороддан иборат кимёвий бирикма эканлигини исбот этди.

Водород табиатда эркин ва бирикма ҳолда учрайди. Эркин ҳолда жуда оз миқдорда учрайди. У енгил газ бўлгани учун ҳавонинг юқори қатламларида бўлади. У вулкан отилганда ва бурғ қудуқларидан нефть олиш жараёнида бошқа газлар билан бирга чиқади. Водород табиатда бирикмалар ҳолида жуда кўп тарқалган. Водород сув, турли минераллар, нефть, табиий газлар, ҳайвон ва ўсимликлар организмдаги моддалар таркибига киради. Водород Ер қобиғи оғирлигининг 1% ини ташкил этади. Водород космосда, энг кўп тарқалган элементдир. У қуёш ва юлдузлар массасининг ярмисини ташкил қилади.

Водороднинг тартиб номери 1 га тенг. У электрон конфигурацияси  $1s^1$ , атом массаси 1,008 га тенг, учта изотопи бор элементдир. Унинг изотоплари: протий  $^1\text{H}$  (атом массаси 1), дейтерий  $^2\text{H}$  ёки  $D$  (атом массаси 2) ва тритий  $^3\text{H}$  ёки  $T$  (атом массаси 3) лардир. Элементлар даврий системасида бир катакнинг ўзини ишол этадиган элементлар группаси плеядалар дейилади. Ухшаш кимёвий хоссалар ва турли атом массага эга бўлган плеядаларга кирадиган элементлар изотоплар дейилади ва улар атом ядросидаги нейтронлар сони билан фарқланади.

Водороднинг айрим хоссалари:	
Водороднинг кимёвий белгиси:	H
Молекуляр формуласи	$\text{H}_2$
Атомининг ионланиш энергияси	13,60 эВ
Атом радиуси	0,046 нм
Молекула атомлари ядролари орасидаги масофа	0,074 нм

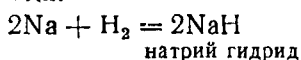
### 83-§ Водороднинг хоссалари, олиниши ва ишлатилиши

Водород молекулалари жуда мустаҳкам, кам қутбланувчан, енгил ва ҳаракатчан кичик молекулалар. Шу сабабли ниҳоятда паст температурада ( $-259,1^\circ\text{C}$ ) суюқланади ва ( $-252,6^\circ\text{C}$ )

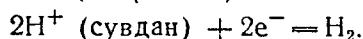
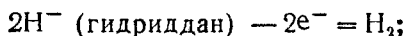
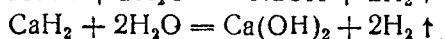
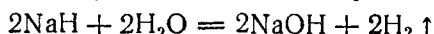
қайнайди. Водород сув ва органик эритувчиларда жуда кам эрийди. Лекин баъзи металлларда кўп эрийди (1 ҳажм палладийда 900 ҳажм водород эрийди). Қаттиқ водород гексогонал кристалл панжарага эга. Водород молекуласи 2000°С дан юқорида атомларга парчалана бошлайди:  $H_2 \rightleftharpoons 2H$ . Молекуляр водородни электр разряддан ўтказиш натижасида атомлар водород ҳосил бўлади. Атомар водород актив бўлиб, у ўз электронини бошқа элемент атомининг электрони билан жуфтлаштиришга жуда мойилдир. Атомар водород бевосита фосфор, олтингугурт, мишьяк ва ҳатто симоб билан бирикади. Мис, висмут, қўрғошин ва кумуш оксидлари атомар водород таъсирида қайтарилади.

Одатдаги шароитда водород актив бўлмаса ҳам, юқори температурада кўпгина элементлар билан бирикади. У фтор билангина портлаб бирикади, ёруғлик таъсирида хлор билан бирика олади ( $Cl_2 + H_2 = 2HCl$ ), иситилганда кислород ( $2H_2 + O_2 = 2H_2O + Q$ ) ва бошқа кўпгина элементлар билан реакцияга киришади. Водород металлмаслар билан ковалент боғланиб, кутбсиз ва кутбли бирикмаларни ҳосил қилади. Масалан,  $H_2S$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$  ва ҳоказо.

Водород металллар билан бирикишда битта электронни олиб, манфий ионга айланади:



Гидридлар беқарор бўлади ва сув таъсирида парчаланади:



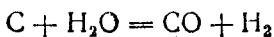
Гидридлар характери жиҳатидан галогенидлар ва тузларга ўхшайди. Водород юқори температурада ҳатто бирикмалардаги кислородни ҳам бириктириб олади:



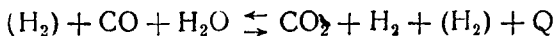
Бу водороднинг қайтариш хоссасидир. Шунингдек водороднинг бирор модда билан бирикиши ҳам қайтарилиш-гидрогенланиш дейилади.

Водород олинадиган асосий манъба сувдир. Сув электролиз қилинади ва сувга натрий, калий, кальций каби металллар таъсир эттирилса, водороддан ташқари шу металлларнинг гидроксид ва оксидлари ҳам ҳосил бўлади. Лаборатория шароитида рух металини суюлтирилган хлорид (1:1) ёки сульфат (1:5) кислоталарга таъсир эттириб, водород олинади.

Саноатда водород олиш учун турли методлардан фойдаланилади. Конверсион усулда чўлганган кўмир қатлами ус-тидан сув буғи ўтказилади:



Бу аралашма сув газидейлади ва чўғланган кўмир устидан ўтказилса, СО конверсияланади:



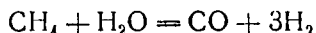
Реакция маҳсулоти 20 атмосфера босимда сув билан ювилиб,  $CO_2$  дан тозаланеди.

Сўнгги йилларда водород олинадиган манбаъ метан газидир. Метан табиий газлар билан нефтни қайта ишлаш натижа-сида ҳосил бўладиган газлар таркибида бўлади. Метандан водород олишнинг турли усуллари бор:

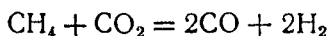
а) метанни термик парчалаш усули:



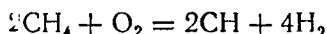
б) метан билан сув буғининг ўзаро таъсирлашуви:



в) метанга  $CO_2$  ёки  $CO$  билан сув буғи аралашмасини таъ-сири:



г) метанни оксидлаш усули:



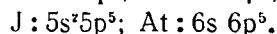
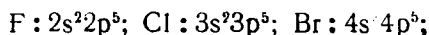
Агар водород ҳосил бўлиши билан ишлатилмаса, у катта босим остида пўлат балонларга солиниб керакли жойларга юборилади.

Водород кимё саноатида кенг қўлланилади. Водород суюқ-ланиш температураси юқори бўлган металлларни оксидларидан ажратиб олишда, аммиак синтез қилишда, суюқ ўсимлик ёғ-ларидан қаттиқ ёғ ҳосил қилишда, метил спирт олишда ва бошқа мақсадлар учун ишлатилади. Атом техникасидаги тер-моядро реакцияларида ҳам водороднинг изотоплари иштирок этади. Водород жуда паст ва жула юқори температураларни ҳосил қилиш учун ишлатилади. Атомар водород ёнганда  $3000^\circ C$  ҳосил бўлади.

## Х БО Б. VII ГРУППАНИНГ БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

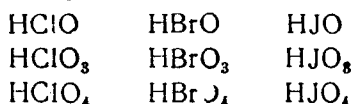
Даврий системанинги VII группаси элементлари асосий ва ёнаки группачалардан ташкил топган. Асосий группачага фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I) ва аstat (At) элементлари киради. Галогенлар металллар билан бевосита бирикиб, MeГ тузларни ҳосил қилади. Галогенлар сўзининг айнан таржимаси туз туғдирувчилар демакдир. Галогенлар актив металмаслар булиб, табиатда соф ҳолда учрамайди.

Галогенлар атоми сиртқи қаватининг электрон тузилиш коң-фигурацияси тубандагича:



Галоген атомларининг сиртқи қаватида еттитадан электрон бўлади. Шу сабабли галоген атоми ўзига яна битта электронни бириктириб олишга интилади ва электронни бириктириб олади, натижада бир зарядли манфий ионга айланади. Фтордан йодга борган сари сиртқи электронлар ядродан узоқлашиб, валент электронларнинг ядрога боғланиши заифлашиб боради ва уларнинг активлиги фтордан йодга томон камайиб боради.

Фторнинг ўз электронларини бошқа элементларга бериши ниҳоятда қийин, фторнинг оксидланиш даражаси  $F_2O$  да ҳам манфийдир. Хлор, бром бирикмаларда  $-1$  ва  $+1$  дан  $+7$  га қадар оксидланиш даражаларини намоён қила олади:



9-жадвал

### Галогенларнинг айрим хоссалари

Галогенларнинг хоссалари	фтор	хлор	бром	йод	астат
Солиштирма оғирлиги (зичлиги), $г/см^3$	1,11	1,57	3,12	4,93	
Атомнинг ионланиш энергияси, эВ	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
Атомнинг радиуси, см	0,064	0,079	0,114	0,133	
Ионнинг радиуси нм	0,133	0,181	0,196	0,220	0,23
Оддий шароитдаги физик ҳолати	қўқи тир сариқ газ	сарғиш яшил газ	қўнғир суюқлик	қуланг кристалл	қорам-тир кўк кристалл
Суюқланиш температураси $^{\circ}C$	-219,6	-101,0	-7,3	113,6	227
Қайнаш температураси $^{\circ}C$	-188,1	-34,1	59,2	185,5	317
Ер қобиғида тарқалиши, % ҳисобида	$6,5 \cdot 10^{-2}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-5}$	—

Галогенларнинг ҳиди жуда ўткир бўлади. Ҳагто оз миқдордаги галоген билан нафас олиш ҳам нафас йўллариининг қаттиқ таъсирланишига, томоқ билан бурун шилимшиқ қаватининг яллиғланишига ва организмнинг оғир заҳарланишига сабаб бўлади. Галогенлар сувда анча оз, лекин органик эритувчиларда анча яхши эрийди. Галогенларнинг органик эритувчиларда яхши эриши хусусиятидан уларни эритмалардан ажратиб олишда фойдаланилади.

Галогенлар типик металлмаслар бўлиб, уларнинг хоссалари фтордан йодга томон маълум қонуният билан ўзгаради.

### 84-§. Фтор

Унинг атом массаси 18,9984, тартиб номери  $Z = 9$ , изотопининг масса сони 19 га тенг. Энг катта электроманфийликни намоён қилувчи элемент. Фторнинг табиатда энг кўп учрайди-

ган минераллари: кальций флюорит  $\text{CaF}_2$  (плавик штат), криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  ва фторалатитлар  $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$  дир.

Фторни эркин ҳолда ажратиб олиш жуда қийин. Шунинг учун фтор олиш учун  $217^\circ\text{C}$  да суюқланидиган  $\text{KF}\cdot\text{HF}$  дан ёки  $72^\circ\text{C}$  да суюқланидиган  $\text{KF}\cdot 2\text{HF}$  таркибли туздан фойдаланилади. Бунинг учун платина идиш ўрнида никель ва мис металлларнинг қотишмаларидан ясалган идишлар қўлланилади. Анод сифатида графит ишлатилади.

Фтор ўткир ҳидли газ, унинг ҳавога нисбатан зичлиги 1,32 га эркин фтор  $\text{F}_2$  молекулалардан иборат. Фторни сувда эришиб бўлмайди, чунки у сув билан шиддатли реакцияга киришади:



Фтор водород билан ҳатто қоронғида ҳам портлаб бирикади:



Фтор барча металллар ва кўпгина металлмаслар билан одатдаги шароитда бирикиб, кўп иссиқлик чиқаради. Қўрғошин, никель ва миснинг сирти фтор атмосферасида  $100^\circ\text{C}$  даёқ металл фторидлари қавати билан қопланади, натижада металлнинг қолган қисми фтор таъсиридан сақланади. Бу металллар фтор олишда керак бўладиган аппаратларни ясаш учун ишлатилади. Фтор билан бириккан элементлар кўпинча максимал валентликни намоён қилади, масалан,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{JF}_7$ ,  $\text{OsF}_8$  ва ҳоказо

**Водород фторид.** Фтор билан водород бирикмаси водород фторид  $\text{HF}$  дир. У  $\text{CaF}_2$  га концентрланган сульфат кислотани таъсир эттириш йўли билан олинади:



Водород фторид ўткир қўланса ҳидли, рангсиз газ, унинг суюқланиш температураси  $-83^\circ\text{C}$  га, қайнаш температураси  $-19,5^\circ\text{C}$  га тенг. У сувда яхши эрийди ва ҳавода тутайди. Водород фторид қутбли молекулалардан иборат бўлганлигидан суюқ ва қаттиқ ҳолатда ҳам кучли ассоциланган бўлади.  $\text{HF}$  молекулалари водород боғланиш орқали ўзаро бирикиб,  $(\text{HF})_x$  ни ҳосил қилади ( $x = 2$  дан 8 гача бўлиши мумкин).  $90^\circ\text{C}$  дан юқорида водород фторид якка-якка молекулалардан иборат бўлади.

Водород фторид сувда яхши эриб, 40% ли плавик кислотани ҳосил қилади, бу кислота ички ва ташқи сиртлари парафин билан қопланган шиша идишларда сақланади.  $\text{HF}$  сувдан бошқа эритувчиларда ёмон эрийди, агар қўлга томса, узок вақт тузалмайдиган яра ҳосил қилади. Плавик кислота хлорид кислотага қараганда жуда ҳам кучсиз. У олтин ва платинадан ташқари бошқа кўпгина металлларни ҳам ўзида эритади, қўрғошиннинг эса фақат сиртига таъсир этади. Шиша гаркибидаги  $\text{SiO}_2$  плавик кислотада эриб, газ ҳолатдаги кремний (IV)-фторидни ҳосил қилади:



$\text{SiF}_4$  водород фторид билан реакцияга киришиб, водород гексафторосиликат кислотани ҳосил қилади:  $2\text{HF} + \text{SiF}_4 = \text{H}_2\text{SiF}_6$ .

Плавик кислотанинг тузлари  $\text{NaF}$ ,  $\text{KF}$  ва  $\text{CaF}_2$  сувда ёмон,  $\text{AgF}$  эса яхши эрийди. Темир, алюминий, хром каби металлларнинг фторидлари ишқорий металлларнинг фторидлари билан комплекс тузларни ҳосил қилади ( $\text{KCrF}_4$  ва ҳоказо). Оғир металлларнинг фторидлари учувчан бўлади.

Одам организми керакли фторни сувдан олади (фторнинг сувдаги нормаси 1 мг/л). Агар киши организмда фтор етишмаса ёки керагидан ортиқ бўлса, тиш бузила бошлайди ва суякларга зарар етади.

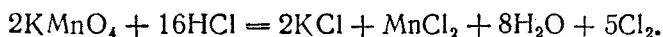
Фтор углеводородларнинг баъзи қимматбаҳо фторли ҳосилаларини, масалан, юқори температурага чидамли сурков мойлари, кимёвий реагентларга бардош берадиган пластмасса (тефлон олишда ишлатилади. Фторид кислота тузлари фторидлар деб аталади. Кальций фторид металлургияда флюс сифатида ишлатилади, эмаль таркибига киради, ундан оптикада фойдаланилади, кўпгина фторидлар турли соҳаларда кенг кўламда ишлатилади.

## 85-§. Хлор

Хлорнинг атом массаси 35,453 ( $Z = 17$ ) га тенг, унинг табиий изотоплари:  $^{35}_{17}\text{Cl}$  (75,53%) ва  $^{37}_{17}\text{Cl}$  (24,47%). Хлорнинг нисбий электроманфийлиги  $\text{НЭМ} = 3$  га тенг, у кучли оксидловчи. Хлорнинг табиатда кенг тарқалган бирикмалари  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KCl}$  денгиз ва кўл сувларида эриган ҳолатда учрайди. Қаттиқ ҳолатда улар конларда учрайди. Ош тузи  $\text{NaCl}$  саноат учун зарур хом ашёдир. Унинг уюмлари Германия, Урал, Сибирь, Кавказ, АҚШ, Ўрта Осиёда учрайди. Океан сувида 2,5%, Эльтон ва Боскунчак кўллари сувида 26% гача ош тузи бўлади. Бундан ташқари, апагитлар  $\text{Ca}_5\text{Cl}(\text{PO}_4)_3$  таркибида ва инсон организмда хлор бўлади.

Техникада хлор ош тузининг концентрланган эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинади. Бунда кўпинча натрий гидроксид чиқади. Содир бўладиган реакция қуйидаги тенглама билан ифодаланади:  $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$ , анодда  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$ , катодда  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$ . Натрий гидроксид эритмада қолади, электролиз вақтида чиқадиган маҳсулотлар ўзаро реакцияга киришмаслиги учун анод фазаси катод фазасидан диафрагма билан ажратилади.

Лабораторияда хлор, асосан, концентрланган хлорид кислотага оксидловчилар ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) таъсир эттириш йўли билан олинади:

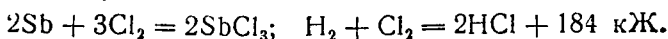


Хлор бўғувчи ўткир ҳидли газ, ундан кўпроқ нафас олган киши ўлади. Уя температурасида бир ҳажм сувда (1 атм. да)

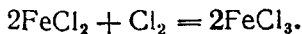


2,3 ҳажм хлор эриб, „хлорли сув“ ни ҳосил қилади. Хлор ҳаводан 2,5 марта оғир бўлгани учун ош тузининг тўйинган эритмаси остига йиғилади, чунки хлор унда эримайди.

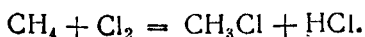
Хлор кучли оксидловчи, кўпчилик металлмаслар ва металлар билан бирикади:



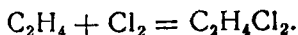
Хлор мураккаб моддаларни ҳам яхши оксидлайди:



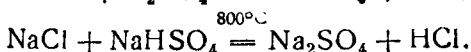
Хлор тўйинган углеводородларга таъсир этганда бир атоми водородга алмашилиб, иккинчи атоми шу водородга бирикиб олади:



Тўйинмаган углеводородларга таъсир этганда эса тўғридан-тўғри бирикиб олади:

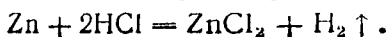


**Водород хлорид** Водород хлорид водород билан хлор аралашмасига қуёш нури таъсирида ёки бу аралашмани ёқиш орқали олиш мумкин:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ . Бу реакция фотохимёвий реакция бўлиб, занжир механизмига эга. Агар бирор сабаб билан „занжир“ узилмаса, реакция хлор ва водороднинг ҳаммаси тугагунча давом этади. Шунинг учун бундай реакциялар *занжир реакциялар* дейилади Техникада водород хлорид асосан водород билан хлордан синтез қилинади. Бунинг учун кваридан ясалган махсус аппаратларда хлор атмосфера-сида водород ёндирилади. Ҳосил бўлган водород хлорид кислотага чидамли адсорбцион камераларда сувга ютирилади, бунда концентранган (34% га яқин) хлорид кислота олинади. Водород хлорид олишнинг қадим замонлардан бери қўлланиб келинаётган усули ош тузига концентранган сульфат кислота таъсир эттиришдир:

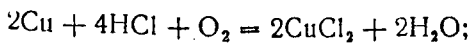


Ҳозирги вақтда водород хлорид органик моддаларни хлорлашда қўшимча маҳсулот сифатида кўп миқдорда ҳосил қилинмоқда

Водород хлорид одатдаги шароитда газ, — 84,9°C да қайнайди, унинг музлаш температураси — 114,8°C га тенг. 20°C да бир литр сувда 450 литр водород хлорид эрийди. Унинг сувдаги (37,29% ли) эритмаси кучли кислота бўлиб, хлорид кислота номи билан юритилади. Мегалларнинг электрохимёвий кучланиш қаторининг чап томонидаги металлар хлорид кислотадан водородни сиқиб чиқариб, туз ҳосил қилади:



Пассив металлларга хлорид кислота ҳаво кислороди иштирокида таъсир эта олади:

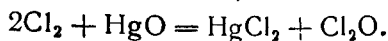


Хлорид кислота олтин ва платинани эрита олмайди.

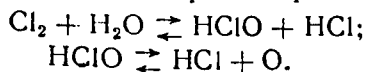
Хлорид кислотанинг тузлари бўлган хлоридларнинг кўпчилиги сувда яхши эрийди, лекин  $\text{AgCl}$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{TlCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$  сувда ёмон эрийди. Хлорид кислота сульфат ва нитрат кислоталар каби кучли анорганик кислота ҳисобланади.

### 86- §. Хлорнинг кислородли бирикмалари

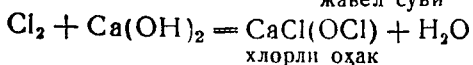
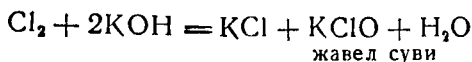
Хлор билан кислород бевосита бирикмайди, лекин билвосита йўллар билан хлорнинг оксидлари олинган:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$  [хлор (I)-оксид] қуруқ симоб (II)-оксидга  $0^\circ\text{C}$  да хлор юбориш йўли билан ҳосил қилинади:



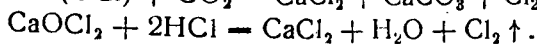
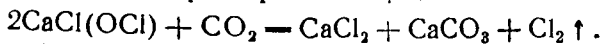
Хлор (I)-оксид қўнғир рангли, беқарор газ, портлайди. Сув билан бирикиб, гипохлорит кислота  $\text{HClO}$  ни ҳосил қилади. Гипохлорит кислота асосан хлорнинг гидролизи натижасида олинади ва парчланиб, атомар кислородни ҳосил қилади:



Ишқор эритмаларига хлор юборилса, гипохлоритлар ҳосил бўлади:



Хлорли оҳак ҳавода парчаланганда ва кислоталар билан реакцияга киришганда хлор ажралиб чиқади:

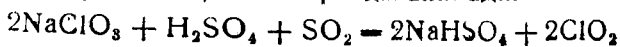


Хлорит кислота  $\text{HClO}_2$  фақат суюлтирилган сувли эритмаларда мавжуд, у кучли оксидланиш хоссасига эга. Унинг тузлари рангсиз моддалар бўлиб, ( $\text{AgClO}_2$ ,  $\text{Pb(ClO}_2)_2$  дан бошқа) сувда яхши эрийди.

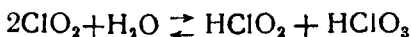
Хлоритлар қиздирилганда ёки зарб таъсиридан кучли портлайди:



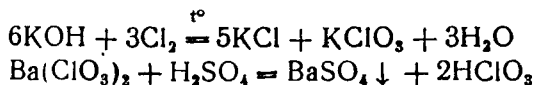
Хлор (IV)-оксид ўткир ҳидли, сарғиш-яшил тусли, ўз-ўзидан портлайдиган газ. Уни техникада олиш учун сульфит ангидриддан қайтарувчи сифатида фойдаланилади:



Хлор (IV)-оксид сув таъсирида хлорит ва хлорат кислота эритмаларини ҳосил қилади:

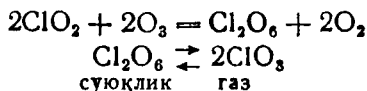


Хлор (V)-оксид олинган эмас, лекин хлорат кислота ва унинг тузи олинган:

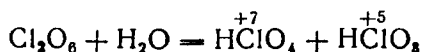


Хлоратлар одатлаги шароитда барқарор, сувда яхши эрийди, катализатор иштирокида қиздирилса, кислород ажратиб парчаланаяди, бирданига қаттиқ қиздириб юборилса, портлайди.  $\text{KClO}_3$  ва  $\text{NaClO}_3$  калий хлорид ҳамда натрий хлоридларни қайноқ эритмаларини электролиз қилиш йўли билан олинади. Хлоратлар деярли кучли оксидловчилар бўлганлигидан қайтарувчилар билан портловчи аралашмаларни ҳосил қилади.

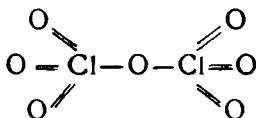
Суюлтирилган  $\text{ClO}_2$  га  $0^\circ\text{C}$  да озон таъсир эттириш билан хлор (VI)-оксид олинади:



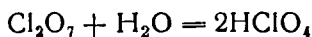
$\text{Cl}_2\text{O}_6$  га мувофиқ кислота йўқ, аммо у сув билан бирикканда перхлорат ва хлорат кислотани ҳосил қилади:



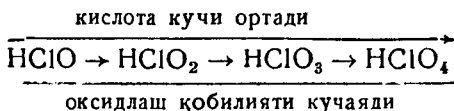
Перхлорат ангидриднинг тузилиши:



Хлор (VII)-оксид рангсиз мойсимон суюқлик, силкитиш ёки урилиш таъсирида портлайди ва сув билан бирикиб, кислота ҳосил қилади:



Хлорнинг кислородли кислоталарининг баъзи муҳим хоссалари маълум қонуният билан ўзгаради. У кислоталарда хлорнинг валентлиги ортиши билан кислоталарнинг кучи ҳам ортиб боради:



кислоталарнинг тузларида гипохлоритдан бошлаб барқарорлик ортиб боради

Хлор кимё ва металлургия саноатида кучли оксидловчи сифатида, ичимлик сувларни микроблардан тозалашда, хлорид кислота олишда, қишлоқ хўжалиги зараркунандаларига қарши препаратлар тайёрлашда, дори ва бўёқ моддалар синтез қилишда ишлатилади. Шунингдек гипохлоритдан тўқимачилик ва қоғоз саноатида оқартирувчи модда сифатида фойдаланилади. Хлорид кислота техникада металл хлоридлар олишда, тиббиётда эса 0,4% ли эритмаси ишлатилади.

Хлоридлар саноатнинг турли соҳаларида, лабораторияда, тиббиётда ва қишлоқ хўжалигида кўп ишлатилади. NaCl хлорид кислота, натрий гидроксид, сода, совунгарлик ва натрийнинг бошқа бирикмаларини олишда ишлатилади. Калий ва аммоний хлоридлар қишлоқ хўжалигида ўғит сифатида кўп ишлатилади. Кальций хлорид сувга ўч бўлганлиги учун моддаларни қуритишда,  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  қишлоқ хўжалигида зараркунандаларга қарши курашишда,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  ва  $\text{HgCl}_2$  тиббиётда,  $\text{AgCl}$  фотографияда ишлатилади.  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  дан пахта ва каноп иплардан тўқилган материалларни ва қоғозни оқартиришда, дезинфекция ва дегазация ишларида фойдаланилади.  $\text{KClO}_3$  гугурт саноатида, тиббиётда, тоғ ишларида ишлатиладиган баъзи портловчи моддалар, баъзи бўёқлар ва сигнал ракеталарини тайёрлашда қўлланилади. Бу ишларда унинг портлаш ва оксидлаш хоссалари аҳамиятга эгадир.

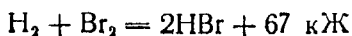
## 87-§ Бром

Бромнинг атом массаси 79,904 ( $Z = 35$ ) га тенг. Унинг 2 та табиий изотопи мавжуд:  $^{79}_{35}\text{Br}$  (50,5%) ва  $^{81}_{35}\text{Br}$  (49,5%). Бром туз конларининг устки қаватида карналит  $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ҳолида, денгиз суви ва туз конларида  $\text{NaBr}$  ва  $\text{KBr}$  ҳолида, баъзи нефть конларидан чиқадиган сувларда учрайди. Бром ўсимлик ва ҳайвон организмида учрайдиган баъзи моддалар таркибига ҳам киради. Чортоқ минерал сувида ҳам бром бор. Бром олишнинг энг арзон усули бромидларга хлор таъсир эттиришдир:



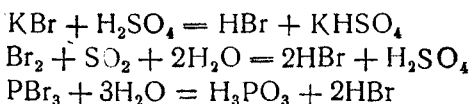
Бром бирикмалари калий тузлари конидан, денгиз сувидан, кўл сувидан, нефть бурғ қудуқлари сувидан олинади.

Бром одатдаги шароитда қизил-қўнғир рангли суюқлик, унинг буғлари ўткир бўғувчи, ёқимсиз ҳидлидир. Суюқ бром терига тегса, қийин тузаладиган яра ҳосил қилади. Бром хлороформ ва углерод (IV)-сульфидда яхши эрийди, сувдаги эритмаси (бромли сув) кимё лабораторияларида ишлатилади. Бромнинг электронга мойиллиги хлорникидан кичик, водород билан қиздирилганда ёки катализатор иштирокида реакцияга киришади:

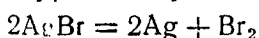


Бром одатдаги шароитда фосфор, мишьяк, сурьма ва баъзи металллар билан бевосита бирика олади.

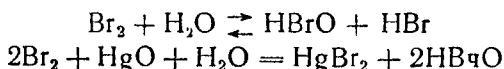
Водород бромид водород билан бромнинг бевосита бирикишидан ҳосил бўлади, шунингдек калий бромидга сульфат кислота, бромга сульфит ангидрид,  $PBr_3$  га сув таъсир эттириб олинади:



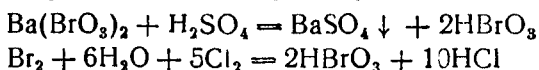
Водород бромид рангсиз газ, ҳавода тутайди, қўланса бўғувчи хиди бор. Бром сувда яхши эрийди, унинг сувдаги эритмаси бромид кислота деб аталади. Бромидлар сувда яхши эрийди, фақат баъзи оғир металлларнинг тузлари ( $AgBr$ ,  $PbBr_2$ ) сувда оз эрийди. Улар қуёш нури таъсирида парчаланadi:



Бром оксидлари қийин ҳосил бўладиган ва ниҳоятда беқарор моддалардир. Бромнинг бром диоксид  $BrO_2$ , дибром оксид  $Br_2O$  ва бром триоксид  $BrO_3$  каби оксидлари олинган Бромни кислотадли кислоталари:  $HBrO$  гипобромит ва  $HBrO_3$  броматдир. Гипобромит кислота бромнинг сув таъсирида парчланишидан, системадан  $HBr$  ни йўқотиш учун унга симоб (II)- оксид қўшиш билан олинади:



Бромат кислота барий броматга суюлтирилган сульфат кислота таъсирида ва бромли сувга хлор юборилганда олинади:



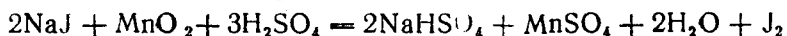
Бромат кислота деярли ишлатилмайди, лекин унинг тузлари оксидловчи сифатида қўлланади.

Бром турли органик ва анорганик бирикмалар тайёрлашда, тиббиётда баъзи дорилар (бромурал) ни тайёрлашда, антидетонатор ишлаб чиқаришда, бромли сув эса оксидловчи сифатида ишлатилади. Ишқорий металлларнинг тузлари тиббиётда, кумуш бромид фото ва кино саноатида ишлатилади.

## 88-§. Йод

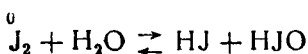
Йоднинг атом массаси 126,904 ( $Z = 53$ ) га тенг, унинг 1 та барқарор изотопи  $^{127}_{53}J$  бор. Йод табиатда бром билан бирга учрайди. Чили селитраси конларида анчагина миқдорда йод учрайди. Шу сабабли Чили селитраси конлари яқин вақтларга қадар йод олиш учун асосий манба ҳисобланиб келинди. Йод тарқоқ элементлар жумласига киради. Йод бирикмалари орга-

низмда модда алмашинувини йўлга солиб туради, йод етишма-са эндемик бўқоқ деб аталадиган касаллик вужудга келади. Йод бирикмалари жуда оз миқдорда денгиз сувда учрайди, денгизда ўсадиган баъзи сув ўтлари (денгиз карами—ламинария) йод тузларини ўзида тўплайди. Кучли бўрон вақтларидаги сув тўлқинлари бу ўтларни қирғоққа чиқариб ташлайди, ўтлар қуришиб ёқилади, уларнинг кулидан 2% га қадар йод тузлари олинади. Кул таркибидаги йод хлор таъсирида сиқиб чиқарилади, кейинги йилларда баъзи нефть ва минерал сувлар йод олиш учун манбаъ бўлиб қолди. NaJ ва MnO<sub>2</sub> га сульфат кислотани таъсир эттириб, йод олинади:

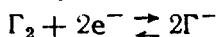


Ишлаб чиқаришда олинadиган йод унча тоза бўлмайди. Йодни тозалаш унинг сублиматланиш хоссасига асосланган.

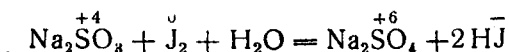
Тоза йод қўнғир тусли ромбик шаклдаги металл ялтироқлигига эга бўлган кристалл, яхши буғланадиган модда. Йод сувда жуда оз эрийди ва сувда эриганда унинг оксидланиш даражаси ўзгаради:



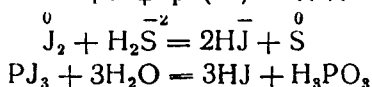
Йод молекулалари қутбсиз бўлганлиги учун органик эритувчиларда яхши эрийди. Агар сувга KJ ёки HJ қўшилса, ундай сувда йод яхши эрийди, чунки KJ<sub>3</sub>(HJ<sub>3</sub>) таркибли комплекс бирикма ҳосил бўлади. Йод крахмалга таъсир этганда уни тўқ кўк рангга киритади. Кимёвий жиҳатдан йод оксидловчилар жумласига киради, лекин унинг оксидлаш хоссаси хлор ва бромга нисбатан кучсизроқ ифодаланган. F — Cl — Br — J — At қаторда чапдан ўнгга томон электронга мойиллик ва оксидланиш потенциали камай боради:



Йод олтингургурт, фосфор, темир, симоб ва бошқа кўпгина металллар билан бевосита бирика олади, мураккаб ионларни оксидлайди:

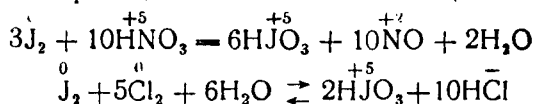


Водород йодид водород билан йодни юқори температурада бирикишидан ҳосил бўлади ва бу реакцияда катализатор (Pt) иштирок этади:  $\text{H}_2 + \text{J}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} 2\text{HJ} - 52 \text{ кЖ}$ . Водород йодиднинг сувдаги эритмасини олиш учун йод кукунига водород сульфид таъсир эттирилади ёки фосфор (III)-йодид гидролизланади:



Водород йодид сувда яхши эрийдиган рангсиз газ, сувда эриб йодид кислотани ҳосил қилади. Ишқорий, ишқорий-ер металллар ва кўпчилик бошқа металлларнинг йодидлари сувда яхши

эрийди.  $\text{AgJ}$  ёмон,  $\text{PbJ}_2$  эса совуқ сувда кам эрийди. Йоднинг оксидларидан йод (I)-оксид ва йод (V)-оксид маълум бўлиб, гипойодит  $\text{HJO}$  ва йодат кислота  $\text{HJO}_3$  лар уларнинг гидратларидир. Гипойодит кислота ва унинг тузлари жуда беқарор моддалар бўлиб, осонлик билан йодагларни ҳосил қилади. Йодат кислотани олиш учун йодга нитрат кислота ёки хлорли сув таъсир эттирилади:

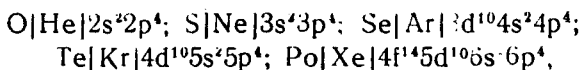


Йодат кислотанинг тузлари ёнувчи моддалар билан аралаштирилганда ташқи куч таъсирида портлайди.

Йод турли йод бирикмаларини тайёрлашда, унинг спиртдаги эритмалари эса тиббиётда антисептик модда сифатида ишлатилади.

### XI БОБ. VI ГРУППАНИНГ БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Элементлар даврий системасининг VI группа элементлари икки группачага — асосий ва ёнаки группачага бўлинади. Асосий группачага кислород, олтингугурт, селен, теллур ва полоний элементлари киради. Бош группача элементларининг сиртки электрон қаватларида, яъни s- ва p-орбиталларида 6 тадан электронлар бўлиб, атомларининг электрон тузилиши қуйидагича:



Бош группача элементлари сиртки қаватларини барқарор ҳолга келтириш учун улар фақат 2 тадан электрон қабул қилиб, манфий икки валентли бўлади. Бу элементларнинг металлмаслик хоссалари галогенларникидан заифроқ, оксидланиш даражаси +6, +4 ва -2 га тенг.

10. Ҳаҷвал

#### Кислород группаси элементларининг айрим хоссалари

Элементларининг айрим хоссалари	кислород	олтингугурт	селен	теллур
Солиштирма оғирлиги (зичлиги), г/см <sup>3</sup>	1,2 (суюқ)	2,07 (ромб)	4,81	6,24
Атомнинг ионланиш энергияси, эВ	13,62	10,36	9,75	9,01
Атомнинг радиуси, нм ҳисобида	0,066	0,104	0,117	0,137
Ионнинг радиуси, нм ҳисобида	0,136	0,182	0,193	0,193
Суюқланиш температураси, °С	-218,8	119,3 (монокл.)	217 (тригон.)	449,8
Қайнаш температураси, °С	-183,0	444,6	685	990

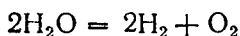
S, Se, Te элементларнинг гидридлари  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$  қайтарувчи моддалар бўлиб, уларнинг қайтарувчанлик ва кислоталик хоссалари чапдан ўнгга ўтган сайин кучайиб боради. Бу элементларнинг +6 валентлигига мувофиқ келадиган гидроксидларида  $H_2SO_4$ ,  $H_2SeO_4$ ,  $H_6TeO_6$  марказий ионнинг координацион сони ва ионлар радиуси чапдан ўнгга қараб катталашиб боради.  $Te \xrightarrow{+6} Se \xrightarrow{+6} S \xrightarrow{+6}$  қаторда кислоталик хоссаси чапдан ўнгга кучайиб боради. Бу элементларнинг +4 валентли ҳолатига мувофиқ келадиган гидроксидлари ( $H_2EO_3$ ) ўртача кучдаги кислоталардир.

## 89- §. Кислород

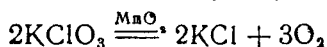
Кислороднинг атом массаси 15,9994 ( $Z=8$ ) га тенг. У учта стабил изотопдан ташкил топган:  $^{16}O$  (99,76%),  $^{17}O$  (0,04%) ва  $^{18}O$  (0,20%). Кислороднинг электроманфийлиги фтордан кейинги ( $\text{НЭМ}=-3,5$ ) ўринда туради.

Кислород табиатда эркин ва бирикмалар ҳолида учрайди. Ер қобиғининг тахминан ярмисини ташкил этади. Ҳавонинг масса жиҳатидан 23,2% ини, ҳажм жиҳатидан эса 20,9% ини ташкил этади. Сувнинг 88,89% ини кислород ташкил этади. Кислород тупроқ, қум, турли тоғ жинслари, ўсимлик ва ҳайвон юдам гавдасининг 65% и) организмдаги оқсиллар, углеводлар, ёғлар таркибига киради. Ёниш ва нафас олиш жараёнларида кислород иштирок этади.

Кимё саноатида кислород кўпинча ҳаводан олинади. Кислородни ҳаводан олиш анча арзонга тушади. Бунинг учун ҳаво юқори босимда сиқилиб, суюқ ҳолатга ўтказилади, суюқ ҳаво таркибида 55% кислород, 44% азот ва 2% аргон бўлиб, суюқ ҳаводан аввал азот, сўнг кислород буғлатиб олинади. Бу усулда олинган кислород таркибига озроқ азот ва инерт газлар аралашган бўлади. Кислородни сувдан электролиз қилиб, катодда водород, анодда эса кислород ажратиб олинади. Техникада тоза кислород ва тоза водород электролиз усули билан олинади:



Лабораторияда кислород  $KClO_3$ ,  $KMnO_4$ ,  $KNO_3$  каби кислородга бой моддаларни қиздириш йўли билан олинади. Калий хлорат ( $KClO_3$ )  $500^\circ C$  да парчаланadi. агар унга 10:1 нисбатда марганец (IV)-оксид аралаштирилса, у  $150^\circ C$  да термик парчаланadi, бу ерда  $MnO_2$  катализатор сифатида таъсир этади:



Кислород рангсиз ва ҳидсиз газ. Нормал шароитда 1 л кислород 1,43г келади, 100 ҳажм сувда  $0^\circ C$  да 5,  $20^\circ C$  да 3 ҳажм кислород эрийди. Кислороднинг сувда эрувчанлиги азотникидан ортиқ, шунинг учун сувда кислород миқдори азот миқдоридан



кўпроқ бўлади. Сувда эриган кислород миқдори сувда яшайдиган ҳайвонларнинг ҳаёт кечирishi учун етарлидир. Суяқ ва қаттиқ кислород кўкимтир тусда бўлиб, магнитга тортилади. Кислород икки аллотропик шакл ўзгаришга эга:  $O_2$  ва озон  $O_3$ .

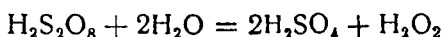
Кислород одатда и шароитда пассив, лекин қиздирилганда ва катализатор иштирокида деярли ҳамма элементлар билан бирикади. S, P, Na ва ҳатто темир ҳам кислородда ҳаводаги-га нисбатан анча равшан ёнади. Ҳаводаги кислород таъсиридан металллар занглайди, органик моддалар чирийди. Моддаларнинг кислород билан тез бирикиши ёниш, секин бирикиши эса оксидланиш деб аталади. Ёниш иссиқлик ва ёруғлик чиқариш билан борадиган тез оксидланиш жараёнидир. Одатда моддани ёндиришда у алангаланиш температурасига қадар қиздирилади, алангаланиш жараёни моддаларда турли температураларда содир бўлади: фосфор  $50^\circ C$ , ёғоч  $270^\circ C$ , кўмир  $350^\circ C$ , магний  $800^\circ C$ ,  $2H_2 + O_2$  аралашмаси  $700^\circ C$  да алангаланади.

Кислород ҳаётда ғоят муҳим роль ўйнайди. Катта ёшлаги киши нафас олганда бир кунда 580 л кислород олади. Нафас олинганда ҳаво таркибидаги кислород ўпкада қоннинг гемоглобини билан бирикиб, оксигемоглобинни ҳосил қилади. Организмда кислород (артериал қондаги) оксигемоглобиндан осон ажралиб, органик моддаларни оксидлайди ва гемоглобин вена қони таркибида ўпкага қайтади. Одам нафас олганда ҳаводан тахминан 21%  $O_2$ , 0,03%  $CO_2$ , 78,97%  $N_2$  (ҳажми бўйича) ютали. Нафас чиқарганда 16%  $O_2$ , 5,03%  $CO_2$ , 78,97%  $N_2$  чиқаради. Кислороднинг нобуд бўлган ўсимлик ҳамда ҳайвонларнинг чиришида ҳам аҳамияти кам эмас. Бунда мураккаб органик моддалар анча оддийроқ моддаларга ( $CO_2$ ,  $H_2O$ ,  $N_2$ ) айланади, оддийроқ моддалар эса моддаларнинг табиатда айланиш жараёнида яна иштирок этади. Техникада юқори температура ҳосил қилишда, кимёвий жараёнларни тезлатишда, кўмирни ер остида газга айлантиришда ва тиббиётда ишлатилади. Суяқ кислороднинг кўмир кукуни, ёғоч кукуни, мой ёки бошқа ёнувчи моддалар билан аралашмаси кучли портлайди, шунинг учун ундай аралашмалардан портлатиш ишларида фойдаланилади.

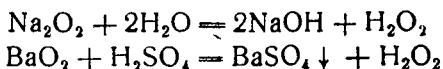
Кислороднинг бошқа элементлар билан бирикишидан ҳосил бўладиган маҳсулотлар *оксидлар* деб аталади. Одатдаги температурада оксидларнинг кўпчилиги қаттиқ моддалардир, жуда озчилиги газ моддалар бўлиб, баъзиларигина суяқ бўлади. Оксидларнинг кўпчилиги сув билан бевосита бирикиб, гидроксидларни ҳосил қилади. Гидроксидларнинг баъзилари кислота, баъзилари асос, баъзилари эса амфотер хоссга эга.

Пероксидлар деб аталадиган оксидларда кислород атомлари бошқа атомлар билангина эмас, балки ўзаро ҳам боғланган бўлади. Пероксидлар жуда кучсиз киселога, яъни водород пероксиднинг тузларидир. Водород пероксид  $H_2O_2$  икки атом водороднинг икки атом кислород билан бирикишидан ҳосил бў-

лади. Техникада  $\text{H}_2\text{O}_2$  сульфат кислотанинг 50% ли эритмасини электролиз қилиш билан олинади. Бунда аввал персульфат кислота  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  ҳосил бўлади, сўнгра у сув таъсирида парчаланди:

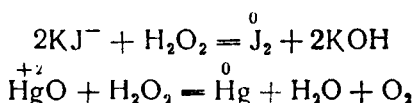


Лабораторияларда  $\text{H}_2\text{O}_2$  ишқорий ёки ишқорий-ер металлари-нинг пероксидларига сув ёки суолтирилган кислотани таъсир эттириш йўли билан олинади:



Водород пероксид рангсиз суюқликдир. Унинг қотиш ва қайнаш температуралари  $t_{\text{қот.}} = -0,43^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{қайн.}} = 151^\circ\text{C}$ ; Водород пероксиднинг сол. массаси 1,46 га тенг, у сув билан яхши аралашади.  $\text{H}_2\text{O}_2$  ғоят беқарор бўлиб, портлаб парчаланди. Бошқа кислоталар каби  $\text{H}_2\text{O}_2$  ҳам асослар билан реакцияга киришиб, туз ҳосил қилади ( $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2 \dots$ ).

Водород пероксид оксидлаш ва қайтариш хоссаларини намоён қилади:



Водород пероксиднинг эитмалари ипак ва мўйна буюмларни оқартиришда, тиббиётда эса дезинфекцияловчи модда сифатида ишлатилади. Реактив двигателларда ва сув ости кемаларида бензин, спирт каби ёқилғиларни ёндириш учун  $\text{H}_2\text{O}_2$  ни 85—100% ли эритмалари оксидловчи сифатида қўлланилади.

Ҳаво Ер шари газ қобиғини ташкил этади ва атмосфера деб аталади. Атмосфера тахминан уч қисмга: тропосфера (10—15 км), стратосфера (15—80 км) ва ионосфера (80—1300 км) га бўлинади. Техниканинг сўнгги йиллардаги тараққиёти натижасида юқори қатламлардаги ҳавонинг босими, зичлиги, температураси, таркиби, турли электромагнит хусусиятлари, шунингдек, қуёшдан ва юлдузлардан келаётган космик нурлар ҳақидақўпгина маълумот тўпланди. Ҳаво бир неча хил газнинг аралашмасидан иборат: 78,97%  $\text{N}_2$ , 21%  $\text{O}_2$ , 0,93%  $\text{Ar}$ , 0,03%  $\text{CO}_2$ , 0,5—4% сув буғи.

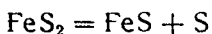
Тоза ҳаво тиниқ, рангсиз, ҳидсиз, қалинроқ қатлами зангори тусли газдир. Нормал шароитда 1 л ҳаво 1,293 г келади. Ҳавони суюқ ҳолатга келтириш учун компрессорда 200 атм босимда сиқилади ва кейин бирдан 1 атм гача кенгайтирилади, натижада ҳаво совийди, бу жараён бир неча марта такрорлангач, ҳаво суюқ ҳолатга ўтади. Ҳаво инсон ва ҳайвонлар ҳаёти учун зарурдир. Атмосфера ҳавосининг тозалиги учун курашувчи комитет мавжуддир. «ислород, азот ва карбонат ангидриднинг табиатда айланиши натижасида ҳаво таркиби анча турғун

қолатда сақланади. Ҳаво битмас-туганмас хом ашё манбаи бўлиб, ундан кислород, азот ва инерт газлар олинади. Азотдан кўплаб минерал ўғитлар ишлаб чиқаришда фойдаланилади.

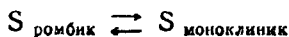
### 90- §. Олтингугурт

Олтингугуртнинг атом массаси 32,064 ( $Z = 16$ ) га тенг, унинг табиий изотопларининг масса сонлари 32; 33; 36 га тенг. У прўстлогининг 0,04% ини ташкил этади. Океан ва денгиз сувларида 0,09%, ўсимлик ва ҳайвон организмидаги оксил таркибида 0,8 — 2,4%, тошкўмирда 1—2% олтингугурт бўлади. Олтингугурт табиатда эркин (туғма) ва бирикмалар (сульфидлар ва сульфатлар) ҳолида учрайди. Унинг бирикмалари нефть конларида ва шифобахш сувларда учрайди. Олтингугуртнинг энг катта конлари Туркменистонда (Қорақум конлари) жойлашган. Яна олтингугуртнинг Ўзбекистонда, Волга бўйида, Кавказда, Керчь ярим оролида ва Қримда ҳам конлари бор. Олтингугурт бирикмалари баъзи минерал сувларда ҳам кўп учрайди (Сурхондарё вилоятидаги Жайронхона минерал сувида  $H_2S$  бор).

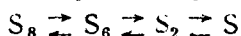
Агар олтингугурт кони у қадар чуқур бўлмаса, у шахта усулида қазиб олинади. Кўпинча туғма олтингугуртга ҳар хил тоғ жинслари, гипс ва тупроқ аралашган бўлиб, у суюқлантириш усули билан қўшимчалардан тозаланади. Олтингугуртни яхшироқ тозалаш учун махсус печларда қиздирилади ва унинг буғлари печ ёнидаги катта хоналарга бориб, у ерда совийди ва  $110^{\circ}C$  дан паст температурада сариқ тусли майин кукун кўринишида деворларга ўтириб қолади. Олтингугурт ажратиб олинadиган энг муҳим манба темир колчедани  $FeS_2$  ва таркибида мис, рух ва рангдор бошқа мегалларнинг олтингугуртли бирикмалари, яъни полиметалли рудалардир. Пиритдан олтингугуртни ажратиб олиш учун у шахта печида  $600^{\circ}C$  дан юқори температурада қиздирилади:



Олтингугурт бир неча аллотропик шаклда учрайди, улардан энг муҳими ромбик ва моноклиник модификациялардир. Ромбик олтингугуртнинг солиштирма мас аси 2,07 га. суюқланиш температураи  $112,8^{\circ}C$  га тенг. У  $95,5^{\circ}C$  дан паст температурада барқарор бўлиб, молекуласи  $S_8$  формулага мувофиқ келади. Бу олтингугурт октоэдрик олтингугурт деб аталади. Моноклиник олтингугуртнинг солиштирма массаси 1,96 га, суюқланиш температураси  $119,25^{\circ}C$  га тенг. Унинг молекуласи 8 атомдан иборат бўлиб, призматик олтингугурт деб аталади. Демак, ромбик ва моноклиник олтингугуртнинг формуласи бир хил, аммо кристаллар тузилиши турлича, шу сабабли уларнинг хоссалари ҳам турлича бўлади. Ромбик олтингугурт  $10^{\circ}C$  да узоқ тутиб турилса, моноклиник олтингугуртга айланади, бу айланиш  $95,5^{\circ}C$  да содир бўлади:



Суюклантирилган олтингугурт қизурилган сари аввал ҳаракатчан сариқ суюқликка, сўнг  $160^{\circ}\text{C}$  дан юқорида қўнғир тўсга кирази, сўнгра у қораяди ва  $19^{\circ}\text{C}$  атрофида қуюлиб қолади. Температура  $400^{\circ}\text{C}$  га яқинлашганда олтингугурт яна суюқ ҳолатга ўтади, аммо ранги тўқ ҳолича қолаверади ва  $444,6^{\circ}\text{C}$  да қайнаб қизғиш-сариқ буғ чиқа бошлайди. Буғ таркибида  $S_8$ ,  $S_6$ ,  $S_2$  молекулалар борлиги аниқланган. Температура кўтарилган сари молекулалари  $S_6$  га,  $S_2$  ( $900^{\circ}\text{C}$ ) га, сўнгра  $S$  ( $2000^{\circ}\text{C}$ ) га айланади. Олтингугуртда изомерия, полиморфизм ҳодисалари ҳам учрайди. Демак, олтингугурт молекулалари ва атоми орасида мувозанат мавжуд:



Температура ортиши билан мувозанат ўнгга силжиб, молекулалар диссоцилана бошлайди, температура пасайиши билан эса мувозанат чапга силжиб, молекулалар ассоцилана (полимерланади) бошлайди. Олтингугуртнинг ҳалқали ( $CS_2$  да эрийдиган  $S_8$ ) ва очиқ занжирли ( $CS_2$  да эримайдиган  $S_8$ ) тузилишда бўлиши олтингугуртдаги изомерия ҳодисасини кўрсатади. Олтингугуртнинг бир неча хил кристалл шаклда бўлиши полиморфизм ҳодисасидир.

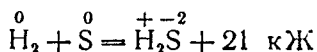
Олтингугурт сувда жуда оз эрийди, лекин органик эритувчиларда турли модификациялари турлича эрийди. Агар олтингугуртнинг спиртдаги эритмаси сувга қуйилса, коллоид олтингугурт ҳосил бўлади. Коллоид олтингугурт асосан аморф олтингугуртдан иборат. Олтингугуртнинг нисбий электроманфийлиги 2,5 га тенг. Олтингугурт инерт газлар, платина ва олтинлардан ташқари деярли барча элементлар билан реакцияга киришади, лекин унинг реакция қобилияти одатдаги шароитда фтор билан бирикади, иситилганда хлор, бром, кислород, фосфор, водород билан ва бошқа кўпгина металллар билан бирика олади. Олтингугуртнинг металллар билан ҳосил қилган бирикмалари *сульфидлар* деб аталади. Олтингугурт водород ва металллар билан ҳосил қилган бирикмаларида 2 электрон бириктириб олганидан манфий икки валентли, кислородли бирикмаларида мусбат ўрт ва мусбат олти валентли бўлади.

Олтингугурт халқ хўжалигида кўпишлатилади, айниқса каучукни резинага айлантириш жараёнида ишлатиладиган муҳим материалдир. Каучук жуда ёпишқоқ ва шаклини тез йўқотадиган модда бўлиб, иссиқда юмшаб, совуқда мўрт бўлиб қолади. Каучукка олтингугурт қўшиб,  $150-180^{\circ}$  да ишланса (вулканданса), каучукдан резина ҳосил бўлади. Каучук ҳавосиз жойда олтингугурт ва бошқа моддалар иштирокида қиз-

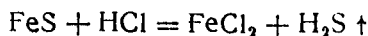
дирилса, каучук молекулалари  $\begin{array}{c} | \quad | \quad | \\ -C-S-C- \\ | \quad | \quad | \end{array}$  типдаги боғланишлар ("кўприklar") воситасида ўзаро боғланади („тикилади“). Вулканданса олтингугуртнинг кўп ёки оз қўшилишига

қараб, „майин“ ёки „қаттиқ“ (қаттиқ эбонит) маҳсулот ҳосил бўлади. Олтингугурт кўпгина синтетик полимерлар таркибига киради. Олтингугурт қишлоқ хўжалигида ток ва ғўзанинг зараркунандаларига қарши курашда, омборларни дезинфекциялашда, ҳайвонларнинг тери касалликларини даволашда, меваларни димлашда ва тиббиётда турли дорилар тайёрлашда ишлатилади. Шунингдек гугурт саноатида, қора порох, турли органик бўёқлар, мушаклар, углерод (IV)-сульфид ва бошқа кўпгина моддаларни тайёрлашда ҳам ишлатилади.

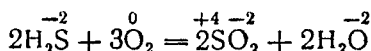
Водород сульфид  $H_2S$  табиатда кўпгина минерал сувлар, вулкан газлари таркибида учрайди, кўпгина органик моддаларнинг чиришидан ҳосил бўлади. Суюлтирилган олтингугурт устидан водород ўтказилса,  $H_2S$  ҳосил бўлади:



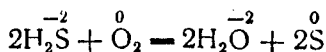
Амалда металл сульфидларига суюлтирилган кислоталарни таъсир эттириш йўли билан  $H_2S$  олинади.



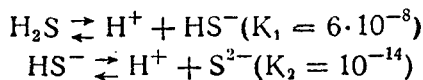
Водород сульфид рангсиз жуда заҳарли газ, ундан палағда тухум ҳиди келади, ҳаводан бир оз оғир —  $60,3^\circ C$  да суюқланиб,  $-85,6^\circ C$  да қотади. Водород сульфид ҳавода оч ҳаво ранг тусли аланга ҳосил қилиб ёнади, бунда сульфат ангидрид ва сув ҳосил бўлади:



Бу реакцияда агар температура пасайтирилса ёки кислород етишмаса, водород сульфид чала ёниб, эркин олтингугуртгача оксидланади:

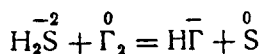


Водород сульфид ёнувчан модда бўлганлигидан унинг ҳаво билан аралашмаси портлайди, озгина водород сульфид аралашган ҳаво билан нафас олган киши қаттиқ заҳарланади. Сувда  $H_2S$  (1 ҳажм сувда 2,5 ҳажм  $H_2S$ ) эрийди.  $H_2S$  нинг сувдаги эритмаси кислоталарга хос бўлган барча хусусиятларга эга. Сульфид кислота жуда кучсиз, беқарор кислота, унинг 0,1 н ли эритмасининг диссоциланиши атиги 0,07% га тенг. Бу кислота икки негизли бўлиб, қуйидаги тенгламалар билан ифодаланади:



Табиатда органик моддаларнинг чириши натижасида доимо ҳосил бўлиб турадиган  $H_2S$  ҳавода тўпланмайди, ҳаво кислороди уни дарҳол оксидлаб, эркин олтингугуртга айлантиради.

Водород сульфидни галогенлар осон оксидлайди, натижада галогенид кислота ҳосил бўлади:

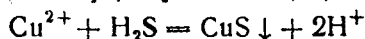
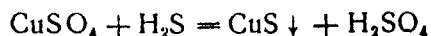


Умуман олганда, барча оксидловчилар, ҳатто нисбатан кучсизроқ оксидловчилар ҳам водород сульфидни тез оксидлаб, олтингугуртни ажратиб чиқаради. Демак, водород сульфид энг кучли қайтарувчилардан биридир.

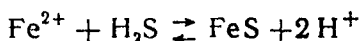
Сульфид кислотанинг тузлари сульфидлар деб аталади. Улар металллар билан олтингугуртни бевосита бирикишидан (реакция бошланиб кетиши учун бироз қиздириш керак) ҳосил бўлади. Бунда жуда кўп иссиқлик ажралиб чиқади:



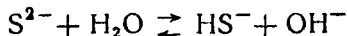
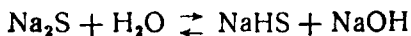
Кўпгина сульфидлар тегишли металлларнинг сувда эрийдиган тузларига водород сульфидни таъсир эттириш йўли билан олинади:



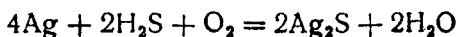
Агар  $\text{H}_2\text{S}$  ли сув темирнинг бирор тузи эритмасига қуйилса ҳеч қандай чўкма ҳосил бўлмайди, чунки  $\text{FeS}$  суюлтирилган кислоталарда эрийди. Водород сульфид билан темир тузлари орасида борадиган реакция қайтар бўлиб, мувозанат ҳолатига олиб келади:



$\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$  каби сульфидлар сувда эрийди. Аналитик кимёда металлларни уларнинг гузлари аралашмасидан бирин-кетин чўктириш учун сульфидларнинг эрувчанлиги орасидаги фарқдан фойдаланилади. Сульфидлар жуда кучсиз кислоталарнинг тузлари бўлгани учун гидролизланади:



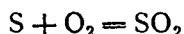
Кумуш ва мис буюмлар водород сульфидли сувда ёки ҳазода дарҳол қораяди:



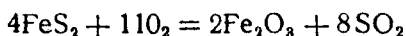
Бирор сульфиднинг ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) эритмасига олтингугурт қўшиб чайқатилса, олтингугурт эриб, эритма буғлатилгандан кейин чўкма ҳосил бўлади. Чўкманинг таркибида  $\text{Na}_2\text{S}$  дан ташқари таркиби  $\text{Na}_2\text{S}_2$  дан  $\text{Na}_2\text{S}_x$  гача ўзгариб турадиган бошқа бирикмалар ҳам бўлади. Бундай бирикмалар *полисульфидлар* деб аталади. Полисульфидлар қишлоқ хўжалик зараркунандаларига қарши курашда, тиббиётда ва бошқа соҳаларда ишлатилади.

## 91-§. Олтингургуртнинг оксид, кислота ва тузлари

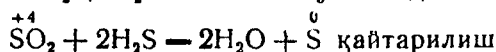
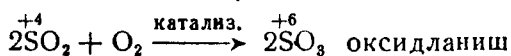
Олтингургуртнинг  $\text{SO}$ ,  $\text{SO}_2$  ва  $\text{SO}_3$  кислородли бирикмалари олинган. Олтингургурт  $360^\circ\text{C}$  да ёниб,  $\text{SO}_2$  сульфит ангидридни ҳосил қилади:



Сульфит ангидрид техникада  $\text{FeS}_2$  пиритни куйдириш йўли билан олинади:



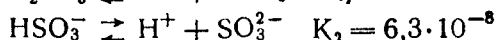
Олтингургурт (IV)-оксид рангсиз, ўткир ва қўланса ҳидли, заҳарли газ. У  $18^\circ\text{C}$  да 3 атм босим остида сиқилса суюқланади,  $-10^\circ\text{C}$  да қайнайди ва  $-73^\circ\text{C}$  да қотади  $\text{SO}_2$  оксидланиш ва қайтарилиш хоссаларига эга:



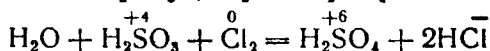
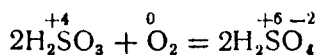
Суюқ  $\text{SO}_2$  буғланганда кўп иссиқлик ютилгани учун температура анча пасаяди, бу хоссаси туфайли  $\text{SO}_2$  совитгич машиналарида ишлатилади, у микроорганизмларни ўлдиради, шунинг учун у ҳўл меваларни димлаш, омборларни дезинфекциялаш, ҳайвон тери касалликларини даволашда саноатда ипак ва жун газламаларни оқартиришда энг кўп миқдорда сульфат кислота ишлаб чиқаришда ишлатилади. Сульфит ангидрид сувда яхши эриб, сульфит кислотани ҳосил қилади:



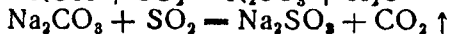
Сульфит кислота ўрта кучли беқарор, икки негизли кислота, у қуйидагича диссоциланади:



Сульфит кислота кислород ва галогенлар таъсирида оксидланиб, сульфат кислотани ҳосил қилади:

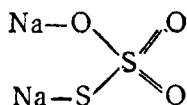


Сульфит кислотанинг тузлари — сульфитлар анча барқарор моддadir. Улар металл гидроксидлар ёки карбонатларга  $\text{SO}_2$  ни таъсир эттириб олинади:



Сульфит кислота икки қатор тузларни, яъни ўрта ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) ва нордон ( $\text{NaHSO}_3$ ) тузларни ҳосил қилади. Агарда  $\text{Na}_2\text{NO}_3$  нинг

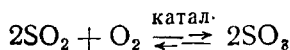
сувдаги эритмасига олтингургурт қўшиб қайнатилса ва ортиқча олтингургурт филтрлаб олинса, сўнгра суюқлик совитилса, эритмадан рангсиз тиниқ кристалл модда ажралиб чиқади. Бу модда тиосульфат кислота  $H_2S_2O_3$  нинг натрийли тузи  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  дир. Тиосульфат кислотани молекуласидаги бир атом кислород олтингургуртга ўрин алмашган сульфат кислота деб қараш мумкин:



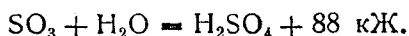
Натрий тиосульфат фотографияда (фиксаж сифатида) ишлатилади. Тўқимачилик ва қоғоз саноатида хлор билан оқартиришда қолдиқ хлорни йўқотиш учун ҳам ишлатилади, у хлорни бирикмага айлантиради:



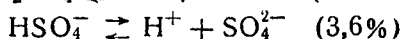
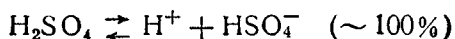
$SO_2$  нинг сувдаги эритмасидан  $H_2S$  ўтказилса, политионат кислоталар ҳ сил бўлади. Ундай кислоталарнинг умумий формуласи  $H_2S_xO_6$  га мувофиқ келади ( $x = 3 - 6$  гача). Одатдаги шароитда сульфит ангидриднинг кислород билан бевосита бирикиши ниҳоятда суст боради. Бу реакция юқори температура ва катализаторлар иштирокида анча тез ва осон боради:



Ҳосил бўлаётган сульфат ангидрид буғи ортиқча газлар билан биргаликда муз билан совитиб турилади.  $SO_3$  нинг суюқланиш температуруси  $16,8^\circ C$ , қайнаш температураси  $44,8^\circ C$  га тенг, у кучли оксидловчи, гигроскопик, сув билан шиддатли бирикиб сульфат кислота  $H_2SO_4$  ни ҳосил қилади:



Кимёвий тоза  $H_2SO_4$  рангсиз, оғир, мойсимон суюқлик, 100% ли  $H_2SO_4$   $10,5^\circ C$  да қотади, одагдаги  $H_2SO_4$  96% ли ( $d = 1,84$ ) бўлади. Концентрланган сульфат кислота сувга ўч модда бўлиб, сув билан аралаштирилганда кўп иссиқлик чиқаради. Шунинг учун кислотага сув қўшиб суюлтириш талаб қилинса, кислотани сувга оз-оздан қуйиш лозим, аммо сульфат кислотага сув қуйиш асло ярамайди. Сульфат кислота икки босқичда диссоциланади:

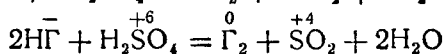
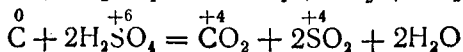
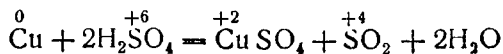


Диссоциланишнинг умумий қиймати  $(100 + 3,6) : 2 = 51,8$  га тўғри келади.  $H_2SO_4$  кучли кислотади, аммо у кислота кучи жиҳатидан галогенид кислоталардан кейинда туради.

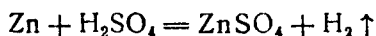
Концентрланган сульфат кислота моддаларга таъсир эгган-



да уларни оксидлаб, ўзи  $\text{SO}_2$ , S, ҳатто  $\text{H}_2\text{S}$  га қадар қайтарилади, кўпинча металл ва металлмасларни оксидлайди:



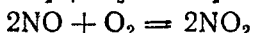
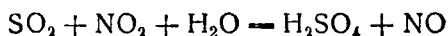
Суюлтирилган сульфат кислота металлларнинг электрохимёвий активлик қаторида водороддан чапла турган металлларгагина таъсир этиб, водородни сиқиб чиқаради:



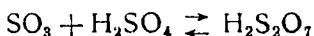
Сульфат кислота ўзида  $\text{SO}_3$  ни эритиб, тутовчи кислотага айланади, ундай кислота мой сингари қуюқ бўлгани учун *олеум* деб аталади;



Сульфат кислота саноатда минора ва контакт усулида олинади, ҳар иккала усулда ҳам дастлаб пирит ёки олтингургурт ёндирилиб,  $\text{SO}_2$  ҳосил қилинади. Минора усулида газ фазада қуйидаги реакция боради:



Бу реакция натжасида ҳосил бўлган азот (IV)-оксид яна  $\text{SO}_2$  ни янги порциясини оксидлаш учун сарф бўлади, NO назарий жиҳатдан сарф бўлмай, катализатор вазифасини ўтайди. Контакт усулида  $\text{SO}_2$   $450^\circ\text{C}$  да катализатор ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ) иштирокида оксидланиб,  $\text{SO}_3$  га айланади, сўнгра  $\text{SO}_3$  98% ли сульфат кислотага ютилади, натихада олеум ҳосил бўлади:



Бу реакция натихасида ҳосил бўлган эритма совитилганда  $35^\circ\text{C}$  да суюқланадиган пиросульфат кислотанинг рангсиз кристаллари ҳосил бўлади.

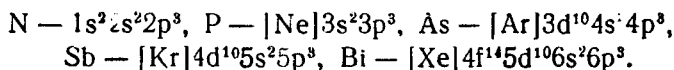
Сульфат кислота кимё саноатида ва лабораторияларда кўп ишлатиладиган моддадир. Суперфосфат, преципитат, аммоний сульфат ишлаб чиқаришда сульфат кислота, айниқса кўп ишлатилади. Кўпгина портловчи моддалар, бўёқ, қоғоз, сунъий тола, эфир ишлаб чиқаришда, керосин, нефть мойлари, бензол, толуолни тозалашда ҳам сульфат кислота ишлагилади.

Сульфат кислотанинг ўрта ва нордон, яъни гидрогузлари мавжуд. Ишқорий металлларнинг гидросульфатлари ва кўпгина сульфатлари сувда яхши эрийдиган тузалардир. Ишқорий-ер металлларининг, қўрғош ва симобнинг сульфатлари сувда оз эрийди. Энг муҳим сульфатлар:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{CaSO}_4 \cdot \times 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{BaSO}_4$ ;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;

$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ ; аччиқтошлар:  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ;  $K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ;  $Na_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$  лар техникада, турмушда, тиббиётда, бинокорликда, бўёқчиликда, фотографияда, тўқимачиликда, қишлоқ хўжалигида ва бошқа соҳаларда қўлланилади.

## Х I I Б О Б. V ГРУППАНИНГ БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Даврий системанинг V группасидаги азот, фосфор, мишьяк, сурьма, висмут бош группача элементлари бўлиб, ванадий, ниобий, тантал, ёнаки группача элементларидир. Бу группани уч группачага бўлиб ўрганиш анча қулай: 1) типик элементлар—азот ва фосфор; 2) мишьяк группачаси—мишьяк, сурьма ва висмут; 3) ванадий группачаси—ванадий, ниобий ва тантал. Бош группача элементлари атомларининг энергетик поғоналарида электронларининг тақсимланиши қуйидагича:



Бу элементлар 5 та электронини йўқотиб, мусбат 5 валентли, элементлар билан ковалент боғланганда ўзига электрон бириктириб олиб, манфий 3 валентга эга бўлади. Бу элементларнинг атом радиуси катталашган сари электроманфийлик қиймати камаяди, металллик хоссалари кучаяди, оксидлаш хусусияти пасаяди.

Асосий группача элементларининг хоссалари азотдан висмутга ўтилганда кескин ўзгаради. Азот одатдаги шароитда реакцияга актив киришмайдиган барқарор газ, фосфор азот каби барқарор эмас, у реакцияга тез киришадиган қаттиқ ҳолатдаги металлмасдир. Мишьякдан висмутга ўтилганда элементларнинг металллик хоссалари жуда кучайиб кетади, ҳатто сурьма ва висмутни металллар деб қараш мумкин.

Ёнаки группача элементларининг сиртқи электрон қаватларида 2 тадан электрон бор, улар металллик хоссаларига эга бўлиб, юқори валентли бирикмаларида фосфорга ўхшайди.

### 92-§. Азот

Азотнинг атом массаси 14,0067 ( $z = 7$ ) га тенг. Унинг иккита барқарор изотопи бор:  $^{14}N(99,635\%)$ ,  $^{15}N(0,365\%)$ . Азотнинг радиоактив сунъий изотоплари ҳам олинган. Азот табиатда эркин ва бирикма ҳолида учрайди. Унинг энг кўп миқдори ҳаводаги эркин азот бўлиб,  $\sim 4 \cdot 10^{15}$  т га тенг. Бу миқдор оғирлик жиҳатидан ҳавонинг 75,5% ини ташкил этади.

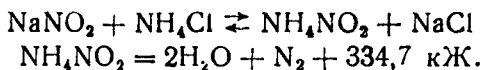
Азот бирикмаларидан нитратлар ва аммоний тузлари ёмғир, дарё ва денгиз сувлари ҳамда тупроқда учрайди. Чили, Бельгия, Миср ва Испанияда селитра чиқадиган катта-катта кон-

## Азот группаси элементларининг айрим хоссалари

Элементларнинг хоссалари	N	P	As	Sb	Bi
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	0,81 (суюқ)	1,83 (оқ)	5,72	6,68	9,80
Атомнинг ионланиш энергияси, эВ	14,53	10,49	9,82	8,64	7,3
Атомнинг радиуси, нм	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
Нисбий электроман-фийлик	3,07	2,2	2,1	1,8	1,7
Суюқланиш температураси, °С	-210	44,1 (оқ)	817	360,5	271,3
Қайнаш температураси, °С	-195,8	257	—	1634	1550
Ер қобиғида тарқалиши, %	1·10 <sup>-2</sup>	8·10 <sup>-2</sup>	5·10 <sup>-4</sup>	4·10 <sup>-5</sup>	2·10 <sup>-5</sup>

лар бор. Азот тошкўмир, торф ва нефть таркибида учрайди, ўсимлик ва ҳайвонлар организмидаги кўпгина органик бирикмалар таркибига киради, масалан, гемоглобин, хлорофилл, баъзи витаминлар, гормонлар, нуклеин кислоталар ва оқсил моддалар таркибида бўлади, демак, азот ҳаёт учун энг зарур элементларнинг биридир. Қуёш атмосферасида азот ионлари аниқланган. Уран ва Нептун сайёраларида музлаган аммиакнинг борлиги аниқланган.

Азотнинг энг катта манбаи ҳаво бўлганлиги сабабли уни техникда суюқ ҳавони буғлатиб олинади. Лабораторияда тоза азот олиш учун аммоний хлорид ва натрий нитритнинг тўйинган эритмалари аралашмаси қиздирилади:



Ажралиб чиқаётган азот таркибида  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{O}_2$  қўшимчалар бўлади. Бу реакцияда олинган азотни  $\text{NH}_3$  дан тозалаш учун маҳсулот  $\text{H}_2\text{SO}_4$  эритмасидан,  $\text{NO}$  дан тозалаш учун  $\text{FeSO}_4$  эритмасидан,  $\text{O}_2$  дан тозалаш учун эса қиздирилган мис бўлакчалари устидан ўтказилади. Азот аммиакни хлорли оҳак билан оксидлаш билан ҳам олинади:



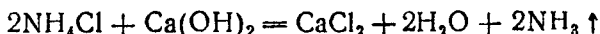
Азот одатдаги шароитда рангсиз, ҳидсиз, мазасиз газдир: сувда оз эрийди, унинг критик температураси жуда паст ( $-149,9^\circ\text{C}$ ), шу сабабли уни суюқ ҳолатга айлантириш анча қийин. Азот молекуласи  $\text{N}\equiv\text{N}$  ниҳоятда барқарор (диссоциланиш энергияси 940 кж/моль). Азот кимёвий реакцияларга киришмаслик жиҳатидан инерг газлардан кейин биринчи ўринда туради, лекин баъзи ишқорий металллар (литий) билан қиздирганда бирикиб, нитридлар ( $\text{Zi}_3\text{N}$ ) ни ҳосил қилади. Шу-

нингдек, кальций, алюминий ва кремний билан фақат юқори температурада реакцияга киришади. Оғир металллар ҳам азот билан нитридларни ҳосил қилади, нитридлар сувда гидролизланмайди.

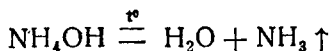
1 мм симоб устуни босимида молекуляр азотдан электр разряди ўтказилса, атомар азот (аллотропик шакли) ҳосил бўлади, у актив азот дейлиб, одатдаги температурада кислород, олтингугурт, фосфор, симоб ва бошқа моддалар билан бирикади.

Таркибида азот бўлган органик моддалар (оқсиллар) ҳаёт учун муҳим моддалардир. Азот оқсиллар, қон, гўшт, сут, соч, ўсимлик донлари, ипак, жун таркибига киради. Азотсиз оқсил бўлмайди, оқсил моддалар бўлмаса, ҳаёт ҳам бўлмайди. Азот техникада асосан азотли ўғитлар ҳамда портловчи моддалар тайёрлашда ва электр лампаларни тўлдиришда ишлатилади. Лабораторияларда ҳаво кислороди билан тезда оксидланиб кетадиган моддалар азотда яхши сақланади. Азот изотопларидан пўлат ишлаб чиқаришда ва турли илмий текшириш ишларида нишонли атомлар сифатида фойдаланилади.

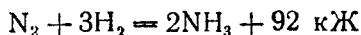
Азотнинг аммиак  $\text{NH}_3$ , гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$ , азид кислота  $\text{HN}_3$  каби водородли бирикмалари маълум, булардан энг аҳамиятлиси аммиакдир. Аммиак табиатда оқсил моддаларнинг чиришидан ҳосил бўлади. Аммоний тузларига кучли асослар таъсир этганида ҳам аммиак ҳосил бўлади:



Аммиак лабораторияда новшадил спиртни қиздириш йўли билан олинади:



Саноатда аммиак эркин ҳолатдаги водород ва азотдан синтез қилинади:



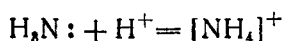
Аммиак одатдаги шароитда рангсиз, ўзига хос ўткир ҳидли газ. Унинг критик температураси ниҳоятда юқори ( $+132,4^\circ\text{C}$ ) бўлганлиги сабабли у жуда осонлик билан суюқ ҳолатга ўтади. Аммиакнинг қайнаш температураси  $-33,4^\circ\text{C}$ , қотиш температураси  $-78^\circ\text{C}$  га тенг. Аммиак сувда яхши эрийди, бир ҳажм сувда ( $20^\circ\text{C}$  да) 762 ҳажм аммиак эрийди, эриш жараёнида кўп иссиқлик чиқади, ҳосил бўлган эритма новшадил спирти деб аталади. Новшадил спиртнинг сотиладиган эритмаси 25% ли бўлиб, зичлиги  $0,91 \text{ г/см}^3$  га тенг. Аммиакни қуриштириш учун кальций оксид тўлдирилган найлар орқали ўтказилади, лекин бу мақсад учун сульфат кислота ёки кальций хлориддан фойдаланиб бўлмайди.

Аммиак молекуласи яққол ифодаланган диполдан иборат бўлиб, умумий электрон жуфтлар азот атоми томонга кучли

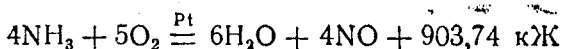
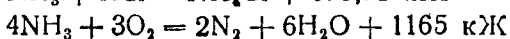
даражада силжиган уч қиррали пирамида кўринишидадир. Аммиак таркибидаги азотнинг оксидланиш даражаси  $\overset{-3}{\text{N}}$  бўлганлиги учун аммиак реакцияларда фақат қайтарувчи бўла олади.

1. Аммиак молекулалари металлларнинг тузлари билан бирикиб, аммиакатларни ҳосил қилади.

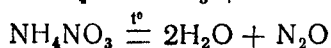
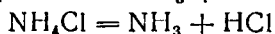
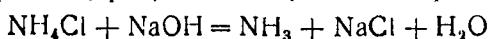
2. Аммиакнинг сувдаги эритмаси асос хоссасига эга бўлиб, донор-акцептор боғланиш натижасида аммоний ион ҳосил бўлади:



3. Аммиак кислоталар, кислород ва хлор билан турлича реакцияга киришади:



Аммиак кучли ва кучсиз кислоталар билан туз ҳосил қилади. Аммоний тузларнинг кўпи рангсиз кристалллардан иборат, сувда яхши эриб, яхши диссоциланадиган бирикмалардир. Улар эрувчанликлари ва кристалл панжараларининг тузилиши жиҳатидан ишқорий металлларнинг тузларига ўхшайди. Аммоний тузларнинг термик диссоциланишга мойиллиги бу тузларни ҳосил қилган кислоталарнинг кучига боғлиқдир, яъни кислота қанча кучсиз бўлса, шунча осон парчланади. Аммоний тузларнинг ўзига хос хоссалари қуйидагидан иборат: 1. Аммоний тузлари сувдаги эритмаларда гидролизга учрайди. 2. Аммоний тузлари ишқорлар ва иссиқлик таъсирида парчланади:



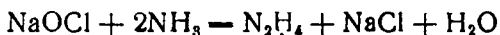
Аммоний хлорид  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (новшадил) рангсиз кристалллардан иборат тахир модда бўлиб, бўёқчилик ишларида, читларга гул босишда, гальваник элементларда ва тиббиётда ишлатилади. Новшадилдан металл буюмларни пайвандлаш ва оқартиришда фойдаланилади.

Аммоний сульфат  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ҳам сувда яхши эрийдиган рангсиз кристалл модда,  $350^\circ\text{C}$  га қадар барқарор, ундан юқори температурада парчланади. Унинг таркибида 21,21% азот бўлиб, ўсимлик учун яхши азотли ўғитдир.

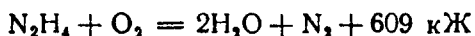
Аммоний нитрат  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  рангсиз кристалллардан иборат гигроскопик туз бўлиб, 5 хил кристалл шаклга эга. Сувда яхши эрийди, қуруқ ҳолда детонатор таъсирида ва органик қўшимчалар, металл ёки металл оксидлари таъсирида порглай-

ди; аммоний нитрат *аммиакли селитра* деб ҳам аталади. Ундан қишлоқ хўжалигида ўғиг сифатида ва қурилишларда қўпориш учун ишлатиладиган портловчи модда — аммоналлар тайёрлашда фойдаланади.

Аммиак ҳар хил тузлар билан бирикиб, аммиакатлар деб аталувчи  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  каби комплекс бирикмаларни ҳосил қилади. Гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$  аммиакни чала оксидланиш маҳсулоти бўлиб, ниҳоятда катта амалий аҳамиятга эга. Гидразин ҳосил қилиш учун аммиак 50 атм босимда  $180^\circ\text{C}$  да натрий гипохлоритга таъсир эттирилади:



Гидразиннинг диметилгидразин номли органик бирикмаси билан суюқ кислород ёки водород пероксид аралашмаси ракета ёқилғиси сифатида ишлатилади, чунки гидразин буғи ҳавода ёнганида кўп иссиқлик чиқади:

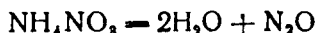


Гидроксиламин  $\text{NH}_2\text{OH}$  аммиак молекуласидаги бир водород атомининг  $\text{OH}^-$  гурпулага алмашиниш маҳсулотидир. Уни Олиш учун нитрат кислота эритмасини симоб ёки қўрғошин катод ёрдамида электролиз қилинади. Гидроксиламин ва унинг ҳосилалари қайтарувчилар ҳисобланади.

### 93- §. Азотнинг кислородли бирикмалари

Азотнинг чала оксиди  $\text{N}_2\text{O}$ , азот (II)-оксид  $\text{NO}$ , азот (III)-оксид  $\text{N}_2\text{O}_3$ , азот (IV)-оксид  $\text{NO}_2$ , азот (V)-оксид  $\text{N}_2\text{O}_5$  каби бирикмалари бор.

Азот чала оксид  $\text{N}_2\text{O}$  тоза ва қуруқ аммоний нитрат  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ни қиздириш йўли билан олинади:

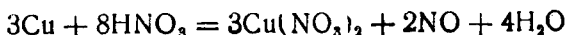


Азотнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмалари орасида заҳарсиз ёлғиз  $\text{N}_2\text{O}$  дир, аммо унинг физиологик таъсири бор, нафас олинса, у одамга кайф бериб кулдиради, агар кўпроқ нафас олинса, кишини беҳуш қилади, шу сабабли кислород билан аралашмаси энгил операцияларда наркотик модда сифатида ишлатилади.

Азот (II)-оксид  $\text{NO}$  азот билан кислороднинг жуда юқори температурада бирикишидан ҳосил бўлади:



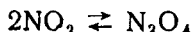
Ҳаводаги азот билан кислород яшин вақтида ўзаро бирикиб,  $\text{NO}$  ни ҳосил қилади. Азот (II)-оксид лабораторияда мисга концентранган нитрат кислотани таъсир эттириш йўли билан олинади:



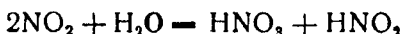
Азот (II)-оксид рангсиз ва ҳидсиз газ, кислота ва туз ҳосил қилмайдиган бетараф оксидлар қаторига киради. NO одатдаги шароитда кислород билан бирикиб, NO<sub>2</sub> ни ҳосил қилади:



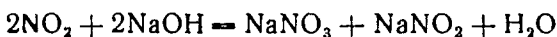
Азот (IV)-оксид ниҳоятда заҳарли, бўғувчи ҳидли, қизил-қўнғир газ бўлиб, кучли оксидловчидир. NO<sub>2</sub> нинг 140°C даги буғи зичлиги орқали молекуляр массаси топилса, у NO<sub>2</sub> формулага эга эканлигини биламиз, ундан паст температурада унинг иккита молекуласи ўзаро бирикиб, димерланиб N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> га айланади:



NO<sub>2</sub> сувда эриганда нитрат ва нитрит кислоталар ҳосил бўлади:

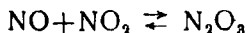


NO ҳаво кислороди билан дарҳол бирикиб, NO<sub>2</sub> га айланади. NO<sub>2</sub> га ишқорлар таъсир эттирилса, нитрат ва нитритлар аралашмаси ҳосил бўлади:



Шундан ҳам NO<sub>2</sub> ни аралаш ангидрид деб аталади.

Азот (III)-оксид N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> азот (II)-оксид билан азот (IV)-оксиднинг аралашмасини совиштиш орқали олинади:

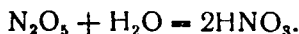


Сув билан бирикиб, нитрит кислотани ҳосил қилганлиги учун уни нитрит ангидрид деб аталади.

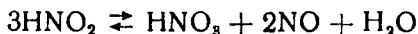
Азот (V)-оксид N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> ни нитрат кислотага фосфор (V)-оксидни таъсир эттириб олинади:



N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> рангсиз кристалл модда, сувга жуда ўч, беқарор, баъзан портлаш билан парчаланади. Кучли оксидловчи бўлиб, сув билан бирикиб, нитрат кислотани ҳосил қилади:



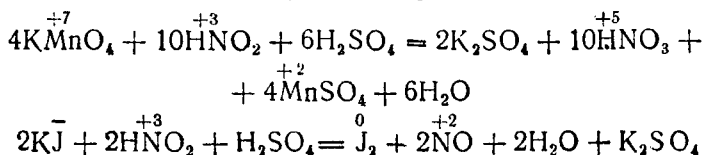
Нитрит кислотага HNO<sub>2</sub> металл нитритларининг сувдаги эритмасига бирор кислотани қўшиш билан олинади. Нитрит кислота беқарор, эритмада турган вақтида ҳам қайтар реакцияга мувофиқ парчаланиб туради:



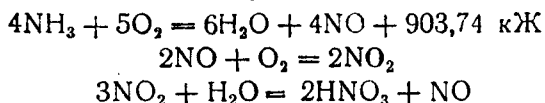
Ишқорий металлларнинг нитритларини ҳосил қилиш учун ўша металлларнинг нитратлари қайтарувчилар (кўмир, темир) иштирокида қиздирилади:



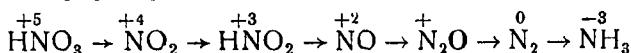
Нитрит кислота кучли оксидловчи ва қайтарувчилар таъсирида оксидланиши ва қайтарилиши мумкин:



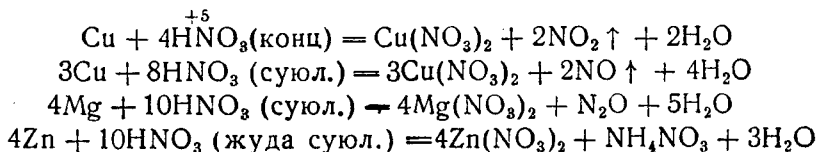
Нитрат кислота  $\text{HNO}_3$  ҳозирги вақтда аммиакни катализатор иштирокида оксидлаш йўли билан олинади:



Тоза нитрат кислота рангсиз суюқлик, сув билан ҳар қандай нисбатда аралашади. Концентрланган нитрат кислота қисман парчаланаяди, жуда кучли оксидловчи бўлиб, бошқа моддаларни оксидлаганда азотнинг оксидланиш даражаси +5 дан -3 га қадар ўзгара олади:

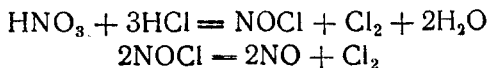


Нитрат кислотанинг қандай даражага қайтарилиши унинг концентрацияси ва қайтарувчи модданинг активлигига боғлиқ:

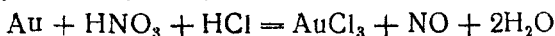


Al, Fe, Cr каби металллар концентрланган нитрат кислота таъсирида пассивлашади, ҳосил бўлган оксид парда концентрланган  $\text{HNO}_3$  да эримай, металлни оксидланишдан сақлайди.

Бир ҳажм концентрланган нитрат кислота билан 3 ҳажм концентрланган хлорид кислота аралашмаси „зар суви“ дейилиб, олтин ва плагина каби металлларга шиддатли таъсир этади:



хлор таъсирида хлоридлар ҳосил бўлиб, эриб кетади:



Концентрланган нитрат кислота кўпгина мегаллмасларга ҳам кучли таъсир этиб, уларни оксидлайди:



Нитрат кислота баъзи органик моддаларни оксидлайди, баъзиларини эса нитролайди. Нитроланиш жараёни саноатда катта



аҳамиятга эга Ниграт кислотадан кўпгина портловчи моддалар, бўёқлар, пластмассалар ва сунъий толалар ишлаб чиқаришда лозим бўлган моддалар тайёрланади. Шунингдек ниграт кислота азотли ўғитлар, сульфат кислота, дори-дармонлар ва турли нитратларни ишлаб чиқаришда ишлатилади.

„Аммиакли селитра“ таркибида 34%, кальций нитратда 17% азот бўлиб, улар азотли ўғит ҳисобланади. Калий нитрат ўғит сифатида ишлатилишидан ташқари ундан қора порох тайёрланади, нитратлар пиротехникада кўп ишлатилади.

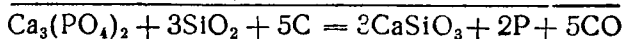
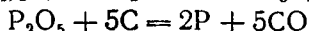
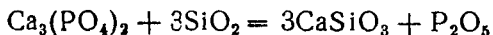
Табиатда азот айланиб юради; а) электр разряд таъсирида ҳаводаги азот билан кислород бирикиб, азот оксидларини ҳосил қилади, бу оксидлар ёмғир сувида эриб, ерга тушади; б) тупроқдаги азобактериялар атмосфера азотини ўзлаштириб, азотли бирикмаларга айлантиради; в) дуккакли ўсимликлар илдизларининг туганакларида яшайдиган бактериялар атмосфера азотини ўзлаштириб, мураккаб бирикмаларга айлантиради; г) қишлоқ хўжалигида кўп ҳосил олиш учун тупроққа сунъий йўл билан тайёрланган турли азотли бирикмалар—ўғитлар солинади. Демак, ҳаво таркибидаги эркин азот шу тарафда бирикмага ўтиб турса, иккинчи томондан, денитроловчи бактерияларнинг фаолияти, ёқилғиларнинг ёниши, ҳайвон ва ўсимлик қолдиқларининг чириши ҳамда қуриши натижасида бирикмалар таркибидаги азот эркин азотга айланиб туради.

#### 94-§. Фосфор

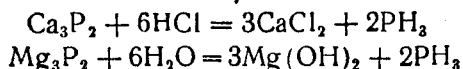
Фосфор атомининг массаси 30,9738 ( $z = 15$ ) га тенг. Фосфор табиатда фақат ягона изотоп  $^{31}\text{P}$  ҳолида тарқалган. Унинг сунъий радиоактив изотопи  $^{32}\text{P}$  нишонли атом сифатида қўлланилади. Фосфор ҳаёт учун зарур элемент бўлиб, сут, тухум оқсилли, ҳужайра ядроси, мия ҳамда нерв тўқималаридаги моддалар таркибига киради. Ўсимликларда фосфор асосан уруғларда ва меваларда йиғилади. Ҳайвон ва инсон суягининг асосий таркибий қисми кальций фосфатдан иборатдир.

Фосфор табиатда эркин ҳолда учрамасдан фақат бирикмалар ҳолида учрайди. Фосфорнинг энг муҳим минераллари фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  ва таркибида фосфоритдан ташқари  $\text{CaCl}_2$  ва  $\text{CaF}_2$  лар бўлган апатитдир. Фосфорит ва апатитларнинг энг муҳим конлари Кола ярим оролининг Хибин тоғларида, Тунис, Марокаш, Ўрта Осиёнинг Қоратау тоғида, Урал ва Москва ёнида учрайди. Фосфорнинг тупроқдаги микдори ( $\text{P}_2\text{O}_5$  ҳисобида) 0,05—0,2% чадир. 1669 йилда алхимёгар Бранд сийдикни қуруқ ҳайдаганда қоронғида ёруғланувчан модда — фосфорни топган. „Фосфор“ сўзининг маъноси ёруғлик ташувчи демакдир.

Эркин фосфор олиш учун апатит ёки фосфоритни кўмир ва қумга аралаштириб, электр печида қиздирилади:



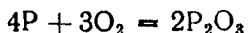
Бу реакция натижасида ҳосил бўлган фосфор буғлари сув ичида оқ фосфор шаклида конденсатланади. Фосфорнинг бир неча аллотропик шакл ўзгариши бор, булар орасида энг муҳимлари оқ ва қизил фосфордир. Оқ фосфор суюқ ва қаттиқ ҳолатда  $P_4$  таркибли тетраэдр шаклидаги молекулаларни ҳосил қилади. Фосфорнинг суюқланиш температураси  $44,1^\circ\text{C}$ , қайнаш температураси  $281^\circ\text{C}$ , зичлиги эса  $1,8 \text{ г/см}^3$  га тенг. Оқ фосфор сувда ва спиртда кам эриб, углерод сульфид, бензол, эфир ва скипидарда яхши эрийди. Оқ фосфор ниҳоятда актив модда бўлиб,  $50^\circ\text{C}$  дан юқори температурада ёниб кетади. Шунинг учун у доимо қоронғи жойда сув тагида сақланиб, сув тагида кесилади. У жуда заҳарли,  $0,1$  грамиёқ одамни ўлдиради, қўл билан ушлаш мумкин эмас, чунки у қўлда турганда ёниб кетса, ёмон яра ҳосил қилади. Оқ фосфор узоқ вақт ёруғликда сақланса қизил фосфорга айланади. Қизил фосфор оқ фосфорни  $400^\circ\text{C}$  да бир соат давомида қиздириш натижасида олинади. У суюқ ҳолатга айланмасдан буғланади, унинг буғи совуқ сиртда оқ фосфорга конденсатланади. Қизил фосфорнинг зичлиги  $2,4 \text{ г/см}^3$  га тенг бўлиб,  $260^\circ\text{C}$  да алангланади. У сувда эримайди, ҳавода барқарор. Умуман, фосфор ниҳоятда актив элемент бўлиб, кислород, галогенлар, олингугурт ва металлар билан шиддатли реакцияга киришади. Юқори температурада у ҳатто платинага ҳам таъсир этади. Фосфорнинг водород билан ҳосил қилган учта бирикмаси — гидриди бор. Фосфин  $\text{PH}_3$  (газ), дифосфин  $\text{P}_2\text{H}_4$  (суюқлик) ва қаттиқ ҳолатдаги водород фосфид  $\text{P}_2\text{H}$  ёки  $\text{P}_{12}\text{H}_6$ . Фосфидларга хлорид кислота ёки сув таъсир эттирилса, фосфин  $\text{PH}_3$  ҳосил бўлади:



Фосфиндан сасиган балиқ ҳиди келади. Унинг суюқланиш температураси  $-133^\circ\text{C}$  га, қайнаш температураси  $-85^\circ\text{C}$  га тенг. У заҳарли бўлиб, сувда бир оз эрийди, ҳавода  $150^\circ\text{C}$  да ёнади, кислоталар билан бирикиб, фосфоний тузлари ( $\text{PH}_4\text{Cl}$ ) ни ҳосил қилади. Ҳаво билан фосфин портловчи аралашмаларни ҳосил қилади

### 95-§. Фосфорнинг кислородли бирикмалари

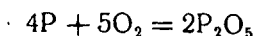
Фосфор кислород билан  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  оксидларни ҳосил қилади, фосфорнинг бу оксидлардаги оксидланиш даражаси  $+3$ ,  $+4$  ва  $+5$  га тенг. Фосфор (III)- оксид фосфорнинг ҳаво кам жойда ёнишидан ёки секин оксидланишидан ҳосил бўлади:



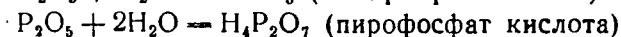
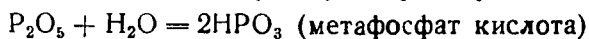
$\text{P}_2\text{O}_3$  оқ кристалл модда,  $23,8^\circ\text{C}$  да суюқланади,  $173^\circ\text{C}$  да қайнайд, ниҳоятда заҳарли, қоронғида шуълаланади. У оксид-

ланганда ҳам, ёнганда ҳам  $P_2O_5$  га айланади, сув билан бирик-  
киб, фосфит кислота  $H_3PO_3$  ни ҳосил қилади.

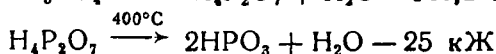
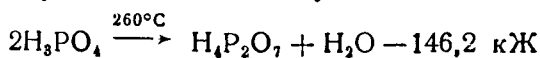
Фосфор (V)-оксид фосфорнинг кислород мўл бўлган ша-  
роитда ёнишидан ҳосил бўлади:



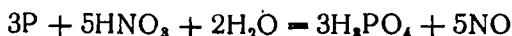
$P_2O_5$  буғининг зичлиги орқали молекуляр массаси ўлчаниб,  
унинг формуласи  $P_4O_{10}$  эканлиги аниқланган. Фосфор (III)-ок-  
сиднинг молекуласи  $P_4O_6$ , фосфор (V)-оксид молекуласи эса  
 $P_4O_{10}$  таркибга эга эканлиги исботланса-да, кўпинча қулайлик  
учун  $P_2O_3$  ва  $P_2O_5$  ҳолида ёзилади.  $P_2O_5$  фақат ҳаводаги нам-  
нигина эмас, ҳатто бирикмалар таркибидаги кимёвий бириккан  
сувни ҳам тортиб олади, у сувга ўч бўлгани учун газ ва суюқ-  
ликларни қуритишда кўп ишлатилади:  $P_2O_5$  температурага мос  
равишда ўзига турли миқдорда сув бириктиради:



Булар ичида сувга энг бойи ортофосфат кислота бўлиб,  
у  $42^\circ C$  да суюқланидиган ва ҳавода ёйилиб кетадиган қаттиқ  
модда, унинг зичлиги  $1,88 \text{ г/см}^3$  га тенг. Саноатда ишлаб чи-  
қариладиган фосфат кислота қовушоқ суюқлик бўлиб, қизди-  
рилганда таркибидаги сув чиқиб кетади ва пирофосфат, сўнг  
эса метафосфат кислота ҳосил бўлади:



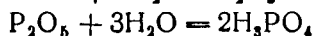
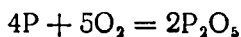
Фосфорни нитрат кислота таъсирида оксидлаш йўли билан  
ҳам фосфат кислота ҳосил қилинади:



Техникада фосфат кислота экстракцион ва термик усуллар  
билан олинади. Экстракцион усулда майдаланган ва озроқ  
фосфат кислота қўшилган табиий фосфорит сульфат кислота-  
да ишланади:



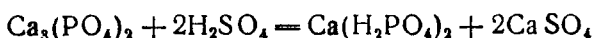
Бу реакцияда ҳосил бўлган кислота филтрдан ўтказиш билан  
тозаланади. Термик усулда аввал фосфоритдан электр печлар-  
да фосфор олинади, у оксидланади ва унга сув таъсир этти-  
риб кислота олинади:



Бу усулда олинган кислота тозалиги ва концентрациясининг  
юқорилиги билан экстракцион усулда олинган кислотадан ан-  
ча устун туради.

Фосфат кислота фосфатлар  $Me_3PO_4$ , гидрофосфатлар  $MeHPO_4$  ва дигидрофосфатлар  $MeH_2PO_4$  ни ҳосил қилади. Фосфор ҳужайралар протоплазмаси таркибига, хромосома, вируслар ва ферментлар таркибига киради, ўсимлик ва ҳайвонлар организмда фосфор бўлади, фосфор ҳаёт ва тафаккур элементи деб юритилади. Фосфор элементи номаълум бўлган вақтларда ер гўнг ва кул билан ўғитланган, ўсимликнинг фосфорга бўлган эҳтиёжи таъмин этилган. Энг кўп қўлланиладиган фосфорли ўғитлар қуйидагилардир: фосфорит ёки апатит уни, суперфосфат, қўшсуперфосфат, преципитат, термофосфат кабилардир.

Фосфорит ёки апатитга сульфат кислота таъсирида суперфосфат олинади:



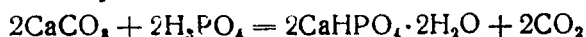
$Ca(H_2PO_4)_2$  сувда яхши эриганлиги туфайли ўсимликлар уни яхши ўзлаштиради.

Қўшсуперфосфат табиий фосфоритга концентрланган фосфат кислотани таъсир эттириш билан олинади:



Реакциянинг бу маҳсулотига аммиакни таъсир эттириб, юқори сифатли ўғит—аммонийланган суперфосфат олинади.

Преципитат кукунсимон оҳактошнинг фосфат кислота билан ўзаро таъсирда олинади:



Бу ўғит сувда камроқ эриydi, шунинг учун кучсиз кислотали тупроқларга солинганда ўсимликлар уни яхши ўзлаштиради.

Термофосфатлар табиий фосфоритни турли қўшимчалар (сода, поташ кабилар) билан юқори температурада суюқлантириб, фосфорит таркибидаги фторни йўқотиш йўли билан таркибида 32% га қадар  $P_2O_5$  бўлган ўғит олинади.

Фосфор бирикмаларидан таркибида азот, фосфор, калий бўладиган мураккаб ўғитлар ҳам тайёрланади, масалан, аммофос  $NH_4H_2PO_4$ , диаммофос  $(NH_4)_2HPO_4$ , триаммофос  $(NH_4)_3PO_4$ , лейнафос  $(NH_4)_2SO_4 \cdot (NH_4)_2HPO_4$ . Аммофос олиш учун фосфат кислота аммиак таъсирда нейтралланади:



Қишлоқ ҳўжалигида таркибида 15,7% N, 16%  $P_2O_5$  ва 16%  $K_2O$  сақловчи нитрофоска ҳам ишлатилади.

Ўсимликларнинг нормал ривожланиши учун одатдаги ўғитлар таркибига кирадиган азот, фосфор ва калий элементларидан ташқари жуда оз миқдорда бўлса ҳам марганец, бор, мис, рун, молибден, хобальт ва бошқа элементлардан ҳам керак бўлади. Таркибида бундай элементлар бўладиган ўғитлар *микрўғитлар* деб аталади. Улар ҳосилдорликни оширибгина қолмай, ўсимлик ва ҳайвонларни турли касалликлардан сақлайди.

Қизил фосфор гугурт ишлаб чиқаришда ишлатилади. Қизил фосфор сурма (III)-сульфид ва елим билан аралаштириб, гугурт қутичаси ёнига суркалади. Фосфорнинг изотопи синган суякни тез битишига ёрдам бериши аниқланган, фосфор ёнганда ҳосил бўладиган куюқ оқ тутундан урушда булутлар ҳосил қилишда фойдаланилади. Фосфатлар кўпгина соҳаларда ишлатилади. Масалан, полифосфатлар металл ускуналарни коррозиядан сақлашда, кўнчилик, тўқимачилик ва озиқ-овқат саноатида, асосий қисми эса қишлоқ хўжалигида ишлатилади. Ўзбекистонда қатор йирик кимё комбинатлари азот ва фосфорли ўғитларни ишлаб чиқармоқда.

### ХIII БОБ. IV ГРУППАНИНГ БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Даврий системанинг IV группа элементлари углерод, кремний, германий, қалай, қўрғошин бош группача элементлари бўлиб, титан, цирконий, гафний ёнаки группача элементларидир. Бош группача элементларининг сиртқи электрон қаватларида 4 тадан электрон бўлиб, бу қаватни барқарор электрон қаватга айлантириш учун улар 4 та электрон қабул қилиши ёки шунча электрон йўқотиши керак. Бу элементлар электроманфий элементлар (кислород ёки галогенлар) билан бирикканда электронларни йўқотади, электромусбат элементлар билан бирикканда эса электронларни қабул қилади.

12-жадвал

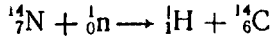
#### Углерод ва кремнийнинг айрим ҳоссалари

Элементларнинг ҳоссалари	углерод	кремний
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	3,25 (олмос)    2,26 (графит)	2,33 (крист.)
Атомнинг ионланиш энергияси, эВ	11,26	8,15
Атомнинг радиуси, нМ	0,077	0,139
Нисбий электроманфийлиги	2,5	1,8
Суюқланиш температураси, °С	3/50 (босим остида)	1420 (крист.)
Қайнаш температураси, °С		3300
Ер қобиғида тарқалиши, %	0,1	27,6

Бош группача элементларида юқоридан пастга томон атом зарядлари, электронлар сони ва атом радиуси ортиб боради, шунингдек, металлмаслик ҳоссалари заифлашиб, металллик ҳоссалари пайдо бўлади. Ёнаки группача элементларининг сиртқи қаватидаги электронлар сони 2 та бўлиб, булар электрон қабул қилмай, фақат электрон бериш хусусиятига эга бўлганлиги учун улар тўла металл характеридаги элементлардир.

## 96-§. Углерод

Углероднинг атом массаси 12,0112 ( $Z = 6$ ) га тенг, электрон конфигурацияси  $1s^2, 2s^2, 2p^2$ . Табиий углероднинг барқарор изотоплари:  $^{12}\text{C}$  (98,89%),  $^{13}\text{C}$  (1,11%),  $^{14}\text{C}$  (ниҳоятда кам).  $^{14}\text{C}$  изотоп ҳавонинг устки қаватларида азотнинг нейтронлар билан тўқнашуви натижасида космик нурлар таъсирида ҳосил бўлади:



Углерод табиатда бирикмалар ва эркин ҳолда, табиатда эса минераллар, ҳайвон ва ўсимлик организмдаги органик моддалар таркибида учрайди. У ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг тузлари: бўр, мармар, оҳақтош, доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  минерали, гидрокарбонатлар  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  ва карбонат ангидрид  $\text{CO}_2$ , табиий сувлар таркибида учрайди. Ўсимлик ва ҳайвон организмларининг қолдиғи бўлган тошкўмир, торф ва нефтнинг энг кўп қисми углероддан иборат. Асосан метандан иборат бўлган табиий газ, ёнувчи сланец таркибида ҳам углерод бўлади. Эркин углероднинг учта аллотропик шакл ўзгариши (олмос, графит, карбин) маълум.

Олмос рангсиз, тиниқ қаттиқ жисм (унинг қаттиқлиги Мос шкаласида 10 га тенг). Олмос ёруғлик нурини кучли синдиради. Олмоснинг массаси каратлар (бир карат ~ 0,2 г) билан ўлчанади. Ердан топилган энг катта олмос „Кулинан“нинг массаси 3024 карат бўлиб, уни Жанубий Африкадаги ишчи номига қўйилган. Дунё миқёсида 90% олмос Африкада олинади. Ёқутистонда олмоснинг катта конлари топилди. Яхшилаб тарошланган, яъни силлиқланган тиниқ олмос *бриллиант* (гавҳар) дейилади, у зеб-зийнат буюмларини тайёрлашда ишлатилади.

Олмоснинг техникадаги аҳамияти фоят каттадир. У ишқаланиш ва урилиш каби механик таъсирларга бардош берувчи механизмлар, машиналарнинг айрим деталларини тайёрлашда ишлатилади. Олмос қаттиқ бўлишига қарамай мўрт бўлиб, иссиқлик ва электр токини кам ўтказилади. Олмос кристаллари атомли панжарага эга бўлиб, кубик системага киради ва тетраэдрик шаклда бўлади. Унинг қаттиқлиги атомлари орасидаги кучли боғланишдан ва кристалл панжарасининг мустаҳкамлигидандир. Олмосга кислота ҳам, ишқор ҳам таъсир этмайди, ҳатто хираланмайди. Олмос ҳавода 860—1000°C да, кислородда 720—800°C да ёнади. Кислородсиз жойда олмос 1800°C қиздирилса, графитга айланади,

Графит кул ранг тусли қаттиқ модда бўлиб, қўл билан ушлаганда худди ёғлиқ буюм каби сезилади. Графит силлиқ, юмшоқ бўлиб, унинг тузилишида углерод атомлари параллел текисликлардаги мунтазам олтибурчакнинг учларига жойлашган. Графит билан қоғозга чизилганда қоғозда унинг

палахса-палахса бўлиб ажралган ясси кристаллари—излари қолади, бунн микрокоп остида яққол кўриш мумкин. Графитдан қалам, электродлар, металлларни суюқлантириш учун тигеллар, сурков мойлари, қора бўёқлар тайёрланади. Сунъий графит олиш учун кокс ва қумдан тайёрланган аралашма ҳавосиз электр печларида 2500—3000°С гача 1—2 сутка давомида куйдирилади. Бундай графит атом реакторларида нейтронлар ҳаракатини сусайтирувчи восита сифатида ишлатилади.

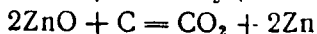
Карбин углероднинг учинчи аллотропик шакл ўзгариши бўлиб, углероднинг қизиқли полимеридир. Биринчи марта 1960 йилда олинган, қора тусли кукун бўлиб, ярим ўтказгич хосса-сига эга, зичлиги 1,9—2 г/см<sup>3</sup> га тенг барқарор модда. Табиатда карбин Баварияда учрайди.

Қурум аморф кўмирнинг энг оддий кўринишидир. Кокс, суяк кўмири, ҳайвон кўмири ҳам аморф кўмир ҳисобланади. Аморф кўмирлар табиатда учрамайди, улар фақат сунъий йўллар билан олинади. Қурум қора бўёқ, тушь олишда ва каучукдан резина буюмлар, амиркон терига ва граммофон пластинкаларига қўшиладиган бўёқ тайёрлашда ишлатилади.

Ёғочни қуруқ ҳайдаш йўли билан писта кўмир олинади, уни юқори температурада сув буғи билан ишлаш орқали активланган кўмир ҳосил қилинади. Активланган кўмир катта сиртга эга бўлганлиги сабабли адсорбент, металлургияда қайтарувчи сифатида, кимё саноатида, ҳарбий ишда ва бошқа соҳаларда кенг қўлланилади.

Кокс тошкўмирни ҳавосиз жойда қиздириш орқали олинади. Суяк кўмири суякларни ҳавосиз жойда қуруқ ҳайдаш йўли билан олиниб, унинг таркибида кальций фосфат ва 10—15% углерод бўлади. Ҳайвон кўмири ҳайвон конини ёки ҳайвон организмнинг бирор қисмини поташ билан ҳавосиз жойда ҳайдаш орқали олинади. Бу кўмирлар рангли, ҳидли моддаларни яхши ютиши сабабли техникада адсорбент сифатида қўлланилади.

Углероднинг барча аллотропик шакл ўзгаришлари ҳеч қандай эритувчида эрмайди, фақат кучли оксидловчилар билан реакцияга киришади. Углерод юқори температурада кўпгина металллар, водород, кислород, фтор, азот ва бошқа бир қанча металлмаслар билан бирика олади. Углероднинг бирикмалари ниҳоятда кўп, бунинг сабаби углероднинг металллар билан ҳам, металлмаслар билан ҳам бирикиши ва углерод атомларининг ўзаро бирика олиш хусусиятига эга эканлигидадир. Углероднинг металллар ва металлларга ўхшаш баъзи электромусбат элементлар билан ҳосил қилган бирикмалари карбидлар деб аталади. Масалан, кальций карбид CaC<sub>2</sub>, алюминий кабид Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>, кремний карбид SiC ва ҳоказо. Чўғланган кўмирда қайтариш хоссаи бўлиб, кўпгина металллар оксидларидан кислородни тортиб олади:



Углероднинг бу хоссасидан металлургияда рудалардан металларни суюқлантириб ажратиб олишда фойдаланилади.

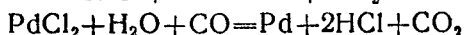
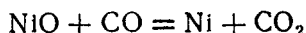
Углероднинг водород билан ҳосил қилган бирикмалари ниҳоятда кўп бўлиб, *углеводородлар* деб аталади. Углеводородларга метан  $\text{CH}_4$ , этан  $\text{C}_2\text{H}_6$ , пропан  $\text{C}_3\text{H}_8$ , бутан  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , пентан  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ , этилен  $\text{C}_2\text{H}_4$ , ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$  ва бошқалар мисол бўла олади. Углеводородлар ва уларнинг ҳосилалари сони жуда кўп ва улар органик кимё курсида ўрганилади.

### 97-§. Углероднинг кислородли бирикмалари

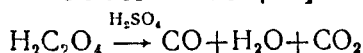
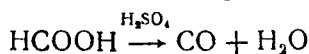
Углерод кислород билан бир неча хил бирикмаларни ҳосил қилади. Улардан энг муҳими углерод (II)-оксид ва углерод (IV)-оксиддир. Углеродли моддалар ҳаво кам жойда юқори температурада чала ёндирилганда углерод (II)-оксид  $\text{CO}$  ҳосил бўлади.  $\text{CO}$  жуда заҳарли, рангсиз, ҳидсиз газ, унинг нормал шароитдаги зичлиги 1,25 г/л га тенг,  $\text{CO}$   $-19,5^\circ\text{C}$  да суюқ ҳолатда айланади,  $-205^\circ\text{C}$  да қотади. У сувда ёмон эрийди, ишқорлар билан реакцияга киришмайди, яъни туз ҳосил қилмайди, лекин оксидланади:



Углерод (II)-оксид жуда кўп металлларнинг оксидлари ва тузларини эркин металлга қадар қайтара олади.



Углерод (II)-оксид, қондаги гемоглобин билан бирикканда гемоглобин ўзининг кислород ютиш қобилиятини йўқотади; натижада организм заҳарланиб қолади. Шунинг учун таркибида озгина (0,1—0,01%)  $\text{CO}$  бўлган ҳаво билан нафас олган киши ҳалок бўлади. Хоналардаги печканинг қопқоғи вақтидан илгари ёпилганда, самовар хонага кўп чўғ билан киритилганда ва сандалларда чўғ билан  $\text{CO}_2$  реакцияга киришганда ёки кўмир ҳаво камлигидан чала ёнганда  $\text{CO}$  ҳосил бўлади. Углерод (II)-оксид билан заҳарланган кишига  $\text{NH}_4\text{OH}$  ҳидлатиб, дарҳол тоза ҳавога олиб чиқиш лозим,  $\text{CO}$  билан ишлаганда бир литр ҳавода 0,02 мг дан ортиқ ис гази бўлмаслиги керак. Лабораторияда  $\text{CO}$  олиш учун чумоли ёки оксалат кислотага концентранган сульфат кислота таъсир эттирилади:



Техникада углерод (II)-оксид кўп миқдорда генератор гази, сув гази ва аралаш газ тарзида олинади.  $\text{CO}$  ва водород органик синтез учун, яъни аммиак, водород хлорид, сунъий ёқилғи, ювиш воситалари ва бошқаларни олишда кенг қўлданда ишлатилади.



Углерод (IV)-оксид ҳажм жиҳатидан ҳавонинг 0,03% ини ташкил қилади. Чўлдон юлдузи атмосферасидаги 97% CO<sub>2</sub> борлиги аниқланган. Ҳавога CO<sub>2</sub> ҳайвонларнинг нафас чиқариш жараёнидан, ёқилгиларнинг ёнишидан ва турли органик моддаларнинг чиришидан ўтади. Карбонат ангидрид углероднинг юқори оксиди ҳисобланиб, унинг нисбий молекуляр массаси 44 га тенг, қайнаш (сублиматланиш) температураси — 78,5°C. Углерод (IV)-оксид жуда совитилганда қаттиқ қорсимон массага айланади. „Қуруқ муз“ тез бузиладиган маҳсулотларни сақлашда ишлатилади, яъни карбонат ангидрид атмосфераси бактерияларнинг ва моғор замбуруғларининг ўсишини секинлаштиради. CO<sub>2</sub> типик кислотали оксид бўлиб, шундай оксидларга хос барча хусусиятларга эга.

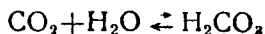
Лабораторияда CO<sub>2</sub> олиш учун мрамор CaCO<sub>3</sub> га суюлтирилган хлорид ёки сульфат кислота таъсир эттирилади:



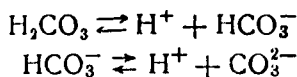
Техникада оҳактош куйдириш ва тошкўмирни коксловчи заводларда олинади:



Бу реакция натижасида асосан оҳак CaO ва CO<sub>2</sub> ҳосил бўлади. CO<sub>2</sub> нинг сувдаги эритмаси карбонат кислотадир:

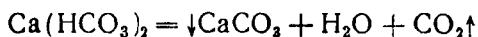


Карбонат кислота икки негизли кучсиз кислота бўлиб, икки босқичда диссоциланади:



Карбонат кислотанинг тузлари карбонатлар, нордон тузлари эса гидрокарбонатлар деб аталади. Унинг натрий, калий ва аммоний тузлари ва гидрокарбонатлари сувда яхши эрийди.

Таркибида 100 — 96% Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> бўлган маҳсулот сода деб юритилади. Сода шиша, совун, тўқимачилик, бўёқчилик ва бошқа соҳалар учун зарур маҳсулот бўлиб, ультрамарин, хромпик, бура, фосфатлар, эрувчан шиша каби моддаларни олишда, буғ қозонлар учун ишлатиладиган сувни юмшатишда қўлланилади. Натрий гидрокарбонат NaHCO<sub>3</sub> ичимлик сода номи билан тиббиётда ва сунъий хамиртуруш сифатида ишлатилади. Таркибида фақат гидрокарбонатлар бўлган сувнинг қаттиқлиги *муваққат қаттиқлик* деб аталади. Бундай сув қайнатилгач, карбонатлар чўкмага тушади, натижада сув юмшайди:



Табиий сувларда кальций ва магнийнинг сульфатлари, хлоридлари каби тузлар бўлса, сувни қайнатиш билан улардан қуту-

либ бўлмади. Шунинг учун ҳам бундай қаттиқлик *доимий қаттиқлик* дейлиб, бу қаттиқлик турли кимёвий йўллар билан йўқотилади.

Ломоносов, Пристли ва Лавуазье яшил ўсимликлар қуёш нурлари таъсирида ҳаводан  $\text{CO}_2$  ни олиши натижасида органик моддаларни ҳосил қилиб, ҳавога кислород чиқаради деган фикрни айтган. К. А. Тимирязев (1848—1920) бу масала устида кўп ишлади ва ўсимлик хлорофилл доналарининг қуёш нурини ютиши натижасида  $\text{CO}_2$  сув билан реакцияга киришиб, органик моддалар (глюкоза ва крахмал)нинг ҳосил бўлишини аниқлади. Бу жараён *фотосинтез* дейилади. Углерод фотосинтез жараёни туфайли табиатда айланади. Ўсимлик ва ҳайвонлар нобуд бўлганда чириydi, оксидланади ва қисман  $\text{CO}_2$  га айланади, уни яна ўсимликлар ўзлаштиради. Ўлик тўқималар тупроқда аста-секин парчаланади ва турли ёқилғиларни ҳосил қилади. Ёқилғилар ёнганда  $\text{CO}_2$  ажралиб, атмосферага ўтади, уни ўсимликлар ўзлаштиради, шу тариқа углерод доим айланишда бўлади.

Тошкўмирнинг энг қадимги хили антрацит бўлиб, унинг таркибида 75—90% C, 6% гача водород, 5—1.8% кислород ва 1,5% га қадар азот бордир. Қўнғир кўмирда углероднинг миқдори 65—75% га қадар бўлади. Нефть суюқ қазилма ёқилғи бўлиб, унинг таркиби асосан углеводородлардан иборат. Қуруқ сланецнинг таркибида 75% га яқин органик бирикмалар бор.

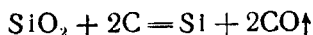
Ёғоч, кўмир, нефть, газ, сув ва ҳаво қимматли хом ашёдир. Сунъий тола, ипак, каучук, пластмассалар, буёқ, доридармонлар, озиқ-овқат каби кимёвий моддаларни тайёрлашда ана шу бебаҳо хом ашёлар ишлатилади.

## 98-§. Кремний

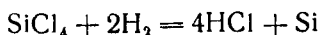
Кремнийнинг атом массаси 28,09 ( $z=14$ ) га тенг. Кремнийнинг барқарор изотоплари:  $^{28}\text{Si}$  (92,3%),  $^{29}\text{Si}$  (4,7%) ва  $^{30}\text{Si}$  (3,09%). Кремний оғирлик жиҳатидан ер пўстлоғининг тахминан 27% ини ташкил этади, табиий қум кремний (IV)-оксид, тупроқ эса силикат кислотанинг тузидир. Шунингдек, тоғ жинслари ва минераллар ҳам силикат кислотанинг тузларидан иборат. Организм учун углерод қандай аҳамиятга эга бўлса, ер пўстлоғи учун кремний ҳам шундай аҳамиятга эга. Кремний ҳайвонларнинг совутларида, жунларида, ғалла ўсимликларининг пояларида, баъзи дарахтларда ва денгиз ўсимликларида учрайди.

Силикатлар формуласини унинг таркибига кирган элементларнинг оксидлари тарзида ёзиш анча қулайдир: альбит —  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , ортоклаз —  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{K}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$ , каолин —  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , калийли слюда —  $\text{K}_2\text{O} \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , асбест —  $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , кварц —  $(\text{SiO}_2)_n$ . Кремнийнинг кристалл ва аморф аллотропик шакл ўзгаришлари маълум. Тех-

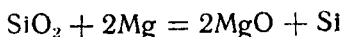
никада қумни юқори температурада кокс билан қайтариш орқали кристалл кремний олинади:



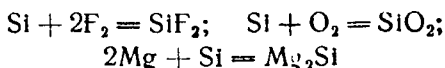
Ярим ўтказгичлар саноати учун керак бўладиган тоза кремнийни олиш учун тозаланмаган кремнийга хлор таъсир эттирилади, натижада  $\text{SiCl}_4$  ҳосил бўлади. Олинган модда учувчан бўлгани учун у фракцион ҳайдаш орқали тозаланади ва водород билан қайтарилади:



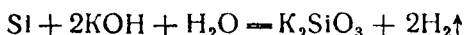
Лабораторияда кремний (IV)-оксидга магний қўшиб қиздирилса, аморф кремний ҳосил бўлади:



Аморф кремний қўнғир тусли кукун, унинг кимёвий активлиги кристалл кремнийникига қараганда бирмунча катта. У одатдаги температурада фтор.  $400^\circ\text{C}$  да кислород ва суюқланмаларда металл билан реакцияга киришади:



Кристалл кремний металл каби ялтироқ қаттиқ мўрт модда, суюқланган металлларда осон эриб, қотишмаларни ҳосил қилади. Кремнийнинг алюминий билан ҳосил қилган қотишмаси силумин, унинг темир билан ҳосил қилган қотишмаси ферросилиций дейилади. Кремнийнинг зичлиги  $d=2,33 \text{ г/см}^3$  га, суюқланиш температураси  $1423^\circ\text{C}$  га, қайнаш температураси  $2600^\circ\text{C}$  га тенг. Унинг Моос шкаласидаги қаттиқлиги 7 га тенг, у иссиқлик ва электр токини яхши ўтказиши. Кристалл кремний анчагина инерт модда бўлиб, кимёвий реакцияларга қийин киришади. Кристалл кремний ишқорлар билан реакцияга киришиб, силикат кислотанинг тузлари ва водородни ҳосил қилади:



Ниҳоятда тоза кремний ярим ўтказгичлар ва фотоэлементлар тайёрлашда ишлатилади.

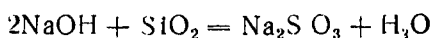
Техник кремний кислота ва ўтга чидамли қуйма буюмларни тайёрлашда, водород олишда, пўлат ва темир ишлаб чиқаришда, кремний (IV)-хлоридни олишда ишлатилади. Туркибида 4% кремний бўлган пўлат трансформаторлар тайёрлаш учун жуда зарур материалдир. Карборунд  $\text{SiC}$  чарх тошлари ва силлиқловчи асбобларни тайёрлашда қўлланилади.

## 99-§. Кремнийнинг кислородли бирикмалари

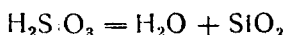
Кремний (IV)-оксид жуда тоза кристалл ҳолатда тоғ биллури деган минерал ҳолида учрайди, унга сариқ гил қўшимчалари аралашмаган бўлса, оқ рангли, бошқа қўшимчалар

аралашган бўлса, турли рангли (қимматбаҳо тошлар) бўлади. Қаттиқ  $\text{SiO}_2$  нинг йирик кристаллари *тоғ хрустали* дейилади. Кремний (IV)-оксид турли тоғ жинслари таркибининг 43% ини, умуман олганда ер пўстлоғининг 50% дан кўпроғини ташкил қилади. Аморф  $\text{SiO}_2$  баъзи сув ўсимликлари ва денгизда яшовчи майда жониворлар (диатомитлар) нинг қолдиқлари бўлиб, *инфузория тупроғи* деб аталади.

Кремний (IV)-оксиднинг суюқланиш температураси  $1713^\circ\text{C}$  га тенг, у сувда, турли ( $\text{HF}$  дан бошқа) кислоталарда эримайди, лекин ишқор эритмасида аста-секин эрийди. Уни ишқорлар билан аралаштириб қиздириб, силикат кислота тузлари—металл силикатлар ҳосил бўлади:



Силикат кислота жуда кучсиз ва беқарор бўлиб, унинг умумий формуласи  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$  ҳолда ифодаланади. У сувда деярли эримайди, лекин осонлик билан коллоид эритмалар ҳосил қилади. Қиздирилганда аста-секин парчланади:



Силикат кислота коллоид ва ивиқ чўкма ҳолида олинади. Унинг мега-, орто-, димета- ва поли- шакллари мавжуддир:

$\text{H}_2\text{SiO}_3$  ( $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) метасиликат кислота

$\text{H}_4\text{SiO}_4$  ( $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) ортосиликат кислота

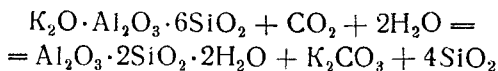
$\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_7$  ( $2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) диметасиликат кислота

Силикат кислота икки негизли кислота, унинг таркибидаги сувнинг кўп қисми ажрагиб олинса, ғовак қаттиқ силикогель ҳосил булади. Силикогель эса кўпгина газларни, буғларни, модда арни шимиб (адсорбилаб) олади.

Коллоид системалар золь деб аталади. Агар системанинг дисперс муҳити газ бўлса, золь аэрозоль, муҳит суюқлик бўлса, золь лиозоль, муҳит сув бўлса, золь гидрозоль, муҳит спирт бўлса, золь алкозоль дейилади. Геллар, яъни гель коллоид эритмалар муҳитга қараб, гидрогель, алкогель ва ҳоказо дейилади. Гель вақт ўтиши билан суви ажраб, суюқ фаза қолади, бунга *синерезис* дейилади. Эритувчидан ажраган гелга эритувчи таъсир эттирилса, баъзан яна қайта коллоид (елим каучукни бензиндаги эритмаси) эритма ҳосил бўлади. Силикогель саноатда нефть газлари таркибидаги бензинни шимдириб олиш ва минерал мойларни тозалашда ишлатилади, кўпгина ишлаб чиқаришларда катализаторларни шимдириш учун ишлатилади.

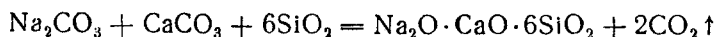
Силикат кислотанинг тузлари, яъни силикатлар табиатда кўп учрайди. Уларнинг таркибида алюминий оксид бўлса, улар алюмосиликатлар дейилади. Тупроқ, тоғ жинслари ва минералларнинг кўпчилиги силикатлар жумласига киради.

Силикатлар ҳаво, айниқса, ҳаво таркибидаги карбонат ангидрид ва сув таъсирида доимо емирилиб туради:

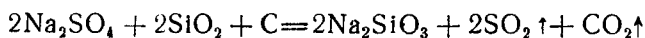


Дала шпатининг нурашидан каолин ва қум ҳосил бўлади. Каолин (тупроқ) асосий қурилиш материали бўлиб, ундан ғишт ва цемент тайёрланади. тозасидан эса чинни ва сопол идишлар ясалади.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  сунъий силикагдир. Натрий силикат  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  ни эрийдиган шиша, унинг эритмасини эса *суюқ шиша* дейилади. Газлама ва ёғочларни алангаланиб кетишдан сақлаш учун уларга суюқ шиша шимдирилади. Суюқ шиша чинни, шиша, тошларни елимлаб ёпиштириш учун ишлатиладиган ўтга чидамли замазкалар таркибига киради

Шиша тиниқ аморф модда бўлиб, унинг ишлаб чиқаришда сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , оҳактош  $\text{CaCO}_3$  ва қум  $\text{SiO}_2$  хом ашё сифатида ишлатилади. Дераза ва бутилка шишаси  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$  таркибга эга. Махсус шишаларни олишда хом ашёга турли элементларнинг оксидлари қўшилади. Шиша ҳосил қилиш учун хом ашё аралашмалари юқори температурада ( $1400^\circ\text{C}$ ) қиздирилади:



$\text{Na}_2\text{CO}_3$  нинг ўрнига  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ишлатилса, аралашмага кўмир ҳам қўшиб қиздирилади:



Соданинг бир қисми ўрнига поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ҳам қўшиш мумкин. Бунда лаборатория идишлари тайёрлаш учун ишлатиладиган шиша олинади. Қум, поташ ва қўрғошин оксиддан хрустал шиша олинади, ундан оптик буюмлар ва хрустал идишлар яшашда фойдаланилади. Саноатда шиша тола ишлаб чиқарилади, ундан электротехникада ва ўт ўчирувчилар кийими ҳамда театр пардалари учун лозим бўлган материаллар олишда фойдаланилади. Шиша пахта иссиқликни изоляцияловчи моддадир, ундан қоғоз орқали филтрлаб бўлмайдиган кучли кислота ва ишқорларни филтрлашда фойдаланилади.

Кварц шиша деярли соф кремний (IV)-оксиддан таркиб топган ва у тоғ биллурини суюқлантириш билан олинади, бу шишанинг кенгайиш коэффициенти одатдаги шишаникидан деярли 15 марта кам. Бундай шишадан тайёрланган идишларни горелка алангасида қип-қизил чўғ ҳолигача қиздириб, совуқ сувга ботириш мумкин. бунда шишада ҳеч қандай ўзгариш содир бўлмайди, яъни идиш синмайди. Кварц шиша ультрабинафша нурларни тутиб қолмайди, агар унга никель тузлари қўшиб, қора рангга киритилса, у ҳолда спектрнинг кўзга кўринадиган барча нурларини тутиб қолади. Кварц шиша одатдаги мишага қараганда мўртроқ бўлиб, унга кисло-

талар ва сув таъсир этмайди, лекин ишқорлар уни сезиларли даражада емиради.

Бизда шишага ранг бериш усуллари мукаммал ишлаб чиқилган. Марганец бирикмалари шишани бинафша рангга, кобальт бирикмалари кўк рангга киритади. Шиша массасида коллоид заррачалар ҳолида тарқалган олтин шишага ёруғ ранг беради ва ҳоказо. Қўрғошин бирикмалари шишага тоғ биллурининг ялтироқлигига ўхшаш ялтироқлик беради.

Цемент жуда муҳим қурилиш материали бўлиб, тупроқ ва оҳактошдан 1400 — 1600°C да тайёрланади. Цемент таркибига асосан силикатлар ( $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) киради.

Агар цемент куюқ бўтқа ҳосил бўлгунча сув билан аралаштирилиб, маълум вақт ҳавода қолдирилса, у қотиб қолади:  $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 + n\text{H}_2\text{O} = 2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{OH})_2 + (n - 3)\text{H}_2\text{O}$ .

Бундай цементни аввалги ҳолига қайтариб бўлмайди. Цементнинг қотиш жараёни узоқ давом этади ва у бир ой ўтгандан кейингина ҳақиқий пухталиikka эришади.

Цементнинг турлари кўп. Цемент майдаланган тош ёки шағал ва сув билан аралаштирилса, қурилиш материали ҳисобланган бетон олинади. Бетон жуда мустаҳкам бўлиб, сувга, ўтга, иссиқ ва совуққа чидамли бўлади. У радиоактив нурланишларни сусайтиради, шу сабабли ундан гидротехник иншоотлар учун, ядро реакторининг ҳимоя қобиқлари учун қурилиш материали сифатида фойдаланилади. Агар цемент куюқ ҳосил қилувчи модда билан аралаштирилса, ғовак бетон олинди, бундай бетон товуш ўтказмайдиган материал ҳисобланади. Агар пўлат синч устидан бетон қуйилса, темир-бетон ҳосил бўлади, бундан уй-жой қурилишларида фойдаланилади.

#### XLV БОБ. VIII ГРУППАНИНГ БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Даврий системанинг VIII группа бош группачаси таркибига нодир газлар—гелий, неон, аргон, криптон, ксенон ва радон киради. Бу газлар инерт элементлардир. 1962 йилга қадар инерт газларнинг атомлари бошқа элементларнинг атомлари билан барқарор молекулалар ҳосил қила олмайди деб келинган. Ҳозирги вақтда инерт газларнинг турли-туман бирикмалари маълум, шунинг учун улар нодир газлар деб аталадиган бўлди. Нодир газлар атомларида ташқи электрон қаavat тугалланган структурали бир атомли молекулалардан иборат. Улар атомларининг энергетик поғоналарида электронларнинг тақсимланиши губандагича:

He :  $1s^2$ ;

Ne :  $[\text{He}]2s^22p^6$ ;

Ar :  $[\text{Ne}]3s^23p^6$ ;

Kr :  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$ ;

Xe :  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$ ;

Rn :  $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$

Нодир газларнинг  $\text{XeF}_6$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeO}_4$  бирикмалари маълум. Бу бирикмаларда молекулалар ковалент бириккан. Бу газлар-

нинг бошқа бирикмалари донор-акцептор механизм бўйича боғланган бирикмалардир. Буларда атом радиусининг катталашishi билан уни қўзғатувчи энергия камаяди, натижада элементнинг реакцияга киришиш хусусияти ортади, яъни гелидан радонга ўтган сари элементларнинг реакцияга киришиш қобилияти кучайиб боради. Уларнинг бирикмалари барқарорлиги ҳам худди шу тарзда ортади.

Табиатда нодир газлар ҳам жиҳатидан ҳавонинг 1% ини шу жумладан He 0,00046% ини. Ne 0,0016% ини, Ar 0,9325% ини, Kr 0,00010% ини, Xe 0,00008% ини ва Rn 7·10<sup>-18</sup>% ини ташкил этади. Табиий газлар таркибида 7 — 10% гача гелий учрайди.

Нодир газлар техникада суюқ ҳавони фракциялаб ҳайдаш орқали олинади. Ҳаво қайнаш температурасига қараб дастлаб уч фракцияга ажратилади. 1-фракцияга гелий (—269°C), неон (—246°C) ва азот (—196°C) киради. Бу фракциядан гелий ва неон ажратиб олинади. 2-фракцияга азот (—196°C), аргон (—186°C) ва кислород (—183°C) киради. Бу фракциядан аргон ажратиб олинади. 3-фракцияга кислород (—183°C), криптон (—153°C) ва ксенон (—108°C) киради, бундан эса криптон ва ксенон ажратиб олинади.

Нодир газлар ҳидсиз, таъмсиз, барча агрегат ҳолатларда рангсиз бўлади. Бу газлар орасида ноёб хоссаларга эга бўлгани гелийдир. У ҳаводан 7 марта енгил, айниқса, қийин сиқилади, сувда ниҳоятда кам эрийди. Суюқ ҳолатдаги гелий ўта ўтказувчанлик ва ўта оқувчанлик хоссаларига эга. Гелийдан бошқа газларнинг эрувчанлиги массаси катталашishi билан ортади ва радонга келганда 100 ҳам сувда 50 ҳам газ эрийди. Бу газлар электр токини яхши ўтказади. Ксеноннинг кимёвий хоссалари фтор, кислород ва платина группасидаги металллар билан ҳосил қилган бирикмаларида анча тўлиқ ўрганилган. Криптон ва радон бирикмалари ҳам ўрганилган. Бу газлар ўзига хос спектрларга эга, бу ҳол уларни осон аниқлашга ва бир-биридан фарқлашга имкон беради.

Нодир газларнинг ишлатилиши уларнинг хоссаларига боғлиқ. Гелийнинг енгиллиги ва ёнмаслигидан шарларда ҳаво а учишда фойдаланилади. Унинг сувда жуда кам эрувчанлигидан сувости ишларида нафас олиш учун ишлатиладиган газ аралашмаларини тайёрлашда фойдаланилади. Бу газлардан техникада ёритиладиган рекламалар, неондан маяклар ва разряд лампалар (Ne пушти, Ar кўк, Kr яшил ранг беради) ва телевизион апаратуралар тайёрлашда фойдаланилади.

Алоҳида юзалик ва ишлов бериш аниқлиги талаб қилинадиган баъзи ишлар инерт газлар, асосан аргон ва гелий атмосферасида бажарилади. Гелийдан ўта паст температураларни ҳосил қилишда фойдаланилади. Ксенон бош мия рентгеноскопиясида, радон физиотерапияда (радон ванналар) ишлатилади. Криптоннинг кислород билан аралашмаси наркоз сифатида ишлатилади.

Даврий системадаги элементларнинг  $3/4$  қисмидан кўпроғини металллар ташкил этади. Металллар жадвалда I — II — III группаларда, барча группаларнинг ёнаки группачаларида жойлашган. Кўпчилик металллар амфотер хоссаларга эга, баъзан металлмаслар хоссаларини ҳам намоён қиладилар. Металллар атомлари тузилишининг ўзига хос хусусиятлари ташқи электрон қавагида электронларнинг кўпмаслигидадир.

Атом радиуслари энг катта бўлган металллар ишқорий металллардир. Улар кимёвий жиҳатдан энг актив, яъни бундай металлларнинг атомлари электронларини осон беради ва яхши қайтарувчилар ҳисобланади. Ишқорий ва ишқорий-ер металллар энг яхши қайтарувчилардир. Металллар бирикмаларида доимо мусбат оксидланиш даражасини (+1 дан +4 гача) намоён қилади, улар металлмаслар билан ион характерига ковалент боғланишли бирикмаларни ҳосил қилади. Металлларнинг атомлари оддий модда ҳолида ўзaro металл боғланиш билан боғланган бўлади. Металл боғланиш боғланишнинг алоҳида тури бўлиб, фақат металлларга хосдир. Унинг моҳияти шундаки, металлларнинг атомларидан доимо электронлар узилиб туради, улар эса металл парчасининг барча массаси бўйлаб ҳаракатланиб юради. Электронларидан ажралган металл атомлари мусбат ионларга айланиб, эркин электронларни яна ўзига тортади. Шундай қилиб, металл парчасининг ичида доимо электрон газини айланиб туради, у металлнинг барча атомларини бир-бири билан боғлайди. Электронлар гўё бир вақтнинг ўзида металлнинг барча атомларига умумий тегишли бўлади. Металлларнинг атомлари орасида бўладиган кимёвий боғланишнинг бундай алоҳида типини металлларнинг физик ва кимёвий хоссаларини белгилаб беради. Металлда валент электронлар қанча кўп бўлса, кристалл панжараси шунча мустаҳкам ва қаттиқ, унинг суюқланиш ҳамда қайнаш температуралари шу қадар юқори бўлади.

Металлларнинг деярли ҳаммаси қуйидаги кристалл панжаралар 1) ёқлари марказлашган панжара (Pb, Pd, Pt, Al, Ag, Au, Ca, Cu кабилар) шаклда, 2) ҳажмий марказлашган куб (Ba, Cr, Fe, Cs, K, Mo, Ta кабилар) шаклида, 3) гексагонал катак (Be, Cd, Co, Hg, Mg, Ru кабилар) шаклида кристалланади. Кристалл панжаранинг шакли металл хоссаларига таъсир қилади. Ташқи шароит ўзгарганда баъзи металлларнинг кристалл панжаралари қайта қурилади, яъни бир шаклдан бошқа шаклга ўтади, ҳатто уларнинг аллотропик шакл ўзгаришлари ҳам ўзгаради.

Металлларнинг ҳаммасида оз ёки кўп даражада ялтироқлик бор, бу эса металл парчаси учун хос хусусият. Металллар рангига кўра шартли равишда қора ва рангдор металлларга бўлинади. Қора металлларга темир ва унинг қотишмалари, рангдор металлларга эса қолган барча металллар киради.



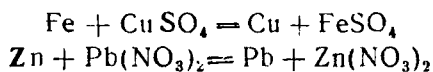
Симобдан бошқа барча металллар кристалл структурали қаттиқ моддалардир, шу сабабли уларнинг суюқланиш температураси нолдан юқори бўлади. Фақат симобнинг суюқланиш температураси —  $39^{\circ}\text{C}$  га тенг. Цезий метали  $28,5^{\circ}\text{C}$  да, калий  $62,3^{\circ}\text{C}$  да, молибден  $2625^{\circ}\text{C}$  да, вольфрам эса  $3370^{\circ}\text{C}$  да суюқланади,  $800^{\circ}\text{C}$  дан паст температурада суюқланадиган металллар осон, ундан юқориси эса қийин суюқланувчи металллар деб аталади. Металллардан натрий ва калий мумдек юмшоқ, хром эса ниҳоятда қаттиқдир. Зичлиги жиҳати билан металллар оғир ва енгил металлларга бўлинади. Зичлиги  $3 \text{ г/см}^3$  дан катта бўлганлари оғир металлларга киради, масалан олтиннинг зичлиги 19,3, платинаники 21,45, уранныки  $18,7 \text{ г/см}^3$  га тенг. Зичлиги  $3 \text{ г/см}^3$  дан кичик бўлган металллар эса (литийники  $0,53 \text{ г/см}^3$ , калийники 0,87, натрийники  $0,97 \text{ г/см}^3$  га тенг) енгил металллар группасига киради.

Металллар оз ёки кўп даражада пластик бўлади. Олтиндан қалинлиги 0,0001 мм келадиган (бу одам сочидан 50) марта ингичка) зар қоғоз тайёрлаш мумкин, лекин сурьма анчагина мўрт бўлади. Металл парчасининг шакли ўзгарганда (деформацияланганда) ҳам бутунлиги сақланиб қолади, бундай хоссасидан уларни прокатка қилишда фойдаланилади. Пластиклик металллар кристалл панжарасининг структурасига боғлиқ. Барча металллар (ишқорий ва ишқорий-ер металллардан ташқари) сувда эримайди, лекин бир-бирининг суюқланмаларида эрийди. Бир металлнинг бошқа металлдаги қаттиқ эритмаси қотишма дейилади. Барча қотишмаларни қуйидаги группаларга бўлиш мумкин: а) металллар ўзаро қаттиқ ҳолатда эримайди, суюқ ҳолатда эрийди, буларни эвтектик қотишма бор системалар дейилади, б) металллар ўзаро кимёвий бирикмалар ҳосил қилади; в) металллар бир-бирида суюқ ҳолатда ҳам, қаттиқ ҳолатда ҳам эрийди; г) бир металл иккинчи металлда маълум чегарага қадар эрийди.

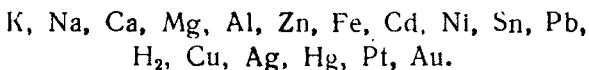
Қотишмаларнинг хоссалари, одатда, металл компонентларининг хоссаларидан фарқ қилади. Қотишманинг зичлиги, суюқланиш температураси, электр ўтказувчанлиги, қаттиқлиги, механик мустаҳкамлиги, пластиклиги, оксидланишга чидамлиги ва бошқа хоссалари ўзгаради. Металллар соф ҳолатда қотишмаларга қараганда анча кам ишлатилади. Баъзи қотишмаларнинг хоссалари ва ишлатилиши металлларнинг айрим вакиллари ўрганишда кўриб чиқилади.

Металллар ўзидан электрон бериш хусусиятига эга бўлган элементлардир. Шунинг учун улар кимёвий бирикмаларда фақат мусбат валентликни намоён қилади. Металлнинг ион радиуси қанча катта ва заряди қанча кичик бўлса, металл кучли асос, ион радиуси қанча кичик ва ион заряди қанча катта бўлса, металл кучли кислота хоссасини намоён қилади. Ҳар қандай асл бўлмаган металл ўзидан аслроқ металлни ўша

металл тузи таркибидан сиқиб чиқаради:



Металларнинг қайтариш активлигининг даражасини электрохимёвий кучланиш қатори акс этиради:



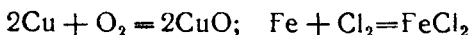
Кучланишлар қаторида олдинги ўрнида турган металллар ўзидан кейин жойлашган металлларни тузларидан сиқиб чиқаради. Шунингдек водороддан кейин турган металллар уни сувдан ва кислоталардан сиқиб чиқара олмайди, балки кислоталар билан водородни сиқиб чиқармай туриб оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига киришади.

Бу қаторда жойлашган металллар иштирокида гальваник элементни тузиш мумкин, пассив металл анодни ва актив металл катодни ташкил қилади. Якоби элементида қуйидаги кимёвий реакция боради:



Бунда активроқ металл оксидланади ва пассив металл қайтарилади, натижада оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг кимёвий энергияси иссиқлик энергиясига айланмасдан тўғридан-тўғри электр энергиясига айланади.

Металларнинг оксидланиши, кўпинча, уларнинг емирилишига олиб келади. Металларнинг атроф-муҳит таъсирида емирилиши *коррозияланиш* деб аталади. Бунда кислород, нам, карбонат ангидрид, азот оксидлари ва бошқалар таъсирида кимёвий ва газли коррозияланиш содир бўлади. Кимёвий ишлаб чиқаришларда металлга баъзан кислород, хлор ва бошқалар таъсир этиб, туз ёки оксидларни ҳосил қилади:



Кимёвий коррозиядан ташқари электрохимёвий коррозия ҳам бор, у анча кам учрайди. Темир металнинг коррозияланишида ҳаводаги электролит вазифасини карбонат кислота ўтайди, темирга қўшилиб қолган аралашмалар эса гальваник жуфтларнинг иккинчи электроди ролини ўйнайди. Бу жуфтлар микроскопик бўлгани учун емирилиши анча секин боради. Одатда, активроқ металл емирилади. Шундай қилиб электрохимёвий коррозияланиш металлнинг гальваник жуфтлар ҳосил бўлиши билан борадиган оксидланишдир.

Металларнинг коррозияланиши халқ хўжалигига катта зарар етказилади. Коррозияга қарши курашишнинг кўпгина усуллари бор. Металлар, жумлалаб темир, металл сиртида кислород ва сув буғларини ўтказмайдиган зич парда ҳосил қилувчи мойли бўёқ билан қопланади.

Металларни, масалан, мис симни лок билан қоплаш ҳам мумкин, у бир вақтнинг ўзида металлни ҳам коррозиядан сақлайди, ҳам изолятор бўлиб ҳисобланади.

Қорайтириш — темирга кучли оксидловчилар таъсир эттириш жараёни бўлиб, натижада металл газ ўтказмайдиган, уни ташқи муҳит таъсиридан муҳофаза қиладиган оксид парда билан қопланади. Кўпинча бу парда магнитли оксид  $Fe_3O_4$  дан иборат бўлиб, у металл қатламига чуқур кириб боради ва уни оксидланишдан ҳимоя қилади. Қорайтирилган Урал темир тунукаси томга ёпилганда 100 йилдан ортиқ зангламасдан сақланган. Металл қанча яхши силлиқланган бўлса, унинг сиртида ҳосил бўлган оксид парда шунча зич ва пухта бўлади.

Эмаллаш (сирлаш) турли идиш-товоқларни коррозиядан сақлашнинг энг яхши усулидир. Эмалга кислород ва сувгина эмас, балки кучли кислота ва ишқорлар ҳам таъсир этмайди. Лекин, эмаль жуда мўрт бўлади, у куч ва температура таъсирида анча осон дарз кетади.

Металларни коррозиядан сақлашнинг жуда тенг тарқалган усуллари рухлаш, никеллаш ва қалайлашдир.

Рухлаш металл сиртини рух қавати билан қоплашдан иборат, асосан темир ана шундай коррозиядан муҳофаза қилинади. Агар рух парда бузиладиган бўлса, аввало активроқ металл бўлган рух коррозияга яхши қаршилиқ кўрсатади, чунки унинг сирти сув ва кислородни ўтказмайдиган ҳимоя оксид пардаси билан қопланган бўлади.

Никеллаш ва қалайлашда қоплама металл бузилгунча темир зангламасдан туради. Қоплама бузилгандан кейин темир коррозиялана бошлайди. Никель коррозияга анча кам учрайдиган металл, шу сабабли никел парда темир сиртида жуда узоқ вақт сақланади. Кўпинча, мис буюмлар қалайланади. Бунда мис-қалай гальваник жуфтида доимо активлиги кам бўлган мис метали эмас, балки қалай коррозияланади. Темир қалайланганда консерва саноатида ишлатиладиган оқ тунука олинади. Агар хлорид кислотаса озроқ миқдорда натрий хромат қўшилса, хлорид кислотанинг темир билан реакцияси шу қадар секинлашадикки, амалда кислотани темир цистерналарда ташин мумкин бўлади. Коррозияни секинлаштирувчи, баъзан эса деярли батамом тўхтатиб қўювчи *моддалар ингибиторлар* дейилади.

Ингибиторларнинг таъсир этиш характери турличадир. Улар металл сиртида ҳимоя парда ҳосил қиладиган ёки муҳитнинг агрессивлигини камайтиради. Ҳимоя пардани ҳосил қилувчиларга, масалан, натрий нитрит  $NaNO_2$ , пўлатнинг сувда ва туз эритмаларида коррозияланишини секинлаштирувчи, алюминийнинг сульфат кислотаса коррозияланишини секинлаштирувчи хроматлар киради. Муҳитнинг агрессивлигини камайтирувчиларга мочевина  $CO(NH_2)_2$  киради, у миснинг нитрат кислотаса эришини жуда секинлаштиради. Ҳайвон оқсил-

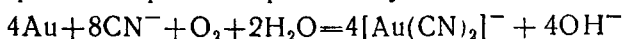
лари, углеводлар, айрим қуритилган ўсимликлар — кончўп, айиқтовон ва бошқаларда ҳам ингибиторлик хоссалари бор.

Баъзан металлларнинг коррозияга чидамлилигини ошириш мақсадида унинг бошқа м-таллар билан қотишмалари тайёрланади.

Металлларнинг кўпчилиги табиатда бирикмалар ҳолида учрайди. Олтин, платина, баъзан қалай ва симоб эркин ҳолда учрайди. Металл олиш учун ҳар қандай минералдан ҳам фойдаланиб бўлавермайди.

Рудалар таркибида оксидлар, сульфидлар, карбонатлар, шунингдек, хлоридлар, силикатлар бўлиб, қолган қисмлари бекорчи жисмлар дейилади. Бекорчи жисмлар кўп бўлган рудалар турлича усулда бойитилади, сўнг металл ажратиб олинади. Рудаларни бойитишнинг флотация, ҳўллаш ва магнит ёрдамида ажратиш усуллари бор. Илгариги вақтда металл бирикмалари кам, бекорчи жисмлари кўп бўлган рудалар яроқсиз дейилиб, улар руда ўрнида ишлатилмас эди. Энди техника тараққиёти натижасида таркибида 1% ва ҳатто унинг ўндан бир улушларига қадар металл бўлган рудалардан ҳам металлар олинади.

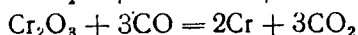
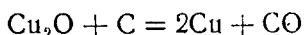
Рудалардан металлларни ажратиб олиш усуллари қайтарилиш, термик парчаланиш ва алмашиниш жараёнларига асосланган. Техникала бу жараёнлар металлургиянинг турли бўлимлари бўлган пирометаллургия, гидрометаллургия ва электрометаллургияда амалга оширилади. Гидрометаллургияда рудалар таркибидаги металл бирикмалари сув, кислота, ишқор ёки бирор бирикма ҳолида рудадан ажратиб олинади. Масалан, олтин заррачаларини бекорчи жинслардан ажратиб олиш учун унга натрий ёки калий цианиднинг эритмаси қўшилади. Бунда ҳаво кислороди ҳам иштирок этади, олтин эса комплекс анион сифатида бирикма таркибига ўтади:



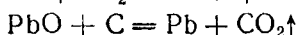
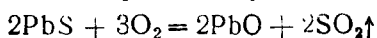
Комплекс бирикма сувда яхши эриганлиги учун бекорчи жинслардан эритиб ажратилади ва унга рух таъсир эттирилиб, олтин олинади:



Пирометаллургияда руда таркибидаги металл бирикмасидан металл юқори температурада қайтариш йўли билан олинади. Оксидли ва сульфидли рудалардан металл ажратиб олишда кўмир ёки углевод (II)- оксид билан қайтарилади:

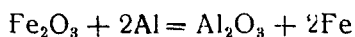


Агар металл бирикмаси сульфид бўлса, у аввал ёндирилади, яъни оксидга айланттирилади, сўнг қайтарилади:



Бу усулларда саноатда асосан пўлат ва чўян ишлаб чиқарилади.

Алюминий ёнганда / ниҳоятда кўп иссиқлик ҳосил бўлади, шунинг учун мегалл оксидидан иборат рудалардан металл ажратиб олишда алюминий билан қайтариш усулидан фойдаланилади:



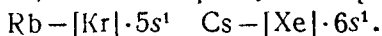
Қийин суюқланувчан хром, вольфрам, марганец каби металллар ҳам шу йўл билан олинади. Металл оксидларининг алюминий билан қайтариш усулига алюминотермия, агарда қайтарувчи бошқа металл бўлса металлотермия деб аталади.

Электромегаллургия бир неча турга бўлинади. улардан энг муҳими электролиздир. Электролитнинг (асос, кислота, туз) сувдаги эритмасидан ёки суюқланмасидан электр токи ўтказилганда электролитнинг парчаланишига электролиз дейилади. Металллар ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг суюқлантирилган тузлари ва ишқорларини электролиз қилиш йўли билан олинади. Бу хлор, фтор каби актив металлмасларни олишнинг иқтисодий жиҳатдан афзал бўлган ягона усулидир. Алюминий суюқлантирилган оксид ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) дан олинади. Мис, никель, кумуш каби металлларни тозалашда электролиз жараёнидан фойдаланилади. Электролиз ёрдамида металл буюмларнинг сирти бошқа металл билан қопланади. бу жараён гальваностегия дейилади.

## ХVI БОБ. I ГРУППА БОШ ГРУППА ЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Биринчи группанинг асосий группчасига (ишқорий металлар) литий, натрий, калий, рубидий, цезий ва франций элементлари, ёнаки группчасига эса (мис группчаси) мис, кумуш ва олтин киради.

Ишқорий мегаллар атомларининг энергетик поғоналарида электронларнинг тақсимланиши тубандагича:



Ишқорий металллар атомлари ўзининг ташқи электрон қаватидаги ягона электронни осонлик билан йўқотиб, оксидланиш даражаси +1 га тенг бўлади. Уларнинг қайтарувчанлик хоссаси литийдан францийга томон кучаяди, чунки электрон қавати сони ортиб, сиртки қаватдаги электрон ядродан борган сари узоқлашади, яъни валент электроннинг ядрога тортилиш кучи заифлашиб боради, натижада кучли қайтарувчи бўлади. Бир электронни йўқотиш ниҳоят осон бўлгани учун улар табиатда ҳамisha бирикма ҳолида учрайдиган актив металллардир. Уларнинг ҳаммаси енгил, юмшоқ, кумушдай оқ, ҳатто ялтироқдир.

Рубидий ва цезий ҳавода ўз-ўзидан ёниб кетади. Бу элементларнинг оксидлари  $Me_2O$ , гидридлари  $MeH$ , гидроксидлари эса  $MeOH$  формула билан ифодаланади. Металлар орасида ишқорий металллар энг юқори кимёвий активликни намоён қиладилар, улар металлларнинг электрокимёвий кучланиш қаторида қаторнинг бошланишида жойлашадилар. Ишқорий металлларнинг аксарият тузлари сувда яхши эрийди, улардан натрий ва калий муҳим аҳамиятга эга.

13-жадвал

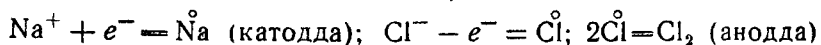
### Ишқорий металлларнинг айрим хоссалари

Элементнинг номи	Элементнинг тартиб номери	Нисбий атом массаси	Суюқлик температураси, °С	Қайнаш температураси, °С	Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	Қаттиқлиги
Литий	3	6,94	180,5	1340	0,53	0,6
Натрий	11	22,997	97,9	886	0,97	0,4
Калий	19	39,1	63,5	771	0,86	0,5
Рубидий	37	85,48	39,3	690	1,53	0,3
Цезий	55	132,91	28,5	672	1,90	0,2

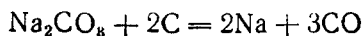
### 100-§. Натрий

Натрийнинг атом массаси 22,99 га тенг. Унинг атом радиуси 0,189 ва ион радиуси 0,098 нм га тенг бўлиб, ионланиш энергияси эса 5,14 эВ га тенг. Натрий табиатда кўп тарқалган элемент, у ер пўстлоғининг 2,5% ини ташкил қилади. Қуёшда ва юлдузларда ҳам натрийнинг борлиги аниқланган. Натрий минераллари қаторига  $NaCl$  галит ёки тоштуз,  $Na_2SO_4 \cdot X H_2O$  мирабилит ёки глаубер тузи,  $Na_2AlF_6$  криолит,  $Na_2B_4O_7$  бура,  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  сода,  $NaCl \cdot KCl$  сильвинит,  $Na_2SO_4 \cdot X 3K_2SO_4$  глазерит,  $Na_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 4H_2O$  астраханит,  $NaNO_3$  чили селитраси ва бошқалар кирди. Натрий бошқа элементлар билан бирга силикат ва алюмосиликатлар таркибиде, ўсимликларда, инсон ва ҳайвонлар организмиде, шунингдек, денгиз ва тузли кўл сувларида кўп миқдорда учрайди.

Натрий ош тузининг суюқланмасини электролиз қилиш йўли билан олинади. Катод ва анод бўшлиғи диафрагма билан ажратилган бўлади, натрийнинг мусбат иони катоддан электрон бириктириб олади яъни нейтрал атомга айланади. Натрийнинг нейтрал атомлари катодда суюқланган металл ҳолида йиғиладди. Анодда хлор ионлари электронларини беради, яъни оксидланиш содир бўлади ва газ ҳолида эркин хлор ажралиб чиқади. Бу жараёнларни қуйидагича тасвирлаш мумкин:



Натрий олиш учун сода билан кўмир аралашмасини қаттиқ қиздириш керак:

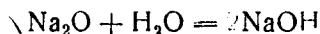


Ҳосил қилинган натрий керосин остида ёки берк металл идишларда сақланади. Натрий юмшоқ, пичоқ билан осон кесиладиган енгил металл куб шаклида кристалланади. Унинг стабил изотопи битта, атом массаси 23, радиоактив изотопи 4 та бўлиб, атом массалари 21, 22, 24, 25 га тенгдир. Натрий буғи алангани сариқ тусга киритади. Натрий кимёвий хоссалари жиҳатидан жуда актив ҳавода тез оксидланади, фтор ва хлор атмосферасида уй температурасида алангаланadi. Қиздирилганда бром, йод, олтингугурт, водород ва бошқа моддалар билан реакцияга киришади шунингдек, сув билан реакцияга киришиб, водородни ажратиб чиқаради:

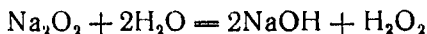


Ёниб кетган ишқорий металлни сув сепиб ўчириб бўлмайди, балки унинг устидан кальцинациланган сода кукунни сепиш керак. Металл ҳолидаги натрийдан органик синтезда, масалан, бутадияндан синтетик каучукни ишлаб чиқаришда катализатор сифатида фойдаланилади, шунингдек, натрийнинг бошқа бирикмаларини ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) олишда натрий бошланғич модда сифатида фойдаланилади. Ядро энергетик қурилмаларида ҳам натрий ишлатилади.

Натрий оксид ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) сув билан шиддатли реакцияга киришиб, ўювчи натрийни ҳосил қилади:



Натрий пероксид  $\text{Na}_2\text{O}_2$  сарғиш кукун ҳолидаги туздир. Унга сув таъсир эттирилганда ишқор ва водород пероксид ҳосил бўлади:



Агарда реакция қиздириш билан олиб борилса, водород пероксиднинг парчаланиши нагижасида кислород ажралиб чиқади. Водород пероксид  $\text{Na}_2\text{O}_2$  га суюлтирилган кислота ( $\text{HCl}$ ) таъсир эттириб олинади, натрий пероксид эса ҳаводаги карбонат ангидрид билан реакцияга киришади:

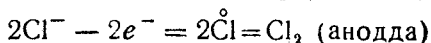
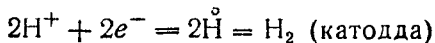
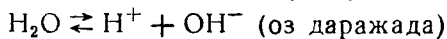
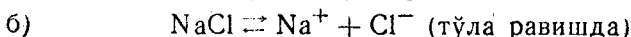
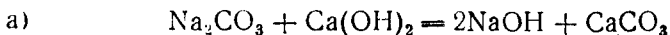


Шу сабабли  $\text{Na}_2\text{O}_2$  нафас олиш аппаратларида ҳавони регенерациялаб кислород ажратиб чиқариш учун фойдаланилади.  $\text{Na}_2\text{O}_2$  газламалар, суюк, соч ва бошқаларни оқартириш учун ишлатилади.

Натрий гидрид  $\text{NaNH}_2$  ни олиш учун натрий водород атмосферасида қиздирилади ва сув таъсирида парчаланadi.  $\text{NaNH}_2$  оқ тусли қаттиқ моддадир, унинг таркибидаги водород манфий бир валентлидир. Агар натрий гидрид суюқлантириб электролиз қилинса, водород анодга ва натрий эса катодга боради.

Натрий гидроксид  $\text{NaOH}$  ўювчи натрий ёки каустик сода дейилади. У оқ тусли қаттиқ моддадир. Уни лабораторияда

олиш учун натрий ёки натрий пероксид сувда эритилади. Техникада солани каустиклаш ва ош тузининг сувдаги эритмасини электролиз қилиш усули билан олинади:



$\text{Na}^+$  ионлари катодда  $\text{OH}^-$  ионлари билан бирикиб,  $\text{NaOH}$  ни ҳосил қилади. Катод қисмидаги эритма олиб қиздирилади, аввал  $\text{NaCl}$  кристалланади, сўнг эритмада тоза  $\text{NaOH}$  қолади. Кимёвий тоза  $\text{NaOH}$  олиш учун уни этил спиртда эритиб, қайта кристалланади, чунки спиртда  $\text{NaCl}$  эримайди. Натрий гидроксиднинг сувдаги эритмаси кучли ишқордир, терини куйдиради, кўзга тушса кўр қилади, шунинг учун у билан ишлашда ниҳоятда эҳтиёт бўлиб ишлаш лозим. Натрий гидроксид совун тайёрлашда, тўқимачилик ва кўнчилик саноатида, органик моддалар олишда, нефтни тозалашда, вискоза усулда сунъий ипак ҳосил қилишда, кимё лабораториялари ва бошқа кўпгина соҳаларда ишлатилади.

Натрийнинг барча тузлари сувда яхши эрийди.  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$  эса сувда эримайди. Аналитик кимёда ана шу бирикмани ҳосил қилиш йўли билан  $\text{Na}^+$  иони топилади. Натрийнинг кўпгина тузлари кристалл гидратлардан иборатдир.  $\text{NaCl}$  озиқ-овқат саноатида ишлатилади. Ош тузи куб кристаллар ҳолида кристалланади, ҳиди йўқ, таъми шўр, сувда яхши эрийди, температура ўзгариши билан унинг эрувчанлиги кўп ўзгармайди.  $\text{NaCl}$  одам организми учун зарур, одам кунига 10–20 грамм туз истеъмол қилади. Натрий хлорид қон таркибига киргани учун тузсиз овқатланиш озишга сабаб бўлади ва касалликни келтириб чиқаради.

Натрийнинг хлорид, гидрокарбонат, нитрат, арсенат, бромид, йодид, сульфат ва солицилатлари тиббиётда, шунингдек  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  шиша ишлаб чиқаришда ишлатилади.

## 101- §. Калий

Калийнинг атом радиуси 0,236, ион радиуси 0,133 нМ, ионланиш энергияси 4,34 эВга тенг. Табиатда учрайдиган изотопларнинг масса сонлари 39, 40 ва 41 га тенг бўлиб, ер пўстлоғининг 2,35% ини ташкил қилади. Калий, рубидий, цезий ва франций элементлари калий группчасини ташкил қилади. Буларнинг кимёвий хоссалари натрий ва литийникидан фарқ қилишга сабаб уларнинг атом ва ион радиусларидаги фарққа ва улар атом тузилишларига боғлиқ. Калий актив бўлганлигидан табиатда фақат бирикмалар ҳолида (энг муҳимлари дала шпа-

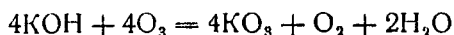


ти, слюда) бўлиб, уларнинг нурашидан сувда эрийдиган тузлар ҳосил бўлади. Калий тузлари тупроққа яхши шимилгани сабабли кўпинча дарё ва денгиз, кўл сувларига боролмайди (калий тузлари денгизда 0,038%, натрий тузлари эса 3,5% гача бўлади).

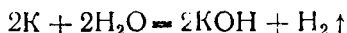
Калий ҳам натрий каби суюқлантирилган KCl ёки КОН ни электролиз қилиб олинади. Калий юмшоқ ва енгил металл, кучли қайтарувчи, су<sup>н</sup> билан реакцияси вақтида ажралиб чиққан водород ёниб кетади. Ҳавода калий тез оксидланади, хлор ва фторда ўз-ўзидан ёниб кетади, суюқ бромда эса портлайди. Калий жуда кўп металллар билан интерметалл бирикмалар ( $KSn_2$ ,  $KSn$  каби) ни ҳосил қилади. Калийни кесиш вақтида ҳам қаттиқ портлаш содир бўлиши мумкин, шу сабабли ниҳоятда эҳтиёт бўлиш лозим.

Калий шуълалантирилса ўзидан электрон чиқаргани учун фотоэлементлар тайёрлашда ишлатилади. Калий берк идиш ёки керосин остида сақланади.

Калий гидрид (KH) ҳосил қилиш учун калий водород атмосферасида 200°C гача қиздирилади. Калий гидрид жуда актив, оқ кристалл модда, зичлиги 1.52 г/см<sup>3</sup> га тенг, ҳавода ёнади, сув билан шиддатли реакцияга киришади, кучли қайтарувчи. Калий кислород билан оксид  $K_2O$ , пероксид  $K_2O_2$ , гипероксид  $KO_2$  ва озонид ҳосил қилади. Калий ҳавода ёнганда  $K_2O_2$  ва  $KO_2$  ларнинг аралашмаси ҳосил бўлади, улар сув ва кислоталар таъсирида парчланади. Ўювчи калийга озон таъсир эттирилса,  $KO_3$  ҳосил бўлади:



Калийнинг кислородли бирикмалари (айниқса  $KO_3$ ) кучли оксидловчилардир. Калий гидроксид КОН калийнинг сув билан жуда шиддатли реакциясидан ҳосил бўлади:



Калий гидроксид техникада KCl ёки КОН нинг сувдаги эритмасини электролиз қилиш йўли билан олинади, шунингдек  $K_2CO_3$  га оҳак таъсир эттириб ҳам олинади. Ўювчи калий рангсиз кристалл модда, 410°C да суюқланади, қиздирилганда парчаланмай буғланади. Ҳаводан ўзига нам тортади, сувда жуда кўп иссиқлик чиқариш билан эрийди, энг кучли ишқор, диссоциланиш даражаси қарийб 100% га тенг. КОН ҳаводаги нам ва  $CO_2$  билан тез реакцияга киришади, шунинг учун у берк идишларда сақланади. КОН метанол ва этанолда яхши эрийди. Техникада уювчи калий совун тайёрлашда, лабораторияларда моддаларни қуритишда,  $CO_2$  ни юттириш мақсадида ишлатилади. Калий тузларининг кўпи сувда яхши эрийди, учувчан тузлари эса алангани гунафша тусга киритади.  $KHC_4H_4O_6$  ва  $K_8[Co(NO_2)_6]$  тузлари сувда эримайди, аналитик кимёда, кўпинча шу тузларнинг ҳосил бўлишига қараб, калий топилади. Калийнинг ацетат, гидротартрат, бромид, йодид каби

тузлари тиббиётда,  $K_2CO_3$  шиша саноатида ишлатилади. Калий ўсимликлар учун ниҳоятда зарур элементдир, шу сабабли минераллардан тўғридан-тўғри ўғит сифатида фойдаланилади. Калийли ўғитлар (кўпинча  $KCl$ ,  $KNO_3$ ,  $K_2SO_4$ ) қишлоқ хўжалигида ва калий нитрат қора порох тайёрлашда ишлатилади.

## ХVII БОБ. II ГРУППА БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Даврий системанинг иккинчи группаси асосий группчасига бериллий, магний, кальций, стронций, барий ва радий элементлари, ёнаки группчасига эса рух, кадмий ва симоб элементлари киради. Асосий группча элементлари бир-биридан хоссалари билан ниҳоятда фарқ қилади. Улар атомларининг сиртқи қавагида иккитадан электрон бўлиб, қайтарувчилик хоссалари ишқорий металланикига қараганда кучсизроқ ифодаланган. Кальций, стронций ва барий ишқорий-ер металллар деб аталади, улар енгил металллардир, фақат радий радиоактив хоссага эга бўлган оғир металлдир. Ер қобиғида Са нинг 6 та, Sr нинг 4 та, Ва нинг 7 та стабил изотопи бор. Булардан энг кўп тарқалганлари  $^{40}\text{Ca}$  (96,97%),  $^{88}\text{Sr}$  (82,56%)  $^{138}\text{Ba}$  (71,66%) дир.

Булар суюқланиш температураси ва қаттиқлигининг юқорилиги билан ишқорий металллардан фарқланади, уларнинг активлиги кальцийдан барийга томон ортиб боради.

Бериллий ва магний гидроксидлари сувда қийин эриганлиги туфайли сув билан секин реакцияга киришади. Ишқорий-ер металлари ҳаво кислороди ва азоти билан бирикиб,  $\text{MeO}$  ва  $\text{Me}_3\text{N}_2$  типдаги бирикмаларни ҳосил қилади. Бу группча элементларининг пероксидлари  $\text{Me}_2\text{O}_2$  ишқорий металланикига қараганда беқарордир. Бу элементлар оксидларининг сув билан бирикиши ва гидроксидларининг сувда эриши ва ишқор хоссаси бериллийдан барийга томон ортиб боради.  $\text{Be}(\text{OH})_2$  амфотер гидроксид,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  эса кучли ишқордир. Ишқорий-ер металллар актив металлмаслар билан оддий шароитда реакцияга киришади, реакция натижасида иссиқлик ажралиб чиқади, яъни экзотермик реакция содир бўлади.

Бу элементлар водород билан  $\text{MeH}_2$  типдаги гидридларни ҳосил қилади, кўпгина тузлари, сульфат, карбонат, фосфат ва фторидлари сувда амалда эримайди; хлорид, бромид, йодид ва нитратлари яхши эрийди.

### 102- §. Бериллий

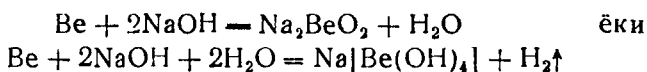
Бериллийнинг атом массаси 9,013 ( $z = 4$ ) га тенг. Табиатда унинг барқарор битта изотопи маълум. сунъий йўл билан эса  $^7\text{Be}$ ,  $^8\text{Be}$ ,  $^{10}\text{Be}$  изотоплари олинган. Бериллий эркин ҳолда учрамайди, баъзи бир нодир силикатлар ва алюмосиликатлар ҳолида учрайди. Унинг саноат аҳамиятига эга бўлган минера-

## II группа асосий группача элементларнинг айрим хоссалари

Элементларнинг физик константалари	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Атомнинг ташқи электрон қаватидаги электронлар	2s <sup>2</sup>	3s <sup>2</sup>	4s <sup>2</sup>	5s <sup>2</sup>	6s <sup>2</sup>	7s <sup>2</sup>
Атом радиуси, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Ион радиуси, нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,138	0,144
Атомнинг ионланиш энергияси, эВ	9,32	7,65	6,11	5,69	5,21	5,28
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	18,21	15,03	11,87	11,03	10,00	10,15
Суюқланиш температураси, °C	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	~6
Қайнаш температураси, °C	1,85	650	842	770	727	969
	2470	1095	495	1390	1860	1500

ли берилл  $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  бўлиб, таркибидаги қўшимчаларига қараб, оқ, сариқ, пушти, зангори, яшил тусли бўлади, соф яшил зумрад, зангори аквамарин рангларгина қимматбаҳо тошлар жумласига киради. Бериллий олиш учун суюқлангирилган  $\text{BeCl}_2$  ни электролиз қилинади. Жуда соф бериллийни олиш учун металлни вакуумда буғлатиш ёки инерт газ атмосферасида зоналар бўйлаб суюқлантириш (вертикал индукцион педча) усуллари қўлланилади.

Бериллий оч кул рангли металл, ойнани чиза олади, одатдаги температурада мўрт, қиздирилганда яссиланади, унинг электр ўтказувчанлиги мисга нисбатан 12 марта кам. Яхлит бериллий сув ва ҳаво таъсирига чидамли, унинг сиртида зич оксид парда ҳосил бўлади, бу парда металлнинг кимёвий активлигини анча пасайтиради. Бериллий олдий шароитда галогенлар билан бир оз иситганда реакцияга киради, қиздирилганда эса кислород, азот ва кўпгина металлмаслар билан осон бирикади. У кислота ва ишқорларда эрийди, шу сабабли амфотер хоссага эга:



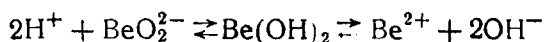
Ишқорларнинг сувли эритмаларида бериллий натрий гидроксобериллатни ҳосил қилади, бу бериллий учун характерлидир. Бериллий чанглари ниҳоятда заҳарли бўлиб, организмдаги баъзи ферментлар таркибидаги магнийнинг ўрнини олиб, организмни ишдан чиқаради.

Бериллий рентген нурларини ниҳоятда кам ютади. Баъзи нав пудатлар бериллий билан қопланадп, бунда пўлат сирти қаттиқ ва мустаҳкам бўлади, иссиққа чидайди ва газлар таъсирида коррозияланмайди. Бериллийнинг бир қатор элементлар билан интерметалл бирикмалар ( $\text{TiBe}_{12}$ ,  $\text{NbBe}_{13}$ ,  $\text{TaBe}_{12}$ ,  $\text{MoBe}_{12}$ ) ни ҳосил қилади, бу бирикмалар ҳатто 120—1600°C гача қиздирилганда оксидланмайди. Мисга озгина бериллий кўшилса, унинг мустаҳкамлиги ва кимёвий барқарорлиги ор-

тади, лекин миснинг иссиқлик ва электр ўтказувчанлиги пасаймайди Бериллийли бронзадан машиналарнинг муҳим қисмлари ва сифатли пружиналар тайёрланади. Самолётсозликда ишлатиладиган алюминий ва магний қотишмаларига ҳам бериллий қўшилади.

Бериллий гидрид  $\text{BeH}_2$  ни ҳосил қилиш учун бериллий хлориднинг эфирдаги эритмасига литий гидрид таъсир эттириш лозим. Бериллий гидрид қаттиқ полимер модда, кучли қайтарувчи, сув таъсирида парчаланиб, водород ажралиб чиқади.

Бериллий оксид  $\text{BeO}$  оқ тусли, қийин суюқланадиган ва ўтга чидамли модда бўлиб, турли кимёвий тигеллар ҳамда найлар тайёрлашда. баъзан атом реакторларида ишлатилади.  $\text{BeO}$  сув билан осон бирикиб,  $\text{Be}(\text{OH})_2$  ни ҳосил қилади.  $\text{Be}(\text{OH})_2$  сувда деярли эримайди, унда амфотерлик хоссалар бор:



Бериллий нитрид  $\text{Be}_3\text{N}_2$ , карбид  $\text{Be}_2\text{C}$ , сульфид  $\text{BeS}$  ва галогенид  $\text{BeF}_2$  лар мавжуддир. Бериллийнинг хлорид, фторид, карбонат ва сульфатлари сувда яхши эрийди, умуман тузлари одатдаги температурада гидролизланади, улар ширин мазали, аммо жуда заҳарлидир. Шунинг учун бериллий ва унинг тузлари билан ишлашда техника хавфсизлиги қондасига қаттиқ риоя қилиш керак.

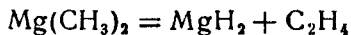
### 103- §. Магний

Магнийнинг атом массаси 24,32 ( $z=12$ ) га тенг. У табиатда кўп тарқалган металллардан бири бўлиб, Ер пўстлогининг 2% ига яқинини ташкил қилади. Магнийнинг  $^{24}\text{Mg}$  (78,6%),  $^{26}\text{Mg}$  (10,11%),  $^{26}\text{Mg}$  (11,29%) каби табиий ва учта сунъий изотопи бор.

Табиатда магний силикатли, карбонатли ва хлоридли минераллар ҳолида учрайди, шунингдек денгиз сувида (~4%) магний тузлари бўлиб, сувнинг таъхирлиги шу туздандир. Магний ўсимликлардаги хлорофилл таркибига киради ва фотосинтезда иштирок этади. Магний етишмаса, одам ва ҳайвонларда турли касалликлар пайдо бўлади. Бунинг сабаби организмдаги кўпгина биокимёвий жараёнларда магний қатнашади. Оқ карлик юлдузлар асосан магнийдан иборат эканлиги аниқланган. Магний суюқлантирилган  $\text{MgCl}_2$  ни ёки карналлит ( $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) ни ~750°C да электролиз қилиш йўли билан олинади. Бундан ташқари у металлотермик усулда ва магний оксидини юқори температурада кўмир билан қайтариб ҳам олинади. Жуда тоза магний олиш учун техник магний вакуумда бир неча марта сублиматланади. Магний кумушдек оқ ва енгил металл, ҳавода оксидланади ва оксид пардани ҳосил қилади, у магнийни янада оксидланишдан саклайди. Магний ҳавода 550—600°C гача қиздирилса, кўзни қамаштирарли дара-

жада оқ шуъла билан ёнади. Магний совуқ сув билан деярли реакцияга киришмайди, қайноқ сув ва суюлтирилган кислоталарга таъсир этиб, водородни ажратиб чиқаради. Магний қиздирилган металлмаслар ва айрим металллар билан реакцияга киришиб, бирикмалар ҳосил қилади. Магнийдан энгил қотишмалар (Al, Zn, Mn кабилар билан) тайёрланад, улар қаттиқ, пухта ва коррозияга чидамлилигидан самолётсозлик ва автомобилсозликда ишлатилади. Магнийдан фотографияда, пиротехникада ва шунингдек баъзи синтез реакцияларда, резина sanoатида, тиббиётда фойдаланилади.

Магний гидрид  $MgH_2$  ни олиш учун магний диметил  $175^\circ C$  да парчаланеди:



Бу кукун ҳолидаги кумуш ранг қаттиқ модда. Магний оксид техникада карбонатни парчалаб олинади,  $2800^\circ C$  да суюқланадиган кристалл модда бўлиб, ундан ўтга чидамли идишлар, тигель ва бошқа буюмлар тайёрланади.  $Mg(OH)_2$  сувда кам эрийдиган ўртача кучга эга бўлган асос, унинг эрувчанлик кўпайтмаси (ЭК)  $1.2 \cdot 10^{-12}$  га тенг.

Магний хлорид  $MgCl_2$  кўмир билан  $MgO$  аралашмасига хлорни таъсир эттириб олинади, ундан магнезиал цемент тайёрланади, уни қипиқ билан аралаштириб, изоляция материали бўлган ксилолит олинади. Магний сульфат  $MgSO_4$  табиатда ҳар хил минераллар шаклида учрайди, эритмада эса кристаллогидрат ( $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ) ҳолида кристалланади. Сувда эрийди, тиббиётда сурги дори сифатида, бўёқчиликда хуруш, қишлоқ хўжалигида ўғит сифатида, шунингдек пахта ва ипакни оғир, баъзан ёнмайидиган қилиш учун ишлатилади. Магний карбонат  $MgCO_3$  табиатда магнезит ва доломит ( $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ ) ҳолида учрайди.  $MgCO_3$  сувда оз эрийди, унинг сувдаги эритмасига ишқорий металл карбонатлари таъсир эттирилса,  $Mg_2(OH)_2CO_3$  ҳосил бўлади, унинг аниқ таркиби  $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 3H_2O$  бўлиб, оқ магнезия (табиатда кам учрайди) деб аталади. Оқ магнезия тиббиётда, қоғоз ва каучук sanoатида ва кўпгина бошқа соҳаларда ишлатилади.

#### 104- §. Кальций

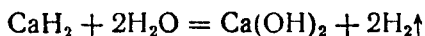
Кальцийнинг атом массаси 40,08 ( $z = 20$ ) га тенг. У табиатда энг кўп тарқалган металллардан бири бўлиб, Ер пўстлоғининг тахминан 3% ини ташкил этади. Табиатдаги асосий бирикмалари оҳактош, бўр ва мрамар, шунингдек доломит ( $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ ), фосфорит ( $Ca_3(PO_4)_2$ ), флюрит ва турли силикатлардир. Кальций ўсимлик ва ҳайвонлар организми учун зарур элемент бўлиб, баъзи сув ўсимликларида ва шиллиққуртлар организмида 38% гача бўлади. Одам суягининг 25%и қон ва турли тўқималарда оз миқдорда кальций бўлади. Кальций суюқлантирилган  $CaCl_2$  ни электролиз қилиб (озроқ  $CaF_2$

қўшилади) олинади. Олинган кальций таркибидаги аралашмани йўқотиш учун у қайта суюқлантириб ҳайдалади.

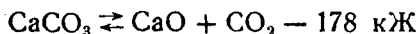
Кальций кумушдек оқ металл бўлиб, ҳавода тез оксидланади. Шунинг учун керосин остида сақланади. Очиқ ҳавода қолса, унинг сирти оксид, пероксид, нитрид қаватлари билан қопланади. Кальций бирмунча қаттиқ бўлишига қарамай яссиланувчи металл, сув ва кислоталардан водородни сиқиб чиқаради. У кислород билан оксид  $\text{CaO}$  ва пероксид  $\text{CaO}_2$ , водород билан гидрид  $\text{CaH}_2$ , азот билан нитрид  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ , углерод билан карбид  $\text{CaC}_2$ , галогенлар билан бирикиб, галогенид  $\text{CaF}_2$  ларни ҳосил қилади.

Металл ҳолидаги кальцийнинг ишлатилиши унинг юқори кимёвий активлигига боғлиқ, ундан металл бирикмаларидан (уран, хром, цирконий, цезий, рубидий каби) металлларни қайтаришда, пўлат ва айрим қотишмалардаги кислород ва олтингургурни йўқотишда, органик суюқликларни сувсизлантиришда ҳамда вакуум асбобларидаги қолдиқ газларни юттиришда фойдаланилади. У баъзи қотишмаларга, айниқса, подшипниклар тайёрланадиган қотишмаларга легирловчи компонент сифатида қўшилади.

Кальций гидрид  $\text{CaH}_2$  сув таъсирида  $\text{Ca(OH)}_2$  ни ҳосил қилади:

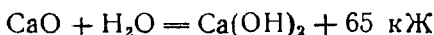


Бу реакция натижасида кўп иссиқлик ажралиб чиқиб, водород ёниб кетади, кальцийнинг учувчан тузлари алангани қизил тусга киритади. Кальций оксид оҳактошнинг қиздирилишидан ҳосил бўлади:

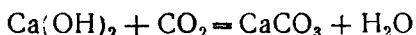


Реакцияни ўнг томонга йўналтириш учун  $\text{CO}_2$  нинг концентрациясини камайтириш ёки температурани кўтариш лозим.  $\text{CaO}$  ниҳоятда ўтга чидамли, тахминан  $2600^\circ\text{C}$  да суюқланадиган оқ модда, техник  $\text{CaO}$  сарғиш ёки бир оз кул рангроқ бўлиб, оҳак деб аталади.  $\text{CaO}$  бинокорликда, металлургияда, шиша ишлаб чиқаришда ва бошқа кўпгина соҳаларда ишлатилади.

Агар оҳакка сув таъсир эттирилса, шиддатли реакция содир бўлиб, кўп иссиқлик ажралади:



Ҳосил бўлган  $\text{Ca(OH)}_2$  сўндирилган оҳак,  $\text{CaO}$  сўндирилмаган оҳак дейилади.  $\text{Ca(OH)}_2$  оқ кукун, сувда кам эрийди, унинг эритмаси эса кучли асосдир.  $\text{Ca(OH)}_2$  нинг тиниқ эритмаси орқали  $\text{CO}_2$  ўтказилса ёки эритма очиқ қолдирилса, лойқаланиб қолади, демак,  $\text{CaCO}_3$  ҳосил бўлади:

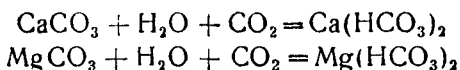


Кальций оксид сув билан сўндирилади ва биноларни оқлаш учун ишлатилади. Бино деворларида  $\text{Ca(OH)}_2$  ҳаводаги  $\text{CO}_2$

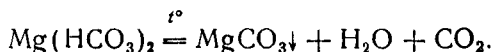
билан бирикиб,  $\text{CaCO}_3$  га айланади. Агар  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  га қум аралаштириб сувга қорилса, гишт теришда ишлатиладиган қоришма олинади, бу қоришма қотганда  $\text{CaCO}_3$  ва  $\text{CaSiO}_3$  ҳосил бўлади.

Кальций тузларидан  $\text{CaCl}_2$  билан  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  сувда яхши эрийди,  $\text{CaSO}_4$  билан  $\text{CaSO}_3$  оз эрийди,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  ва  $\text{CaCO}_3$  амалда эрмайди. Кальцийнинг изотопидан  $^{45}\text{Ca}$  нишонли атом тарихида фойдаланиб, организмдаги муҳим жараёнлар текширилади. Масалан, товуқ организмда кальцийнинг қандай ҳаракат қилиши текширилади, натижада уни тухумга ўтиши, тухумдаги жўжа ўзига керакли кальцийни ўн кун давомида тухум сариғидан, сўнг пўчоғидан олиши аниқланди.

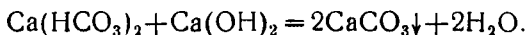
Табиатда сув оҳакли тоғ жинсларидан оқиб ўтганда  $\text{CO}_2$  билан бирикиб, кальций ва магний карбонатларни тегишли эрувчан бикарбонатларга айлантиради:



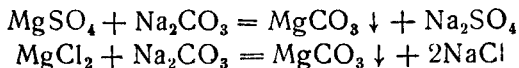
Бикарбонатлар сувда карбонатларга қараганда анча яхши эрийди, улар эритмага ўгади ва натижада сув қаттиқ сувга айланади. Бундай сувда совун яхши кўпирмайди, сабзавотлар яхши ривожланмайди, буғ қозонларида қўйқа ҳосил бўлиб, у қозоннинг порглашига сабаб бўлади. Қаттиқ сувни ишлатилишдан олдин юмшатиш лозим. Карбонатли сув муваққат қаттиқликка, хлорид ва сульфатли сув доимий қаттиқликка эга. Сув ҳар иккала тузларнинг мазжудлиги билан боғлиқ бўлган аралаш қаттиқликка эга. Қаттиқликни йўқотишда  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ёки  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  эрмайдиган ҳолатга ўтказилади:



Ҳосил бўлган карбонатлар чўкмага тушадди, натижада сувнинг қаттиқлиги йўқолади. Қаттиқликни сувга оҳакли сув қўшиш йўли билан ҳам осон йўқотилади:



Доимий қаттиқликка эга бўлган сувни бу усуллар билан юмшатиб бўлмайди, уни юмшатиш учун сода қўшилади:



Бу усулни карбонатли қаттиқликни ҳам, бинобарин, аралаш қаттиқликни ҳам йўқотиш учун бемалол тадбиқ этиш мумкин:

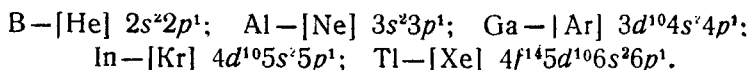


Сувнинг қаттиқлиги градусларда ифодаланади. Сувнинг қаттиқлиги 1 л сувдаги кальций ва магний ионларининг миллиграмм-эквивалентлари йиғиндиси билан ўлчанади. 1 градус қаттиқлик 0,35663 мг-экв кальций ёки магний ионлари-

га тенг. Қаттиқликнинг ҳар бир мг-эквиваленти сувда 20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$  ёки 12,16 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$  бўлишига тўғри келади. Сувнинг қаттиқлиги 1,5 мэкв/л дан кичик бўлса, жуда юмшоқ, 1,5—4 мэкв/л бўлса, юмшоқ, 4—8 мэкв/л бўлса, ўртача қаттиқ, 8—12 мэкв/л бўлса, қаттиқ ва 12 мэкв/л дан катта бўлса, жуда қаттиқ бўлади. Қора денгиз сувининг қаттиқлиги 65,5 мэкв/л га, океан сувининг қаттиқлиги 130,5 мэкв/л га тенг.

### XVIII БОБ. III ГРУППА БОШ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Кимёвий элементлар даврий системасининг учинчи группа асосий группачасига бор, алюминий, галлий, индий ва галлий, ёнаки группачасига эса скандий иттрий, лантан ва актиний элементлари киради. Ҳаммаси бўлиб 37 элементдан фақат биттаси (бор В) ярим ўтказгич хоссасига эга металлмасдир. Бош группача элементлари атомларининг энергетик поғоналарида электронларнинг тақсимланиши:



Асосий группача элементларининг оксидланиш даражаси асосан +3 га тенг бўлиб, фақат таллийники +1 ва +3 га тенг. Элементларнинг гидроксидларининг асосли хоссалари группа охирига томон кучайиб боради.

$\text{Al}^{3+}$  дан  $\text{Tl}^{3+}$  га ўтган сайин ион радиуслари катталашади, уларнинг гидроксидларининг асосли хоссалари кучайиб боради. Бериллий алюминийга ўхшагани каби бор кремнийга ўхшаб кетади. Лантандан кейинги элементлар лантаноидлар, актинийдан кейинги элементлар актиноидлар қўшимча группача элементларига киритилади.

Ион радиусларининг катталашуви  $\text{Al}^{3+}$  дан кейин жуда ҳам сустлашади, натижада гидроксидларнинг асосли хоссалари ҳам суст ўсиб боради.  $\text{TlOH}$  нинг кучли асос (унинг оксидланиш даражаси +1 га тенг) бўлишига сабаб  $\text{Tl}$  нинг атом радиуси ортган сари *s*-электронлар билан *p*-электронлар орасидаги энергетик айирма кучая боради, айни ҳолда таллийнинг *p*-электронлари валент электронга айланади. Аммо индий ва галлийда бу ҳодиса содир бўлмайди. Таллий гидроксид ( $\text{TlOH}$ ) нинг кучли асос бўлишига сабаб  $\text{Tl}^+$  нинг катта радиусли ва кичик зарядли эканлигидир. Галогенли бирикмалари,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ва  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  лар мустаҳкам ва уларнинг суюқланиш температураси юқори бўлади.

### 105- §. Бор

Борнинг атом массаси 10,811 ( $z = 5$ ) га тенг. Бор табиатда III группа элементлари орасида энг кўп учрайди, барқарор изотопининг массаси 10 (18,45%) ва 11 (81,55%) бўлиб, Ер пўстлоғи-

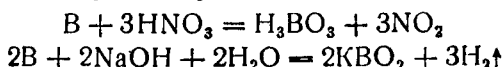


нинг 0,005% ини ташкил этади. Бор ўзининг энг муҳим бирикмалари  $H_3BO_3$  билан  $Na_2B_4O_7$ , да ва бошқа кўпгина бирикмаларида металлмасдир.

В нейтронларни яхши ютади, шунинг учун ядро физикасида ишлагилади, унинг 3 та радиоактив изотопи олинган Бор табиатда фақат бирикмалар ҳолида учрайди.  $H_3BO_3$  қайноқ булоқларда ва вулканли жойларда бўлади. Бура  $Na_2B_4O_7 \cdot H_2O$ , ашарит  $MgHBO_3$  ва датолит  $2CaO \cdot B_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot H_2O$  каби минераллар билан бир қаторда бор бирикмалари нефть сувларида, ниҳоятда оз миқдорда ўсимлик ва ҳайвон организмларида ҳам бўлади. Бор бирикмалари денгиз ва кўл сувларини тагига чўқади. Тоза бор унинг бромидини кварц найда  $800-1000^\circ C$  да водород билан қайтариш орқали ёки бор галогенидларни вольфрам ёки танталда  $1300^\circ C$  да парчалаш йўли билан олинади. Бор оксиди магний билан қайтарилганда қўнғир аморф бор олинади:



Боратларни электролиз қилиш йўли билан ҳам бор олинади. Бор  $700^\circ C$  да ўт олиб кетади ва яшил аланга бериб ёнади. Бор одатдаги температурада ҳавода барқарор, аммо қаттиқ қиздирилса, кислород, сув ва кислоталар билан реакцияга киришади. Юқори температурада хлор, олтингугурт, азот ва металллар билан бирикади. Борга концентранган кислота ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ) ва ишқорлар таъсир этади:



15-жадвал

### III группа асосий группачаси элементларининг айрим хоссалари

Элементларнинг физик константалари	B	Al	Ga	In	Tl
Атом радиуси, нм	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
Ион радиуси $Э^{3+}$ , нм	0,02	0,057	0,062	0,092	0,105
Ионланиш энергияси, Э $\rightarrow$ $Э^+$ эВ	8,30	5,99	6,00	5,79	6,11
$Э^+ \rightarrow$ $Э^{2+}$ эВ	25,12	18,8	20,5	18,9	20,4
$Э^{2+} \rightarrow$ $Э^{3+}$ эВ	37,9	28,4	30,7	28,0	29,8
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	2,34	2,70	5,90	7,31	11,85
Суюқланиш температураси, °C	2075	660	9,8	156,4	304
Қайнаш температураси, °C	3700	2500	2205	2000	1475

Бор жуда қаттиқ қиздирилса,  $CO_2$  ва  $SiO_2$  дан углерод ва кремнийни қайтаради.

Бор алюминийда эритиб совитилса, электрни яхши ўтказадиган ялтироқ кристалл ҳолдаги қотишмани ҳосил қилади, борнинг қаттиқлиги олмоснинг қаттиқлигига яқин бўлади. Бор

металлургияда рангли ва қора металллар қотишмаларининг таркибий қисми сифатида ишлатилади. Пўлатга 0,001—0,01% бор қўшилса, пўлатнинг структураси ва хоссалари яхшиланади.

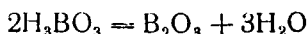
Бор гидридлари таркиби  $B_nH_{n+4}$  ва  $B_nH_{n+6}$  формулалар билан ифодаланadi. Масалан,  $B_2H_6$  диборан,  $B_4H_{10}$  тетраборан ва ҳоказо. Бор гидридлари жуда қўланса ҳидли моддадир. Бор бромидга паст босимда водород юборилса, диборан, магний боридга суюлтирилган HCl таъсир эттирилса, тетраборан ҳосил бўлади:



Бор гидридлари орасида энг муҳими  $18^\circ C$  да қайнайдиган учувчан суюқлик  $B_4H_{10}$  ниҳоятда беқарор модда бўлиб,  $B_2H_6$  билан  $B_5H_9$  га парчаланadi, ҳавода алангаланади, сув таъсирида гидролизланиб, борат кислотани ҳосил қилади.

Бор карбидлари  $B_6C$  айниқса,  $B_4C$ ,  $B_3C$  лар қаттиқлиги туфайли олмос ўрнида,  $B_4C$  эса реакторларнинг бошқариш стерженлари тайёрлашда ишлатилади. Бор нитрид BN юқори босимда олмосдан ҳам қаттиқроқ моддага айланади, у юқори температурада ёнмайди ва ўзгармайди (олмос эса ёнади).

Бор оксид  $B_2O_3$  борни кислород билан бирикишидан ҳосил бўлади. Борат кислотани қизлириш йўли билан олинади:

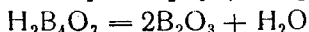
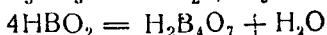


$B_2O_3$  жуда қаттиқ, мўрг, гигроскопик, ўтга чидамли бир оз тахир ва шишасимон,  $20^\circ C$  да юмшайдиган моддадир. Сувда эриб,  $H_3BO_3$  ни ҳосил қилади:

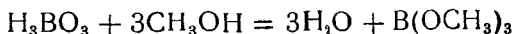


Борат кислота  $H_3BO_3$  ра гсиз, япроқча шаклида кристалланиб, сувда эрувчанлиги температура юқорилаши билан ортади.

$H_3BO_3$  ниҳоятда кучсиз кислота, сувсизлантирилганда метаборат  $HBO_2$ , сўнгра тетраборат  $H_2B_4O_7$  ва ниҳоят  $B_2O_3$  ҳосил бўлади:

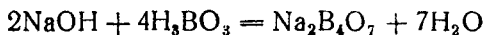


Борат кислотанинг тузлари, яъни ортоборат олинмаган, одатда  $H_3BO_3$  дан тетраборат ёки метаборатлар олинади. Борат кислота концентрланган  $H_2SO_4$  иштирокида спиртлар билан учувчан эфирларни ҳосил қилади:

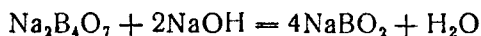


$H_3BO_3$  кўнчиликда ошловчи модда сифатида, бўёқчиликда, шиша саноатида, кулолчиликда, тиббиётда турли дорилар тайёрлашда ишлатилади ва антисептик моддалар сифатида яраларга сепилади, унинг эритмаси билан томоқ, кўз чайилади. Борат кислота тунука идишлар эмали гаркибига киради.

Бура бораг кислотага ишқор таъсир эттириб олинади:



Бу реакцияда ишқор ортиқча олинса, натрий метаборат ҳосил бўлади:

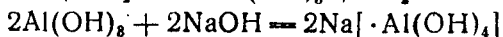
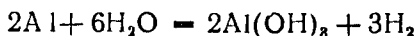


Бура иссиқликка чидайдиган махсус оптик шиша буюмларга бериладиган сирни тайёрлашда ишлатилади. Суюқланган бурада металл оксидлари яхши эриганлигидан у металл буюмларни пайвандлашда қўлланилади. Бура алангада суюқлангирилиб, унга тузлар қўшилса, тиниқ рангли мунчоқ ҳосил бўлади. Агар хром, кобальт, олтин тузлари қўшилса, мунчоқ яшил, кўк ва қизил рангга киради. Бор бирикмалари микроўғитлар таркибига киради, ерга ўғит сифатида бормагний аралашмаси ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ) ва бура солинади. Айниқса бор бирикмаларининг оҳак билан аралашмаси ерга яхши таъсир кўрсатади. Бу ўғитлар лавлаги, сули, беда, каноп, кўк-сағиз, маккажўхори, сабзавот экинлари, картошка каби ўсимликларнинг ҳосилини оширади.

### 106- §. Алюминий

Алюминийнинг атом массаси 26,982 ( $z = 13$ ) га тенг. Табиатда тарқалиш жиҳатидан алюминий барча металллар ичида биринчи, барча элементлар ичида учинчи ўринни эгаллайди. Алюминийнинг муҳим минераллари: дала шпати  $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ , альбит  $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ , кальцийли дала шпати  $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$ . Унинг техник аҳамиятга эга бўлган минераллари боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  ва криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  ҳисобланади. Улардан ташқари нефелин  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ , корунд  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ва слюдалар ҳам алюминий минералларидир. Корунд жуда қаттиқ тош; ёқут, феруза каби қимматбаҳо тошлар ҳам таркибида турли қўшимчалар бўлган тиниқ корунддир. Алюминий ҳозирги вақтда  $\text{Al}_2\text{O}_3$  суюқланмасини электролиз қилиб олинади. Бу жараён электр печларда  $1000^\circ\text{C}$  да олиб борилади.

Алюминий кумуш ранг оқ металл, электр ўтказувчанлиги юқори, енгил, амфотер, ҳаво ва сув таъсирида жуда пухта оксид пардани ҳосил қилади. Металлнинг ўзи сингари оксиди ҳам амфотер хоссага эга бўлганлигидан ишқорда эрийди, алюминийнинг ўзи ҳам ишқорда осон эрийди, бунда аввал ишқор металлнинг зич оксид пардасини емиради, сўнг алюминий сув билан реакцияга киришиб, алюминий гидроксид ва водород ҳосил бўлади:



Алюминий кукуни ҳолида ҳавода қиздирилганда ёнади, барча кислоталар билан реакцияга киришади, концентрланган со-

вуқ нитрат кислотатада пассивлашади. Алюминий температура таъсирида галогенлар билан реакцияга киришиб, галогенидларни,  $800^{\circ}\text{C}$  да азот билан реакцияга киришиб,  $\text{AlN}$  ни,  $1000^{\circ}\text{C}$  да олтингургурт билан  $\text{Al}_2\text{S}_3$  ни,  $2000^{\circ}\text{C}$  да кўмир билан  $\text{Al}_4\text{C}_3$  ни ҳосил қилади.

Юқори температурада алюминий баъзи металлларни уларнинг оксидларидан сиқиб чиқаради. Агар темир (III)-оксид алюминий кукуни билан аралаштирилса ва аралашма магний кукуни ёрдамида ўт олдирилса, реакция кўп иссиқлик чиқариш билан боради:



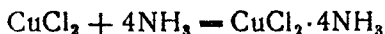
Ҳосил бўлган темир шу иссиқлик ҳисобига суюқланади ва уни реакция олиб борилаётган тигелнинг тагидан чиқариб олинади. Металлни бу усулда суюқлантириб олиш алюминотермия дейилиб, техникада жуда кенг кўламда қўлланилади.

Алюминий жуда юмшоқ бўлганлиги сабабли бошқа металлар билан ҳосил қилган қотишмалари ҳолида ишлатилади. Силумин (кремний билан), дуралюминий (оз миқдордаги  $\text{Mg}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Mn}$  билан), магналий ( $\text{Mg}$  билан) каби қотишмалари энгил ва мустаҳкамлиги туфайли самолётсозликда, кемасозликда, идиш-товоқ ишлаб чиқаришда, тиббиётда эса дори тайёрлашда ишлатилади. Темир ва пўлат буюмларнинг сирти алюминий билан қопланса, юқори температурада ҳам оксидланмайди. Алюминий электротехникада симлар ва алюминий тўғрилагичларни тайёрлашда, алюминий гарди (кумушга ўхшатиб бўйаш), алюминий кукуни эса металлларни алюминотермик пайвандлашда ишлатилади.

Алюминий хлорид  $\text{AlCl}_3$  органик синтез саноатида тенги йўқ модда ҳисобланади ва кўпчилик жараёнларда катализатор вазифасини бажаради. Алюминий сульфат  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  водопровод сувини тозалашда коагулянт сифатида, шунингдек қоғоз ишлаб чиқаришда ишлатилади. Алюминий ва калийнинг қўш тузи, яъни алюминийли аччиқ тош  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  кучли буриштирувчи хоссага эга бўлиб, терини оплашда, тиббиётда эса қон тўхтатувчи восита сифатида ишлатилади. Ультрамарин (кўк бўёқ—синька) кир чайишда ишлатилади.

## ХІХ БОБ. КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАР

ХІХ асрнинг охирларига келиб барча кимёвий бирикмалар икки турга ажратилади. Юқори тартибли бирикмаларда боғланишнинг характери бошқача, яъни уларга валент таълимотини тадбиқ этиб бўлмайди. Улар содда бирикмалардан ҳосил бўлади:

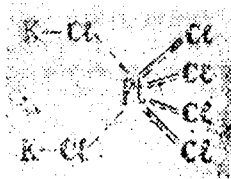


Бундай бирикмаларнинг нисбатан барқарорларини *комплекс бирикмалар* деб аталди. Улар мусбат ёки манфий зарядли

мураккаб ионлар ёки ионсиз молекулалардан иборат бўлади. А. М. Бўтлеров, Д. И. Менделеев, Л. А. Чугаев, Н. С. Курнаков, И. И. Черняев ва бошқалар комплекс бирикмалар назарияси соҳасида ғоят катта ишларни амалга оширдилар.

Комплекс бирикмаларнинг молекуласи ёки иони марказий атомга эга бўлиб, уни бир неча ион ёки молекулалар, яъни лигандлар қуршаб туради. Марказий ионнинг мусбат заряди уни қуршаб турган лигандларнинг манфий зарядлари йиғиндисидан ортиқ бўлса, бундай комплекс катион комплекс, марказий ионнинг заряди уни қуршаб турган лигандлар зарядларининг йиғиндисидан кичик бўлса, анион комплекс, марказий ионнинг заряди билан лигандлар зарядларининг йиғиндиси орасидаги айирма нолга тенг бўлса, нейтрал комплекс деб аталади.

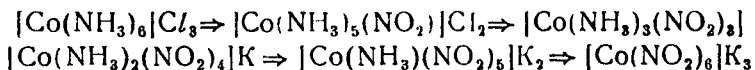
1893 йилда швед олими А. Вернер комплекс бирикмаларнинг координацион тузилиш назариясини яратди ва унга валентлик тушунчасини киритди. Координацион назария қуйидагича: 1) кўпчилик элементлар ўзларининг асосий валентликларидан ташқари қўшимча валентликларни намоён қилади; 2) ҳар қайси элемент ўзининг валентликларини тўйинтиришга интилади; 3) марказий ионнинг қўшимча валентликлари фазода маълум йўналишга эга бўлади. Демак, биринчи тартибдаги бирикмалар асосий валентликлар, комплекс бирикмалар эса қўшимча валентликлар ҳисобига ҳосил бўлади. Масалан,  $PtCl_4$  билан  $KCl$  бирикиб,  $PtCl_4 \cdot 2KCl$  ни ҳосил қилса, улар орасида ( $Pt-Cl$ ) қўшимча валентликлар ҳам бўлади:



Бу формуладаги қора чизиқлар асосий, пунктир чизиқлар эса қўшимча валентликларни кўрсатади.

Асосий валентлик элементнинг шу бирикмадаги оксидланиш даражасини, қўшимча валентлик эса унинг координацион сонини кўрсатади, яъни платинанинг асосий валентлиги 4 га, қўшимча валентлиги эса 6 га тенг. Комплекс бирикманинг молекуласида ионлардан бири мусбат зарядланган бўлиб, комплекс ҳосил қилувчи ҳамда унга координатланган ион ёки электронейтрал молекулалар лиганд бирикмаларнинг ички сферасини ҳосил қилади. Ички сферага сиғмай қолган ионлар марказий иондан анча узоқда туради ва сиртқи координацион сферани ташкил этади. Комплекста марказий ион билан лигандлар орасидаги барча боғланишлар бир хил кучга эга. Марказий ионнинг координацион сони 1—12 гача бўлиши мумкин, лекин 8 дан катгаси кам учрайди. Координацион сон 1) комплекс ҳосил қилувчи элементнинг оксидланиш даражасига; 2) лигандлар эритмасининг концентрациясига; 3) марказий ион

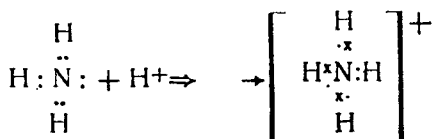
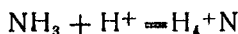
радиусининг лиганд радиусига бўлинишидан келиб чиққан сонга (махсус жадвал бор) боғлиқ бўлади. Агар марказий элементнинг оксидланиш даражаси  $E^+$  бўлса, координацион сон 2 га тенг бўлади. Агар  $E^{2+}$  бўлса, координацион сон 4, баъзан 3 ва 6 га тенг,  $E^{3+} - E^{4+}$  бўлса, координацион сон 6 га тенг.  $E^{5+}$  бўлса, координацион сон 7 га тенг бўлади. Масалан,  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ ;  $Na[PtCl_3]$ ;  $K_4[Fe(CN)_6]$ ;  $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ ;  $K_2[Fe(CN)_6]$ ;  $K_2[NbF_7]$  ва ҳоказо. Энг кўп учрайдиган координацион сон 6 (Fe, Cr, Zn, Ni, Co каби элемент бирикмаларида),  $Cu^+$ ,  $Au^+$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$  бирикмаларидаги координацион сон 4 га.  $Ag^+$  ва  $Cu^+$  бирикмаларида 2 га тенг. Комплекс ионнинг заряди шу ионни ҳосил қилувчи оддий ионлар зарядларининг алгебраик йиғиндисига тенг. Комплекс таркибига кирувчи нейтрал молекулалар ( $NH_3$ ,  $NO$ ,  $H_2O$  ва бошқалар) шу комплекснинг зарядига ҳеч қандай таъсир этмайди. Сиртқи сферадаги ионларнинг зарядига қараб ҳам комплекс ионнинг заряди аниқланади. Масалан,  $K_4[Fe(CN)_6]$  бирикмада сиртқи сферада 4 та калий иони бор, демак, комплекс ион—4 зарядга эга яъни  $[Fe(CN)_6]^{-4}$  дир. Комплекстининг ички сферасидаги нейтрал молекулалар ўрнини бирин-кетин бошқа молекулалар ёки ионлар олиши билан комплекс ионнинг заряди ҳам ўзгаради:



Комплекс ион ҳосил бўлишидаги кимёвий боғланиш табиати электростатик (ионли) ва ковалент бўлиши мумкин. Ковалент боғланиш реакцияга киришаётган атом (атомлар группаси ёки ион) нинг битта электрон жуфти ҳисобига ҳам вужудга келади. Электронлар жуфтини шерикликка берган атом донор, электронлар жуфтига шерик бўлган атом акцептор дейилади, бу боғланишга донор-акцептор боғланиш деб аталади:



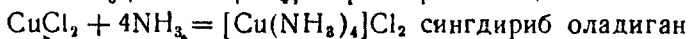
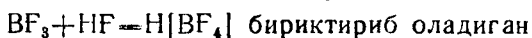
$NH_4^+$  нинг ҳосил бўлиши



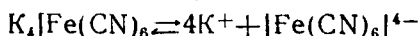
$NH_3$  да 3 атом водород азот билан 3 жуфт электрон ҳосил қилган, N нинг икки электрони бўш, бу электрони билан  $H^+$  ни ҳам таъмин этади, натижада нейтрал  $NH_3$  га  $H^+$  бириккандан кейин мусбат зарядли комплекс ион  $NH_4^+$  ҳосил бўлади.

Комплекс бирикмалар катион  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ , анион  $K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$  ва нейтрал  $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$  каби комплексларга бўлинади, лекин Вернер уларни ҳосил бўлиш схемасига

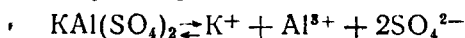
караб, икки синфга бўлади: бириктириб оладиган ва маҳсулотларни сингдириб оладиган комплекслар:



KCN ва  $\text{Fe}(\text{CN})_2$  эритмалар аралаштирилса,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  таркибли туз кристалланади ва сувли эритмада диссоциланади:



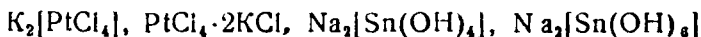
Эритмада  $\text{Fe}^{2+}$  ва  $\text{CN}^-$  ионлар бўлмай,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  ионлар бўлади. Эритмалардаги бу ионлар реагент ёрдамида аниқланади.  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ва  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  эритмалар аралаштирилса,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  кристалланади ва сувли эритмада ионлашади:



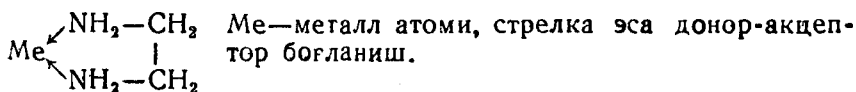
Бу комплекс туз эритмаси эмас, чунки ҳар бир ионни алоҳида реагент ёрдамида аниқлаш мумкин. Демак,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  мураккаб тартибдаги комплекс бирикма,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  эса қўшалок туздир.

Комплекс бирикмалар таркибларига қараб бир неча хил синфларга бўлинади. Аммиаклар ички сферасига аммиак  $\text{NH}_3$ , ёки бошқа аминлар  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  (метиламин),  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$  (этилендиамин) кирган комплекслардир. Масалан,  $\text{Cu}, \text{Ni}, \text{Co}$  каби элементлар жуда барқарор аммиакатларни ҳосил қилади. Масалан,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

Аквокомплексларнинг ички ва сиртқи сферасида сув бўлганлари гидратлар дейилади. Агар лиганд ролини сув бажарса, аквокомплекс ҳосил бўлади. Масалан,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  кабилар. Кристаллизация суви қиздириш билан модда таркибидан тез чиқиб кетади. Кўпчилик кристаллгидратларда сув молекулаларининг сони 2—12 гача бўлади. Ацидокомплексларнинг лигандлари кислота қолдиқларидан иборат бўлиб, уларга қўш тузлар ва гидрокситузлар (гидроксокомплекс) ҳам кириди:

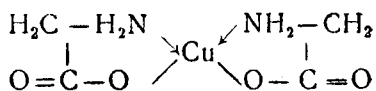


Циклик ёки хелат комплексларнинг ички сферасида циклар бўлади:

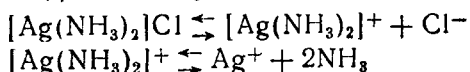


Масалан,  $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$  (оксалат темир (III) комплекс),  $[\text{Pt}(\text{Et}_2)]^{4+}$  (этилендиамин платина (IV) комплекс). Бундай бирикмалар хелатлар ёки ички комплекс бирикмалар дейилади. Хелат ҳосил бўлиши учун лиганд молекуласида бошқа-бошқа хоссали икки хил гурूपлар ( $\text{NH}_2$  ва  $\text{COOH}$ ) бўлиши керак. Масалан, аминоксиглат кислота  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$   $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$  каби ионлар билан хелатлар ички комплекс бирикмалар (комплекс)

сон) ни ҳосил қилади:



Комплекс бирикмаларнинг диссоцилланиши қайтар реакция бўлиб, мувозанат константаси ( $K_{\text{мув}}$ ) айна вақтда беқарорлик константаси ( $K_{\text{беқар}}$ ) ҳам бўлади:

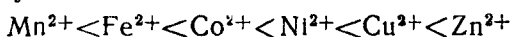


$$K_{\text{беқарор}} = K_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}$$

$K_{\text{беқарор}}$  нинг қиймати қанча катта бўлса, комплекс ионнинг барқарорлиги шунча кичик бўлади ва аксинча

$$K_{\text{барқар.}} = \frac{1}{K_{\text{беқар.}}}$$

Комплекснинг мустаҳкамлиги марказий ион билан лигандлар орасидаги кимёвий боғланишнинг табиатига, ионларнинг зарядларига, радиусларига, эритувчининг табиатига, температура ва бошқа омилларга боғлиқ. Баъзи металларнинг бир лиганд билан ҳосил қилган комплексларининг мустаҳкамлиги қуйидагича бўлади:



Комплексларни номлашда ички сферадаги анионларнинг лотинча номи охирига „о“ қўшимчаси қўшиб айтилади. Масалан,  $\text{Cl}^-$ -хлоро,  $\text{CN}^-$ -циано,  $\text{SO}_3^{2-}$ -сульфито,  $\text{OH}^-$ -гидроксо ва бошқалар каби. Ундан сўнг нейтрал лиганд номи айтилади. Бунинг учун қуйидаги терминлар ишлатилади: аммиак координатланган бўлса, амин, сув координатланган бўлса аква деб номланади. Лигандларнинг сони грекча ўқилади: 1-моно, 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса. Комплекс ҳосил қилувчининг логинча номининг охири ат, сўнг оксидланиш даражасини кўрсатувчи сон рим рақами (қавс) да кўрсатилади:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$ —диаминаргенто (I) бромид,

$\text{K}_2[\text{CuCl}_4]$ —калий трихлоркупрат (I),

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ —калий гексацианферрат (II),

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ —гексааквоалюминий хлорид,

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ —трифторотриаквохром

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ —диамин мис (I)-гидроксид ва бошқалар.

Комплекс бирикмалар ниҳоятда кўп бўлиб, аналитик кимё курсини ўрганишда улар билан кўпгина муҳим реакциялар ўтказилади. Улар техникада, тиббиётда, қишлоқ хўжалиги ва фанда катта аҳамиятга эга. Ўсимликларнинг яшил қисмидаги



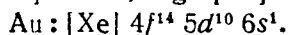
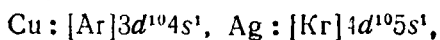
хлорофилл магнийнинг, шунингдек, тирик ҳужайраларни кислород билан таъминлаб турувчи қон гемоглобини темирнинг комплекс бирикмасидир. Кўпгина минераллар (алюмосиликатлар) комплекс бирикмалардан иборат. Металлургияда олтин, кумуш, платина каби нодир металллар комплекс бирикмалардан ажратиб олинади.

## ДАВРИЙ СИСТЕМАНИНГ ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

### XX БОБ. I ГРУППА ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Ёнаки группачани мис, кумуш ва олтин элементлари ташкил этиб, мис группачаси номи билан аталади. Бу элементлар атомларининг сирғқи электрон қаватида биттадан электрон бўлади, аммо хоссалари жиҳатидан ишқорий металллардан катта фарқ қилади.

Мис группачаси металлари атомининг электрон тузилиш конфигурацияси қуйидагича:



Мис группачаси элементларидан мис +1, +2, олтин эса +1, +3 оксидланиш даражасига эга бўлиб, металлларнинг электрокимёвий активлик қаторида водороддан кейин туради. Бу элементлар атомларининг радиуслари асосий группача (ишқорий металллар) элемент атомлариникидан кичик бўлгани учун ташқи қаватдаги электрон атомдан жуда қийин ажралади.

*I ё-жадвал*

#### Мис группачаси металлларининг айрим хоссалари

Элементларнинг константалари	Мис	Кумуш	Олтин
Атом радиуси, нм	0,128	0,144	0,144
Ион радиуси, $\text{Э}^+$ , нм	0,098	0,113	0,137
Ионланиш энергияси, эВ $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ ,	7,73	7,53	9,23
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	8,93	10,5	19,3
Суюқланиш температураси, °С	1083	960,5	1063
Қайнаш температураси, °С	2543	2167	2880
Ер қобиғида тарқалиши, %	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-7}$

Бу элементлар пассив, қийин оксидланади, ионлари эса осон қайтарилади, сувни парчалай олмайди (иситганда ҳам). Уларнинг гидроксидлари сувда эримайдиган кучсиз асослардир.

Миснинг атом массаси 63,65 ( $Z=29$ ) га тенг, унинг табиатда 2 та изотопи тарқалган— $^{63}\text{Cu}$  (69%),  $^{65}\text{Cu}$  (31%). Миснинг яна 9 та радиоактив изотопи олинган. Мис асосан бирикмалар ҳолида, шунингдек, эркин ҳолда ҳам учраб туради. Унинг энг муҳим рудалари: халькозин (мис ялтироғи)  $\text{Cu}_2\text{S}$ , халькопирит (мис колчедани)  $\text{CuFeS}_2$ , малахит  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ , Мис рудаларини ҳосил қилган бирикмаларнинг характерига қараб, рудаларни оксидли ва сульфидли рудаларга бўлиш мумкин. Металлургияда суюқлантириб олинадиган ҳамма миснинг 80% и сульфидли рудалардан олинади. Мис рудаларида қўшимчалар кўп бўлганлигидан руда флотацион усулда бойитилади, сўнг металл ажратилади.

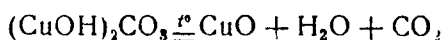
Мис иссиқлик ва электрни (кумушдан кейин) яхши ўтказиш хусусиятига эга, қизил тусли металл, совуқ ҳолатда ҳам яхши чўзиладиганва яссиланадиган пластик ва юмшоқ металлдир. Мис қуруқ ҳавода аста-секин оксидланиб, зич оксид парда ҳосил қилади, лекин нам ҳавода  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  билан қопланиб кўкаради. Мис хлор билан одатдаги температурада, қиздирилганда кислород билан ( $\text{CuO}$ ;  $\text{Cu}_2\text{O}$ ) бирикади. Суюлтирилган  $\text{HCl}$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  мисга таъсир этмайди, унга концентранган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  таъсир этиб,  $\text{CuSO}_4$  ва  $\text{SO}_2$  ни ҳосил қилади. Мисга  $\text{HNO}_3$  таъсир эттирилса, кислотанинг концентрациясига қараб  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  ва азот оксидлари ҳосил бўлади. Барча реакцияларда мис +2 оксидланиш даражасига эга, миснинг +1 оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмаларини олиш анча мураккаб ишдир.

Мис sanoatда ва турмушда кўп ишлатилади. Мис бошқа металллар билан бирга осон суюқланиб, кўпгина қотишмаларни ҳосил қилади. Унинг машинасозлик ва электротехникада кўп ишлатиладиган бронза (миснинг қалай билан қотишмаси) ва латунь (миснинг рух билан қотишмаси), кўриниши кумушга ўхшаган нейзильбер (65%  $\text{Cu}$ , 20%  $\text{Zn}$ , 15%  $\text{Ni}$ ), мелхиор (80%  $\text{Cu}$ , 20%  $\text{Ni}$ ), қаршилиқ магазини ва термоэлементларда ишлатиладиган константин (60%  $\text{Cu}$ , 40%  $\text{Ni}$ ) ва бошқа кўпгина қотишмалари олинган. Миснинг кўпгина миқдори (40% и) электр симлари ва кабелларни тайёрлашда ишлатилади. Рўзғорда ишлатиладиган мис асбобларни занглашдан сақлаш учун уларга қалай югуртирилади, бу эса одамни заҳарланишдан сақлайди, чунки мис бирикмалари заҳарлидир.

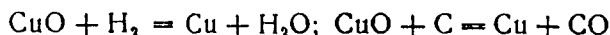
Мис (I)-оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$  табиатда қизил тусли руда ҳолида учрайди. Мис тузи эритмасига ишқор ва кучли бирор қайтарувчи (формалин ёки узум шакари) ни температурада таъсир эттирилса,  $\text{Cu}_2\text{O}$  ҳосил бўлади. Мис (I) тузлари сувда эримайдиган рангсиз, кучли қайтарувчи моддадир.

Мис (II)-оксид  $\text{CuO}$  қора рангли қаттиқ модда, табиатда учрайди, лабораторияда кукун ёки донадор ҳолида бўлади. Мис металини, унинг тузларини ҳавода қиздириш ёки парча-

лаш йўли билан олинади:

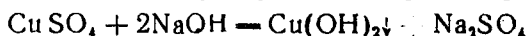


CuO салгина қиздирилса, водород ёки кўмир билан қайтарилади:



CuO сув билан ҳеч қачон реакцияга киришмайди, кислоталар билан реакцияга киришади.

Мис (II) -гидроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  оч кўк рангли ивиқ чўкма, кучсиз асос, уни мис (II)-тузларига ишқор таъсирида олинади:



Тузлардаги кўк ранг гидратланган  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  ионнинг рангидир.

Мис (II)-гидроксид (тузлари ҳам) аммиакда эриб таркибида  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  ион бўлган комплекс бирикмаларни ҳосил қилади

Мис (II)-сульфат  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  мис купороси (ёки тўтиёйи) мисга ҳаво иштирокида  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ни таъсир эттириб олинади.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  қиздирилса, кристаллизация суви йўқолади, натижада сувсиз оқ кукун ҳосил бўлади. Бу туз қишлоқ хўжалиги зараркунадаларига қарши курашда, мисни рафинлашда, тиббиётда, тўқимачиликда, бўёқчиликда ишлатилади.

Мис (II)-хлорид  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ва мис (II)-нитрат  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  сувда яхши эрийди, ҳаводаги намни ўзига тортади, қиздирилса сувяни йўқотиб, жигар рангли  $\text{CuCl}_2$  ни қилади,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  эса оқ кукундир.  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$  яшил бўёқ сифатида ишлатилади.

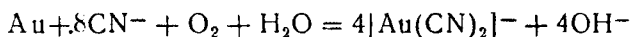
Мис инсон, ҳайвон ва ўсимлик учун оз миқдорда зарур элемент, унинг бирикмалари қишлоқ хўжалигида микро ўғит сифатида ишлатилади. Одамнинг кундалик овқаги ва ҳайвонлар озиғида зарур бўлган мис етарлидир, етишмаслигидан пайдо бўлган касаллик дори сифатида берилган мис бирикмалари ёки мисга бой бўлган озуқа ёрдамида тузатилади. Лекин мис бирикмалари зарарли эканлигини унутмаслик керак бўлади! Мис организмда  $10^{-3}$ — $10^{-4}$ % бўлиб, оқсиллар (гемокуперин, церулоплазмин, купропротеин ва бошқалар) ва айрим ферментлар таркибида бўлади, шунингдек мис бирикмалари гемоглобин ва фосфолипидларни синтези учун зарур бўлиб ҳисобланади.

## 108-§. Кумуш ва олтин

Кумуш (Argentum) Ag(Z-47) нинг табиатда 2 изотопи ва 25 та сунъий изотопи бор. Олтин (Aurum) Au(Z-79) нинг табиий изотопи битта, 22 та сунъий изотопи бор. Кумуш ва олтин мис группчасига кирган асл металллар қаторига кирди. Табиатда Ag кам, Au эса кўпроқ эркин ҳолда учрайди, уларнинг бирик-

малари жуда оз (айниқса олтин). Олтин  $AuTe_2$  калаверит минерали таркибида, шунингдек рух, қўрғошин каби металлларнинг рудалари таркибида учрайди.

Кумуш рудаларини қайтариш ва электролиз қилиш билан олинади. Қум (олтинли қум) ни симоб таъсирида амальгамланади, сўнгра қиздириш билан симоб буғлатилади, натижада олтин қолади. Яна олтин қумга  $NaCN$  ёки  $KCN$  ни таъсир эттириб олинади:



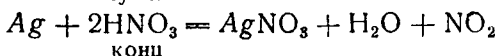
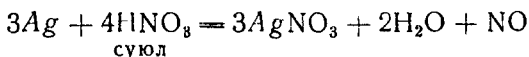
Ҳосил бўлган эритмадан рух таъсирида олтин ажратилади:



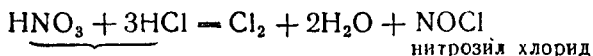
Олтин чүкмаси суюлтирилган  $H_2SO_4$  билан ишланади, сув билан ювилади ва қуритилади.

Кумуш ва олтин энг болғаланувчан металллар, бу жиҳатдан олтин биринчи кумуш эса иккинчи ўринда, лекин иссиқлик ва электр ўтказувчанликдан кумуш биринчи ўринда туради. Кумуш оқ, олтин эса сариқ рангли, ҳар иккала металл оксидланишга барқарор, осон силлиқланади, жилоланади ва улардан турли хил зеби-зийнат буюмлари тайёрланади. Олтин тиш қопламалари, кумуш баъзи тиббиёт асбобларини тайёрлашда ишлатилади. Соф металлларга қараганда уларни мис билан қотишмалари (қаттиқ ва коррозияга чидамли) анча кўп ишлатилади.

Кимёвий жиҳатдан нисбатан барқарорлигига қарамай кумуш билан олтинга айрим реактивлар таъсир этиши мумкин. Кумуш суюлтирилган ва концентрланган  $HNO_3$  билан реакцияга киришади (концентрланган  $H_2SO_4$  билан ҳам);



Олтин нитрат кислота билан реакцияга киришмайди, лекин концентрланган  $HNO_3$  ва  $HCl$  нинг зар суви дейиладиган аралашмаси олтинни оксидлайди. Бу реакция босқичма-босқич боради:



Олтин бирикмалари алоҳида амалий аҳамиятга эга эмас. Кумуш ионлари эритмада ҳатто жуда оз миқдорда бўлганда ҳам бактерицид таъсирга эга.

Кумуш оксид  $Ag_2O$  қора рангли модда, аммиакда эрийди ва айнақса баъзан органик моддаларга нисбатан оксидлаш хоссаларини намоён қилади. Кумуш галогенидлар (кумуш фториддан ташқари) сувда эримайди ва улар ўзаро ранги жиҳатидан (кумуш хлорид оқ, кумуш бромид сарғиш, кумуш йо-

дид сариқ) қисман фарқланадилар. Кумуш хлорид аммиакда яхши эриб, комплекс бирикмани ҳосил қилади.  $\text{AgBr}$  ёруғликка жуда сезгир бўлади,  $\text{AgNO}_3$  тиббиётда ва кимё лабораторияларида (ляпис номи билан) кенг кўламда ишлатилади.

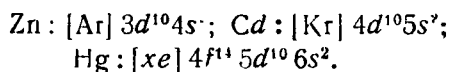
Олтиннинг  $^{198}\text{Au}$ ,  $^{200}\text{Au}$  изотоплари жуда аҳамиятлидир. Улар тиббиётда рак касаллиги, турли шишлар ва астмани даволашда ишлатилади. Олтин кимёвий идишлар тайёрлашда, электротехникада, шиша ва чинни идишларга ҳал беришда, шунингдек, бирикмалари тиббиёт ва фотографияда ишлатилади. Олтин юмшоқ, ялтироқ сариқ металл бўлгани учун ундан турли зеб-зийнат буюмлари ясалади. Олтинни электр токи ёрдамида чанглатиш ёки уни бирикмаларидан қайтариш орқали олтин золларини олиш мумкин, бу золлар қизил қирмизи, бинафша ва қора рангли (дисперслик даражасига қараб) бўлади. Заҳарланган одамга олтиннинг коллоид эритмаси ичирилса, у заҳарни ўзига шимиб олади ва олтин ионлари микробларни ўлдиради.

Шундай қилиб, мис, кумуш ва олтин пассив металллар бўлиб, металлларнинг электркимёвий кучланиш қаторида сўнги ўринларда туради, энг пассиви олтиндир, шунинг учун олтин табиатда эркин ҳолда учрайди.

## XXI БОБ. II ГРУППА ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Бу группачага рух, кадмий ва симоб металлари кириб, рух группачаси номи билан аталади, Ушбу группачадаги элементлар атомларида фақат ташқи электрон қаватдаги электронларгина валент электронлар ҳисобланади, шу жиҳатдан мис группачаси элементларидан фарқ қилади. Симоб баъзи бирикмаларда бир валентли, аммо бу бирикмалар ҳамisha полимерланган бўлади, демак, уларда ҳам симоб икки валентлидир.

Рух группачаси металлариининг электрон конфигурациялари қуйидагича:



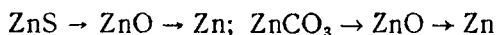
Бу элементларнинг ҳаммаси оғир металллардир, симоб олатдаги температурада суюқ бўлади. Булар ҳавода кам оксидланади, олатдаги температурада сув билан реакцияга киришмайди, гидроксидлари кучсиз асослардир. Рух гидроксид эса амфотердир. Рухдан симобга ўтган сари ядро заряди ортиши билан қайтарувчанлик активлиги камаяди, металлларнинг буғланиши осонлашади, металллик хоссалари эса заифлашади.

### 109- §. Рух

Рухнинг атом массаси 65,39 (Z-30) га тенг. Унинг табиатда тарқалган барқарор изотоплари:  $^{64}\text{Zn}$  (48,87%);  $^{66}\text{Zn}$  (27,81%);  $^{70}\text{Zn}$  (4,11%),  $^{68}\text{Zn}$  (15,68%) бўлиб, радиоактив изотоплари ичи-

да энг муҳими  $^{65}\text{Zn}$  дир Рух табиатда бирикмалар ҳолида учрайди, унинг энг кўп учрайдиган бирикмаси рух сульфид  $\text{ZnS}$  (алдама рух) ва рух карбонат  $\text{ZnCO}_3$  (галмей) лардир. Рухнинг кўп минераллари полимегалл рудалар жумласига киради.

Рух рудаси флотацион усулда бойитилади, натижада рух концентрати ҳосил бўлади. Рух асосан қайтариш ва электролиз усули билан олинади. Қайтариш усулида руда куйдирилиб, рух оксидланади,  $1000^\circ\text{C}$  да кокс билан қайтарилади:



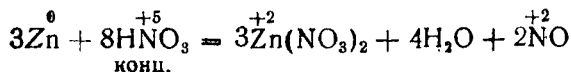
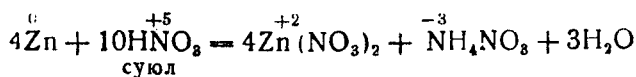
Қайтарилган рух буғи совитқичда суюқликка айлантрилиб қолипларга қуйилади, бунда қўрғошин, мишьяк каби қўшимчалар бўлади. Юқоридаги йўл билан олинган рух оксид сульфат кислотата эригилади, натижада рух сульфат тузи ҳосил бўлади. уни электролиз қилиб, рух ажратиб олинади.

17- жадвал

Рух группачаси металланинг айрим хоссалари

Элементларнинг константалари	Рух	Кадмий	Симоб
Атом радиуси, нм	0,139	0,156	0,160
Ион радиуси, $\text{\AA}^{2+}$ , нм	0,083	0,099	0,112
Ионланиш энергияси, $\text{\AA} \rightarrow \text{\AA}^+$ , эВ	9,39	8,99	10,44
$\text{\AA}^+ \rightarrow \text{\AA}^{2+}$ , эВ	17,96	16,91	18,75
Зичлиги, $\text{г/см}^3$	7,13	8,65	$13,5 \text{ } 6/20^\circ\text{C}$
Суюқланиш температураси, $^\circ\text{C}$	419,5	351	-38,89
Қайнаш температураси, $^\circ\text{C}$	905	767	356,66
Ер қобиғида тарқалиши, % (масса)	0,01	$10^{-5}$	$10^{-6}$

Рух оч кул ранг гексагонал шаклда кристалланидиган металл, нам ҳавода оксидланиб, сирти оксид парда билан қопланади, ҳосил бўлган парда рухни яна оксидланишдан сақлайди. Рух кислоталар, кучли ишқорлар, юқори температурада сув билан реакцияга киришади. Қиздирилганда галогенлар, олтингурут, фосфор ва бошқа металлмаслар билан реакцияга киришади. Рух суюлтирилган нитрат кислотата эриб,  $\text{HNO}_3$  ни  $\text{NH}_3$  га, концентранган кислотата эса азотни оксидларнига қадар қайтаради:

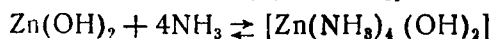
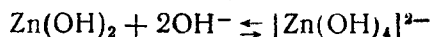
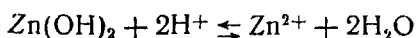


Темир тунукаларни коррозиядан сақлаш учун уларнинг сирти рух билан қопланади. Рух гурли қоғишмалар таркибига ки-

ради, гальваник элементларда ва лабораторияларда турли реакциялар учун ишлатилади.

Рух оксид  $ZnO$  оқ кукун ҳолида бўлиб, қиздирилганда сарғаяди, сувда эримайди, кислоталарда эриб, тегишли тузларни ҳосил қилади.  $ZnO$  оқ мой бўёғи тайёрлашда, резина саноятда, тиббиётда ишлагилади.

Рух гидроксид  $Zn(OH)_2$  рух тузлари эритмасига ишқор таъсир эттирилганда ҳосил бўладиган амфотер гидроксиддир, у кислоталар ва ишқорлар билан реакцияга киришади, шунингдек аммиак билан комплекс бирикма ҳосил қилади:



Рух гидроксид кучсиз электролит, шунинг учун рух тузлари сувли муҳитда гидролизланади.  $ZnF_2$ ,  $ZnCO_3$ ,  $ZnS$ ,  $Zn_3(PO_4)_2$  каби тузлари сувда амалда эримайди.

Рух сульфат  $ZnSO_4$  сувда эриб, эритмадан  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$  тарзида кристалланади. Рух сульфат бўёқчиликда, тўқимачиликда, читларга гул босишда, тиббиётда ва рухнинг кўпгина бирикмаларини олишда ишлатилади.

Рух хлорид  $ZnCl_2$  ни сувсиз ҳолатда олиш жуда кийин бўлган оқ гигроскопик модда, сув билан бирга  $ZnCl_2 \cdot 3H_2O$  шаклда кристалланади. Рух хлорид осонлик билан  $KCl \cdot ZnCl_2$  таркибли қўшалок тузларни ҳосил қилади, бу тузни беқарор  $K_2[ZnCl_4]$  комплекс деб қараш мумкин. Рух хлориднинг концентранган эритмаси ( $pH < 7$ ) толани эритади. Рух хлорид ёғочни чиришдан сақлашда, гальванопластикада, металллар сиртини тозалашда, кимёвий реакциялар муҳитидан сувни тортиб олувчи восита сифатида ва бошқа мақсадларда қўлланилади.

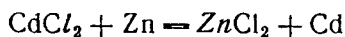
Рух сульфид  $ZnS$  сувда эримайдиган оқ модда, бўёқ сифатида ишлатилади. Рух сульфид билан барий сульфат аралашмаси (литопон номли оқ бўёқ) арзон ва барқарор бўлгани учун кўп ишлатилади.

## 110-§. Кадмий

Кадмийнинг ядро заряди ( $Z$ ) 48 га тенг бўлиб, унинг 8 та табиий ва 14 та сунъий изотопи бор. Кадмий ҳамма вақт рух рудалари таркибида  $CdCO_3$  ҳолида 1% гача учрайди. Табиатда кадмий фақат бирикмалар ҳолида рух рудалари билан бирга учрайди. Кадмийнинг  $CdO$  ва  $CdCO_3$  таркибли минераллари табиатда  $CdS$  га қараганда жуда оз бўлади.

Кадмий техникада рух билан олинади. Рух чангида кадмийни миқдори 5% гача бўлади, ундан қуруқ ва хўл усуллар билан кадмий ажратиб олинади. Қуруқ усулда рух чангига кокс қўшиб қиздирилади, бунда ҳосил бўлган буғни бир неча марта ҳайдаб тоза кадмий олинади. Хўл усулда эса таркиби-

да кадмий бўлган рух чанги хлорид ёки сульфат кислоталарида эритилиб, эритмадан кадмий рух билан қайтарилади:



Тоза кадмий олиш учун кадмий вакуумда ёки водород оқимида буғлантирилиб, электролиз усулида тозаланади.

Кадмий юмшоқ ялтироқ металл, гексаганал шаклда кристалланади. Кадмийнинг нормал электрод потенциали  $-0,4$  вольт бўлиб, рухникидан ( $-0,76$  вольт) катта, шу сабабли рух кадмийни бирикмаларидан сиқиб чиқаради. Кадмий суюлтирилган кислоталардан ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  каби) водородни сиқиб чиқара олади. Кадмий ҳавода оксидланганда унинг сирти парда билан қопланади, чўлгантирилганда эса қўнғир тусли оксид парда ҳосил бўлади. У ёнганда  $\text{CdO}$  билан бирга оз миқдорда  $\text{CdO}_2$  ҳам ҳосил қилади, у юқори температурада жуда актив металлдир.

Кадмий темир ва пўлат буюмларни коррозиядан сақлаш учун уларнинг сиртига қопланади, осон суюқланадиган қотишмалар таркибига киради. Мисга кадмий қўшилса, миснинг чидамлилиги ортиб, электр ўтказувчанлиги унча пасаймайди, шунинг учун бундай қотишмалардан трамвай ва троллейбус симлари тайёрланади. Кадмий ишқорли аккумуляторлар учун ишлатилади, ундан нормал элемент ясалди.

Кадмий оксид  $\text{CdO}$  кадмийни ҳавода ёндирилганда қўнғир кукун, кислород оқимида киздирилса, қизил рангли кристалл модда ҳолида ҳосил бўлади. У сувда кам эрийди, кислоталарда яхши эрийди.

Кадмий гидроксид  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  кадмийнинг сувда эрийдиган тузларига ишқор таъсирида оқ чўкма ҳолида ҳосил бўлади. У ортиқча ишқорда эримайди, концентранган ишқорларда узок қайнатилганда  $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{OH})_4]$  ва  $\text{Ba}_2[\text{Cd}(\text{OH})_6]$  каби кадматларни ҳосил қилади.  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  кучсиз асос, аммиакда эриб,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  ва  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6(\text{OH})_2]$  каби комплекс бирикмаларни ҳосил қилади.

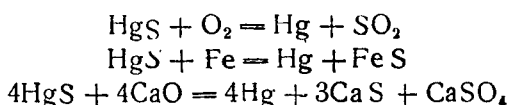
Кадмий сульфид  $\text{CdS}$  кадмийнинг сувда эрийдиган тузларига  $\text{H}_2\text{S}$  ни таъсир эттирилса сариқ чўкма ҳолида ҳосил бўлади. Кадмий сульфид сувда, суюлтирилган кислоталарда ва ишқорларда эримайди.  $\text{CdS}$  сариқ бўёқ сифатида ишлатилади, у барқарор ва равшан бўёқдир.

## 111-§ Символ

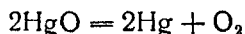
Символнинг ядро заряди ( $Z$ ) 8) га тенг. Символ табиатда эркин ва бирикма ҳолида учрайди, унинг 7 та табиий ва 20 та сунъий изотопи бор. Символнинг энг машҳур бирикмаси киноварь  $\text{HgS}$  димр, эркин символ одатдаги температурада суюқ бўлганидан томчилар ҳолида учрайди.  $\text{HgS}$  нинг температура таъсирида парчаланиш маҳсулотидан символ ажратиб олинади,



баъзан  $\text{HgS}$  га  $\text{Fe}$  ёки оҳак таъсир эттириб ҳам симоб олинади:



Буғ ҳолидаги симоб махсус идишга йиғилиб, кейин ҳайлаш билан тозаланади. Лабораторияда симоб  $\text{HgO}$  ни температура таъсирида қиздириш билан олинади:

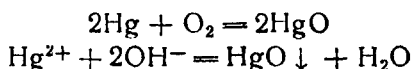


Симоб буғи атомлардан иборат бўлиб, ниҳоятда заҳарлидир. Унинг энг оз миқдори ҳам узоқ таъсир этса, организмга зарар етказади. Симоб бирикмалари ошқозонга тушса, овқат ҳазм қилиш органларининг, юрак ва буйракнинг ишлаши бузилади, у билан ишлаганда эҳтиёт бўлиш керак. Симобнинг электр ўтказувчанлиги мисга нисбатан 58% ни ташкил этади. Симоб кўп металлларни ( $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Au}$  ни) ўзида эритиб, амальгамаларни ҳосил қилади. Амальгамалар одатдаги температурада суяк ёки юмшоқ бўлиши билан бошқа қотишмалардан фарқланади.

Тоза симоб ҳавода оксидланмайди, лекин нам ҳавода турса оксидлана олади. У суюлтирилган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да қиздирилганда эрийди.  $\text{HNO}_3$  да қиздирилмаса ҳам яхши эрийди, одатдаги шароитда  $\text{Cl}$  ва  $\text{S}$  билан бирикади. Темир, никель ва кобальт симобда эримайди, шунинг учун симоб темир идишларда сақланиши мумкин.

Симоб барометр, термометр ва шунга ўхшаш кўпгина физик асбоблар учун ишлатилади, портловчи моддаларни тайёрлашда ҳамда кимёвий реакцияларда катализатор сифатида ҳам қўлланилади. Табиатда эркин ҳолда учрайдиган майда олтинли қумни симоб билан амальгамалаш орқали олтин ажратиб олинади. Симоб кимё саноатида, физиотерапия учун симобли кварц лампалар ишлаб чиқаришда ва тиш даволаш практикасида иломбалар тайёрлашда ишлатилади.

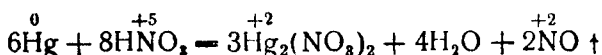
Симоб (II)-оксид  $\text{HgO}$  сариқ ёки қизил кристалл модда, зичлиги  $11,14 \text{ г/см}^3$  га тенг, табиатда учрамайди. Симобни ҳавода қиздириш, унинг икки валентли тузларига ишқор таъсир эттириш ва  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ни қиздириш билан  $\text{HgO}$  ҳосил бўлади:



Симоб (II)-оксид кимёвий препаратлар олишда ишлатилади.

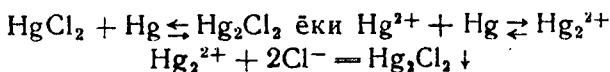
Симоб (I)-оксид  $\text{Hg}_2\text{O}$  қора кукун, зичлиги  $9,8 \text{ г/см}^3$  га тенг, термик жиҳатдан ниҳоятда беқарор бўлиб, хона температурасида  $\text{Hg}$  ва  $\text{HgO}$  га парчаланади.  $\text{Hg}_2\text{O}$  сувда эримайди, гидроксидлари олинмаган, чунки улар ҳосил бўлиши билан парчаланади.

Симоб (I)-нитрат  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  симобга суюлтирилган  $\text{HNO}_3$  ни таъсир эттириб, олинади:

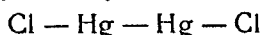


У эритмадан  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ҳолида кристалланади, сувда эрмайди ва тиббиётда ишлатилади.

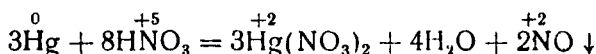
Симоб (I)-хлорид  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  сувда кам эрийдиган оқ модда, зичлиги  $7,15 \text{ г/см}^3$  га тенг. Сулема ва симоб аралашмаси қиздирилганда, симоб (I) нинг сувда эрийдиган тузларига хлоридлар таъсир эттирилса,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  ҳосил бўлади:



$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  каломель деб ҳам аталади. тиббиётда ишлатилади, унинг тузилиш формуласи қуйидагича:

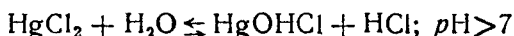


Симоб (II)-нитрат  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  симобга мўл нитрат кислота таъсир эттирилса, ҳосил бўлади:



Бу туз эритмадан  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  ҳолида чўқади, гидролизланади ва симобнинг кўпгина бирикмалари шу туздан олинади.

Симоб (II)-хлорид  $\text{HgCl}_2$  оқ кристалл модда, зичлиги  $5,44 \text{ г/см}^3$  га тенг,  $280^\circ\text{C}$  да суюқланади,  $302^\circ\text{C}$  да қайнаб сублиматлана бошлайди.  $\text{HgCl}_2$  органик эритувчиларда яхши, сувда кам эриydi, сувда гидролизланади:



Бу туз сулема деб аталади, жуда заҳарли модда, унинг суюлтирилган эритмаси дезинфекция мақсадларида ишлатилади.

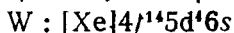
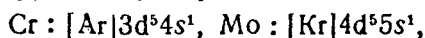
Сулема эритмасига аммоний тузлари иштирокида аммиак юборилса,  $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  таркибли „оқ преципитат“ ҳосил бўлади, бу модда температура таъсирида суюқланади, у ҳам суюлтирилган кислотада эриб,  $\text{HgCl}_2$  ва ўша кислотанинг аммонийли тузи ҳосил бўлади. Иккала туз ҳам заҳарли бўлиб, тиббиётда ишлатилади.

## ХХII БОБ. VI ГРУППА ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Бу группачани хром, молибден ва вольфрам элементлари ташкил этиб, у хром группачаси номи билан аталади. Хром ва молибденнинг сиртқи қаватида 1 та, сиртдан иккинчи қаватида 13 та, вольфрамнинг сиртқи қаватида 2 та ва сиртдан иккинчи қаватида 12 та электро- бор. Хром группачаси элементларида эса сиртдан иккинчи қават барқарор эмас, шунинг учун

бу қаватларнинг электронлари ҳам бирикмалар ҳосил қилишда иштирок этади.

Хром группачаси элементларига уранинг хоссалари ўхшайди, лекин уран актиноидлар оиласига киради. Улар юқори температурада суюқланадиган оғир металллардир. Cr, Mo, W ва U жуфт рақамли тартиб номерига эга, шу сабабли барқарор изотоплари сони кўп бўлади. Хром группачаси элементларининг электрон конфигурациялари қуйидагича:



Бу элементларда манфий оксидланиш даражаси бўлмайди ва улар учувчан водородли бирикмаларни ҳосил қилмайди. Хромнинг  $\text{CrH}_3$  каби қаттиқ гидриди маълум. уларга мос келадиган кислоталар бор. Бу элементларнинг оксидланиш даражаси +2 дан +6 гача бўлиб, +6 тенг бўлган бирикмалари кислота характерига эга, қуйи оксидланиш даражаларида эса металл хоссаларини намоён қилади. Улар қийин суюқланувчан металллардир.

18-жадвал

Хром группачаси элементларининг айрим хоссалари

Элементларнинг константалари	Cr	Mo	W
Атом радиуси, нм	0,130	0,139	0,141
Ион радиуси, нм: $\text{Э}^{3+}$	0,064	—	—
Ион радиуси, нм: $\text{Э}^{4+}$	—	0,068	0,068
Ионланиш энергияси, 1 эВ	6,76	7,10	7,98
Ионланиш энергияси, 2 эВ	16,49	16,15	17,7
Ионланиш энергияси, 3 эВ	30,95	27,13	24,08
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	7,2	10,22	19,32
Суюқланиш температураси, °C	1890	2120	3400
Қайнаш температураси, °C	2430	4810	5900
Ер қобиғида тарқалиши, %	$2 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-8}$	$7 \cdot 10^{-3}$

## 112- §. Хром

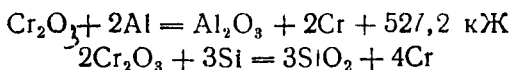
Хромнинг ядро заряди (Z) 24 га тенг, унинг  $^{50}\text{Cr}$ (4,31%)  $^{52}\text{Cr}$ (88,76%),  $^{53}\text{Cr}$ (9,55%),  $^{54}\text{Cr}$ (2,38%) табиий изотоплари, битта радиоактив изотопи ( $^{51}\text{Cr}$ ) бор. Хром рудаларидан энг муҳими хромли темиртош  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$  ва  $\text{PbCrO}_4$  крокоитдир.

Хромли темиртошни қайтариш йули билан феррохром ҳосил қилинади:



Феррохромнинг таркибида 30—65 % хром ва 4—6 % углерод бўлади.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  ни алюминий билан қайтариб, эркин хром, крем-

ний билан қайтариб эса тоза хром олинади:

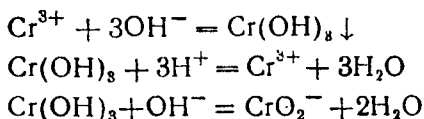


Хром оч кул рангли қаттиқ ва ялтироқ металл, унга ҳаво ва нам таъсир қилмайди. Суюлтирилган қайноқ  $\text{HCl}$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  таъсирида унинг сиртидаги  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  қавати эрийди, кейин хром эрий бошлайди, натижада водород ажралади. Концентрланган  $\text{HNO}_3$  хромни пассивлаштиради, у  $\text{Au}$  ва  $\text{Pt}$  дан ҳам пассив бўлиб қолади, лекин активлаштирилгандан (оксид пардаси йўқотилган) кейин кучлинишлар қаторида  $\text{Zn}$  ва  $\text{Fe}$  орасидаги ўринни эгаллайди. Қиздирилганда хром  $\text{O}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{N}$ ,  $\text{C}$  ва галогенлар билан бирикади. Хром бирикмаларида  $+2$ ,  $+3$ ,  $+4$ ,  $+6$  оксидланиш даражаларига эга.

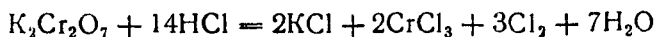
Хром қотишмаларга қўшилади ва металл сиртига қопланади, қоплама металлнинг қаттиқлигини оширади ва уни коррозиядан сақлайди. Хром асосида олинган зангламайдиган пўлатлардан кемасозликда заводларнинг кимёвий ускуналарида, кешиш асбоблари тайёрлашда ва қошиқ, пичоқ каби уй-рўзғор буюмларини ясашда фойдаланилади. Хромнинг мис билан қотишмасидан электр кабеллар тайёрланади, бошқа металллар ( $\text{Co}$ ,  $\text{W}$  каби) билан ҳосил қилган айрим қотишмалари ўта қаттиқ метериал ҳисобланади.

Икки валентли хром бирикмалари ( $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CrS}$ ,  $\text{CrCl}_2$ ,  $\text{CrSO}_4$ ) ниҳоятда беқарор бўлиб, кучли қайтарувчилардир. Хром  $\text{HCl}$  да қиздирилганда унинг сиртидаги оксид парда кислотада эриб, очиқ идишда оксидланадиган хром (II)-хлорид ҳосил бўлади.  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  асос хоссаларини намоён қилади ва ҳаво кислоторди билан оксидланади.

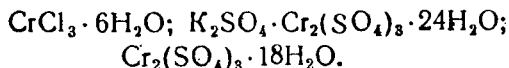
Уч валентли хром бирикмалари энг барқарор моддалардир.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  яшил рангли куқун, кимёвий пассив модда, бўёқчиликда қўлланилади.  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  хром тузлари эритмаларига ишқорни таъсир эттириб олинади; янги чўктирилган  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  амфотер хоссага эга:



Уч валентли хром тузлари, кўпинча, олти валентли хром бирикмаларидан олинади:

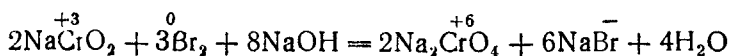


Хром тузлари эритмалардан кристаллгидратлар ҳолида ажралаб чиқади:

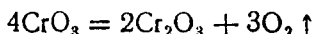


Бу тузлар кристалл ҳолатда ҳам, эритмада ҳам рангли моддалардир. Хромли аччиқтош йирик кристаллардан иборат кўкимтир бинафша тусли туз. териларни ошлашда ва газлама-ларни бўяшда хуруш сифатида кўп ишлатилади.

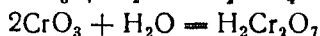
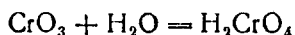
Олти валентли хром бирикмалари ишқорий муҳитда хром (III)-бирикмаларига кучли оксидловчилар таъсирида ҳосил бў-лади:



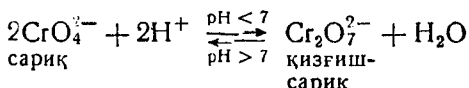
Хром (VI)- оксид тўқ қизил рангли кристалл бўлиб, кат-тиқ ҳолатда полимер тузилишга эга, осон парчаланиб кисло-род ажралади:



$\text{CrO}_3$  сув билан реакцияга киришганда фақат эритмада мав-жуд бўладиган хромат ва дихромат кислоталарни ҳосил қила-ди:



Хромат ва дихроматлар анча барқарор бўлиб, хромнинг энг муҳим ва кўп ишлатиладиган бирикмаларидир. Реакция му-ҳитига қараб, хромат дихроматга ва дихромат хроматга айла-нади:

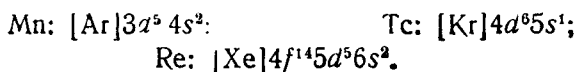


Сувда ёмон эрийдиган хромат ( $\text{PbCrO}_4$  ва  $\text{BaCrO}_4$ ) лар са-риқ минерал бўёқ сифатида ишлатилади.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  нинг кон-центрланган  $\text{H}_2\text{SO}_4$  билан аралашмаси “хромли аралашма” номи билан лаборатория ишларида идишларни ювишда кўп ишла-тилади.

Олти валентли хром бирикмалари жуда заҳарли, шу са-бабли хромлаш цехларида хроматлар ва уларнинг ҳосилалари билан иш олиб бориладиган хоналарни тез-тез шамоллатиб туриш керак.

## XXII БО Б. VII ГРУППА ЕНАКИ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Марганец группчасига марганец, технеций ва рений элемент-лари кириб, уларнинг сиртқи электрон қаватида 2 та (Тс 1 та), сиртдан иккинчи қаватида эса 13 та (Тс да 14 та) электрон бор. Бу элементлар сиртқи ва сиртдан иккинчи қаватдаги 5 тагача электронини бериб, +7 юқори оксидланиш даражасига эга бўлади. Улар *p*-элементлар бўлиб, электрон конфигура-цияси қўғидагича:



Марганец ва рений бирикмалари табиатда учрайди, технеций эса сунъий радиоактив изотоплар ҳолида олинади, у ураниннг емирилиш маҳсулотларида учрайди Булар хоссалари бир-бирига ўхшаш кумушранг-кулранг қаттиқ металллардир.

Бу группачада элементларнинг Mn дан Яе га борган сари кимёвий активлиги қисман сусаяди, у қиздириш билан кўпчилик металлмаслар, суюлтирилган кислоталар билан реакцияга киришади. Бу элементларнинг юқори оксидлари тегишли кислоталарнинг  $\text{HRO}_4$  ангидридларидир. Улар учувчан водородли бирикмаларни ҳосил қилмайди.

### 113- §. Марганец

Марганецнинг ядро заряди (Z) 25 га тенг бўлиб, унинг бир барқарор табиий ва 10 та сунъий изотопи бор. Марганецнинг табиатда энг кўп учрайдиган бирикмаси пиролюзит  $\text{MnO}_2$  дир. Бундан ташқари  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{MnS}_2$ ,  $\text{MnCO}_3$  каби бирикмалар ҳолида ҳам учрайди.

19- жадвал

Марганец группачаси металлларининг айрим хоссалари

Элементларнинг констангалари	Mn	Tc	Re
Атом радиуси, нм	0,130	0,136	0,137
Ион радиуси, $\text{Э}^{2+}$	0,091	—	—
$\text{Э}^{7+}$	0,045	0,056	0,056
Ионланиш энергияси: I эВ	7,43	7,45	7,87
II эВ	15,63	15,26	13,1
III эВ	33,69	31,9	26,0
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	7,44	11,45	21,04
Сууюқланиш температураси, °C	1245	2140	3190
Ер қобигида тарқалиши, %	$9 \cdot 10^{-2}$	кам миқдор	$1 \cdot 10^{-7}$

Металлургияда қора металлларга қўшиш учун ферромарганец олинади, ферромарганец марганецнинг темир билан ҳосил қилган қотишмаси бўлиб, унинг таркибида озгина углерод бўлади,  $\text{MnO}_2$  билан углероддан пирометаллургия усулда олинади. Тоза марганец олиш учун Mn (II) тузларининг сувдаги эритмаси электролиз қилинади. Лабораторияда Mn ни  $\text{MnCl}_2$  нинг концентрланган эритмасига натрий амальгамасини таъсир эттириб олинади. Mn чўкмасини махсус идишда  $400^\circ\text{C}$  гача қиздириб, Mn ни симобдан тозалаб олиш мумкин.

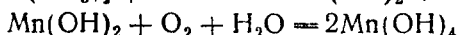
Марганец оқ тусли оғир ва қаттиқ металл, ҳавода юпқа оксид парда ҳосил қилади, лекин кукун ҳолидаги марганец осон оксидланади. Марганец водород билан бирикмайди, галогенлар билан осон, S, N, P ва C билан қиздирилганда бирикади. Марганец кислород билан температурага боғлиқ равишда турли маҳсулотларни ҳосил қилади.

Пўлат таркибидаги марганец муҳим легирловчи қўшимча ҳисобланади, таркибида 11 — 14% марганец бўлган пўлат едирлишга жуда чидамли ва қаттиқ бўлгани учун унда темир йўл рельслари, экскаватор қисмлари, сейфлар, тош майдалагичларнинг шарлари тайёрланади. Марганецнинг мис билан ҳосил қилган қотишмалари пухта ва коррозияга чидамли, ундан турбиналар, самолётларнинг винтлари ва бошқалар тайёрлашда фойдаланилади, унинг электр ўтказувчанлиги температура ўзгариши билан ўзгармайди, шу сабабли электротехникада аҳамияти катта.

Марганецнинг юқори оксидларини водород билан қайтариб, сувда эримайдиган ва ҳавода осон оксидланадиган яшил тусли модда  $MnO$  ни ҳосил қилинади. Табиатда марганецнинг  $MnS$ ,  $MnCO_3$  каби бирикмалари учрайди.  $MnO_2$  га кислота таъсир эттириб,  $Mn^{2+}$  тузлари олинади:



Агар марганец тузларига ишқор таъсир эттирилса  $Mn(OH)_2$  оқ чўкма ҳосил бўлади, у оксидланиб  $Mn(OH)_4$  га айланади:

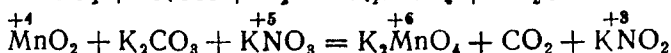
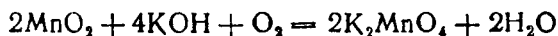


$MnSO_4$  оқ рангли туз, газламаларни бўяшда. хлоридлар билан биргаликда бошқа бирикмаларни олишда ишлагилади  $Mn(NO_3)_2$  фақат сунъий йўл билан олинади ва сийрак-ер элементларини ажратиб олишда ишлатилади.

Тўрт валентли марганец бирикмалари.  $MnO_2$  кул ранг-қорамтир тусли қаттиқ модда, ҳавода  $530^\circ C$  гача қиздир. лганда ўзидан кислород чиқара бошлайди, амфотерлик хоссаларига эга ва кучли оксидловчидир

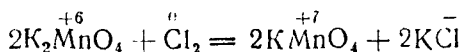
Марганец ва марганец бирикмалари  $MnO_2$  дан олинади.  $MnO_2$  бертоле тузидан кислород олишда катализатор,  $HCl$  дан хлорни олишда оксидловчи сифатида ишлатилади, ундан ташқари гугурт ва шиша ишлаб чиқаришда ҳам ишлатилади.  $MnO_2$  барқарор, амфотер хоссаларга эга, оксидланиш-қайтарилиш жараёнларида эса шароитга қараб, қайтарувчи сифатида ҳам таъсир этади

Олти валентли марганец бирикмалари бўлмиш манганат кислота ва унинг ангидриди эркин ҳолда олинган эмас, лекин манганат кислотанинг тузлари  $Mn_2MnO_4$  мавжуд. Манганатлар  $MnO_2$  га ишқор ва кислород ёки бошқа оксидловчиларни таъсир эттириб олинади:

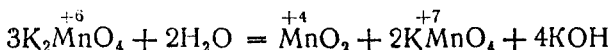


Манганат иони  $MnO_4^{2-}$  яшил тусли бўлганлигидан манганатлар ҳам яшилдир. Лекин  $MnO_4^{2-}$  га кучли оксидловчи таъсир эт-

тирилса, у оксидланиб, батамом  $\text{MnO}_4^-$  га айланади:



Манганатлар (ишқорий металллар билан ҳосил қилган тузлари) гидролизланади ва қисман қайтарилади:



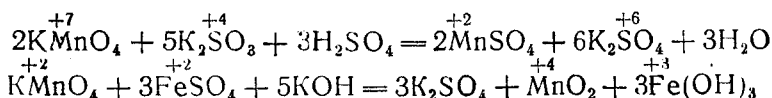
Етти валентли марганец бирикмалари  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  нинг оксидланишидан ҳосил бўлган  $\text{HMnO}_4$  перманганат кислота  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  га мувофиқ келадиган кислотадир. Перманганат кислота кучли оксидловчи, унинг эритмадаги концентрациясини 20% га ошириш мумкин, ундан юқори концентрацияда парчалана бошлайди:



$\text{MnO}_4^-$  гунафша тусли, перманганатлар эса тўқ гунафша рангда, ғоят кучли оксидловчи, бу тузлар сувда оз эрийди.  $\text{KMnO}_4$  кўп ишлатилади,  $200^\circ\text{C}$  да парчланиб кислород ажратади:



$\text{KMnO}_4$  тиббиётда дезинфекцияловчи, лабораторияларда оксидловчи модда сифатида, толаларни оқартиришда, ёғочга ишлов беришда, шунингдек кислород олишда ишлатилади.  $\text{KMnO}_4$  кислотали муҳитда кучли оксидловчи бўлиб,  $\text{Mn}^{2+}$  га қадар, ишқорий ва нейтрал муҳитда эса  $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$  га қадар қайтарилади:



$\text{Mn}_2\text{O}_7$  мойсимон оғир суюқлик бўлиб, унинг солиштира оғирлиги 22,4 га тенг. Уни совуқ ва қуруқ жойда эҳтиётлик билан сақлаш керак, лекин озгина иситилса, дарҳол портлаб кетади.

Марганецнинг бирикмалари жуда хилма-хилдир, унинг бирикмаларига бўлган реакциялар оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидир.

Марганец оз миқдорда ҳайвон ва ўсимлик тўқималарида учраб, ҳаётий жараёнларда муҳим аҳамиятга эга. Марганецнинг етишмаслиги ўсимликларнинг ривожланишига, ҳайвонларда эса суяк системасига таъсир этади. Агар паррандаларга бериладиган овқат таркибида марганец етишмаса, парранданинг қаноти деформацияланиб, пати синувчан бўлиб қолади. Марганец ионлари ферментларнинг активлигини оширади, у хлорофиллнинг ҳосил бўлишига, ўсимликдаги азот ассимиляциясига ва оқсил синтезига ёрдам беради, шунинг учун мар-



ганец бирикмалари қишлоқ хўжалигида микро ўғит сифатида ишлатилади.

Одам организми учун суткада 8 мг марганец керак бўлади, шунинг учун марганецга бой бўлган лавлагини, картошка, помидор, соя, нўхат қўшилган овқатларни истеъмол қилиш керак. Марганец бирикмалари қонда шакар миқдорини камайтиради.

#### XXIV БОБ. VIII ГРУППА ЁНАКИ ГРУППАЧАСИ ЭЛЕМЕНТЛАРИ

Ёнаки группачага 9 та элемент жойлашган, улар икки оилага бўлинади: темир оиласи темир, кобальт ва никелдан таркиб топган. Платина металлари оиласига рутений, радий, палладий, осмий, иридий ва платина киради. Бу элементларнинг ҳаммаси ҳам ўзгарувчан оксидланиш даражасига эга, чунки уларда ички электрон қаватлар тўлиб боради. Бу металллар d-элементлар қаторига киради, уларнинг даврий системада жойлашган ўрнини кўздан кечирсак, уларнинг триадалар бўлиб жойлашганлиги дарҳол кўзга ташланади. Бу тасодифий ҳол бўлмай триада ичидаги элементлар орасида катта ўхшашлик бор.

Платина металлари оиласида ҳар бири икки элементдан таркиб топган вертикал устунчаларда ҳам катта ўхшашлик оор: Ru — Os, Rh — Ir, Pd — Pt. Ҳар қайси триадада тартиб номери катталашини билан нодир металлларнинг хоссалари оз ёки кўп даражада намоён бўла бошлайди. I группанинг ёнаки группачасидаги нодир металлларга ўхшаш бўладич, яъни у металлларнинг ички атом тузилишлари жуда ўхшайди. Ёнаки группачадаги Fe, Co, Ni ва Pt катта амалий аҳамиятга эга бўлган металллардир.

Темир оиласи элементларининг электрон конфигурациялари қуйидагича:



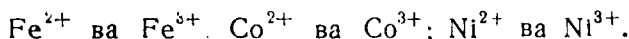
Табиатда Fe нинг тўртта, Co нинг ( $Z = 27$ ) битта, Ni нинг эса бешта барқарор изотопи бор.  $^{60}\text{Co}$  радиоактив изотоп тиббиётда,  $^{56}\text{Fe}$  радиоактив изотоп эса домна жараёнида, машина деталларининг емирилишини текширишда ишлатилади.

Темир оиласидаги металллар билан платина металлари кимёвий хоссалари жиҳатидан анчагина фарқ қиладилар. Темир оиласининг учаласи ҳам қулранг металл бўлиб, рангдор ионли бирикмаларни ҳосил қилади. Уларнинг O, S билан ҳосил қилган бирикмалари барқарор, лекин уларнинг барқарорлиги Fe дан Ni га томон бир оз камайиб боради. Уларнинг турли комплекслари бор, оксидланиш даражаси Fe дан Ni га қараб камайиб, максимал қиймати  $\text{Fe}^{6+}, \text{Co}^{3+}$  ва  $\text{Ni}^{2+}$  (баъзан +3) га тенг бўлади, комплекс бирикмаларида эса координация сонини 4 ва 6 га тенг.

## Темир группачаси металлларнинг айрим хоссалари

Элементларнинг константалари	Fe	Co	Ni
Атом радиуси, нм	0,126	0,125	0,124
Ион радиуси, нм: $\text{Э}^{2+}$	0,080	0,078	0,074
$\text{Э}^{3+}$	0,067	0,064	—
Ионланиш энергияси, эВ:			
$\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$	7,89	7,87	7,63
$\text{Э}^+ \rightarrow \text{Э}^{2+}$	16,2	17,1	18,25
$\text{Э}^{2+} \rightarrow \text{Э}^{3+}$	30,6	33,5	35,16
Зичлиги, г/см <sup>3</sup>	7,87	8,84	8,91
Суюқланиш температураси, °C	1539	1495	1455
Қайнаш температураси, °C	2870	2960	2900
Ер қобиғида тарқалиши, % (масса)	4	$4 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-2}$

Бу металлларнинг нормал электрод потенциалларининг қиймати Fe дан Ni га томон камаяди:

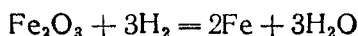


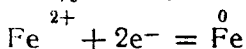
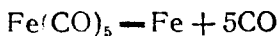
Шунга кўра Fe(II) бирикмалари осонлик билан Fe(III) бирикмаларига ўтади. Ni(II) бирикмалари фақат кучли оксидловчилар таъсирида Ni(III) бирикмаларига айланади, кобальт эса асосан комплексларда +3 га тенг оксидланиш даражасини намоён қилади. Темир оиласидаги металллар ичида энг катта аҳамиятга эга бўлгани ва амалий жиҳатдан кўп ишлатиладигани темирдир.

## 114- §. Темир

Темирнинг тартиб номери (Z) 26 га тенг. Эрампдан аввалги икки мингинчи йиллар охирида инсон темирдан фойдалана бошлаган. Метеоритдан одамлар ибтидоий даврлардан бошлаб фойдаланганлар, ерга ҳар суткада 20 минг тоннага яқин метеорит тушади. Темир табиатда эркин ҳолда жуда кам учраб, унинг минераллари кенг тарқалган. Унинг саноат учун аҳамиятли рудалари жумласига  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (72%Fe), гематит  $\text{Fe}_2\text{O}$  (70%Fe), сидерит  $\text{FeCO}_3$  (48%Fe), пирит  $\text{FeS}_2$ , каби сульфидлари кирди.

Металлургияда олинаниган темир тоза бўлмай, унинг таркибида C, S, P, Mn ва Si каби қўшимчалар бўлади. Кимёвий тоза темир қуйидаги усулларда олинади: темир оксидни водород билан қайтариш, темир карбонилни термик парчалаш ва тузлари (хлоридлари) нинг сувли эритмасини электролиз қилиш:





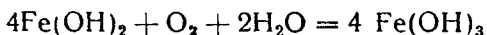
Темир техникада асосан пўлат ва чўян ҳолида олинади.

Темир оқ тусли ялгироқ металл, магнит майдони таъсирида магнитланади ва магнит майдонининг таъсири тўхтагандан кейин ҳам магнит хоссаларини сақлаб қолади, яъни темирнинг ўзи магнитга айланади. Бу темир группачаси элементларига хос хусусиятдир.

Кимёвий хоссаси жиҳатидан тоза темир ҳаво, нам таъсирида коррозияланмайди. Лекин қўшимчаси бор темир ҳавода тез занглайди ва  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  га айланади. Бинобарин, темир буюмлар занглайди, унга қарши курашнинг ҳар хил йўллари бор. Темир суюлтирилган кислоталарла эрийди, концентрланган  $\text{HNO}_3$  да пассивлашади, ишқорларда эса эримайди. Темир ҳавода қиздирилганда ва чўлганган темир болгаланганда  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ҳосил бўлади. Қиздирилганда темир S, P, галогенлар ва баъзи металллар билан бирикади. Темир бирикмаларида асосан икки ва уч валентлидир, олти валентли бирикмалари ҳам бор.

Темир ҳаёт учун зарур элемент, у қондаги гемоглобин таркибига киради, гемоглобин кислородни упкадан тўқималарга олиб борувчи моддадир. Тўқималарда оксидловчи-қайтарувчи фермент вазифасини бажарадиган моддалар таркибида ҳам темир бўлади. Цитохром ва нафас ферментининг қайтарилган формасида  $\text{Fe}^{2+}$  бўлиб, уларнинг оксидланган формасида  $\text{Fe}^{3+}$  бор. Бир кишининг қонида ~2,5 г темир бўлади, одам организми темирни овқатдан олади, агар темир организмда етишмаса, камқонлик касали пайдо бўлади. Ўсимликларга яшил тус берувчи хлорофилл таркибига ҳам темир киради, агар ўсимликнинг баргида темир етишмаса, барг сарғайиб яхши ўсмайди ва ривожланмайди.

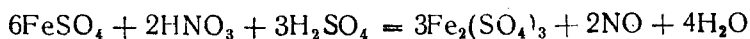
Темир икки қатор бирикмаларни ҳосил қилади, унинг  $\text{FeO}$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ва аралаш оксиди  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ) мавжуд. Темир (III) бирикмалари темир (III) бирикмаларига қараганда беқарорроқ, у ҳатто ҳаво кислороди иштирокида ҳам одатда темир (III) бирикмаларига айланади.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  олинадиган тузларга, албатта, темир (III) бирикмалари аралашмаган бўлиши керак. Одатда бундай шароит ҳосил қилиб бўлмаслиги сабабли  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  тўқроқ яшил ивиқ чўкма ҳолида олинади,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  билан бирга  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  ҳам ҳосил бўлганлигини билдиради:



$\text{Fe}(\text{OH})_2$  ва  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  типик эримайдиган асос,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  да анча кучсиз амфотер хосса бор.

Темир (II) бирикмалари орасида энг аҳамиятлиси, темир купуриси  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  бўлиб, у сувда яхши эрийди, қишлоқ хўжалиги зараркуналаларига қарши курашда ва бўёқлар тайёрлашда ишлатилади.  $\text{FeCl}_2$  анча гигроскопик тўқ сариқ

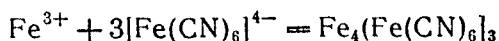
кристалл модда, ҳаводан сувни ютиб, жигарранг бўтқага айланиб қолади. Темир (II) тузлари  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  ёки  $KMnO_4$  билан қиздирилганда осонлик билан темир (III) тузларига айланади:



$Fe^{2+}$  кўпгина комплекс бирикмалар ҳосил қилади, агарда туз эритмасига  $KCN$  қўшилса, оқ чўкма  $Fe(CN)_2$  ҳосил бўлади, устига яна  $KCN$  таъсир эттирилса, чўкма эриб, гексацианоферриат (II) комплекс туз ҳосил бўлади:



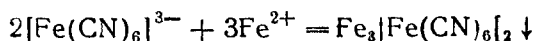
Бу туз аналитик кимёда  $Fe^{3+}$  тузларини топиш учун ишлатилади:



Ҳосил бўлган кўк рангли бўёқ берлин кўки деб юритилади.

Темир (III)-гидроксиддан қиздириш билан қизғиш-қўнғир тусли модда  $Fe_2O_3$  олинади.  $Fe(OH)_3$  кучсиз асос, темир (III) тузларига  $NH_3$  ёки ишқор эритмаси таъсир эттириб, сувда эримайдиган, кучли кислоталарда эрийдиган  $Fe(OH)_3$  олинади. Темир (III) тузлари яхши гидролизланади, улардан энг муҳими  $FeCl_3$  бўлиб, яшил товланадиган тўқ қўнғир япроқчалар шаклида ҳосил бўлади.  $FeCl_3$  сувда яхши эриydi, кучли гигроскопик модда, яхши гидролизланади.  $Fe(NO_3)_3$  ва  $Fe_2(SO_4)_3$  газламаларни бўяшда хуруш сифатида ишлатилади. Бу мақсадда темирли аччиқ тошлар  $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ,  $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  дан ҳам кенг фойдаланилади.

$Fe^{3+}$  нинг гексацианоферрат (III) комплекс тузи аналитик кимёда  $Fe^{2+}$  ионини топиш учун ишлатилади:



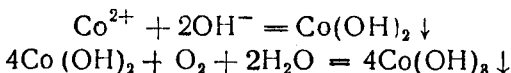
Кўк рангли бу чўкмани турнбул кўки дейилади. Темир (III) тузлари роданитлар билан реакцияга киришиб, қизил-қон рангли эрувчан  $Fe(CNS)_3$  ни ҳосил қилади, бу ҳам  $Fe^{3+}$  ионини аниқлашда ишлатилади. Олти валентли темир бирикмалари ҳам маълум, улар феррат кислота  $H_2FeO_4$  нинг тузлари ферратлардир. Феррат кислота ва унга мувофиқ келадиган  $FeO_3$  оксид ҳозирча эркин ҳолда олинган эмас, ферратлар ғоят кучли оксидловчи моддалардир.

Темир қора металлургиянинг асосидир, шунинг учун ҳам у кўплаб қазиб олинади. Темир фақат қотишмалар ҳолида ишлатилади, унинг энг муҳим қотишмалари чўян ва пўлатлардир. Чўянинг пўлатдан асосий фарқи таркиидаги углерод (чўянда 2—4%, пўлатда 0,3—1,7% углерод) миқдоридир

## 115-§ Кобальт

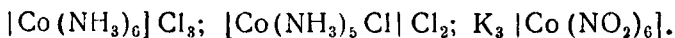
Кобальтнинг тартиб номери (Z) 27 га тенг, унинг табиатда учрайдиган энг муҳим минераллари смальтин  $\text{CoAs}_2$  ва кобальтин  $\text{CoAsS}$  дир. Кобальт  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Mn}$  минералларида ва полиметалл рудаларда қўшимча тарзда учрайди, кобальтнинг бирикмалари инсон, ҳайвон организмида ва ўсимлик органларида ҳам учрайди.

Кобальт техникада полиметалл рудаларни қайта ишлаш натижасида олинади. Рудалардан кобальт оксид ҳолида ажратиб, кейин у кўмир ёки водород билан ёки алюминотермия усулида қайтарилади, баъзан тузларнинг эритмасини электролиз қилиш йўли билан ҳам олинади. Кобальт қизғиш товландиган, яхши яссиланадиган, ҳавода барқарор металлдир. Кукун ҳолида эса  $250^\circ\text{C}$  да алангаланиб кетади, суюлтирилган  $\text{HCl}$  ва  $\text{H}_2\text{SO}_4$  да ёмон, суюлтирилган  $\text{HNO}_3$ , зар суви ва оксалаг кислоталарда яхши эрийди, лекин концентрланган  $\text{HNO}_3$  да пассивлашиб қолади Кобальт қиздирилганда деярли барча металлмаслар билан бириқади. Кобальт ўз бирикмаларида 2 ва 3 валентли бўлади, унинг  $\text{CoO}$ ,  $\text{Co}_2\text{O}_3$  ва  $\text{Co}_3\text{O}_4$  оксидлари мавжуд, булар сувда эримай кислоталарда эрийди.  $\text{Co}^{3+}$  тузларига ишқорлар таъсир эттирилса, асос характеридаги оч қизил рангдаги  $\text{Co}(\text{OH})_2$  ҳосил бўлади ва у ҳаво кислороди билан оксидланиб, тўқ қўнғир тусли  $\text{Co}(\text{OH})_3$  га айланади:



$\text{Co}(\text{OH})_3$  га кислоталар ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  каби) таъсир эттирилса, у қайтарилиб,  $\text{Co}^{2+}$  тузларини ҳосил қилади. Бундай тузнинг кристаллгидратлари ранги сув молекулаларининг кўпайишига қараб, зангоридан қизилга айланиб боради.

$\text{Co}^{3+}$  нинг оддий тузлари жуда оз ва беқарор, лекин комплекс тузлари ғоят барқарордир:



Кобальт ўсимлик ва ҳайвон организмида учрайдиган муҳим микроэлементдир, витамин  $\text{B}_{12}$  таркибида 4,5%  $\text{Co}$  бор. У гемоглобин,  $\text{B}_{12}$  синтезида иштирок этади, у моддалар алмашиниш жараёнига таъсир этади, ҳайвонларнинг семиришига ёрдам беради. Кобальт мойларни гидрогенлаш ва бензин синтез қилиш жараёнларида катализатор сифатида ишлатилади. Кобальт бирикмалари қадимдан чинни ва шишага сурилади-ган энг яхши тўқ кўк бўёқ сифатида ишлатиб келинади.

## 116-§. Никель

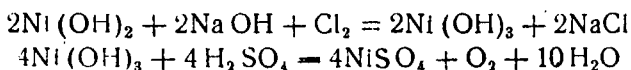
Никелнинг тартиб номери (Z) 28 га тенг, у табиатда купферникель  $\text{NiAs}$ , мишьяк-никель ялтироғи  $\text{NiAsS}$ , ульманит  $\text{NiAsSb}$  каби минераллар ҳолида учрайди. Никелнинг 5 та

барқарор изотопи бор ва 6 та радиоактив изотопи бор. Ni ўсимлик ва ҳайвон организмда, денгиз сувида ҳам бор.

Никель асосан мис-никель сульфид рудалардан пирометаллургия усулда NiO ни олиб, уни кўмир билан қайтариш ва электролитик усулда тозалаш билан олинади. Ni ни электролитик тозалашда руда таркибидаги платина металллар билан балчиқ тарзида электролизёр тубига чўқади. Олинган никелнинг деярли 80% и никелли қоғишмалардир, улар турли пўлавларни тайёрлашга сарфланади.

Никель кумуш каби оқ, қаттиқ, ялтироқ металл, водородни адсорбिलाди, суюлтирилган (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ва HNO<sub>3</sub>) кислоталарда эрийди, концентранган HNO<sub>3</sub> да пассивлашади, одатдаги шароитда O, S, P ва галогенлар билан бирикмай, қиздирилганда яхши бирикади. Никель бошқа металллар билан қаттиқ эритмалар ва интерметалл бирикмаларни ҳосил қилади.

Никель оксид NiO яшил рангли, Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub> кулранг қора рангда бўлиб, NiO керамика буюмлари тайёрлашда яшил бўёқ сифатида ишлатилади. Ni(OH)<sub>2</sub> оксидловчи таъсирида Ni(OH)<sub>3</sub> га айланиб, бу жараёни NaOH иштирокида хлор таъсирида амалга ошириш мумкин. Ni(OH)<sub>3</sub> кислотада қайтарилади:



Ишқорли аккумуляторларда Ni(OH)<sub>2</sub> дан ясалган электрод электр токи таъсирида оксидланиб, Ni(OH)<sub>3</sub> га айланиб, аккумулятор зарядсизланади.

Никель ўз тузларида ҳам комплекс бирикмаларда ҳам Ni<sup>2+</sup> ҳолида бўлади, шу жиҳатдан у кобальтдан фарқ қилади. Уларнинг сувдаги эритмалари ва кристаллгидрати яшил туслидир. Никелнинг NiSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O, NiCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O, Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O каби кристаллгидратлари аҳамиятлидир.

#### Фойдаланилган адабиётлар

1. Глинка Н. Л. Общая химия — Л. Химия 1990.
2. Раҳимов Х. Р. Анорганик химия—Т.: Уқитувчи, 1984.
3. Саидносирова З. Анорганик химия—Т.: Уқитувчи, 1980.
4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия—М., Высшая школа, 1987.
5. Ахмеров Қ., Жалилов А., Исмоилов А., Умумий ва анорганик химия Т.: Уқитувчи, 1988.

## МУНДАРИЖА

Сўз боши	3
Қириш	4
Ўзбекистонда кимё фанининг ва кимё саноатининг ривожланиши	4
<b>I б о б. Кимёнинг асосий тушунчалари ва қонунлари</b>	<b>6</b>
1- §. Атом-молекуляр таълимот	6
2- §. Массанинг сақланиш қонуни	7
3- §. Таркибнинг доимийлик қонуни	7
4- §. Эквивалент. Эквивалентлар қонуни	9
5- §. Авогадро қонуни. Атом ва молекула, уларнинг ўлчамлари	10
6- §. Атом ва молекуляр масса. Моль	11
7- §. Оддий модда ва кимёвий элемент	12
8- §. Кимёвий элементларнинг Ер қобиғи ва космосда тарқалиши	13
9- §. Кимёвий формулалар	14
10- §. Кимёвий ҳисоблашлар	15
<b>II б о б. Атом тузилиши</b>	<b>17</b>
11- §. Радиоактивлик	17
12- §. Атомнинг ядро модели	18
13- §. Атом спектрлари	19
14- §. Еруғликнинг квант назарияси	20
15- §. Бор назарияси	21
16- §. Электронларнинг квант соңлари	23
17- §. Паули принципи	26
18- §. Хунд қондаси. Атом орбиталларининг электронлар билан тўлиш тартиби	27
19- §. Атом ва ионларнинг ўлчамлари	29
20- §. Ионлаш потенциалли. Электронга мойиллик	30
21- §. Атом ядросининг тузилиши. Изотоплар	31
22- §. Табиий ва сунъий радиоактивлик. Ядро реакциялари	34
<b>III б о б. Д. И. Менделеевнинг даврий қонуни ва кимёвий элементлар даврий системаси</b>	<b>35</b>
23- §. Д. И. Менделеевнинг даврий қонуни	35
24- §. Элементларнинг даврий системаси	36
25- §. Элементларнинг атом ва ион радиуслари, ионланиш энергияси, электронга мойиллигининг ўзгариш қонуниятлари	39
26- §. Даврий қонун ва даврий системанинг аҳамияти	41
<b>IV б о б. Кимёвий боғланиш. Моддаларнинг турли агрегат ҳолатлари</b>	<b>43</b>
27- §. Ковалент боғланиш	44
28- §. Қутбсиз ва қутбли ковалент боғланиш	46
29- §. Ковалент боғланишнинг ҳосил бўлиш йўллари.	47
30- §. Ковалент боғланишнинг хоссалари	49
31- §. Атом электрон орбиталларининг гибридланиши	50
32- §. Ион боғланиш	52

33- §. Водород боғланиш. Молекулалараро таъсир кучлар . . . . .	54
34- §. Моддаларнинг агрегат ҳолати . . . . .	55
35- §. Қаттиқ моддаларнинг тузилиши. Моддаларнинг аморф ҳолати. . . . .	56
36- §. Полиморфизм ва изоморфизм . . . . .	58
<b>V б о б. Кимёвий реакциялар боришининг асосий қонуниятлари . . . . .</b>	<b>58</b>
37- §. Кимёвий реакциялар тезлиги . . . . .	58
38- §. Кимёвий реакция тезлигининг реакцияга киришувчи моддалар концентрацияларига боғлиқлиги . . . . .	60
39- §. Реакция тезлигининг температурага боғлиқлиги . . . . .	62
40- §. Катализ . . . . .	63
41- §. Кимёвий реакциялар механизми . . . . .	64
42- §. Қайтмас ва қайтар реакциялар. Кимёвий мувозанат . . . . .	67
43- §. Кимёвий мувозанатнинг силжиши . . . . .	69
44- §. Кимёвий реакцияларда энергиянинг айланиши . . . . .	70
45- §. Кимёвий реакцияларнинг йўналиши . . . . .	73
<b>VI б о б. Сув. Эритмалар . . . . .</b>	<b>74</b>
46- §. Сув молекуласининг электрон тузилиши . . . . .	74
47- §. Сувнинг кимёвий хоссалари . . . . .	75
48- §. Сувнинг физик хоссалари . . . . .	76
49- §. Табиатда сув ва сувни тозлаш . . . . .	76
50- §. Оғир сув . . . . .	77
51- §. Дисперс системаларнинг классификацияси . . . . .	78
52- §. Эриш жараёнининг механизми . . . . .	79
53- §. Қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги. Ута тўйинган эритмалар . . . . .	81
54- §. Газларнинг сувдаги эрувчанлиги . . . . .	82
55- §. Эритмаларнинг концентрацияси . . . . .	83
56- §. Осмос ҳодисаси. Вант-Гофф қонуни . . . . .	85
57- §. Эритмаларнинг буғ босими. Раулнинг биринчи (тонометрик) қонуни . . . . .	87
58- §. Эритмаларнинг қайнаш ва музлаш температураси. Раулнинг иккинчи (эбулиоскопик ва криоскопик) қонуни . . . . .	87
59- §. Коллоид-дисперс системалар . . . . .	89
60- §. Коллоид эритмаларнинг оддиниши ва хоссалари . . . . .	90
61- §. Юқори молекуляр бирикмаларнинг эритмалари . . . . .	91
<b>VII б о б. Электролитик диссоциация назарияси . . . . .</b>	<b>92</b>
62- §. Электролитик диссоциация (ионланиш) . . . . .	92
63- §. Диссоциация жараёни . . . . .	94
64- §. Электролитик диссоциация даражаси. Кучли ва кучсиз электролитлар . . . . .	95
65- §. Кучли электролитлар назарияси . . . . .	96
66- §. Диссоциация константаси . . . . .	97
67- §. Гидроксидлар ва уларнинг диссоциацияланиши . . . . .	99
68- §. Кислота, асос ва тузларнинг хоссалари . . . . .	100
69- §. Сувнинг электролитик диссоциацияланиши . . . . .	101
70- §. Буфер системалар . . . . .	103
71- §. Эрувчанлик кўпайтмаси . . . . .	104
72- §. Электролит эритмаларидаги алмашиниш реакциялари . . . . .	105
73- §. Тузларнинг гидролизи . . . . .	106
<b>VIII б о б. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари . . . . .</b>	<b>108</b>
74- §. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари . . . . .	108
75- §. Оксидловчилар ва қайтарувчилар . . . . .	109
76- §. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг классификацияси . . . . .	110
77- §. Металларнинг кислоталар ва туз эритмалари билан ўзаро таъсири . . . . .	113



78- §. Гальваник элементлар. Стандарт электрод потенциаллари . . . . .	114
79- §. Металларнинг электрохимик қувватлари қатори . . . . .	116
80- §. Тузларнинг суяқланмалари ва сувдаги эритмаларнинг элект- ролиз . . . . .	117
81- §. Саноатда электролизнинг қўлланилиши . . . . .	120
<b>IX б о б. Даврий системанинг бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>121</b>
82- §. Водород ва унинг табиатда учраши . . . . .	122
83- §. Водороднинг хоссалари, олиниши ва ишлатилиши . . . . .	121
<b>X б о б. VII группанинг бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>123</b>
84- §. Фтор . . . . .	124
85- §. Хлор . . . . .	126
86- §. Хлорнинг кислородли бирикмалари . . . . .	128
87- §. Бром . . . . .	130
88- §. Йод . . . . .	131
<b>XI б о б. VI группанинг бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>133</b>
89- §. Кислород . . . . .	134
90- §. Олтингугурт . . . . .	137
91- §. Олтингугуртнинг оксид, кислота ва тузлари . . . . .	141
<b>XII б о б. V группанинг бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>144</b>
92- §. Азот . . . . .	144
93- §. Азотнинг кислородли бирикмалари . . . . .	148
94- §. Фосфор . . . . .	151
95- §. Фосфорнинг кислородли бирикмалари . . . . .	152
<b>XIII б о б. IV группанинг бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>155</b>
96- §. Углерод . . . . .	156
97- §. Углероднинг кислородли бирикмалари . . . . .	158
98- §. Кремний . . . . .	160
99- §. Кремнийнинг кислородли бирикмалари . . . . .	161
<b>XIV б о б. VIII группанинг бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>164</b>
<b>XV б о б. Металларнинг умумий хоссалари . . . . .</b>	<b>166</b>
<b>XVI б о б. I группа бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>171</b>
100- §. Натрий . . . . .	172
101- §. Калий . . . . .	174
<b>XVII б о б. II группа бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>176</b>
102- §. Бериллий . . . . .	176
103- §. Магний . . . . .	178
104- §. Кальций . . . . .	179
<b>XVIII б о б. III группа бош группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>182</b>
105- §. Бор . . . . .	182
106- §. Алюминий . . . . .	185
<b>XIX б о б. Комплекс бирикмалар . . . . .</b>	<b>186</b>
Даврий системанинг ёнаки группачаси элементлари . . . . .	191
<b>XX б о б. I группа ёнаки группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>191</b>
107- §. Мис . . . . .	192
108- §. Қумуш ва олтин . . . . .	193
<b>XXI б о б. II группа ёнаки группачаси элементлари . . . . .</b>	<b>195</b>
109- §. Рух . . . . .	195

110- §. Кадмий	197
111- §. Снмоб	198
XXП б о б. VI группа ёнаки группачаси элементлари	200
112- §. Хром	201
XXIII б о б. VII группа ёнаки группачаси элементлари	203
113- §. Марганец	204
XXIV б о б. VIII группа ёнаки группачаси элементлари	207
114- §. Темир	208
115- §. Кобальт	211
116- §. Никель	211
Фойдаланилган адабиётлар	212

КАРИМ РАСУЛОВ, ОРИФ ПЎЛДОШЕВ,  
БАХТИЕР ҚОРАБОЛАЕВ

### УМУМИЙ ВА АНОРГАНИК КИМЕ

Педагогика институтларининг  
кимёдан бошқа ихтисос олувчи  
талабалари учун ўқув қўлланма

Тошкент «Ўқитувчи» 1996

Редакция мудири Б. Акбаров  
Муҳаррир Р. Аслонова  
Бадний муҳаррир Ф. Неққадамбоев  
Техник муҳаррир Т. Грешникова  
Мусаҳҳиҳ: М. Олимова

ИБ № 6380

Теришга берилди 4.11.93. Босишга рухсат этилди 10.07.96 Формати  
60×90 1/16. Литературная гарн. Кегли 10 шпонсм. Юқори босма усулида  
босилди. Шартли б. л. 13,5. Шартли кр.-отт. 13,75. Нашр. л. 12,5. 5000 нус-  
хада босилди. Вујуртма № 395.

«Ўқитувчи» нашриёти. Тошкент, 129. Навоий кўчаси, 30. Шартнома 11-152-93.

Область газеталарининг бирлашган нашриёти ва босмахонаси. Самарқанд  
ш., У. Турсунов кўчаси, 82. 1996.